

NOWA To jest chemia

2 PODRĘCZNIK • LICEUM • TECHNIKUM
ZAKRES ROZSZERZONY

Nowość
EDYCJA 2024

ZMIANY
W PODSTAWACH
2024



podręcznik w pełni
dostosowany



nowa
era

NOWA

To jest chemia

2 PODRĘCZNIK • LICEUM • TECHNIKUM

ZAKRES ROZSZERZONY

MARIA LITWIN

SZAROTA STYKA-WLAZŁO

JOANNA SZYMOŃSKA

NOWA To jest chemia

Podręcznik dopuszczony do użytku szkolnego przez ministra właściwego do spraw oświaty i wychowania i wpisany do wykazu podręczników przeznaczonych do kształcenia ogólnego do nauczania chemii, na podstawie opinii rzeczoznawców:

prof. dr hab. Hanny Gulińskiej, dr. Pawła Cieśli, mgr. Klemensa Stróżyńskiego.

Zakres kształcenia: rozszerzony

Etap edukacyjny: III

Typ szkoły: ponadpodstawowa (liceum ogólnokształcące i technikum)

Rok dopuszczenia: 2025

Numer ewidencyjny w wykazie MEN: 1223/2/2025

Podręcznik został opracowany na podstawie *Programu nauczania chemii w zakresie rozszerzonym dla liceum ogólnokształcącego i technikum „NOWA To jest chemia”* autorstwa Marii Litwin i Szaroty Styki-Wlazło.

Podręcznik został opracowany z uwzględnieniem zmian w zasadach polskiej ortografii, uchwalonych przez Radę Języka Polskiego w 2024 r. i obowiązujących od 1.01.2026 r.

Nabyta przez Ciebie publikacja jest dziełem twórcy i wydawcy. Prosimy o przestrzeganie praw, jakie im przysługują. Zawartość publikacji możesz udostępnić nieodpłatnie osobom bliskim lub osobiście znanym, ale nie umieszczaj jej w internecie. Jeśli cytujesz jej fragmenty, to nie zmieniaj ich treści i koniecznie zaznacz, czyje to dzieło. Możesz skopiować część publikacji jedynie na własny użytek.

Szanujemy cudzą własność i prawo. Więcej na www.legalnakultura.pl

Wykorzystywanie treści niniejszego Utworu, w jakiegokolwiek formie lub w jakimkolwiek procesie, do celów eksploracji tekstu i danych, uczenia maszynowego, rozwoju i/lub szkolenia i/lub wzbogacania sztucznej inteligencji jakiegokolwiek rodzaju jest surowo zabronione.



© Copyright by Nowa Era Sp. z o.o. 2025
ISBN 978-83-267-5147-9

Współpraca autorska: Bartłomiej Górski, Romuald Hassa, Claudia Janiszewska-Cuch, Małgorzata Jelińska-Kazimierczuk, Daria Kiskowiak, Elżbieta Megiel, Aleksandra Mrzigod, Janusz Mrzigod, Michał Płotek, Tomasz Wichur.

Konsultacja merytoryczna: Bartłomiej Górski, Agata Jagielska, Andrzej Persona.

Opracowanie redakcyjne: Marta Mieszkowska.

Redakcja merytoryczna: Marta Mieszkowska.

Współpraca redakcyjna: Gabriela Bieląga, Joanna Jabłońska, Oliwia Pierzyńska, Justyna Poliszkievicz, Patrycja Ściślewska.

Redakcja językowa: Aleksandra Hofman, Joanna Wasak.

Nadzór artystyczny: Ewa Kaletyn, Kaia Pichler.

Opieka graficzna: Maciej Galiński, Marcin Oleksak.

Projekt okładki: Maciej Galiński.

Projekt graficzny: Maciej Galiński.

Ilustracje: Elżbieta Buczkowska, Rafał Buczkowski, Marcin Franczak, Krzysztof Mrawiński, Joanna Ptak, Wojciech Sendal, Ewa Sowulewska.

Opracowanie graficzne: Klaudia Jaroocka, Ewa Kaletyn, Marcin Kołacz, Marcin Oleksak, Wojciech Sendal, Aleksandra Szpunar, Grażyna Truchlińska, Sławomir Włodarczyk.

Realizacja projektu graficznego: Dorota Sameć.

Fotoedycja: Beata Chromik, Katarzyna Iwan-Malawska.

Nowa Era Sp. z o.o.

Aleje Jerozolimskie 146D, 02-305 Warszawa

www.nowaera.pl, nowaera@nowaera.pl

Centrum Kontaktu: 58 721 48 00

Druk i oprawa: Quad/Graphics Europe Sp. z o.o.

O czym jest podręcznik?

W części 2. podręcznika znajdują się informacje dotyczące elektrochemii, energetyki reakcji chemicznych, kinetyki i statyki chemicznej, reakcji chemicznych przebiegających w roztworach wodnych, a także właściwości pierwiastków chemicznych bloków s, p, d i f oraz ich związków chemicznych. Treści nadobowiązkowe wyróżniono pionową, fioletową linią, w spisie treści fioletową kropką, a kluczowe wiadomości i umiejętności, ważne w dalszej nauce chemii, oznaczono ikoną

Dlaczego wodne roztwory soli mają różne odczyny?

Czy reakcja utleniania może przebiegać bez udziału tlenu?

Czy katoda jest zawsze elektrodą dodatnią?

Czemu służą poszczególne elementy podręcznika?

Doświadczenie 1.

Pozwalają opanować umiejętności opisu doświadczeń chemicznych.



przeprowadzenie doświadczenia wymaga zachowania szczególnej ostrożności



oznaczenie substancji niebezpiecznych



ważne informacje dotyczące m.in. zasad BHP

Wszystkie doświadczenia obowiązkowe oznaczono ikoną

Ciągi przemian chemicznych

Porządkują wiedzę na temat przemian związków chemicznych.

Przykład 1.

Przykłady z planem rozwiązywania krok po kroku pokazują sposoby rozwiązywania zadań obliczeniowych i problemowych.

Korzystam z informacji

Infografiki, które umożliwiają ćwiczenie umiejętności pozyskiwania i przetwarzania informacji.

Krok po kroku

Przedstawienie kolejnych etapów procesów na infografikach ułatwia ich zrozumienie.

Zastosowania

Infografiki, które ułatwiają porządkowanie informacji na temat zastosowań substancji.

Ważne w temacie

Pomaga skupić uwagę na kluczowych wiadomościach i umiejętnościach w każdym temacie.

Mapa pojęć

Pokazuje związki przyczynowo-skutkowe i zależności między najważniejszymi pojęciami.

Zadania do tematu

Umożliwiają utrwalenie wiadomości i ćwiczenie umiejętności z lekcji na lekcję.



WIESZ, UMIESZ, ZDASZ

Podsumowanie

Najważniejsze definicje i wzory – kluczowe wiadomości w każdym dziale.

Sposób na zadania

Tłumaczenie krok po kroku sposobów rozwiązywania przekrojowych zadań problemowych i obliczeniowych.

Zadanie analogiczne

Ćwiczenie rozwiązywania zadań przekrojowych.

Trening – rozwiąż zadania

Utrwalenie kluczowych umiejętności z każdego działu.

Spis treści

Regulamin pracowni chemicznej i oznaczenia BHP	6
► Dział 1. Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia	
1. Stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych	8
2. Zmiana stopni utlenienia atomów pierwiastków w reakcjach chemicznych	13
3. Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji	19
4. Ogniwa galwaniczne	42
• 5. Elektroliza	69
Podsumowanie	75
Sposób na zadania	77
Zadanie analogiczne	78
Trening – rozwiąż zadania	79
► Dział 2. Energetyka reakcji chemicznych. Kinetyka i statyka chemiczna	
6. Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne	82
7. Szybkość reakcji chemicznej	94
8. Katalizatory i reakcje katalityczne	111
9. Równowaga chemiczna, stała równowagi	118
10. Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory	127
Podsumowanie	137
Sposób na zadania	141
Zadanie analogiczne	143
Trening – rozwiąż zadania	144
► Dział 3. Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów	
11. Dysocjacja elektrolityczna	146
12. Stała dysocjacji elektrolitycznej, stopień dysocjacji elektrolitycznej	157
13. Odczyn wodnych roztworów substancji, pH	168
14. Hydroliza soli	188
15. Reakcje zobojętniania	197
16. Reakcje strącania osadów	206
Podsumowanie	214
Sposób na zadania	217
Zadanie analogiczne	219
Trening – rozwiąż zadania	220
► Dział 4. Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – blok s	
17. Wodór i hel	222
18. Litowce	228
19. Berylownce	235
20. Blok s – podsumowanie	242
Podsumowanie	245
Sposób na zadania	246
Zadanie analogiczne	247
Trening – rozwiąż zadania	248

► Dział 5. Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – blok p

21. Borowce	250
22. Węglowce	259
23. Azotowce	265
24. Tlenowce	276
25. Fluorowce	289
26. Helowce	301
27. Blok p – podsumowanie	304
Podsumowanie	306
Sposób na zadania	308
Zadanie analogiczne	309
Trening – rozwiąż zadania	310

► Dział 6. Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – bloki d i f

28. Chrom $_{24}\text{Cr}$	312
29. Mangan $_{25}\text{Mn}$	325
30. Żelazo $_{26}\text{Fe}$	334
31. Miedź $_{29}\text{Cu}$	342
32. Blok d – podsumowanie	350
• 33. Pierwiastki chemiczne bloku f	354
Podsumowanie	357
Sposób na zadania	359
Zadanie analogiczne	361
Trening – rozwiąż zadania	362

Odpowiedzi do zadań	363
Właściwości pierwiastków chemicznych	370
Potencjał standardowy redukcji	372
Wartości stałych dysocjacji wybranych kwasów i zasad w temperaturze 25 °C	374
Wybrane wskaźniki kwasowo-zasadowe	375
Tabela wartości logarytmów dziesiętnych	376
Krzywe rozpuszczalności substancji stałych w wodzie	377
Wartości iloczynu rozpuszczalności wybranych substancji w temperaturze 25 °C	378
Bibliografia	379
Indeks	380

Część 3

Chemia organiczna jako chemia związków węgla

Węglowodory

Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów – fluorowcopochodne węglowodorów, alkohole i fenole

Część 4

Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów – aldehydy i ketony, kwasy karboksylowe,

estry i tłuszcze, aminy i amidy

Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów

Regulamin pracowni chemicznej i oznaczenia BHP

W pracowni chemicznej należy ściśle przestrzegać regulaminu i postępować zgodnie z zasadami bezpiecznej pracy.

- ▶ Wszystkie doświadczenia chemiczne można wykonywać wyłącznie na polecenie nauczyciela.
- ▶ Przed wykonaniem doświadczenia chemicznego należy założyć fartuch i okulary ochronne, a jeśli to konieczne – rękawice ochronne.
- ▶ Wszystkie substancje stosowane do doświadczeń chemicznych należy traktować jako potencjalnie truczyny: nie wolno ich dotykać, sprawdzać ich smaku ani zapachu bez wyraźnego polecenia nauczyciela.
- ▶ Na polecenie nauczyciela można sprawdzić zapach substancji, kierując jej pary ruchem wachlującym dłoni w stronę nosa.
- ▶ Podczas ogrzewania substancji w probówce trzeba skierować jej wylot w stronę, gdzie nikogo nie ma, i delikatnie nią poruszać.
- ▶ Należy zachować szczególne środki ostrożności podczas pracy z substancjami oznaczonymi znakami ostrzegawczymi w postaci piktogramów.
- ▶ Odpady, które zostają po wykonaniu doświadczeń chemicznych, trzeba zbierać w odpowiednich pojemnikach i poddawać utylizacji.



- ▶ Doświadczenia chemiczne trzeba przeprowadzać według instrukcji zamieszczonej w podręczniku, podanej lub zatwierdzonej przez nauczyciela.

Zagrożenia fizykochemiczne



substancje
wybuchowe



substancje
łatwopalne



substancje
utleniające



gazy
pod ciśnieniem



substancje
korodujące metale

Zagrożenia dla zdrowia



substancje
toksyczne



substancje
drażniące



substancje
rakotwórcze,
mutagenne



substancje
żrące

Zagrożenia dla środowiska



substancje niebezpieczne
dla środowiska



substancje niebezpieczne
dla warstwy ozonowej

1. Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

Przypomnij sobie!

- ▶ **Szereg aktywności metali** to zestawienie metali uporządkowanych według malejącej aktywności chemicznej. Aktywność chemiczną metali określa się na podstawie możliwości wypierania przez nie wodoru z kwasu.

metale nieszlachetne											metale szlachetne			
K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Fe	Sn	Pb	H	Cu	Ag	Pt	Au
metale aktywne											reagują z kwasami utleniającymi			
wypierają wodór z kwasów nieutleniających											roztwarzają się w wodzie królewskiej			

- ▶ **Kwasy nieutleniające**, np.: HCl, HBr, HI, $H_2SO_{4(rozc.)}$, HCOOH, CH_3COOH , reagują tylko z metalami bardziej aktywnymi chemicznie od wodoru. Kwasy nieutleniające **nie reagują z metalami szlachetnymi**.
- ▶ Metale szlachetne (mniej aktywne chemicznie od wodoru), jak miedź czy rtęć, reagują jedynie z **kwasami utleniającymi**, np.: HNO_3 , $HClO_3$, $HClO_4$, H_2CrO_4 , $H_2SO_{4(stęż.)}$. W tych reakcjach chemicznych **nie powstaje wodór**, tylko odpowiednie tlenki.
- ▶ **Korozja** metali to powolny proces niszczenia przedmiotów wykonanych z metali lub ich stopów.



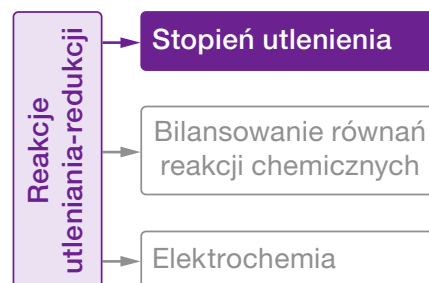
1 Stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych



Fot. 1. Podczas spalania wełny stalowej powstaje mieszanina różnych tlenków żelaza.

Ważne w tym temacie:

- pojęcie *stopień utlenienia*
- ustalanie typowych stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych na podstawie ich konfiguracji elektronowej
- obliczanie stopni utlenienia atomów w jonie i w cząsteczce związku chemicznego



Reakcje utleniania (fot. 1.) zachodzą m.in. podczas spalania w tlenie. Towarzyszy im zmiana stopni utlenienia reagujących atomów. Reakcje utleniania mogą zachodzić również bez udziału tlenu.

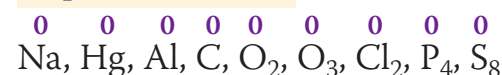
Stopień utlenienia

Stopień utlenienia to liczba dodatnich lub ujemnych ładunków elementarnych, które miałyby atom danego pierwiastka chemicznego, gdyby wszystkie wiązania chemiczne występujące w cząsteczce lub jonie zawierającym ten atom miały charakter jonowy. Stopnie utlenienia oznacza się **cyframi rzymskimi** i zapisuje nad symbolami pierwiastków chemicznych.

Reguły określania stopni utlenienia

Stopień utlenienia jest pojęciem umownym. Przypisuje się go atomom pierwiastków chemicznych **według określonych reguł**:

- ▶ atomy pierwiastków chemicznych **w stanie wolnym** mają **zerowy** stopień utlenienia:



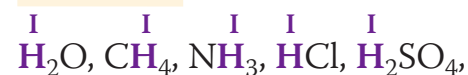
- ▶ atomy **litowców** (rys. 1.) w związkach chemicznych mają **stopień utlenienia I**:



- ▶ atomy **berylowców** w związkach chemicznych mają **stopień utlenienia II**:



- ▶ atom **wodoru** w związkach chemicznych zazwyczaj ma **stopień utlenienia I**:

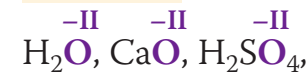


a jedynie w wodorokach metali **-I**: $\overset{-\text{I}}{\text{NaH}}, \overset{-\text{I}}{\text{CaH}_2}$

litowce
berylowce

Rys. 1. Litowce to pierwiastki chemiczne 1. grupy układu okresowego, berylownce – pierwiastki 2. grupy.

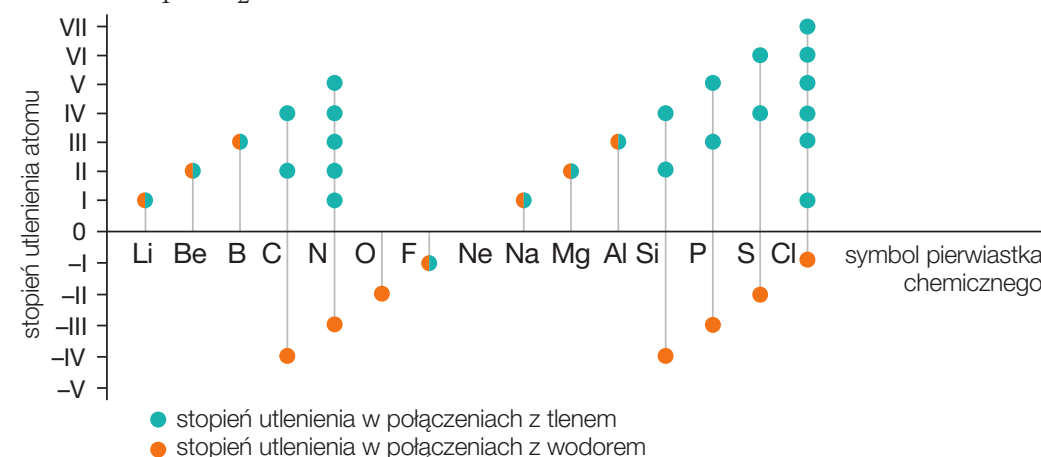
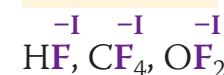
- ▶ atom **tlenu** w związkach chemicznych ma stopień utlenienia **-II**:



z **wyjątkiem** nadtlenków (np. $\overset{-\text{I}}{\text{H}_2\text{O}_2}$), ponadtlenków (np. $\overset{-\frac{1}{2}}{\text{KO}_2}$)

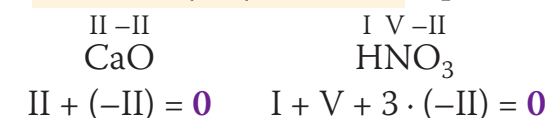
i fluorku tlenu $\overset{\text{II}}{\text{OF}_2}$

- ▶ atom **fluoru** w związkach chemicznych ma zawsze **stopień utlenienia -I** (rys. 2.):



Rys. 2. Stopnie utlenienia atomów wybranych pierwiastków chemicznych z bloków s i p w związkach chemicznych z tlenem i wodorem.

- ▶ **suma stopni utlenienia wszystkich atomów tworzących związek chemiczny wynosi zero**, np.:



- ▶ stopień utlenienia atomu pierwiastka chemicznego **w jonie prostym jest równy ładunkowi jonu** (tabela 1).

Tabela 1. Stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w wybranych jonach prostych

Wzór związku chemicznego	Symbol chemiczny jonu prostego	Stopień utlenienia
CaS	Ca^{2+}	II
	S^{2-}	-II
Al_2O_3	Al^{3+}	III
	O^{2-}	-II

- ▶ suma stopni utlenienia wszystkich atomów **w jonie złożonym** (składającym się z kilku pierwiastków chemicznych) **jest równa ładunkowi tego jonu**, np.:



Tlenowce
→ patrz s. 276

W nadtlenukach jon O_2^{2-} ma ładunek -II,
w ponadtlenkach jon O_2^- ma ładunek -I.

- ▶ w związkach chemicznych **ujemny stopień utlenienia** mają zwykle atomy pierwiastków chemicznych **o wyższej elektroujemności**,
- ▶ **atomy metali** w związkach chemicznych z reguły przyjmują **dodatnie stopnie utlenienia**.

Atomy większości pierwiastków chemicznych mogą przyjmować **różne stopnie utlenienia** w zależności od tego, jaki związek chemiczny tworzą. Niektóre, np. Na, Mg, Al i Zn, we wszystkich związkach chemicznych występują tylko na jednym stopniu utlenienia.

Przykład 1.

Plan rozwiązywania

- 1 Zastosuj reguły (s. 8), które odnoszą się do tlenu, wodoru i magnezu. Szukany stopień utlenienia oznacz x .
- 2 Oblicz x .
- 3 Napisz odpowiedź.

Określanie stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w związkach chemicznych

Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w: CO_2 , H_3PO_4 , $\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$.

- | | | |
|--|---|--|
| <ol style="list-style-type: none"> 1 x -II
CO_2 2 $x + 2 \cdot (-\text{II}) = 0$
$x = \text{IV}$ 3 Stopień utlenienia atomu węgla w tlenku węgla(IV) wynosi IV, stopień utlenienia atomu fosforu w kwasie fosforowym(V) jest równy V, a stopień utlenienia atomu azotu w azotanie(III) magnezu to III. | <ol style="list-style-type: none"> 1 x -II
H_3PO_4 2 $3 \cdot \text{I} + x + 4 \cdot (-\text{II}) = 0$
$x = \text{V}$ | <ol style="list-style-type: none"> 1 x -II
$\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$ 2 $\text{II} + 2x + 4 \cdot (-\text{II}) = 0$
$x = \text{III}$ |
|--|---|--|

Przykład 2.

Plan rozwiązywania

- 1 Zastosuj regułę (s. 9), która odnosi się do tlenu. Stopień utlenienia atomu pierwiastka, do którego nie odnosi się żadna reguła, oznacz x .
- 2 Oblicz x .
- 3 Napisz odpowiedź.

Określanie stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w jonach

Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w: SO_3^{2-} , MnO_4^- .

- | | |
|---|---|
| <ol style="list-style-type: none"> 1 x -II
SO_3^{2-} 2 Suma stopni utlenienia wszystkich atomów w jonie złożonym jest równa ładunkowi tego jonu.
$x + 3 \cdot (-\text{II}) = -\text{II}$
$x = \text{IV}$ 3 Stopień utlenienia atomu siarki w anionie siarczanowym(IV) wynosi IV, a stopień utlenienia atomu manganu w anionie manganianowym(VII) to VII. | <ol style="list-style-type: none"> 1 x -II
MnO_4^- 2 $x + 4 \cdot (-\text{II}) = -\text{I}$
$x = \text{VII}$ |
|---|---|

Ustalanie typowych stopni utlenienia atomów pierwiastków na podstawie ich konfiguracji elektronowej

Stopień utlenienia atomu pierwiastka chemicznego **nie może być**:

- ▶ **niższy od maksymalnej liczby elektronów, jaką dany atom może pobrać**, aby uzyskać trwałą konfigurację ostatniej powłoki elektronowej,
 - ▶ **wyższy od maksymalnej liczby elektronów, jaką dany atom może oddać**.
- Z położenia danego pierwiastka chemicznego w układzie okresowym można odczytać teoretycznie najniższy i najwyższy stopień utlenienia danego atomu pierwiastka chemicznego.

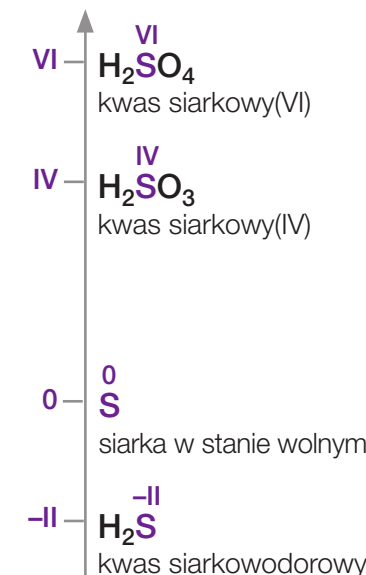
Na przykład **atom siarki** o konfiguracji elektronowej $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, aby uzyskać trwałą konfigurację elektronową, może:

- ▶ **pobrać 2 elektrony** i uzyskać konfigurację elektronową atomu argonu, czyli $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$,
- ▶ **oddać 6 elektronów** i uzyskać konfigurację elektronową atomu neonu, czyli $1s^2 2s^2 2p^6$.

Dlatego **najniższy** stopień utlenienia atomu siarki to **-II**, a **najwyższy** **VI** (rys. 3.).

Z kolei **atom magnezu** o konfiguracji elektronowej $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, aby uzyskać trwałą konfigurację elektronową, **może oddać 2 elektrony** i uzyskać konfigurację elektronową atomu neonu $1s^2 2s^2 2p^6$. Atom magnezu **nie może przyjmować elektronów**, dlatego jego **najniższy stopień** utlenienia to **0**, a **najwyższy** to **II**.

Najniższy stopień utlenienia atomów metali jest równy **0**, a **najwyższy** odpowiada **liczbie elektronów, które ten atom może oddać**.



Rys. 3. Stopnie utlenienia atomów siarki.

Ważne w temacie Stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych

Stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych

1. Obliczam stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych

- w **cząsteczce** związku chemicznego, np. H_2SO_3
 $\text{I} \quad x \quad -\text{II}$
 H_2SO_3
 $2 \cdot \text{I} + x + 3 \cdot (-\text{II}) = 0$
 $x = -2 \cdot \text{I} - 3 \cdot (-\text{II})$
 $x = \text{IV}$
- w **jonie**, np. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
 $x \quad -\text{II}$
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
 $2x + 7 \cdot (-\text{II}) = -2$
 $2x = -2 - 7 \cdot (-\text{II}) / : 2$
 $x = \text{VI}$

2. Ustalam typowe stopnie utlenienia atomów pierwiastków na podstawie ich konfiguracji elektronowej

- **Minimalny stopień utlenienia** to liczba elektronów, które ten atom może przyjąć, aby uzyskać trwałą konfigurację elektronową.
 - **Maksymalny stopień utlenienia** atomu pierwiastka chemicznego odpowiada liczbie elektronów, które może on oddać, aby uzyskać trwałą konfigurację elektronową.
- Na przykład:
- 7N : $1s^2 2s^2 2p^3$
- może **pobrać 3 elektrony** i uzyskać konfigurację elektronową 10Ne : $1s^2 2s^2 2p^6$,
 - może **oddać 5 elektronów** i uzyskać konfigurację elektronową 2He : $1s^2$.

Najniższy stopień utlenienia atomu azotu to **-III**, a **najwyższy** to **V**.

Stopień utlenienia – liczba dodatnich lub ujemnych ładunków elementarnych, które miałby atom danego pierwiastka chemicznego, gdyby wszystkie wiązania występujące w cząsteczce lub jonie zawierającym ten atom miały charakter jonowy.

Zadania do tematu



1. Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w podanych związkach chemicznych lub jonach.

- | | | | | |
|----------------------------|---------------------------------|-------------------|-----------------------|------------------------------------|
| a) H_2O | d) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ | g) SiO_2 | j) Zn^{2+} | ł) $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$ |
| b) MgS | e) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ | h) HBr | k) CO_3^{2-} | m) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ |
| c) Al_2S_3 | f) HClO_4 | i) NaH | l) HSO_4^- | n) PO_4^{3-} |

2. Napisz skróconą konfigurację elektronową atomu fosforu w stanie podstawowym i podaj jego typowe stopnie utlenienia w związkach chemicznych.

3. Pewien pierwiastek chemiczny znajduje się w 3. okresie układu okresowego. Aby uzyskać trwałą konfigurację elektronową, jego atom może pobrać 1 elektron lub oddać 7 elektronów.

Napisz skróconą konfigurację elektronową tego atomu w stanie podstawowym i podaj nazwę tego pierwiastka chemicznego.

4. Podaj stopnie utlenienia atomu azotu w jego związkach chemicznych z tlenem i wodorem.

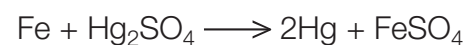
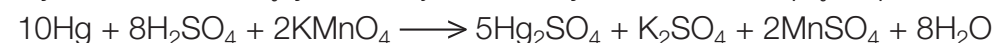
5. U szereguj tlenki o podanych wzorach sumarycznych według wzrastającej wartości stopni utlenienia atomu chloru.



6. Przeprowadzono doświadczenie *Bijące serce rtęciowe* według podanego opisu.

Do znajdującej się na szkiełku zegarkowym kropli rtęci zanurzonej w wodzie destylowanej dodano kilka kropli stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI), a następnie roztworu manganianu(VII) potasu.

Po zbliżeniu do rtęci stalowego drucika kropla zaczęła drgać – kurczyć się i rozkurczać. Drgania rtęci są wynikiem zachodzących reakcji chemicznych i zmian w napięciu powierzchniowym na powierzchni rtęci.

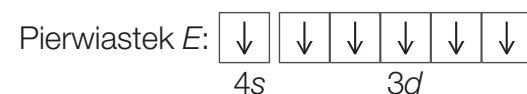
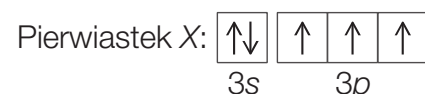


Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych wchodzących w skład wszystkich substratów i produktów podanych reakcji chemicznych.

7. Pierwiastek chemiczny oznaczony symbolem X tworzy wodorek, w którym występuje na II stopniu utlenienia. W wyniku reakcji tego wodorku z wodą powstaje m.in. związek chemiczny Z, w skład którego oprócz pierwiastka X wchodzi dwa inne pierwiastki chemiczne. Masowa zawartość procentowa pierwiastka X w związku Z wynosi 54,05 %.

Ustal symbol pierwiastka X.

8. Poniżej przedstawiono konfigurację elektronów walencyjnych atomów dwóch pierwiastków chemicznych umownie oznaczonych literami X i E.



Uzupełnij poniższą tabelę. Wpisz symbole pierwiastków X i E, symbol bloku konfiguracyjnego, do którego należy każdy z tych pierwiastków, oraz wartości maksymalnych stopni utlenienia atomów tych pierwiastków.

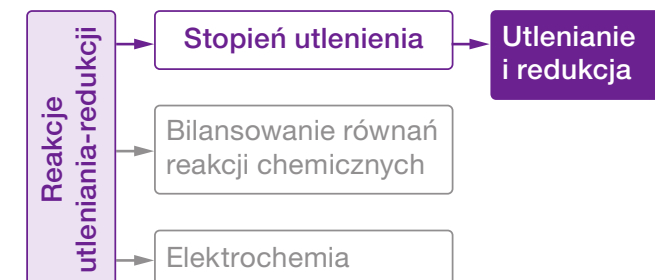
	Symbol pierwiastka	Symbol bloku	Maksymalny stopień utlenienia
pierwiastek X	?	?	?
pierwiastek E	?	?	?

2

Zmiana stopni utlenienia atomów pierwiastków w reakcjach chemicznych

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *utlenianie, redukcja, utleniacz, reduktor*
- wskazywanie utleniacza, reduktora, procesu utleniania i redukcji w podanej reakcji



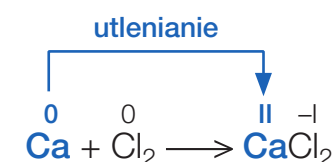
Fot. 2. Spalanie siarki w powietrzu.

Podczas reakcji utleniania atomy pierwiastków chemicznych zmieniają swoje stopnie utlenienia. Na przykład atom siarki w reakcji chemicznej z tlenem (fot. 2.) zmienia swój stopień utlenienia z 0 na IV. Znajomość reguł ustalania stopni utlenienia atomów pierwiastków w związku chemicznym umożliwia precyzyjne zdefiniowanie procesów utleniania i redukcji.

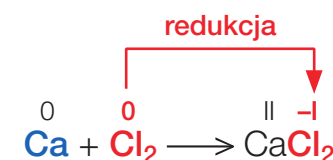
Reakcje utleniania i redukcji

Reakcje utleniania-redukcji, nazywane reakcjami redoks, to przemiany, w których atomy pierwiastków chemicznych występują na innych stopniach utlenienia w produktach niż w substratach.

Utlenianie (oksydacja) to **oddawanie elektronów** przez cząstkę (drobinę), np. atom, cząsteczkę, jon. Utlenianie jest związane z podwyższeniem stopnia utlenienia atomu pierwiastka chemicznego, np.:



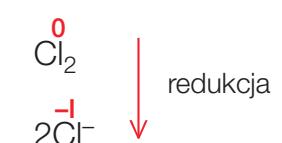
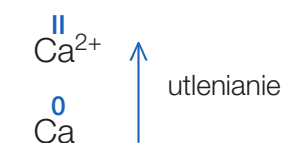
Redukcja to **pobieranie elektronów** przez cząstkę, co wiąże się z obniżeniem stopnia utlenienia atomu pierwiastka chemicznego, np.:



W reakcjach utleniania-redukcji (reakcjach redoks) **utlenianie i redukcja zachodzą równocześnie**.

Nie wszystkie reakcje chemiczne przebiegają ze zmianą stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych. Aby ustalić, czy reakcja chemiczna jest reakcją redoks, należy wyznaczyć stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach tej reakcji chemicznej.

Reakcje utleniania-redukcji (redoks) – reakcje chemiczne przebiegające ze zmianą stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach.



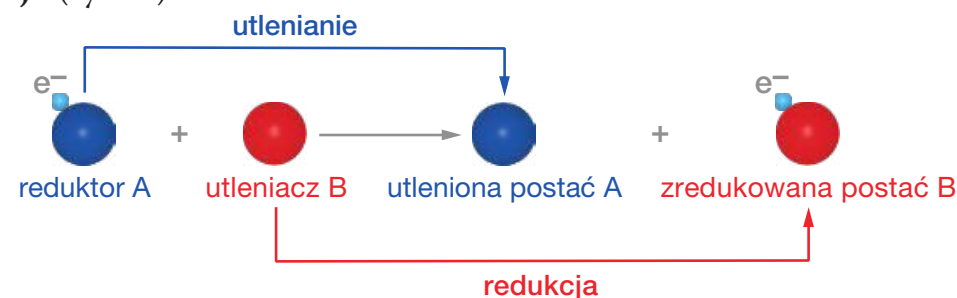
Ustalanie reduktora i utleniacza

Reduktor – pierwiastek, związek chemiczny lub jon, którego atomy oddają elektrony, czyli **podwyższają swój stopień utlenienia**. Reduktor powoduje redukcję drugiego reagenta, jednocześnie sam się utlenia.

Utleniacz – pierwiastek, związek chemiczny lub jon, którego atomy przyjmują elektrony, czyli **obniżają swój stopień utlenienia**. Utleniacz powoduje utlenianie drugiego reagenta, jednocześnie sam się redukuje (rys. 4.):

Reduktor to pierwiastek, związek chemiczny lub jon, którego atomy oddają elektrony, czyli **podwyższają swój stopień utlenienia**. Reduktor powoduje redukcję drugiego reagenta, jednocześnie sam się utlenia.

Natomiast **utleniacz** to pierwiastek, związek chemiczny lub jon, którego atomy przyjmują elektrony, czyli **obniżają swój stopień utlenienia**. Utleniacz powoduje utlenianie drugiego reagenta, jednocześnie sam się redukuje (rys. 4.):



Rys. 4. Schemat reakcji utleniania-redukcji.

Przykład 3.

Plan rozwiązywania

- 1 Napisz równanie reakcji chemicznej i ustal stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach. Zastosuj reguły (s. 8, 9), które odnoszą się do danego pierwiastka chemicznego.
- 2 Sprawdź, czy atomy pierwiastków chemicznych zmieniły stopień utlenienia. Napisz odpowiedź.

Ustalanie, czy reakcja chemiczna jest reakcją utleniania-redukcji

Ustal, czy reakcja zobojętniania kwasu siarkowego(VI) wodorotlenkiem potasu jest reakcją utleniania-redukcji.

- 1 $\overset{-II}{K} \overset{-II}{O}H + \overset{VI}{S} \overset{-II}{O}_4 \longrightarrow \overset{VI}{S} \overset{-II}{O}_4 + \overset{-II}{H}_2 \overset{-II}{O}$
- 2 Po wyznaczeniu stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach widać, że nie uległy one zmianie podczas reakcji chemicznej. Reakcja kwasu siarkowego(VI) z wodorotlenkiem potasu **nie jest reakcją utleniania-redukcji (redoks)**.

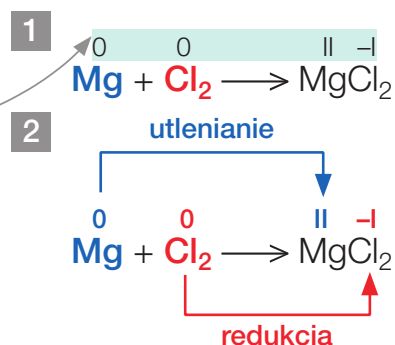
Przykład 4.

Plan rozwiązywania

- 1 Napisz równanie reakcji chemicznej i określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych.
- 2 Ustal reakcję utleniania i reakcję redukcji.

Ustalanie reduktora i utleniacza

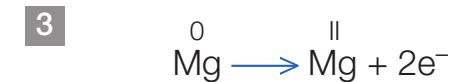
Ustal reduktor i utleniacz w reakcji magnezu z chlorem.



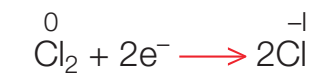
ciąg dalszy przykładu na s. 15

początek przykładu na s. 14

- 3 Napisz schematy utleniania i redukcji oraz wskaż utleniacz i reduktor.



Atom magnezu oddaje elektrony. Magnez pełni funkcję **reduktora**.



Atomy chloru przyjmują elektrony. Chlor pełni funkcję **utleniacza**.

Synteza chlorku magnezu przedstawiona w przykładzie 4. jest reakcją redoks, gdyż **atom magnezu podwyższa swój stopień utlenienia z 0 do II**, a jednocześnie **atomy chloru obniżają swój stopień utlenienia z 0 do -I**.

Równania połówkowe

Procesy przyjmowania elektronów przez utleniacz i oddawania elektronów przez reduktor przedstawia się za pomocą równań nazywanych **równaniami połówkowymi**. Są one wykorzystywane do **bilansowania** procesów redoks. **Utleniacz może przyjąć tylko tyle elektronów, ile oddał reduktor**.

Równanie połówkowe – schemat, który przedstawia proces przyjmowania elektronów przez utleniacz lub oddawania elektronów przez reduktor.

Doświadczenie 1.

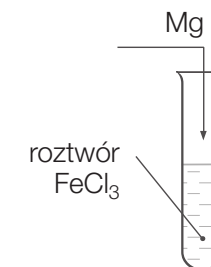


Reakcja magnezu z chlorkiem żelaza(III)

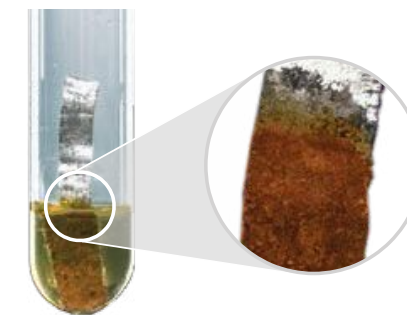
Odczynniki: wstążka magnezowa, roztwór chlorku żelaza(III).

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, szkiełko zegarkowe, szczypce.

Instrukcja: Oczyszczoną wstążkę magnezową zanurz w roztworze chlorku żelaza(III) (schemat). Po chwili ostrożnie wyjmij ją szczypcami z roztworu i umieść na szkiełku zegarkowym.



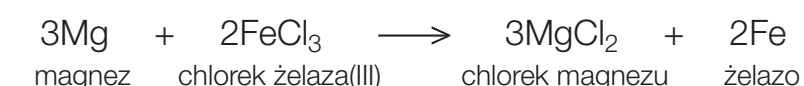
- **Obserwacje:** Wstążka magnezowa pokryła się rdzawym nalotem (fot. 3.).



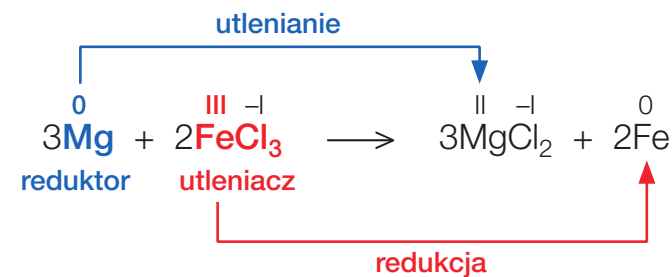
na powierzchni wstążki magnezowej osadza się żelazo, a następnie w wyniku reakcji atomów żelaza z wodą i tlenem powstaje rdza

Fot. 3. Reakcja magnezu z chlorkiem żelaza(III).

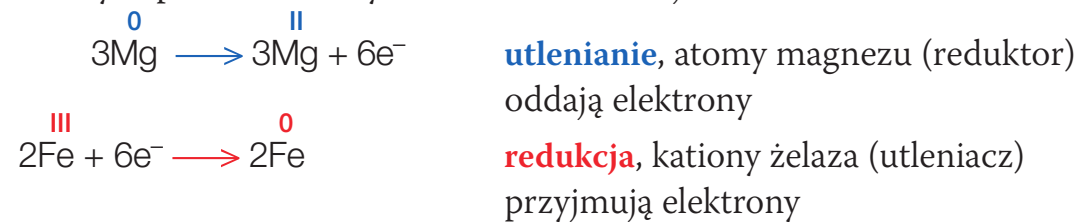
- **Wniosek:** Magnez wyparł żelazo z roztworu chlorku żelaza(III). Oznacza to, że magnez jest metalem bardziej aktywnym chemicznie od żelaza. Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:



Reakcja chemiczna magnezu z chlorkiem żelaza(III) (doświadczenie 1., s. 15) jest reakcją utleniania-redukcji. Atomy magnezu i żelaza występują na różnych stopniach utlenienia w substratach i produktach:



Aby ustalić liczby elektronów oddanych i przyjętych w reakcji redoks, należy zapisać schematy utleniania i redukcji:



Atomy **magnezu** podwyższyły swój stopień utlenienia z 0 do II, czyli uległy utlenieniu. Atom magnezu **pełni funkcję reduktora**.

Atomy **żelaza** obniżyły swój stopień utlenienia z III do 0, czyli uległy redukcji. Jon Fe^{3+} **pełni funkcję utleniacza**.

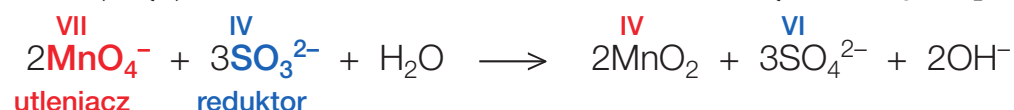
■ Przykłady reduktorów

Funkcję reduktorów mogą pełnić związki chemiczny lub jon zawierające pierwiastek chemiczny, którego atom **nie występuje na swoim najwyższym stopniu utlenienia**. Funkcję reduktora może także pełnić pierwiastek chemiczny w stanie wolnym, którego atom **może podwyższyć swój stopień utlenienia**.

Funkcję reduktora może pełnić:

- ▶ **siarka S** (stopień utlenienia atomu 0) lub **jony i związki chemiczne, które zawierają atom siarki** na stopniu utlenienia niższym niż VI (najwyższy), np.: tlenek siarki(IV) SO_2 , kwas siarkowy(IV) H_2SO_3 , kwas siarkowodorowy H_2S ,
- ▶ **węgiel C** (stopień utlenienia atomu 0) lub **jony i związki chemiczne, które zawierają atom węgla** na stopniu utlenienia niższym niż IV (najwyższy), np. tlenek węgla(II) CO .

Silne reduktory to pierwiastki chemiczne, które w stanie wolnym **są elektrododatnie** (łatwo oddają elektrony), jak wodór i metale aktywne, a także niektóre jony, jak kation żelaza(II) Fe^{2+} , anion siarczanowy(IV) SO_3^{2-} , np.:



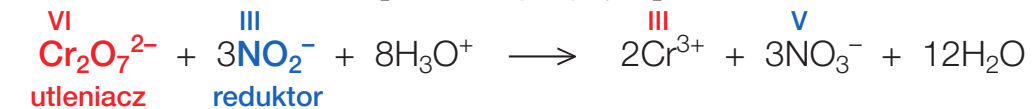
■ Przykłady utleniaczy

Funkcję utleniaczy mogą pełnić związki chemiczny lub jon zawierające pierwiastek chemiczny, którego atom **nie występuje na swoim najniższym stop-**

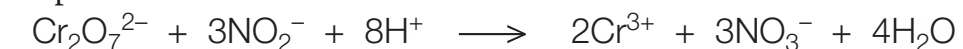
niu utlenienia. Funkcję utleniacza może też pełnić pierwiastek chemiczny w stanie wolnym, którego atom **może obniżyć swój stopień utlenienia**.

Funkcję utleniacza może pełnić np. **siarka** w stanie wolnym S (stopień utlenienia atomu 0) i kwas siarkowy(VI) H_2SO_4 , ponieważ atom siarki może obniżyć stopień utlenienia. Natomiast kwas siarkowodorowy H_2S **nie może** być utleniaczem, gdyż stopień utlenienia –II jest najniższym z możliwych stopni utlenienia atomu siarki.

Silnymi utleniaczami są niemetale w stanie wolnym, np. fluorowce, a także: kwas chlorowy(V) HClO_3 i kwas chlorowy(VII) HClO_4 , nadtlenek wodoru H_2O_2 , tlenek ołowiu(IV) PbO_2 , kwas azotowy(V) HNO_3 , stężony roztwór kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4 oraz manganian(VII) potasu KMnO_4 i dichromian(VI) potasu $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, np.:

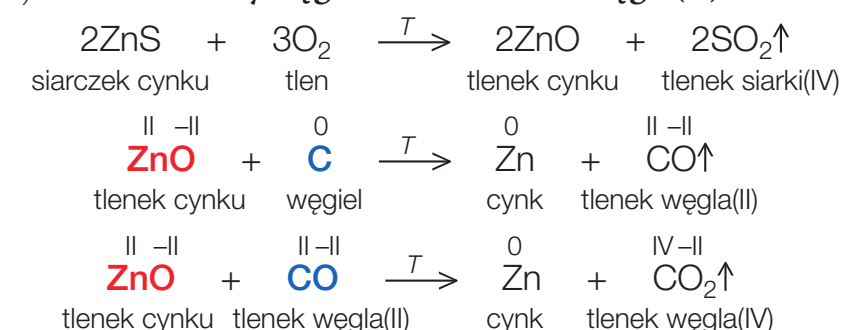


lub w uproszczeniu:

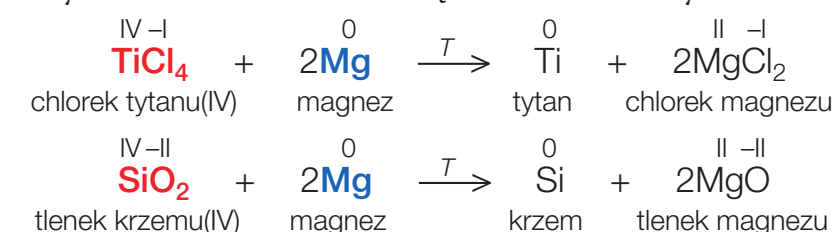


■ Zastosowania reakcji utleniania-redukcji

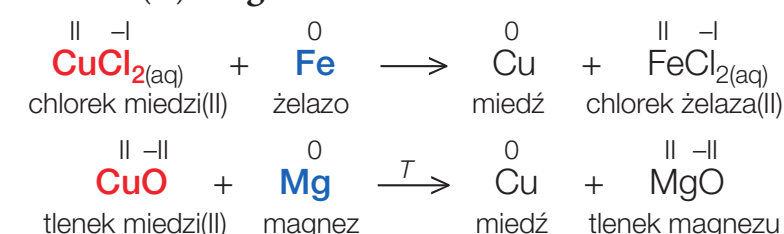
Do reakcji redoks zalicza się m.in. reakcje otrzymywania czystych metali z ich rud (fot. 4.). Funkcję reduktorów w tym procesie pełnią głównie węgiel, tlenek węgla(II) oraz niektóre metale (Mg, Fe), rzadziej wodór. Produktem pierwszego etapu procesu otrzymywania cynku z jego rudy jest tlenek cynku, który następnie jest **redukowany węglem** lub **tlenkiem węgla(II)** do metalu:



Redukujące właściwości magnezu są wykorzystywane np. do otrzymywania tytanu i krzemu z ich związków chemicznych:



Miedź można uzyskać w wyniku **redukcji jonów miedzi(II) żelazem** lub tlenku miedzi(II) **magnezem**:



Przykłady utleniaczy:
 Cl_2 , Br_2 , HClO_3 i HClO_4 ,
 H_2O_2 , H_2SO_4 , HNO_3 ,
 KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.



Fot. 4. Dzięki reakcji redoks można otrzymać np. cynk z jego rudy – **blendy cynkowej**, której głównym składnikiem jest siarczek cynku.

Przykłady reduktorów:
 H_2 , Na, K, Cl^{-} , Br^{-} , H_2S .

Przykłady silnych reduktorów:
 H_2 , metale aktywne, SO_3^{2-} .

utleniacz, reduktor

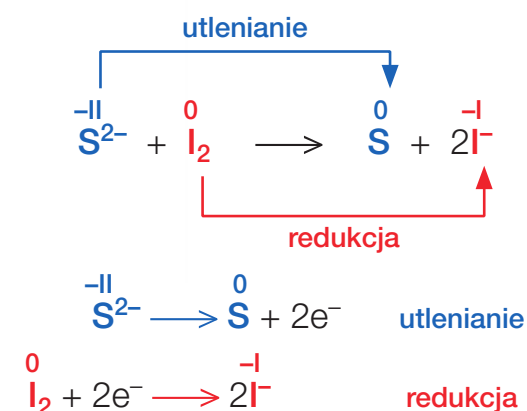
utleniacz, reduktor

utleniacz, reduktor

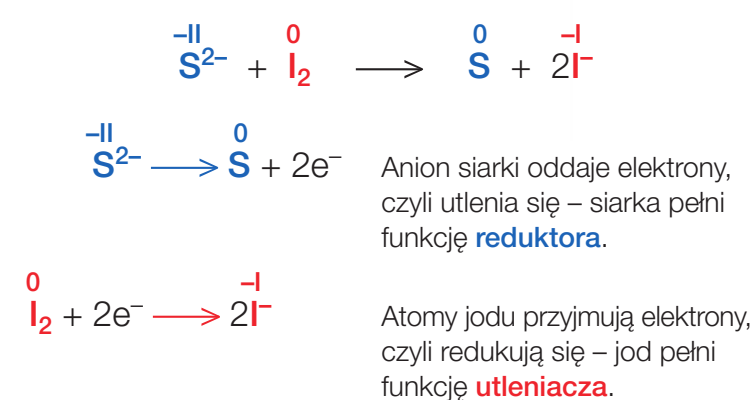
Ważne w temacie **Zmiana stopni utlenienia atomów pierwiastków w reakcjach chemicznych**

Zmiana stopni utlenienia atomów pierwiastków w reakcjach chemicznych

1. Wskazuję proces utleniania i redukcji w podanej reakcji chemicznej



2. Wskazuję utleniacz i reduktor w podanej reakcji chemicznej



Reakcje utleniania-redukcji (redoks) – reakcje chemiczne przebiegające ze zmianą stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach.

Utlenianie (oksydacja) – oddawanie elektronów przez cząstkę. Utlenianie jest związane z podwyższeniem stopnia utlenienia atomu pierwiastka chemicznego.

Redukcja – pobieranie elektronów przez cząstkę. Redukcja jest związana z obniżeniem stopnia utlenienia atomu pierwiastka chemicznego.

Utleniacz – pierwiastek, związek chemiczny lub jon, którego atomy przyjmują elektrony, czyli obniżają swój stopień utlenienia.

Reduktor – pierwiastek, związek chemiczny lub jon, którego atomy oddają elektrony, czyli podwyższają swój stopień utlenienia.

Równanie połówkowe – schemat, który przedstawia proces przyjmowania elektronów przez utleniacz lub oddawania elektronów przez reduktor.

Zadania do tematu

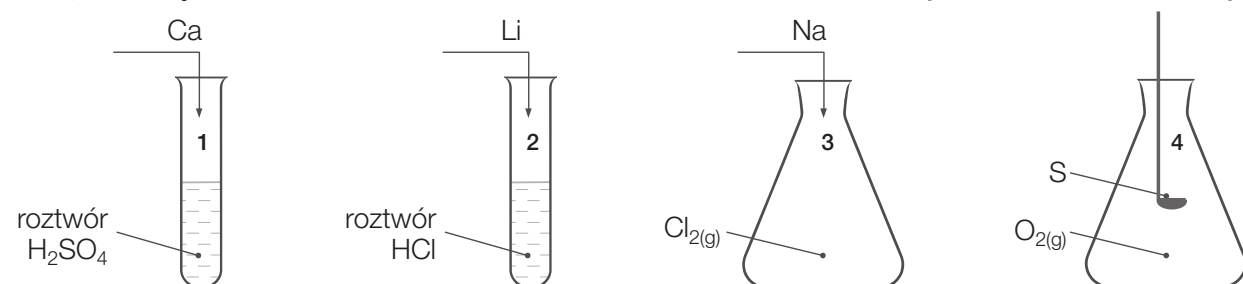


ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

1. Wskaż reakcje redoks wśród podanych równań reakcji chemicznych (a–f).

- a) $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{Fe(OH)}_2 + 2\text{NaCl}$ d) $2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{Cu(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
b) $\text{Zn} + \text{Pb(NO}_3)_2 \longrightarrow \text{Pb} + \text{Zn(NO}_3)_2$ e) $2\text{Br}^- + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{Br}_2 + 2\text{Cl}^-$
c) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{HCl}$ f) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

2. Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach przedstawionych za pomocą schematów. Wskaż utleniacz i reduktor oraz reakcje utleniania i redukcji.



3. Wskaż utleniacz i reduktor oraz reakcje utleniania i redukcji.

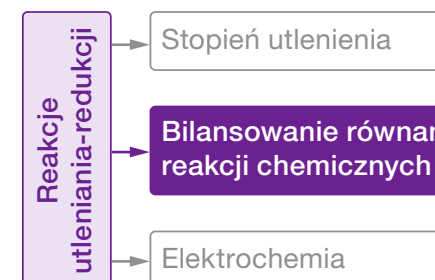
- a) $2\text{Al} + 3\text{S} \longrightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$ d) $2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{HF} + \text{O}_2$
b) $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\uparrow$ e) $2\text{Fe}^{2+} + \text{Br}_2 \longrightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{Br}^-$
c) $2\text{KBr} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{KCl} + \text{Br}_2$ f) $\text{S}^{2-} + \text{I}_2 \longrightarrow \text{S} + 2\text{I}^-$

3

Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji

Ważne w tym temacie:

- ustalanie współczynników stechiometrycznych w schematach reakcji utleniania-redukcji z zachowaniem zasad bilansu jonowo-elektronowego
- zapisywanie równań utleniania-redukcji



Fot. 5. Reakcja glinu z jodem jest przykładem reakcji utleniania-redukcji.

Bilansowanie równań reakcji chemicznych polega na ustaleniu współczynników stechiometrycznych. W reakcjach utleniania-redukcji (fot. 5.) ustala się je na podstawie liczby elektronów pobieranych przez atomy utleniacza i oddawanych przez atomy reduktora.

Liczba elektronów pobranych i oddanych podczas reakcji redoks musi być jednakowa.

Współczynniki stechiometryczne w schematach reakcji redoks ustala się, stosując **metodę bilansu elektronowego** lub **bilansu jonowo-elektronowego**.

Metoda bilansu elektronowego

W równaniach połówkowych zapisywanych podczas ustalania współczynników stechiometrycznych **metodą bilansu elektronowego** uwzględniane są wyłącznie atomy, które zmieniają swój stopień utlenienia.

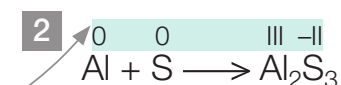
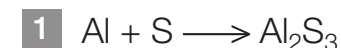
Przykład 5.

Plan rozwiązywania

- Napisz schemat reakcji chemicznej.
- Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach.
- Napisz równania połówkowe.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych

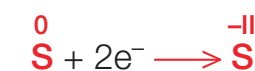
Ustal metodą bilansu elektronowego współczynniki stechiometryczne w schemacie reakcji syntezy siarczku glinu.



3 Atom glinu podwyższa swój stopień utlenienia z 0 do III, co odpowiada oddaniu przez każdy atom glinu 3 elektronów.



Atom siarki obniża swój stopień utlenienia z 0 do -II, co odpowiada pobraniu przez każdy atom siarki 2 elektronów.

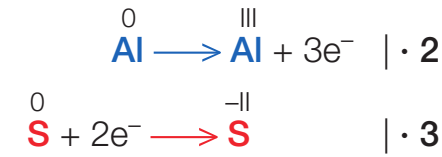


ciąg dalszy przykładu na s. 20

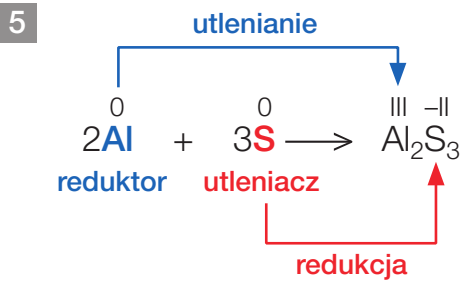
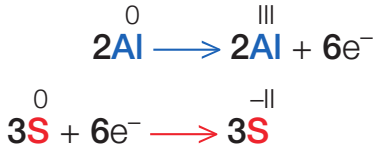
początek przykładu na s. 19

- 4
- Ułóż bilans elektronowy.
- 5
- Wpisz ustalone współczynniki stechiometryczne do schematu reakcji.
- 6
- Sprawdź, czy współczynniki stechiometryczne zostały ustalone poprawnie.

4 Procesy utleniania i redukcji zachodzą równocześnie, dlatego liczba elektronów przyjętych przez utleniacz musi być równa liczbie elektronów oddanych przez reduktor. W celu zbilansowania liczby elektronów oddanych i przyjętych należy znaleźć ich najmniejszą wspólną wielokrotność. W przedstawionym przykładzie jest to cyfra 6.



W wyniku mnożenia otrzymujemy:



6

lewa strona

Al: 2; S: 3

prawa strona

Al: 2; S: 3

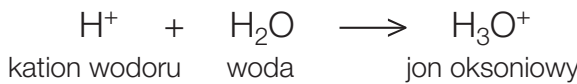
Metoda bilansu jonowo-elektronowego

Tę metodę wykorzystuje się podczas ustalania współczynników stechiometrycznych w schematach reakcji utleniania-redukcji, które przebiegają w roztworach wodnych. W metodzie bilansu jonowo-elektronowego w równaniach połówkowych zapisuje się wzory wszystkich cząstek (np. cząsteczek, jonów) zawierających atomy zmieniające swój stopień utlenienia.

W zależności od środowiska, w którym przebiega reakcja chemiczna (tabela 2., s. 21), podczas bilansowania równania reakcji chemicznej dopisywane są odpowiednio:

- ▶ cząsteczki wody H₂O,
- ▶ aniony wodorotlenkowe OH⁻,
- ▶ jony oksoniowe H₃O⁺ (kationy wodoru H⁺).

Jony oksoniowe H₃O⁺ tworzą się w roztworach wodnych pod wpływem oddziaływań cząsteczek wody z jonami wodoru powstającymi podczas dysocjacji kwasu:



W równaniach reakcji utleniania-redukcji dla uproszczenia często zamiast jonów H₃O⁺ zapisuje się jony H⁺.

Tabela 2. Przykłady bilansowania wybranych równań reakcji chemicznych w zależności od środowiska

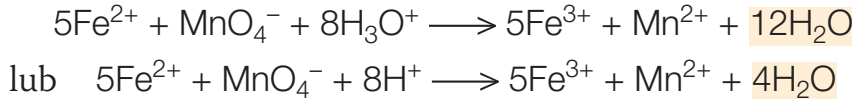
Środowisko reakcji chemicznej	Redukcja		Utlenianie	
	Przebieg reakcji	Dodany reagent	Przebieg reakcji	Dodany reagent
kwasowe	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14H ₃ O ⁺ + 6e ⁻ → 2Cr ³⁺ + 21H ₂ O	H ₃ O ⁺ (H ⁺)	NO ₂ ⁻ + 3H ₂ O → NO ₃ ⁻ + 2H ₃ O ⁺ + 2e ⁻	H ₂ O
zasadowe	NO ₃ ⁻ + 2H ₂ O + 3e ⁻ → NO + 4OH ⁻	H ₂ O	CH ₃ CHO + 3OH ⁻ → CH ₃ COO ⁻ + 2H ₂ O + 2e ⁻	OH ⁻
obojętne	MnO ₄ ⁻ + 2H ₂ O + 3e ⁻ → MnO ₂ + 4OH ⁻	H ₂ O	SO ₃ ²⁻ + 3H ₂ O → SO ₄ ²⁻ + 2H ₃ O ⁺ + 2e ⁻	H ₂ O

Cr₂O₇²⁻ anion dichromianowy(VI),
MnO₄⁻ anion manganianowy(VII)

Bilansowanie równania reakcji chemicznej przebiegającej w środowisku kwasowym

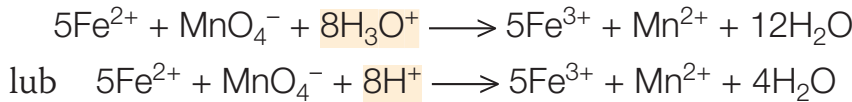
W równaniach reakcji chemicznych przebiegających w środowisku kwasowym:

- ▶ liczbę atomów tlenu bilansuje się przez dopisanie odpowiedniej liczby cząsteczek H₂O po tej stronie schematu, po której brakuje atomów tego pierwiastka chemicznego, np.:



Prawo zachowania ładunku – sumy ładunków jonów po obydwu stronach równania reakcji chemicznej muszą być równe.

- ▶ liczbę atomów wodoru bilansuje się przez dopisanie odpowiedniej liczby jonów oksoniowych H₃O⁺ (kationów wodoru H⁺) po tej stronie schematu, po której brakuje atomów tego pierwiastka chemicznego, np.:



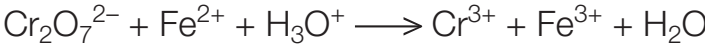
Przykład 6.

Plan rozwiązywania

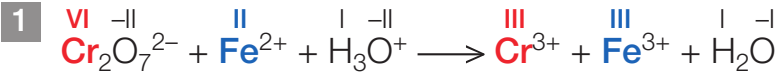
- 1
- Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach oraz ustal pierwiastki chemiczne, których stopień utlenienia atomów się zmienia.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w schemacie reakcji utleniania-redukcji (zapis jonowo-elektronowy)

Aniony dichromianowe(VI) w środowisku kwasowym reagują z kationami żelaza(II) według następującego schematu:



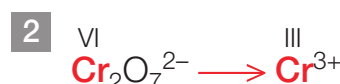
Napisz w formie jonowej skróconej, z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania procesów utleniania i redukcji zachodzących podczas opisaney reakcji chemicznej. Ustal współczynniki stechiometryczne.



ciąg dalszy przykładu na s. 22

początek przykładu na s. 21

- 2 Napisz schemat redukcji $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ do Cr^{3+} .
- 3 Ułóż bilans ładunków w procesie redukcji i napisz równanie półkowe.
- 4 Napisz równanie półkowe utleniania Fe^{2+} do Fe^{3+} .
- 5 Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej z uwzględnieniem współczynników stechiometrycznych.
- 6 Sprawdź poprawność doboru współczynników stechiometrycznych.



Po prawej stronie schematu **brakuje atomów tlenu**, dlatego należy:
▶ dopisać tam cząsteczki wody.

Następnie trzeba wyrównać:

- ▶ liczby atomów wodoru, po obu stronach schematu,
- ▶ sumaryczny ładunek.

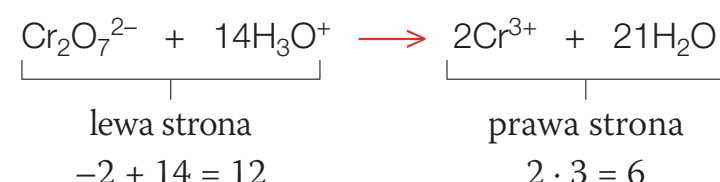
Z tego powodu po lewej stronie schematu należy dopisać odpowiednią liczbę **jonów oksoniowych**.

Trzeba dobrać współczynniki stechiometryczne tak, aby **liczba atomów poszczególnych pierwiastków chemicznych po prawej i po lewej stronie schematu była taka sama**. Schemat procesu redukcji przyjmuje postać:



- 3 **Prawo zachowania ładunku** – sumy ładunków jonów po obydwu stronach równania reakcji chemicznej muszą być równe.

W obecnym zapisie ładunek:



Do lewej strony równania należy więc **dopisać 6 elektronów**:



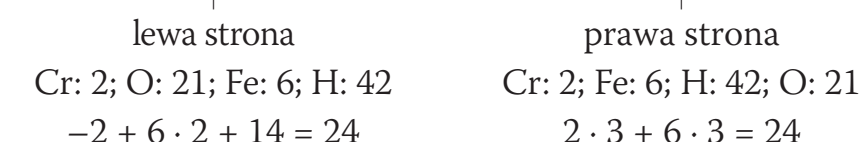
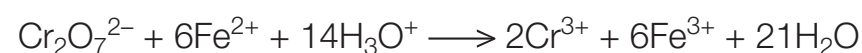
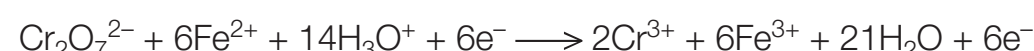
- 4 W reakcji chemicznej biorą udział kationy żelaza(II), które utleniają się do kationów żelaza(III):



Do reakcji redukcji niezbędnych jest 6 elektronów, zatem równanie reakcji utleniania należy pomnożyć przez 6:



- 5 Oba równania są dodawane stronami:



- 6

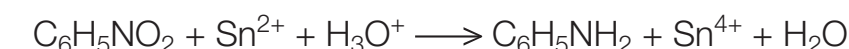
Przykład 7.

Plan rozwiązywania

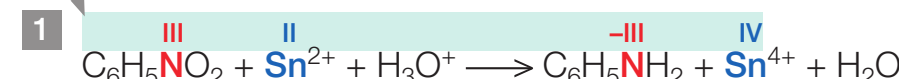
- 1 Ustal, w których pierwiastkach chemicznych stopień utlenienia atomów się zmienia.
- 2 Napisz równanie reakcji redukcji.
- 3 Napisz równanie reakcji utleniania.
- 4 Wykonaj bilans elektronowy obu procesów.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w schemacie reakcji utleniania-redukcji (zapis jonowo-elektronowy)

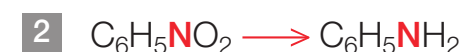
Napisz w **formie jonowej skróconej**, z uwzględnieniem oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania procesów utleniania i redukcji zachodzących w czasie reakcji chemicznej przebiegającej według następującego schematu:



Ustal współczynniki stechiometryczne.

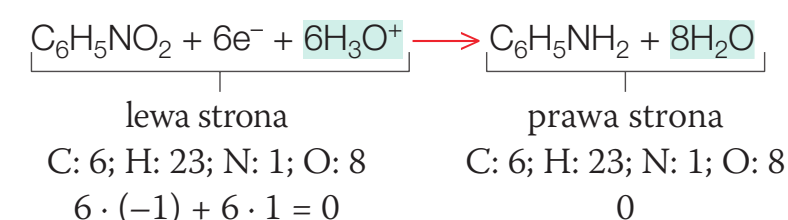


- ▶ Stopień utlenienia atomu azotu w grupie nitrowej $-\text{NO}_2$ to III.
- ▶ Stopień utlenienia atomu azotu w aniline $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ to -III.

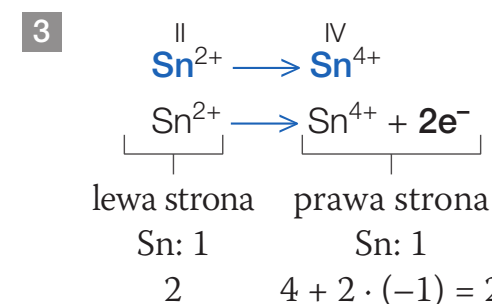


Obecność jonów H_3O^+ po stronie substratów w schemacie reakcji chemicznej świadczy o tym, że reakcja chemiczna przebiega w środowisku kwasowym. Po stronie substratów należy dopisać odpowiednią liczbę jonów H_3O^+ .

Następnie należy dopisać odpowiednią liczbę **cząsteczek wody po stronie produktów**, aby **wyrównać liczby atomów wodoru i tlenu** po obu stronach schematu reakcji chemicznej. Następnie trzeba wyrównać ładunki, dopisując odpowiednią liczbę elektronów po stronie substratów:

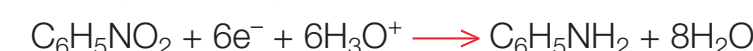


Bilans ładunku ▶

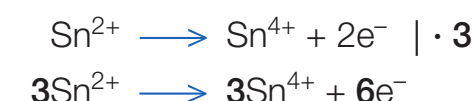


Bilans ładunku ▶

- 4 **Reakcja redukcji:**



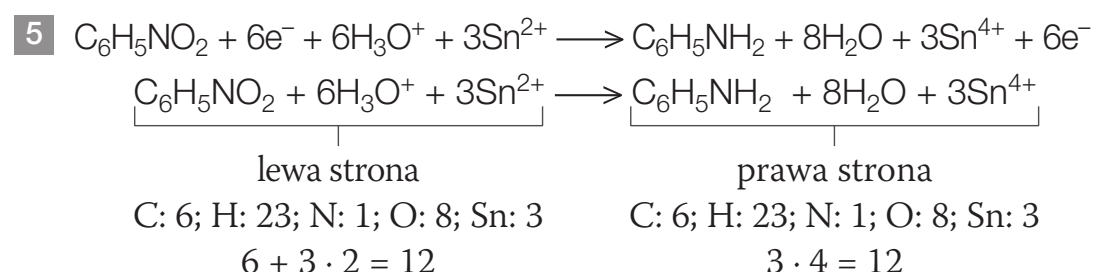
Reakcja utleniania:



ciąg dalszy przykładu na s. 24

początek przykładu na s. 23

- 5 Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej z uwzględnieniem współczynników stechiometrycznych.



Bilansowanie równania reakcji chemicznej przebiegającej w środowisku zasadowym

W równaniach reakcji chemicznych przebiegających w środowisku zasadowym:

- liczbę atomów tlenu bilansuje się przez dopisanie odpowiedniej liczby cząsteczek H_2O po tej stronie schematu, po której brakuje atomów tego pierwiastka chemicznego, np.:



- po drugiej stronie schematu reakcji chemicznej dopisuje się odpowiednią liczbę anionów OH^- , np.:



Jeśli reakcja przebiega w środowisku zasadowym, to w równaniu tej reakcji chemicznej nie powinno być jonów H_3O^+ (kationów H^+).

Przykład 8.

Plan rozwiązywania

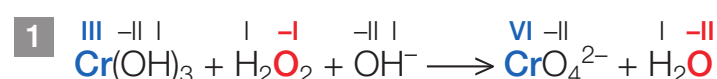
- 1 Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach oraz ustal, w których pierwiastkach chemicznych stopień utlenienia atomów się zmienia.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w schemacie reakcji utleniania-redukcji (zapis jonowo-elektronowy)

Jednym z produktów utleniania wodorotlenku chromu(III) za pomocą nadtlenku wodoru w środowisku zasadowym jest chromian(VI) potasu. Reakcja ta zachodzi zgodnie ze schematem:



Napisz w formie jonowej skróconej, z uwzględnieniem liczby oddawanych lub przyjmowanych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania procesów redukcji i utleniania zachodzących podczas opisanej przemiany. Napisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej w formie cząsteczkowej i wskaż wzory utleniacza oraz reduktora.



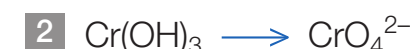
Funkcję reduktora pełni $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – ulega on utlenieniu; atom chromu podwyższa swój stopień utlenienia.

Funkcję utleniacza pełni H_2O_2 – ulega on redukcji; atom tlenu obniża swój stopień utlenienia.

ciąg dalszy przykładu na s. 25

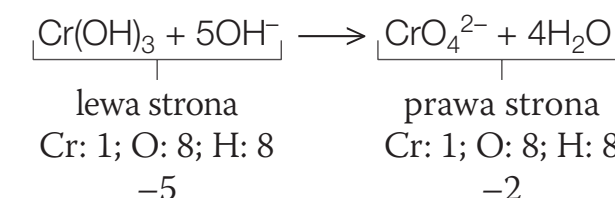
początek przykładu na s. 24

- 2 Napisz równanie reakcji utleniania.
3 Napisz równanie reakcji redukcji.
4 Wykonaj bilans elektronowy obu procesów.
5 Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej z uwzględnieniem współczynników stechiometrycznych.

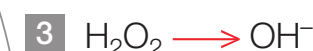


Reakcja chemiczna przebiega w środowisku zasadowym, dlatego podczas bilansowania liczby atomów:

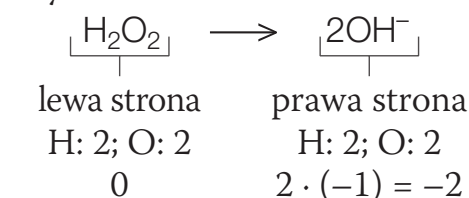
- po stronie substratów trzeba uwzględnić jony OH^- ,
- po stronie produktów – cząsteczki H_2O :



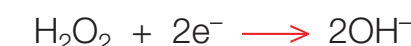
Prawo zachowania ładunku elektrycznego wymaga, aby ładunek elektryczny lewej strony schematu był równy ładunkowi elektrycznemu prawej strony, dlatego do prawej strony należy dopisać 3 elektrony:
 $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^- \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^-$



W schemacie reakcji redukcji należy wyrównać (po jego obu stronach) liczby atomów:



Prawo zachowania ładunku elektrycznego wymaga, aby do lewej strony schematu dopisać 2 elektrony:



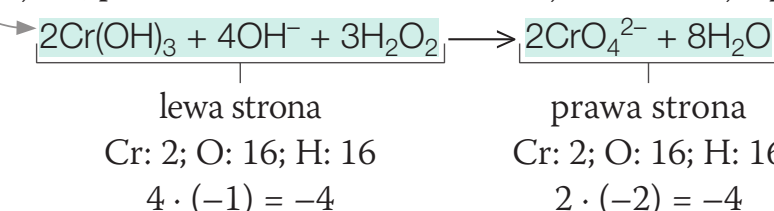
4 Reakcja utleniania:



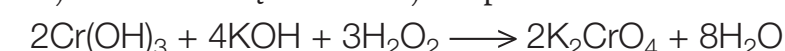
Reakcja redukcji:



W zapisie równania reakcji skraca się lub pomija elementy, które powtarzają się po obu stronach równania reakcji chemicznej, np. elektrony.



Zakładając, że podczas reakcji użyto wodorotlenku potasu, równanie reakcji w formie cząsteczkowej ma postać:



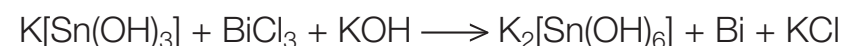
Przykład 9.

Plan rozwiązywania

- 1 Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach oraz ustal, w których pierwiastkach chemicznych stopień utlenienia atomów się zmienia.
- 2 Napisz równanie reakcji utleniania.
- 3 Napisz równanie reakcji redukcji.

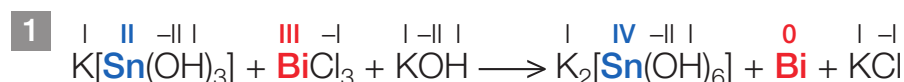
Ustalanie współczynników stechiometrycznych w schemacie reakcji utleniania-redukcji (zapis jonowo-elektronowy)

Do roztworu wodnego trihydroksocynianu(II) potasu wprowadzono roztwór wodny chlorku bizmutu(III), a następnie roztwór wodny wodorotlenku potasu zgodnie ze schematem:

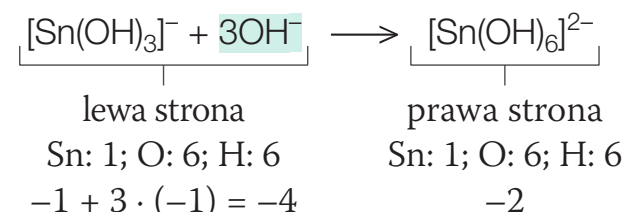


Napisz w **formie jonowej skróconej**, z uwzględnieniem oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania procesów utleniania i redukcji przebiegających w czasie opisanej reakcji chemicznej.

Napisz w **formie cząsteczkowej** równanie zachodzącej reakcji chemicznej.



Reakcja chemiczna przebiega w **środowisku zasadowym**, dlatego podczas bilansowania liczby atomów trzeba dopisać jony OH^- po stronie substratów:

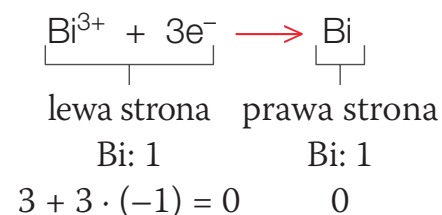


Bilans ładunku ►

Po stronie produktów należy dopisać liczbę elektronów oddawanych przez substrat:



Po stronie substratów należy dopisać liczbę elektronów, które przyjmuje substrat w celu obniżenia stopnia utlenienia:



Bilans ładunku ►

ciąg dalszy przykładu na s. 27

początek przykładu na s. 26

4 Wykonaj bilans elektronowy obu procesów.

5 Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej z uwzględnieniem współczynników stechiometrycznych.

4 Reakcja utleniania:



Reakcja redukcji:



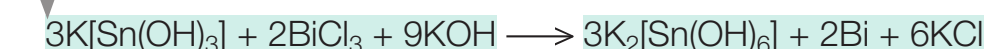
5 Oba równania są dodawane stronami:



lewa strona

prawa strona

Sn: 3; O: 18; H: 18; Bi: 2 Sn: 3; O: 18; H: 18; Bi: 2

 $3 \cdot (-1) + 9 \cdot (-1) + 2 \cdot 3 = -6$ $3 \cdot (-2) = -6$


Bilansowanie równania reakcji chemicznej przebiegającej w środowisku obojętnym

Podczas bilansowania równań reakcji chemicznych przebiegających w **środowisku obojętnym**:

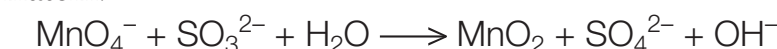
- po lewej stronie równania dopisuje się **cząsteczki wody H_2O** ,
- po prawej stronie równania **jony oksoniowe H_3O^+** (kationy wodoru H^+) albo **aniony wodorotlenkowe OH^-** .

Podczas bilansowania równań reakcji chemicznych należy pamiętać o prawie zachowania masy oraz prawie zachowania ładunku.

Przykład 10.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w schemacie reakcji utleniania-redukcji (zapis jonowo-elektronowy)

Do probówki z roztworem manganianu(VII) potasu dodano roztwór siarczynu(IV) potasu. Podczas reakcji strącił się brunatny osad tlenku manganu(IV). Reakcja przebiegała w środowisku obojętnym zgodnie ze schematem:



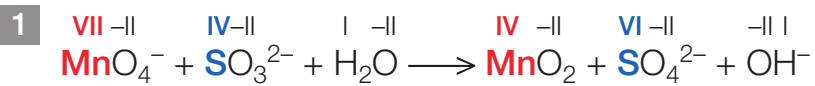
Napisz w **formie jonowej skróconej**, z uwzględnieniem oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania procesów utleniania i redukcji zachodzących w czasie tej reakcji chemicznej. Ustal współczynniki stechiometryczne oraz odczyn otrzymanego roztworu.

ciąg dalszy przykładu na s. 28

początek przykładu na s. 27

Plan rozwiązywania

- 1 Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach oraz ustal, w których pierwiastkach chemicznych stopień utlenienia atomów się zmienia.
- 2 Napisz równanie reakcji redukcji.
- 3 Napisz równanie reakcji utleniania.
- 4 Wykonaj bilans elektronowy obu procesów.
- 5 Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej z uwzględnieniem współczynników stechiometrycznych i podaj odczyn roztworu.



Aby **wyrównać ładunki**, należy dopisać odpowiednią liczbę **anionów wodorotlenkowych OH⁻ po stronie produktów**:



Następnie trzeba dopisać odpowiednią liczbę **cząsteczek wody po stronie substratów**, aby wyrównać liczby atomów wodoru i tlenu po obu stronach schematu reakcji chemicznej:

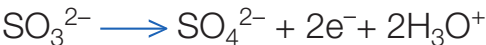


lewa strona
Mn: 1; O: 6; H: 4
-1 + 3 · (-1) = -4

prawa strona
Mn: 1; O: 6; H: 4
-4



Aby **wyrównać ładunki**, należy dopisać odpowiednią liczbę **jonów oksoniowych H₃O⁺ po stronie produktów**:



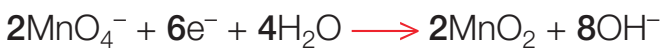
Następnie trzeba dopisać odpowiednią liczbę **cząsteczek wody po stronie substratów**, aby wyrównać liczby atomów wodoru i tlenu po obu stronach schematu reakcji chemicznej:



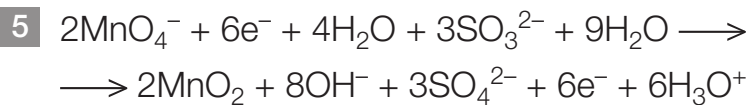
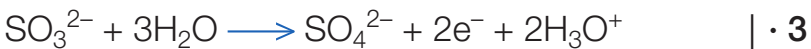
lewa strona
S: 1; O: 6; H: 6
-2

prawa strona
S: 1; O: 6; H: 6
-2 + 2 · (-1) + 2 = -2

4 **Reakcja redukcji:**



Reakcja utleniania:



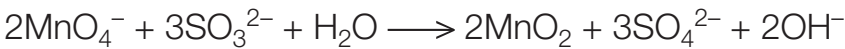
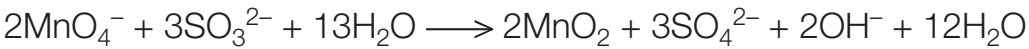
ciąg dalszy przykładu na s. 29

początek przykładu na s. 27

W zapisie równania reakcji skraca się lub pomija elementy, które powtarzają się po obu stronach równania reakcji chemicznej, np. elektrony:



Jony H⁺ i OH⁻ łączą się, tworząc cząsteczki wody:



Obecność jonów OH⁻ po stronie produktów świadczy o tym, że po zajściu reakcji roztwór w probówce ma **odczyn zasadowy**.

■ Szereg aktywności chemicznej metali

Szereg aktywności chemicznej metali to zestawienie metali w kolejności od najbardziej do najmniej aktywnego, czyli według zmniejszającej się zdolności do oddawania elektronów (tworzenia kationów) i do utleniania się w reakcjach redoks. W szeregu aktywności chemicznej metali znajduje się także wodór, który jest punktem odniesienia.

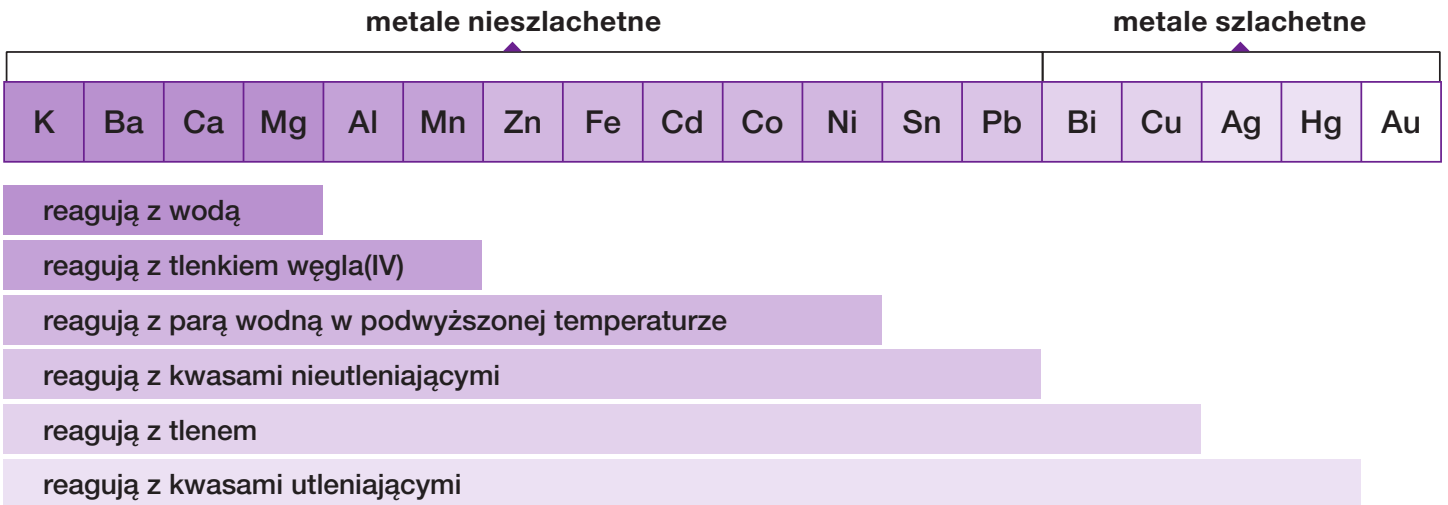
Do metali **najbardziej aktywnych chemicznie** należą pierwiastki chemiczne 1. i 2. grupy układu okresowego, np. lit, potas, wapń (rys. 5.). Im aktywniejszy jest dany metal, tym łatwiej się on utlenia (jest silniejszym reduktorem).

Do metali **najmniej aktywnych chemicznie** zalicza się metale szlachetne, m.in. złoto i platynę. Im mniej aktywny jest dany metal, tym łatwiej jego jon ulega redukcji (jest silniejszym utleniaczem).

Zdolność metalu do reakcji z kwasami zależy od położenia tego metalu w szeregu aktywności chemicznej.

Ze względu na właściwości utleniające kwasy można podzielić na kwasy nieutleniające oraz kwasy utleniające.

Szereg aktywności chemicznej metali – zestawienie metali w kolejności ich malejącej aktywności chemicznej.



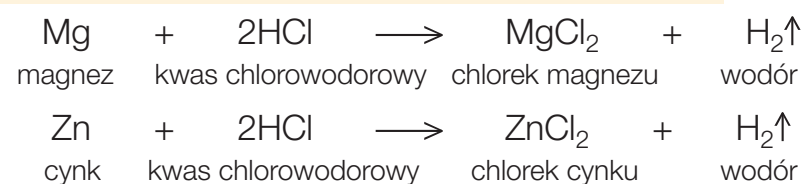
Rys. 5. Porównanie aktywności chemicznej metali.

Reakcje metali z kwasami nieutleniającymi

Kwasy, w roztworach których jedynie jony H_3O^+ (H^+) mogą ulegać redukcji, to **kwasy nieutleniające**. Do kwasów nieutleniających zalicza się m.in.:

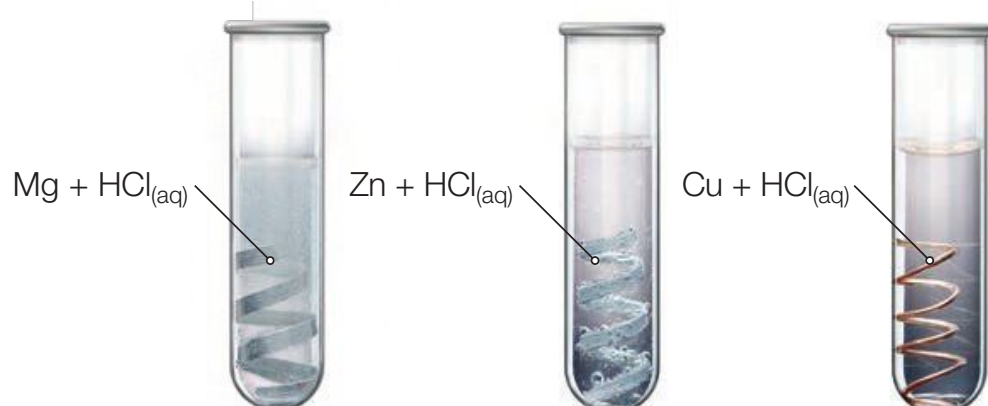
- ▶ rozcieńczony roztwór kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4 ,
- ▶ słabe kwasy tlenowe (np. kwas fosforowy(V) H_3PO_4 , kwas siarkowy(IV) H_2SO_3),
- ▶ kwasy beztlenowe (np. kwas chlorowodorowy HCl , kwas bromowodorowy HBr , kwas jodowodorowy HI),
- ▶ kwasy organiczne (np. kwas mrówkowy HCOOH , kwas octowy CH_3COOH).

Produktami reakcji **kwasów nieutleniających z metalami nie-szlachetnymi** są odpowiednie **sole oraz gazowy wodór** (fot. 6.), np.:



Najbardziej aktywne chemicznie metale (np. lit, potas, sód, wapń) wypierają wodór również z wody.

Natomiast z **metalami szlachetnymi**, np. miedzią (fot. 6.), **kwasy nieutleniające nie reagują**.



Fot. 6. Zachowanie się magnezu, cynku i miedzi wobec kwasu nieutleniającego.

Reakcje metali z kwasami utleniającymi

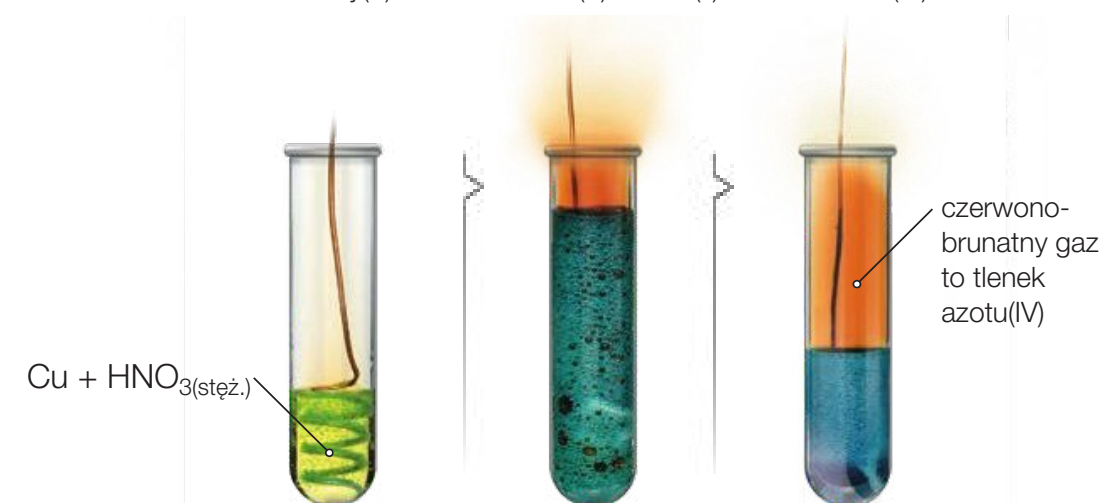
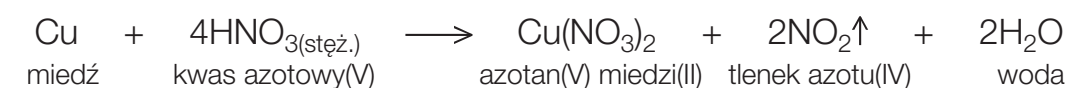
W kwasach utleniających reszta kwasowa zawiera atomy pierwiastków chemicznych na wysokim stopniu utlenienia, zdolne do redukcji. Do kwasów utleniających zaliczane są m.in.:

- ▶ kwas azotowy(V) HNO_3 ,
- ▶ kwas chlorowy(V) HClO_3 i kwas chlorowy(VII) HClO_4 ,
- ▶ kwas chromowy(VI) H_2CrO_4 ,
- ▶ stężony roztwór kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4 .

W wyniku reakcji **kwasów utleniających z metalami nie powstaje wodór**, tylko **sole** tych metali **oraz odpowiednie tlenki**, które są produktami redukcji pierwiastka chemicznego w reszcie kwasowej.

Metale mniej aktywne chemicznie od wodoru, jak miedź (fot. 7., s. 31) czy rtęć, reagują jedynie z kwasami o właściwościach silnie utleniających,

jak stężony kwas azotowy(V). Na przykład w reakcji miedzi ze stężonym kwasem azotowym(V) powstaje m.in. tlenek azotu(IV):

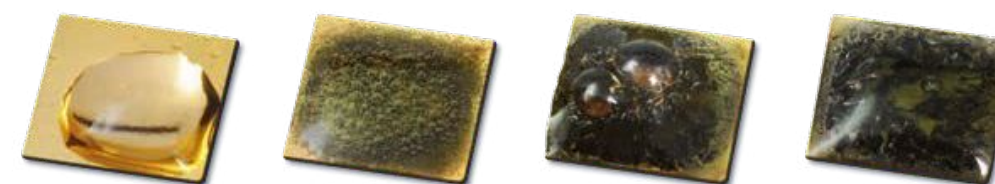
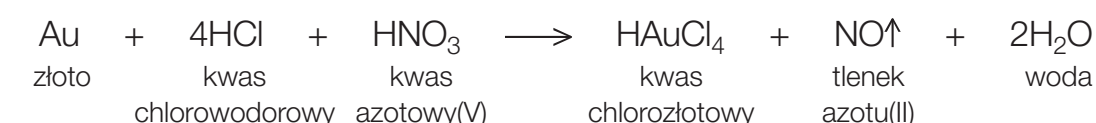


Fot. 7. Reakcja miedzi z kwasem utleniającym.

Reakcje metali szlachetnych z wodą królewską

Szczególnie odporne chemicznie metale, np.: złoto, platyna, pallad, cyrkon, molibden, reagują tylko z tzw. **wodą królewską** [łac. *aqua regia*]. Woda królewska to mieszanina stężonego kwasu chlorowodorowego HCl i stężonego roztworu kwasu azotowego(V) HNO_3 w stosunku objętościowym 3 : 1. Wykazuje ona silne właściwości utleniające.

Reakcja złota z wodą królewską (fot. 8.) przebiega według następującego równania:



Fot. 8. Reakcja złota z wodą królewską.

Reakcje metali z wodnymi roztworami soli

Właściwość wypierania wodoru z kwasów przez metale jest związana z aktywnością chemiczną metali. Aktywność chemiczna metali wpływa także na ich **zdolność do wypierania metali z wodnych roztworów soli**. Bardziej aktywny metal wypiera z wodnego roztworu soli metal mniej aktywny. Dlatego miedź wypiera srebro (fot. 9.), lecz nie wypiera np. żelaza z wodnych roztworów jego soli, ponieważ żelazo jest bardziej aktywne chemicznie od miedzi.

Bardzo aktywne chemicznie litowce i berylowce (przy czym magnez i beryl w wyższej temperaturze) nie wypierają innych metali z wodnych roztworów soli, gdyż gwałtownie reagują z wodą, tworząc wodorotlenki.

Woda królewska – mieszanina stężonego kwasu chlorowodorowego HCl i stężonego roztworu kwasu azotowego(V) HNO_3 w stosunku objętościowym 3 : 1.



Fot. 9. Miedź wypiera srebro z roztworu azotanu(V) srebra(I).

Reakcje utleniania-redukcji

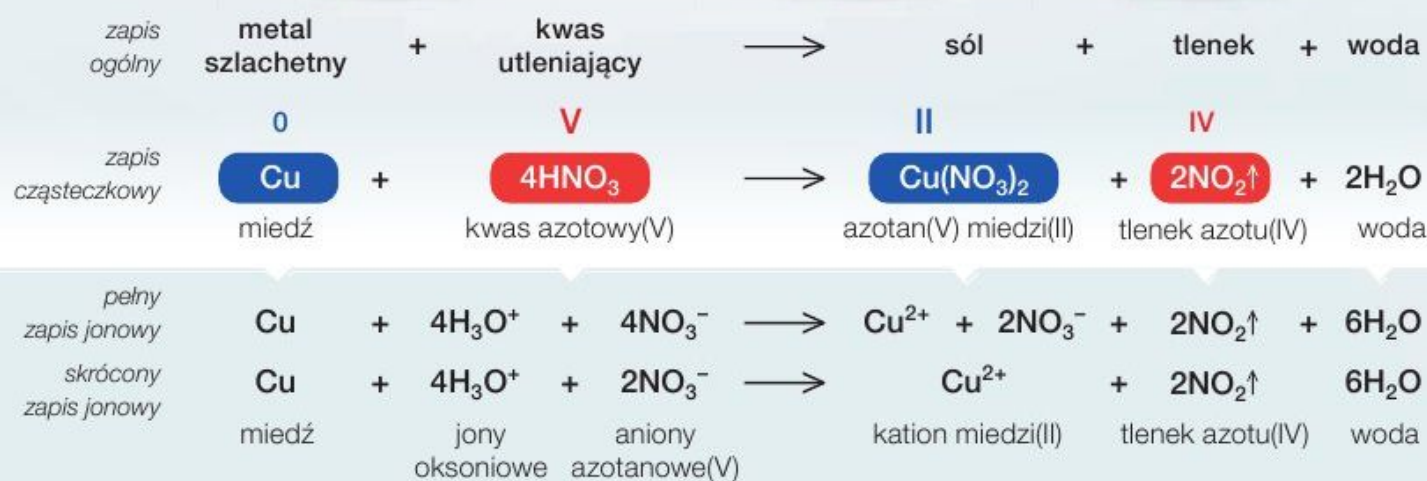
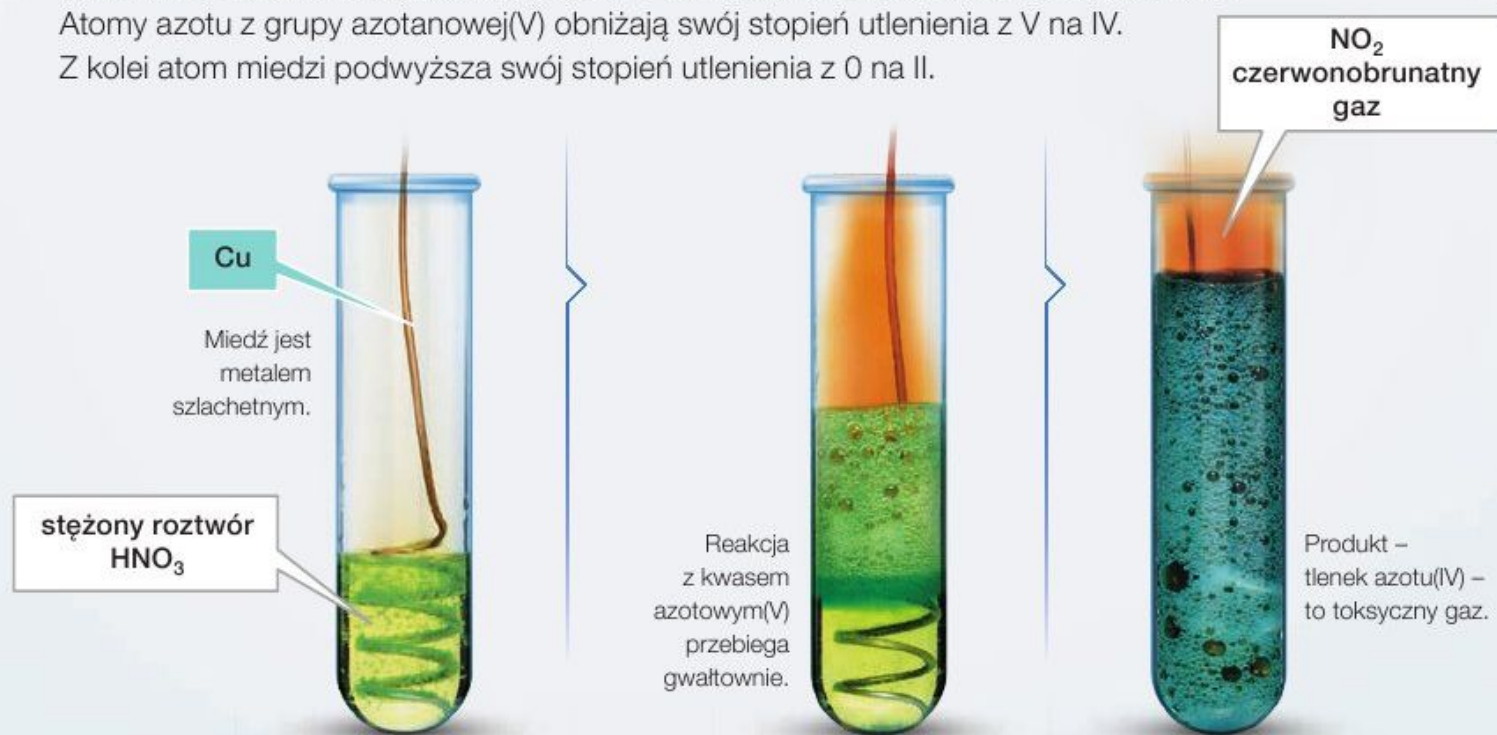
Charakterystyczną cechą reakcji metali z kwasami oraz metali z solami jest zmiana stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych. Oznacza to, że np. atom srebra, który występuje w jednym z substratów na I stopniu utlenienia, w produkcie tej reakcji chemicznej będzie mieć inny stopień utlenienia, np. 0. Takie reakcje chemiczne są nazywane reakcjami utleniania-redukcji lub reakcjami redoks.

Szereg aktywności chemicznej metali



Reakcja metali szlachetnych z kwasami utleniającymi

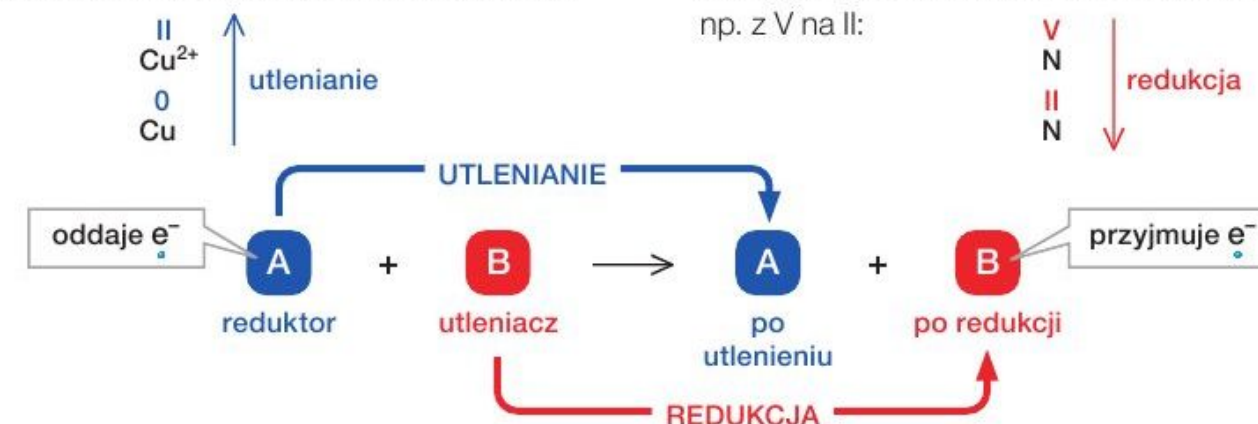
Metale szlachetne, np. miedź, reagują z kwasami utleniającymi, np. stężonym roztworem kwasu azotowego(V). Jednym z produktów tej reakcji chemicznej jest tlenek azotu(IV). Atomy azotu z grupy azotanowej(V) obniżają swój stopień utlenienia z V na IV. Z kolei atom miedzi podwyższa swój stopień utlenienia z 0 na II.



Przypomnij sobie – reduktor i utleniacz

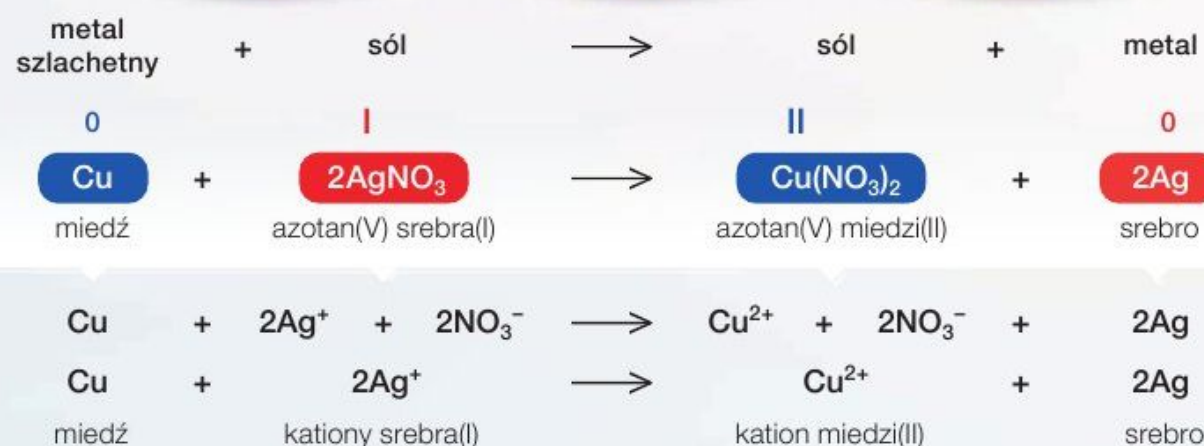
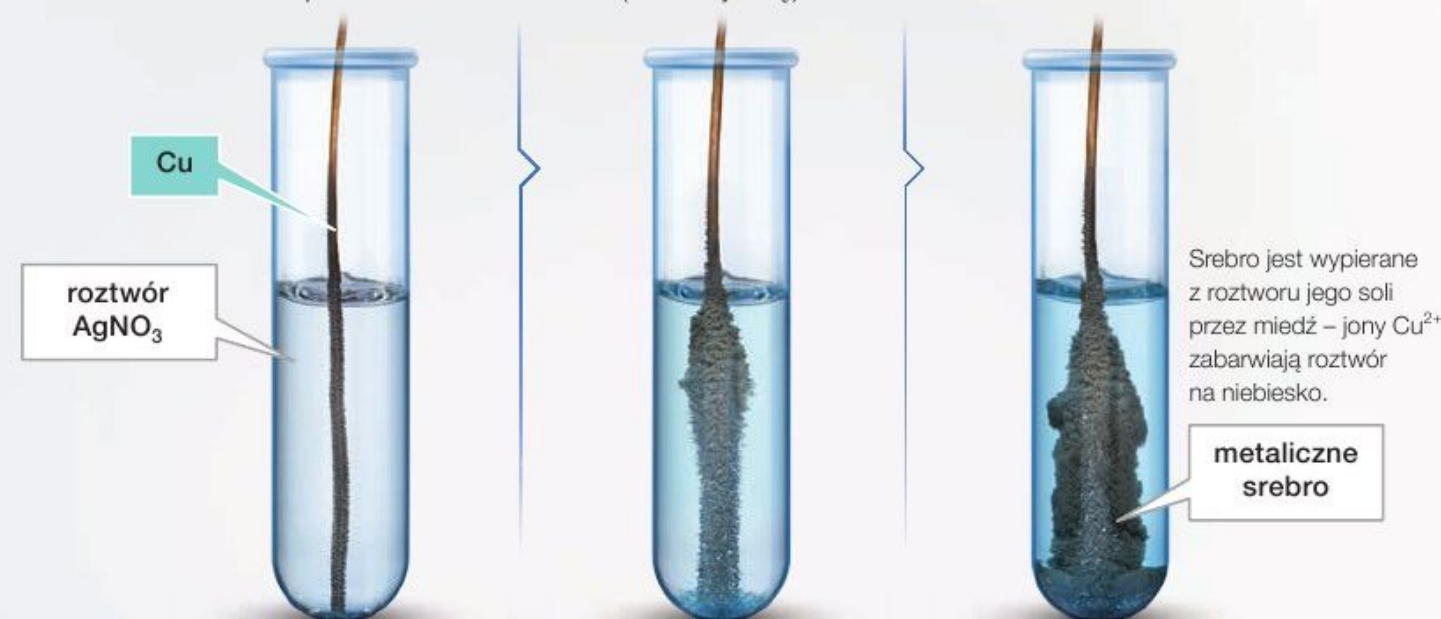
Reduktorem jest substancja zawierająca pierwiastek chemiczny, którego atom podwyższa swój stopień utlenienia. Czyli podczas reakcji chemicznej atomy reduktora oddają elektrony i zmieniają swój stopień utlenienia, np. z 0 na II:

Utleniaczem jest substancja zawierająca pierwiastek chemiczny, którego atom obniża swój stopień utlenienia. Czyli podczas reakcji chemicznej atomy utleniacza przyjmują elektrony i zmieniają swój stopień utlenienia, np. z V na II:



Reakcja metali z solami innych metali

Ze względu na różnicę aktywności chemicznej miedź wypiera srebro z roztworu jego soli. W wyniku tego procesu miedź zmienia stopień utlenienia z 0 na II (utlenia się), a srebro zmienia stopień utlenienia z I na 0 (redukuje się).



Porównanie aktywności chemicznej metali

Aktywność chemiczną metali można porównać, przeprowadzając odpowiednie doświadczenie chemiczne.



Doświadczenie 2.

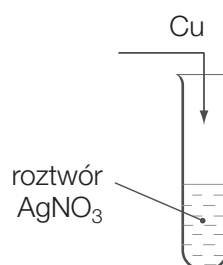


Reakcja miedzi z azotanem(V) srebra(I)

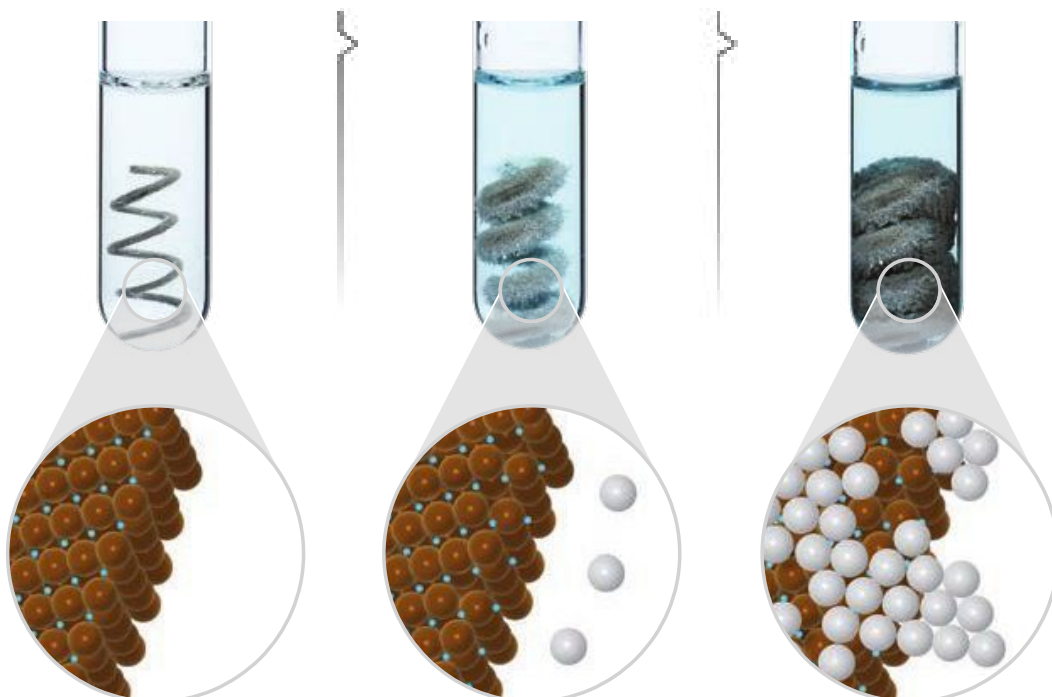
Odczynniki: azotan(V) srebra(I), miedź, woda.

Szkło laboratoryjne: probówka.

Instrukcja: Przygotuj w probówce wodny roztwór azotanu(V) srebra(I). Następnie zanurz w nim drut miedziany (schemat).



Obserwacje: Roztwór barwi się na niebiesko. Drut miedziany pokrywa się srebrzystoszarym osadem (fot. 10.).



drut miedziany

atomy Cu oddają elektrony

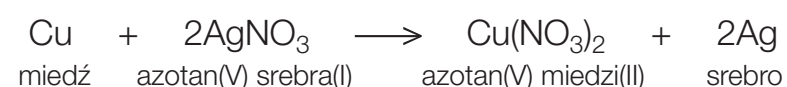
atomy Ag pokrywają drut miedziany

Modele atomów: miedzi srebra

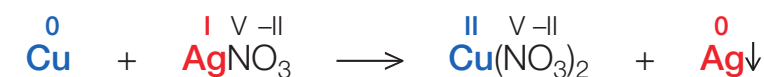
Fot. 10. Reakcja miedzi z azotanem(V) srebra(I).

Wniosek: Miedź wypiera srebro z azotanu(V) srebra(I). Miedź jest zatem metalem o większej aktywności chemicznej od srebra.

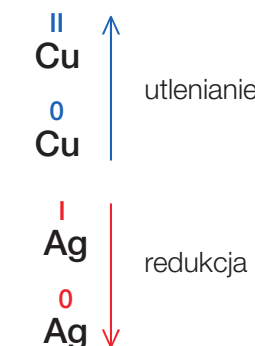
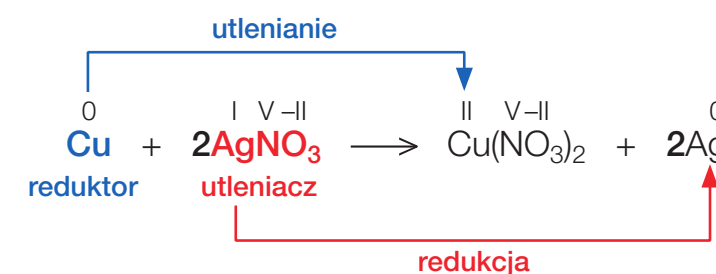
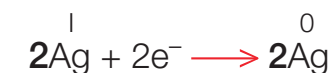
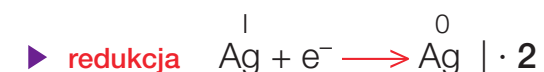
Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:



Reakcja chemiczna miedzi z azotanem(V) srebra(I) (doświadczenie 2.) jest reakcją utleniania-redukcji. Atomy miedzi i srebra występują na różnych stopniach utlenienia w substratach i produktach:



Współczynniki stechiometryczne w schemacie tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu elektronowego:



W tej reakcji chemicznej atom **miedzi podwyższa** swój **stopień utlenienia** z 0 do II, a atomy **srebra obniżają** – z I do 0.

W wielu reakcjach redoks oprócz utleniaczy i reduktorów biorą udział atomy innych pierwiastków chemicznych, które nie zmieniają swoich stopni utlenienia.



Doświadczenie 3.



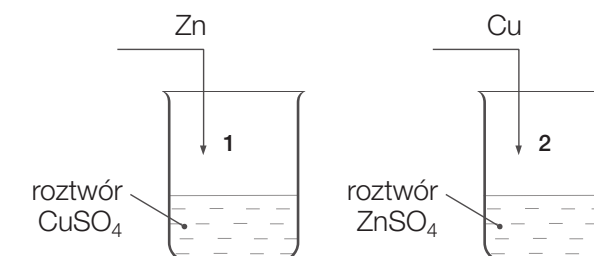
Porównanie aktywności chemicznej metali

Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), roztwór siarczanu(VI) cynku, blaszka cynkowa, blaszka miedziana.

Szkło laboratoryjne: zlewki.

Instrukcja: Do zlewki 1. nalej niewielką ilość wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II), do zlewki 2. – siarczanu(VI) cynku.

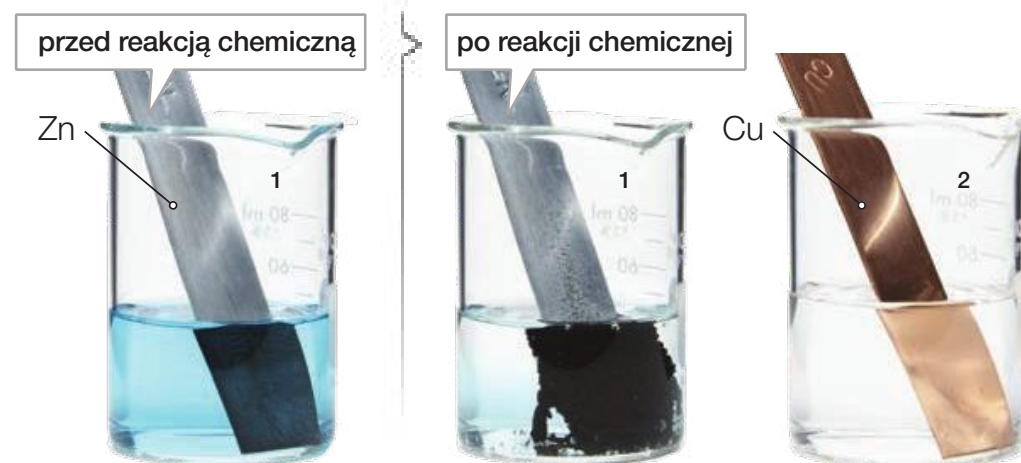
Następnie umieść w zlewkach metalowe blaszki: w 1. – cynkową, w 2. – miedzianą (schemat).



Obserwacje: W zlewce 1. blaszka cynkowa pokrywa się osadem (fot. 11., s. 36). Jednocześnie niebieski roztwór blednie. W zlewce 2. nie widać zmian (fot. 11., s. 36).

ciąg dalszy doświadczenia na s. 36

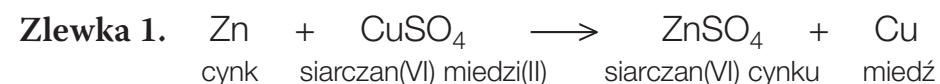
początek doświadczenia na s. 35



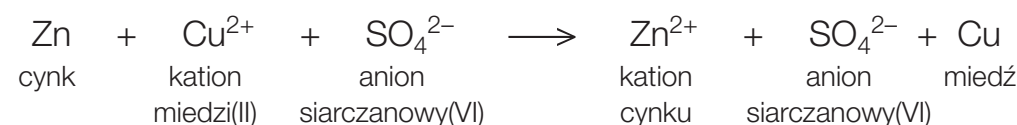
Fot. 11. Porównanie aktywności chemicznej cynku i miedzi.

Wniosek: Cynk wypiera miedź z roztworu soli. Produktami tej reakcji chemicznej są metaliczna miedź oraz sól zawierająca kationy cynku. Cynk jest zatem metalem bardziej aktywnym chemicznie od miedzi. W zlewce 2. reakcja chemiczna nie zachodzi – miedź nie wypiera cynku z roztworu jego soli. Miedź jest metalem mniej aktywnym chemicznie od cynku.

zapis cząsteczkowy



pełny zapis jonowy



skrócony zapis jonowy



■ Czynniki wpływające na przebieg reakcji utleniania-redukcji

Na przebieg reakcji utleniania-redukcji wpływa wiele czynników, m.in.:

- ▶ **rodzaj** reagujących ze sobą **substancji**,
- ▶ **stężenie** roztworów,
- ▶ **środowisko reakcji** chemicznej (kwasowe, zasadowe, obojętne).

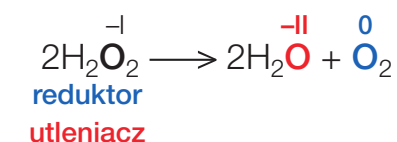
Wpływ wymienionych czynników na przebieg reakcji redoks jest najbardziej widoczny, gdy w skład substratów wchodzi pierwiastki chemiczne, których atomy mogą występować na wielu stopniach utlenienia (np. mangan i chrom).

■ Reakcje dysproporcjonowania

Szczególnym przypadkiem reakcji utleniania-redukcji są tzw. **reakcje dysproporcjonowania** (reakcje dysmutacji).

Podczas reakcji dysproporcjonowania **część atomów tego samego pierwiastka chemicznego** podwyższa swój stopień utlenienia – substancja pełni więc funkcję **reduktora**, a **część atomów** obniża swój stopień utlenienia – substancja pełni także funkcję **utleniacza**. Atomy tego pierwiastka

chemicznego przyjmują w substratach jeden stopień utlenienia, a w produktach – dwa różne, np.:



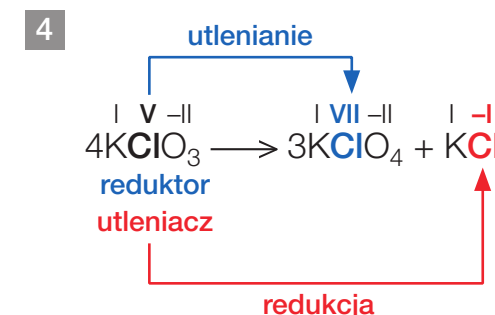
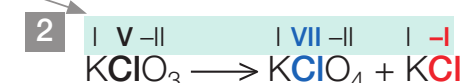
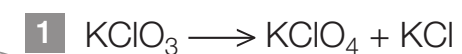
Przykład 11.

Plan rozwiązywania

- 1 Napisz schemat reakcji chemicznej.
- 2 Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach oraz ustal pierwiastki chemiczne, których stopień utlenienia atomów się zmienia.
- 3 Napisz schematy utleniania i redukcji.
- 4 Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej z uwzględnieniem współczynników stechiometrycznych.

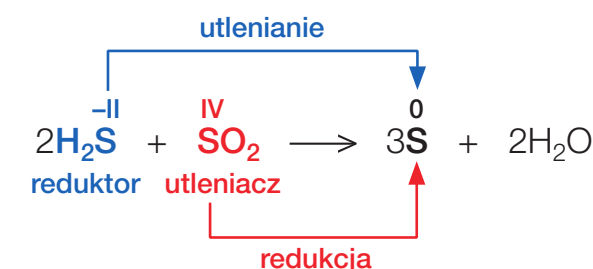
Ustalanie współczynników stechiometrycznych w schemacie reakcji dysproporcjonowania

Produktami rozkładu chloranu(V) potasu są chloran(VII) potasu oraz chlorek potasu. **Napisz równanie tej reakcji chemicznej, a współczynniki stechiometryczne ustal na podstawie bilansu elektronowego.**



■ Reakcje synproporcjonowania

Szczególnym przypadkiem reakcji utleniania-redukcji są też **reakcje synproporcjonowania**. Podczas nich atomy danego pierwiastka chemicznego, które występują w substratach na różnych stopniach utlenienia, ulegają reakcji redoks (część z nich redukcji, część utlenieniu). W reakcji powstaje produkt, w którym atomy tego pierwiastka chemicznego mają jeden stopień utlenienia, ale inny niż w substratach. W reakcji synproporcjonowania **ta sama substancja jest produktem** procesów **utleniania i redukcji**, np.:



Przykład 12.

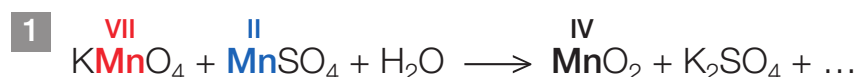
Plan rozwiązywania

- 1 Napisz schemat reakcji chemicznej i ustal, w których pierwiastkach chemicznych stopień utlenienia atomów się zmienia.
- 2 Napisz równanie reakcji utleniania.
- 3 Napisz równanie reakcji redukcji.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w schemacie reakcji redoks (zapis jonowo-elektronowy) – środowisko obojętne

Do probówki z roztworem manganianu(VII) potasu dodano roztwór siarczanu(VI) manganu(II). Podczas reakcji strącił się brunatny osad tlenku manganu(IV). Reakcja przebiega w środowisku obojętnym.

Napisz w formie jonowej skróconej, z uwzględnieniem oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania procesów utleniania i redukcji zachodzących w czasie tej reakcji chemicznej. Ustal współczynniki stechiometryczne w schemacie reakcji chemicznej oraz odczyn otrzymanego roztworu.



MnSO₄ pełni funkcję **reduktora** – atom manganu podwyższa swój stopień utlenienia z II na IV. KMnO₄ pełni funkcję **utleniacza** – atom manganu obniża swój stopień utlenienia z VII na IV. W reakcji chemicznej powstanie także trzeci produkt – będą to jony H₃O⁺ albo OH⁻. Zostanie to ustalone na późniejszych etapach rozwiązywania zadania.



Reakcja chemiczna przebiega w środowisku obojętnym, dlatego podczas bilansowania ładunków nie można dopisać jonów OH⁻ po stronie substratów. W celu zbilansowania ładunków, trzeba dopisać odpowiednią liczbę jonów H₃O⁺ po stronie produktów.



Aby wyrównać liczby atomów wodoru i tlenu po obu stronach równania reakcji chemicznej, trzeba dopisać odpowiednią liczbę cząsteczek wody po stronie substratów.



Nie zostały jeszcze ustalone wszystkie produkty, dlatego to po stronie produktów należy szukać możliwości zbilansowania ładunków. **Reakcja przebiega w środowisku obojętnym**, więc nie można dopisać jonów H₃O⁺ po stronie substratów. Aby zbilansować ładunki, trzeba dopisać odpowiednią liczbę jonów OH⁻ po stronie produktów.

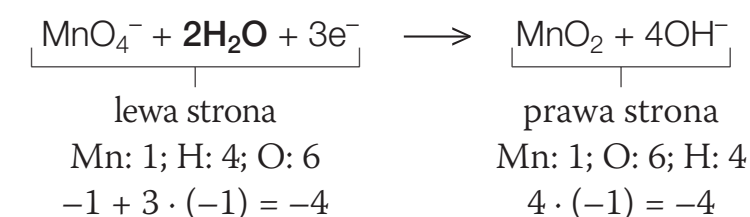
ciąg dalszy przykładu na s. 39

początek przykładu na s. 38

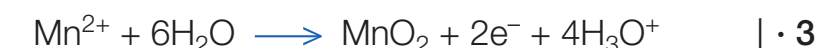
- 4 Wykonaj bilans elektronowy obu procesów.
- 5 Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej i podaj odczyn roztworu.



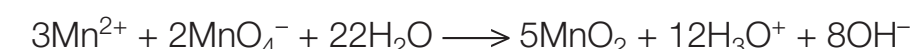
Aby wyrównać liczby atomów wodoru i tlenu po obu stronach równania reakcji chemicznej, należy dopisać odpowiednią liczbę cząsteczek wody po stronie substratów.



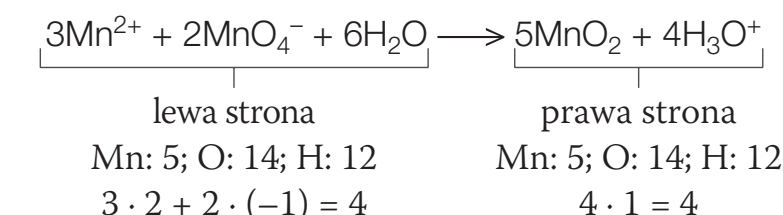
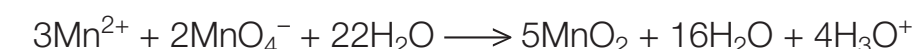
4 Reakcja utleniania:



Reakcja redukcji:



Jony H₃O⁺ i OH⁻ łączą się, tworząc cząsteczki wody:



Aby podać **zapis cząsteczkowy równania reakcji chemicznej**, należy wykorzystać obecne w roztworze jony K⁺ i SO₄²⁻.

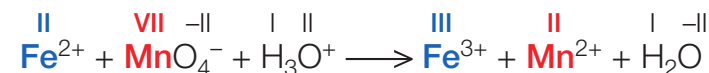


Obecność cząsteczki kwasu siarkowego(VI) po stronie produktów świadczy o tym, że po zajęciu reakcji roztwór w probówce ma **odczyn kwasowy**.

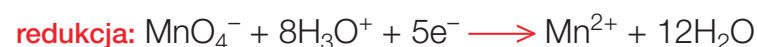
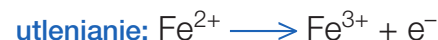
Ważne w temacie **Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji**

1. Ustalę współczynniki stechiometryczne w schematach reakcji utleniania-redukcji (w formie cząsteczkowej i jonowej) z zachowaniem zasad bilansu jonowo-elektronowego

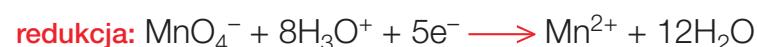
Krok 1. Piszę schemat reakcji utleniania-redukcji w formie jonowej:



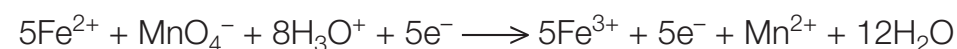
Krok 2. Piszę schematy **utleniania** i **redukcji** z uwzględnieniem cząsteczek lub jonów zawierających atomy, których stopień utlenienia się zmienia:



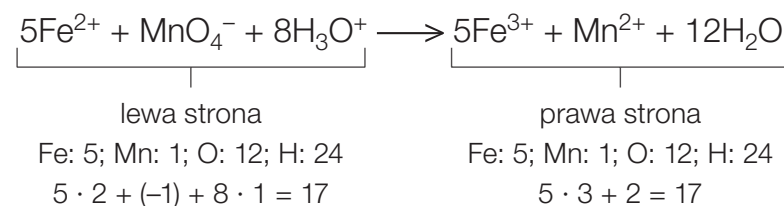
Krok 3. Układam bilans elektronowy:



Krok 4. Dodaję stronami równania reakcji utleniania i redukcji:



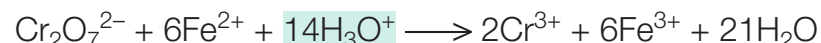
Krok 5. Piszę sumaryczne równanie reakcji chemicznej i sprawdzam poprawność doboru współczynników stechiometrycznych:



Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji

2. Zapisuję równania reakcji utleniania-redukcji

- Środowisko kwasowe



lub w uproszczeniu:



- Środowisko zasadowe



Prawo zachowania ładunku – sumy ładunków jonów po obydwu stronach równania reakcji chemicznej muszą być równe.

Szereg aktywności chemicznej metali – zestawienie metali w kolejności ich malejącej aktywności chemicznej.

Reakcja dysproporcjonowania – reakcja utleniania-redukcji, w której atomy danego pierwiastka chemicznego przyjmują w substratach jeden stopień utlenienia, a w produktach – dwa różne, inne niż w substratach.

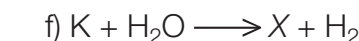
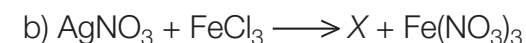
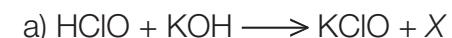
Reakcja synproporcjonowania – reakcja utleniania-redukcji, w której z substratów zawierających atomy danego pierwiastka chemicznego na różnych stopniach utlenienia powstaje produkt, w którym atomy tego pierwiastka chemicznego przyjmują jeden stopień utlenienia, inny niż w substratach.

Zadania do tematu



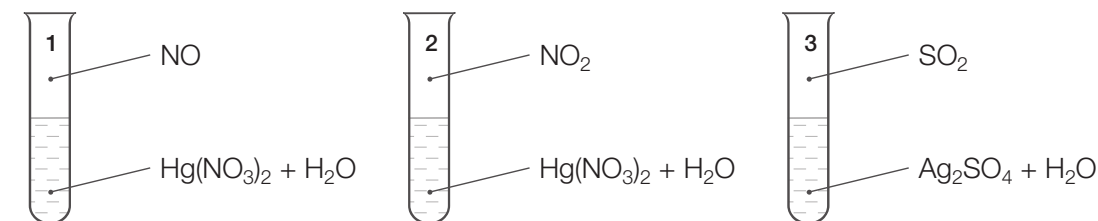
1. Uzgodnij schematy reakcji chemicznych, a w miejsce X wpisz wzory sumaryczne pierwiastków lub związków chemicznych. Wskaż reakcje chemiczne, które nie są reakcjami redoks.

Uzasadnij swój wybór.

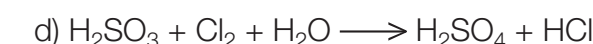
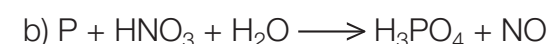
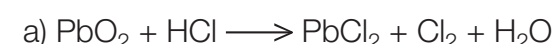


2. Na schematach przedstawiono produkty reakcji chemicznych. Napisz równania tych reakcji, a współczynniki stechiometryczne ustal metodą bilansu elektronowego.

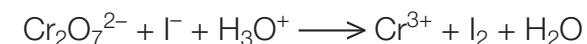
Wskaż utleniacz i reduktor oraz reakcje utleniania i redukcji.



3. Na podstawie bilansu elektronowego ustal współczynniki stechiometryczne w podanych schematach reakcji redoks.



4. Aniony dichromianowe(VI) reagują z anionami jodkowymi w środowisku kwasowym według schematu:

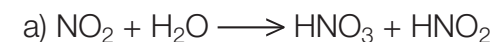


a) Napisz w formie jonowej, z uwzględnieniem liczby pobieranych i oddawanych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania zachodzących reakcji redukcji i utleniania.

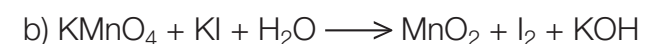
b) Dobierz współczynniki stechiometryczne w schemacie tej reakcji chemicznej.

c) Napisz symbol jonu, który jest reduktorem.

5. Na podstawie bilansu elektronowego ustal współczynniki stechiometryczne w podanych schematach reakcji dysproporcjonowania.



6. Dobierz współczynniki stechiometryczne oraz wskaż utleniacz i reduktor w podanych schematach reakcji chemicznych.



7. W dwóch probówkach znajdują się kwas chlorowodorowy HCl oraz stężony roztwór kwasu azotowego(V) HNO₃. Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, które umożliwi wykazanie, że HNO₃ jest kwasem utleniającym, a HCl – kwasem nieutleniającym. Jako odczynnika możesz użyć jednego z następujących metali: cynk, żelazo, miedź.

a) Narysuj schemat doświadczenia chemicznego.

b) Podaj nazwę użytego metalu i uzasadnij swój wybór.

c) Napisz obserwacje.

d) Napisz w formie cząsteczkowej i jonowej skróconej równania reakcji chemicznych zachodzących w obydwu probówkach lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

4 Ognia galwaniczne



Fot. 12. Świecąca żarówka świadczy o tym, że roztwór przewodzi prąd elektryczny.

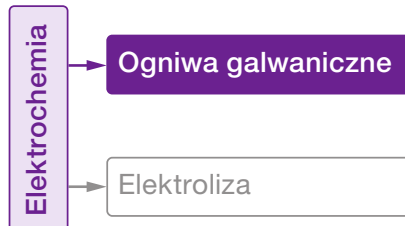
Ogniwo galwaniczne – układ dwóch elektrod zanurzonych w roztworze elektrolitu, między którymi przy zamkniętym obwodzie elektrycznym następuje przepływ prądu elektrycznego.

Elektroda – blaszka metalowa lub płytka grafitowa.

Półogniwo – elektroda zanurzona w roztworze elektrolitu.

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *półogniwo, anoda, katoda, ogniwo galwaniczne, klucz elektrolityczny, potencjał standardowy półogniwa, szereg elektrochemiczny, SEM*
- zapisywanie oraz rysowanie schematów ogniw
- zapisywanie równań reakcji zachodzących na elektrodach ogniwa
- projektowanie ogniwa, w którym zachodzi dana reakcja chemiczna
- obliczanie SEM ogniwa galwanicznego
- przewidywanie kierunku przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw



Wodne roztwory elektrolitów – kwasów, wodorotlenków i soli – oraz stopione sole przewodzą prąd elektryczny (fot. 12.). Badaniem procesów towarzyszących przepływowi prądu elektrycznego w tych elektrolitach zajmuje się dział chemii nazywany **elektrochemią**.

Do procesów elektrochemicznych należą m.in. reakcje utleniania-redukcji **samorzutnie** zachodzące w tzw. **ogniwach galwanicznych**. Następuje w nich **przekształcenie energii** uzyskanej w reakcji chemicznej na energię elektryczną. Ogniwa galwaniczne stosuje się powszechnie w życiu codziennym jako źródła prądu stałego.

Budowa ogniwa galwanicznego

Ogniwo galwaniczne to układ dwóch elektrod zanurzonych w roztworze elektrolitu, między którymi przy zamkniętym obwodzie elektrycznym następuje przepływ prądu elektrycznego.

Dwie blaszki metalowe zanurzone w roztworach soli tych metali i połączone przewodnikiem stanowią ogniwo galwaniczne. Każda z blaszek jest **elektrodą**. Po zanurzeniu blaszki w roztworze elektrolitu powstaje **półogniwo** (fot. 13.). W ogniwie galwanicznym:

- elektroda, na której zachodzi **reakcja utleniania**, nosi nazwę **anody** (biegun ujemny),
- elektroda, na której przebiega **reakcja redukcji**, to **katoda** (biegun dodatni).



Fot. 13. Półogniwo miedziane to elektroda (blaszka miedziana) zanurzona w roztworze CuSO_4 .

Rodzaje półogniw

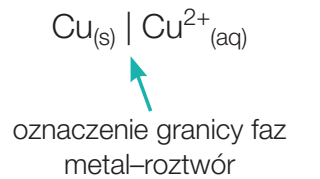
Istnieje wiele rodzajów półogniw. Na przykład ze względu na **typ reakcji elektrodowej** można je podzielić na:

- półogniwa metaliczne**, np. półogniwo miedziane $\text{Cu}_{(s)} \mid \text{Cu}^{2+}_{(aq)}$, półogniwo cynkowe $\text{Zn}_{(s)} \mid \text{Zn}^{2+}_{(aq)}$,
- półogniwa redoks**, np. półogniwo $\text{Pt}_{(s)} \mid \text{Fe}^{3+}_{(aq)}, \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$.

Z kolei ze względu na **budowę** można podzielić półogniwa na:

- półogniwa pierwszego rodzaju**, np. półogniwo miedziane $\text{Cu}_{(s)} \mid \text{Cu}^{2+}_{(aq)}$, półogniwo cynkowe $\text{Zn}_{(s)} \mid \text{Zn}^{2+}_{(aq)}$,
- półogniwa drugiego rodzaju**, np. półogniwo chlorosrebrowe $\text{Ag}_{(s)} \mid \text{AgCl}_{(s)} \mid \text{Cl}^{-}_{(aq)}$, półogniwo kalomelowe $\text{Hg}_{(c)} \mid \text{Hg}_2\text{Cl}_{2(s)} \mid \text{Cl}^{-}_{(aq)}$,
- półogniwa gazowe**, np. półogniwo wodorowe $\text{Pt}_{(s)} \mid \text{H}_{2(g)} \mid \text{H}_3\text{O}^{+}_{(aq)}$, półogniwo chlorowe $\text{Pt}_{(s)} \mid \text{Cl}_{2(g)} \mid \text{Cl}^{-}_{(aq)}$.

Schemat ogniwa galwanicznego
→ patrz s. 49



Półogniwa metaliczne

Przykładami półogniw metalicznych są m.in.:

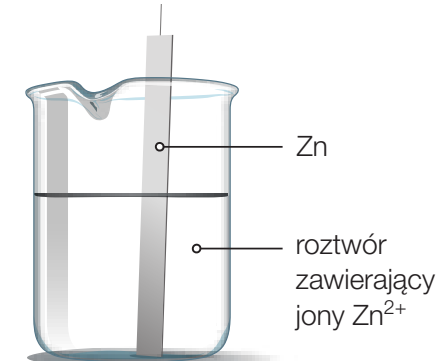
- półogniwo miedziane** (o schemacie $\text{Cu}_{(s)} \mid \text{Cu}^{2+}_{(aq)}$),
- półogniwo cynkowe** (o schemacie $\text{Zn}_{(s)} \mid \text{Zn}^{2+}_{(aq)}$).

Każde z tych półogniw jest zbudowane z blaszki metalowej zanurzonej w roztworze jonów tego metalu – są to **półogniwa metaliczne**. Jednocześnie w każdym z półogniw elektroda bierze udział w reakcji redoks.

Półogniwa metaliczne tworzy blaszka metalowa (elektroda) zanurzona w roztworze soli tego metalu. Półogniwa metaliczne są jednocześnie **półogniwami pierwszego rodzaju**, czyli półogniwami odwracalnymi względem kationu, co oznacza, że metal i jego jony w roztworze pozostają w równowadze.

W półogniwach metalicznych reakcja elektrodowa przebiega zgodnie z równaniem: $\text{Me} \rightleftharpoons \text{Me}^{n+} + n\text{e}^{-}$. Kierunek tej reakcji zależy od tego, czy półogniwo jest w ogniwie **katodą** czy **anodą**. Na przykład w półogniwie cynkowym (rys. 6.) może zachodzić:

- utlenianie** cynku: $\text{Zn}_{(s)} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^{-}$,
- redukcja** kationów cynku: $\text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Zn}_{(s)}$.

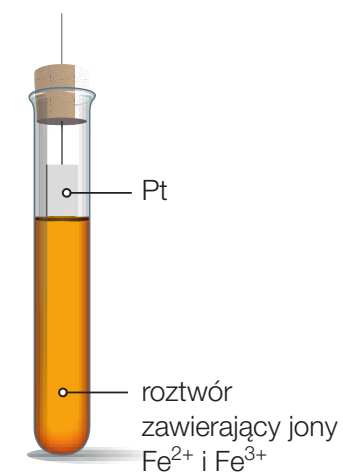


Rys. 6. Półogniwo cynkowe.

Półogniwa redoks

Nazwa **półogniwa redoks** jest umowna, gdyż w każdym półogniwie zachodzą reakcje wymiany elektronów, czyli reakcje redoks. Cechą charakterystyczną półogniw redoks jest to, że **w reakcji elektrodowej biorą udział**

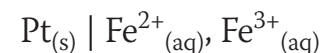
Półogniwo metaliczne – blaszka metalowa (elektroda) zanurzona w roztworze soli tego metalu.



Rys. 7. Półogniwo redoks.

wyłącznie składniki roztworu elektrolitu tworzące pary redoks. Elektroda odgrywa tu jedynie rolę przekaźnika elektronów. Jako elektrod używa się metali szlachetnych, które nie biorą udziału w procesie elektrodowym, np. platyny.

Przykładem półogniwa redoks jest elektroda zanurzona w roztworze zawierającym kationy żelaza(II) Fe^{2+} i kationy żelaza(III) Fe^{3+} (rys. 7.). Półogniwo to można przedstawić za pomocą schematu:



Reakcja elektrodowa w tym półogniwie przebiega zgodnie z równaniem: $\text{Fe}^{2+}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}_{(aq)} + e^-$.

Kierunek reakcji zależy od tego, czy półogniwo jest w ogniwie **katodą** czy **anodą**.

- ▶ Na **anodzie** zachodzi proces **utleniania** kationów żelaza(II) Fe^{2+} :
 $\text{Fe}^{2+}_{(aq)} \longrightarrow \text{Fe}^{3+}_{(aq)} + e^-$.
- ▶ Na **katodzie** zachodzi proces **redukcji** kationów żelaza(III) Fe^{3+} :
 $\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + e^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$.

■ Półogniwa drugiego rodzaju

Półogniwa drugiego rodzaju to metale pokryte warstwą swojej trudno rozpuszczalnej soli zanurzone w roztworze elektrolitu, który zawiera aniony tej soli.

Przykładem takiego półogniwa jest **półogniwo chlorosrebrowe** (rys. 8.) o schemacie:

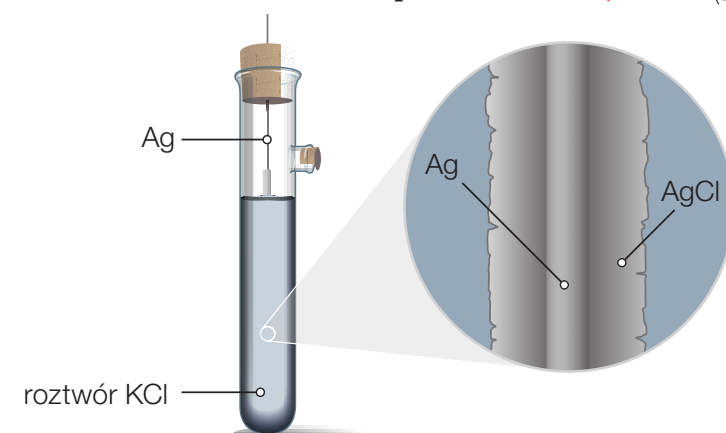


Półogniwo to zawiera dwie granice faz:

- ▶ metal–sól trudno rozpuszczalna,
- ▶ sól trudno rozpuszczalna–roztwór.

W półogniwie chlorosrebrowym srebro (metal) jest pokryte solą trudno rozpuszczalną – chlorkiem srebra(I) AgCl i zanurzone w roztworze chlorku potasu KCl . Reakcję zachodzącą w półogniwie chlorosrebrowym można przedstawić równaniem: $\text{AgCl}_{(s)} + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}_{(s)} + \text{Cl}^{-}_{(aq)}$. Jej kierunek zależy od tego, czy półogniwo jest w ogniwie **anodą** czy **katodą**.

- ▶ Na **anodzie** zachodzi proces **utleniania**: $\text{Ag}_{(s)} + \text{Cl}^{-}_{(aq)} \longrightarrow \text{AgCl}_{(s)} + e^-$.
- ▶ Na **katodzie** zachodzi proces **redukcji**: $\text{AgCl}_{(s)} + e^- \longrightarrow \text{Ag}_{(s)} + \text{Cl}^{-}_{(aq)}$.



Rys. 8. Półogniwo chlorosrebrowe.

Innym przykładem półogniwa drugiego rodzaju jest **półogniwo kalomelowe** (nazwa pochodzi od kalomelu, czyli chlorku rtęci(I) Hg_2Cl_2) o schemacie:



Reakcję zachodzącą w półogniwie kalomelowym można przedstawić równaniem: $2\text{Hg}_{(c)} + 2\text{Cl}^{-}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{Hg}_2\text{Cl}_{2(s)} + 2e^-$. Jej kierunek zależy od tego, czy półogniwo jest w ogniwie **anodą** czy **katodą**.

- ▶ Na **anodzie** zachodzi proces **utleniania**:



- ▶ Na **katodzie** zachodzi proces **redukcji**:



Półogniwo kalomelowe charakteryzuje się stałym i dobrze odtwarzalnym potencjałem.

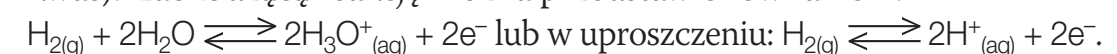
■ Półogniwa gazowe

Półogniwo gazowe (rys. 9.) tworzy elektroda z metalu szlachetnego zanurzona w roztworze zawierającym odpowiednie jony i omywana odpowiednim gazem.

Przykładem półogniwa gazowego jest **półogniwo wodorowe** o schemacie:



Elektroda z platyny jest omywana gazem (wodorem) i umieszczona w roztworze zawierającym jony oksoniowe H_3O^{+} (kationy wodoru H^{+}). Elektrolitem w półogniwie wodorowym jest najczęściej $\text{HCl}_{(aq)}$ (mocny kwas). Zachodzącą reakcję można przedstawić równaniem:

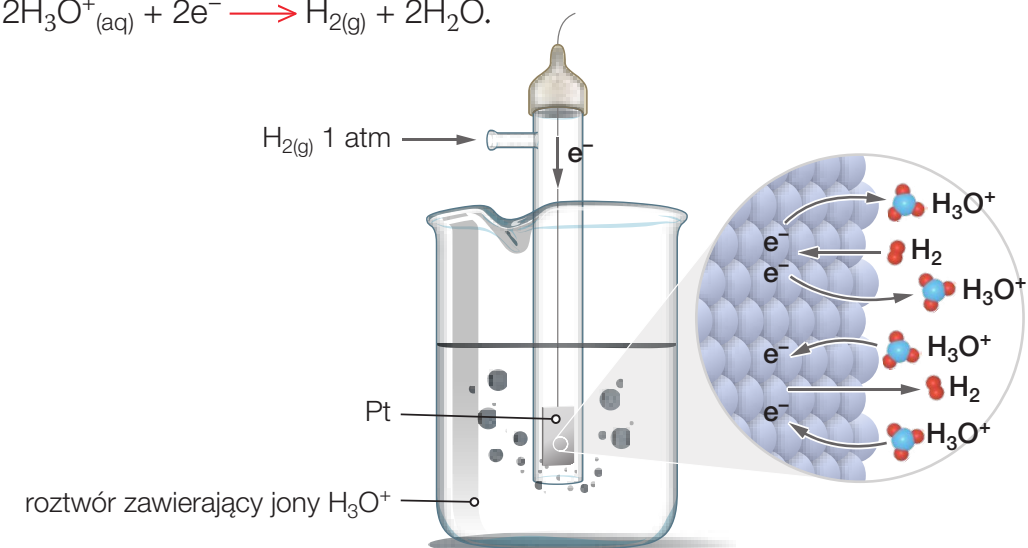
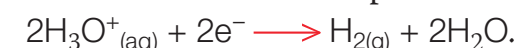


Jej kierunek zależy od tego, czy półogniwo jest w ogniwie **anodą** czy **katodą**.

- ▶ Na **anodzie** zachodzi proces **utleniania** wodoru:



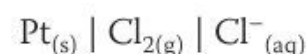
- ▶ Na **katodzie** zachodzi proces **redukcji** jonów oksoniowych:



Rys. 9. Półogniwo wodorowe.

Półogniwo gazowe – elektroda z metalu szlachetnego zanurzona w roztworze zawierającym odpowiednie jony, omywana odpowiednim gazem.

Innym przykładem ogniwa gazowego jest **półogniwo chlorowe** o schemacie:



Chlor omywa elektrodę platynową zanurzoną w roztworze zawierającym aniony chlorkowe Cl^{-} . Zachodzącą reakcję można przedstawić równaniem: $2\text{Cl}^{-}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{Cl}_{2(g)} + 2e^{-}$. Jej kierunek zależy od tego, czy półogniwo jest w ogniwie **anodą** czy **katodą**.

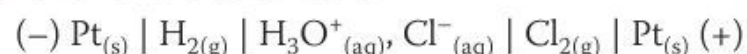
- ▶ Na **anodzie** zachodzi proces **utleniania** anionów chlorkowych:



- ▶ Na **katodzie** zachodzi proces **redukcji** atomów chloru:



Z półogniw – wodorowego i chlorowego – można zbudować **ogniwo wodorowo-chlorowe** o schemacie:

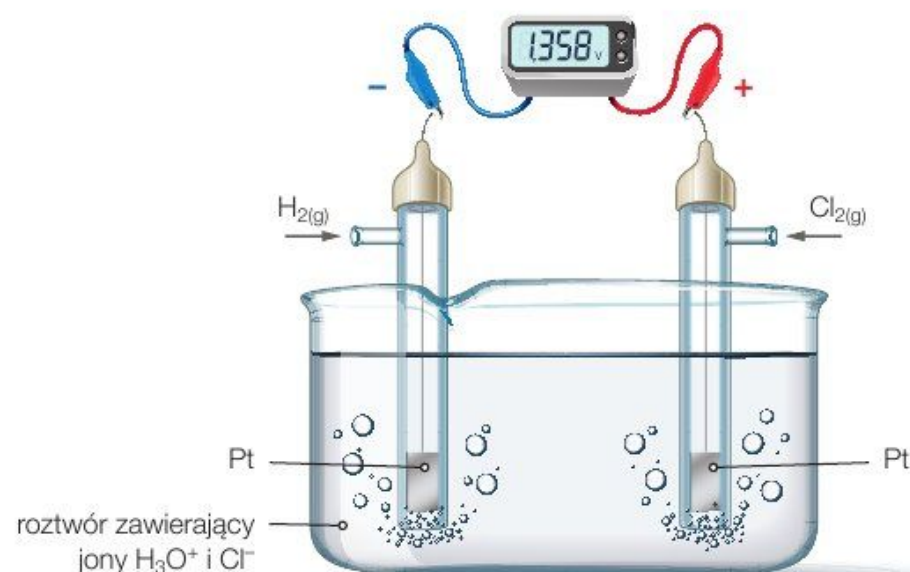


W **ogniwie wodorowo-chlorowym** (rys. 10.) zachodzą reakcje:

- ▶ **utleniania:** $\text{H}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{H}_3\text{O}^{+}_{(aq)} + 2e^{-}$

- ▶ **redukcji:** $\text{Cl}_{2(g)} + 2e^{-} \longrightarrow 2\text{Cl}^{-}_{(aq)}$

zapis sumaryczny



Rys. 10. Ogniwo wodorowo-chlorowe.

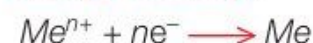
■ Sposób działania ogniwa galwanicznego

W ogniwie zachodzą reakcje utleniania-redukcji, związane z przechodzeniem jonów metalu z roztworu do elektrody i odwrotnie. Ogniwo galwaniczne jest zbudowane z **dwóch półogniw**:

- ▶ w jednym ma miejsce **reakcja utleniania**:



- ▶ w drugim – **reakcja redukcji**:



Warunkiem przebiegu reakcji utleniania-redukcji jest zapewnienie **przepływu elektronów między półogniwami**. W tym celu łączy się je zewnętrznym przewodnikiem.

Roztwory obydwu półogniw **nie mogą się mieszać**. Przepływ jonów między półogniwami odbywa się przez **klucz elektrolityczny** (fot. 14.), nazywany także mostkiem solnym. Umożliwia on **wyrównanie ładunków między roztworami elektrolitów**. Klucz elektrolityczny najczęściej składa się z umieszczonego w szklanej U-rurce żelu zawierającego nasyczony roztwór wodny soli. Przepływ jonów między półogniwami powoduje, że **obwód elektryczny w ogniwie jest zamknięty**.



U-rurkę można wypełnić roztworem elektrolitu (o dużym stężeniu) i zamknąć ją z obu stron np. bibułą filtracyjną. Innym sposobem jest napełnienie U-rurki żelatyną rozpuszczoną w nasyczonej roztworze elektrolitu i poczekanie do zastygnięcia jej zawartości.

Fot. 14. Wygięta rurka zanurzona w roztworach elektrolitów wypełniona roztworem KCl to najczęściej stosowany klucz elektrolityczny.

■ Ogniwo Daniella

Ogniwo galwaniczne, w którym jednym półogniwem jest blaszka cynkowa (elektroda cynkowa) zanurzona w roztworze ZnSO_4 , a drugim – blaszka miedziana (elektroda miedziana) zanurzona w roztworze CuSO_4 , jest nazywane **ogniwem Daniella** (rys. 11.) (od nazwiska jego twórcy Johna Daniella).

W ogniwie Daniella zachodzą reakcje chemiczne:

- ▶ **utleniania:** $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^{-}$

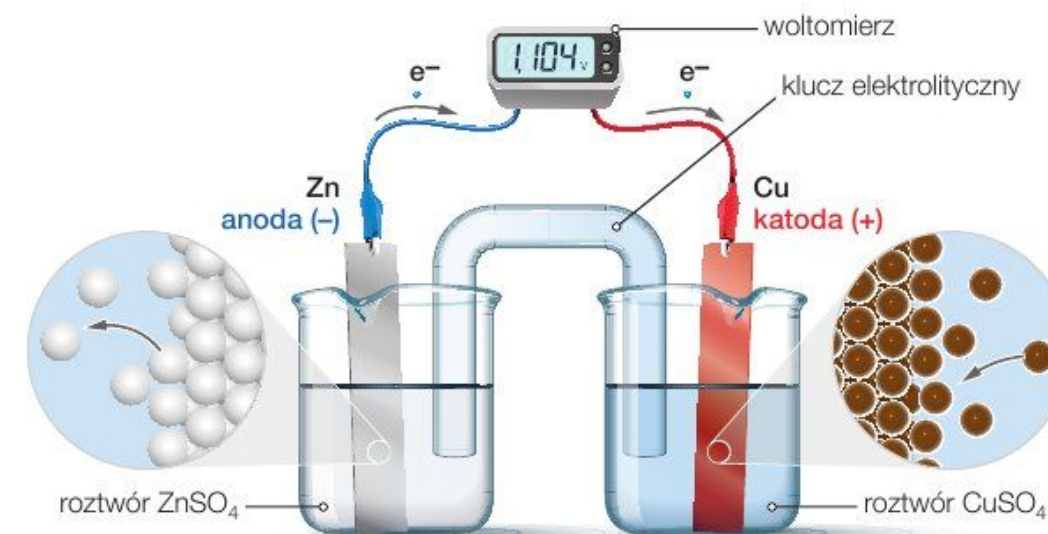
atom cynku (**reduktor**) oddaje elektrony

- ▶ **redukcji:** $\text{Cu}^{2+} + 2e^{-} \longrightarrow \text{Cu}$

jon miedzi (**utleniacz**) przyjmuje elektrony



zapis sumaryczny



Rys. 11. Ogniwo Daniella.

Woltomierz – przyrząd pomiarowy wykorzystywany do mierzenia napięcia prądu elektrycznego.



Doświadczenie 4.

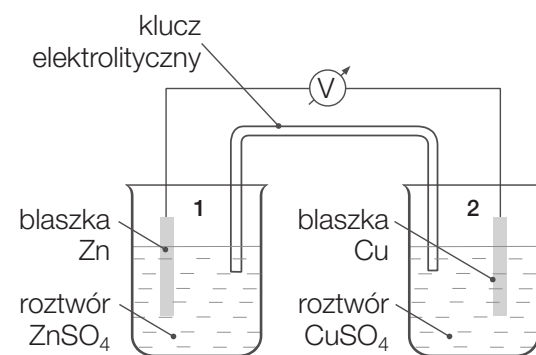

 $\text{ZnSO}_4, \text{CuSO}_4$

Badanie działania ogniya Daniella

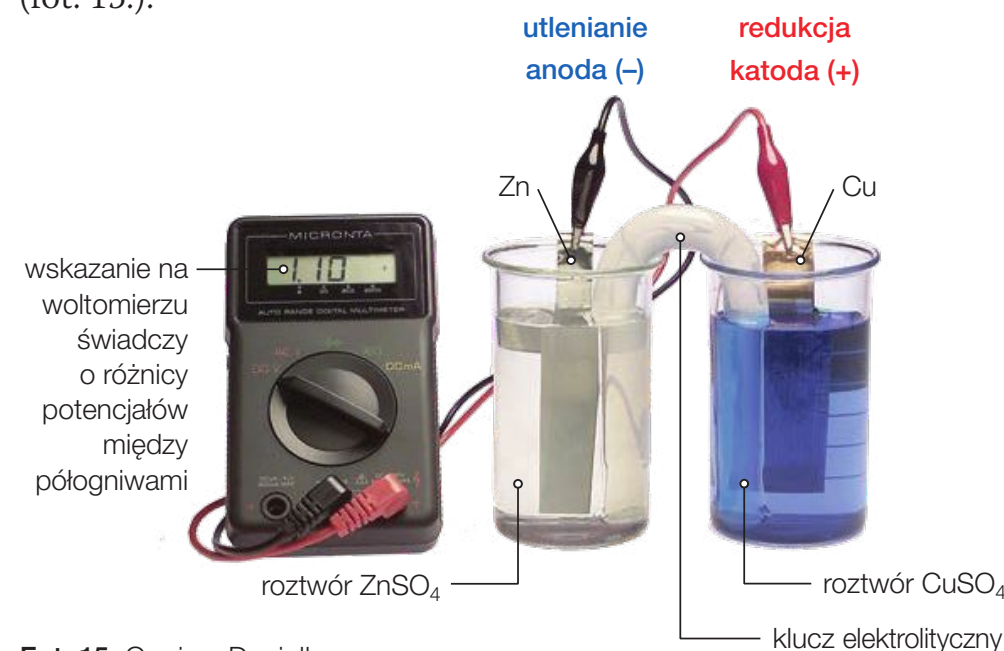
Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) cynku, blaszka cynkowa, roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), blaszka miedziana, żelatyna, chlorek potasu.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki, szklana rurka, przewód z zaciskami, woltomierz.

Instrukcja: Zlewkę 1. napełnij do połowy roztworem siarczanu(VI) cynku o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i zanurz w nim blaszkę cynkową. Zlewkę 2. napełnij do połowy roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i zanurz w nim blaszkę miedzianą. Zlewki połącz szklaną rurką wypełnioną żelatyną rozpuszczoną w nasyconym roztworze chlorku potasu, tzw. kluczem elektrolitycznym. Każdą blaszkę połącz przewodem z zaciskami woltomierza (schemat).



Obserwacje: Zmienia się wartość wskazywana przez woltomierz (fot. 15.).



Fot. 15. Ogniy Daniella.

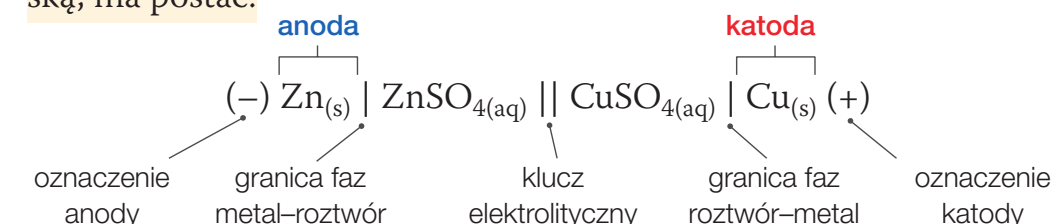
Wniosek: W ogniy Daniella zachodzą reakcje utleniania-redukcji, podczas których następuje przepływ elektronów.

Schemat ogniya galwanicznego

Zgodnie z **konwencją sztokholmską** w schemacie ogniya opisanego w doświadczeniu 4.:

- ▶ **po lewej stronie** należy umieścić elektrodę, na której zachodzi proces **utleniania**, czyli **anodę** (-),
- ▶ **po prawej stronie** – elektrodę, na której zachodzi proces **redukcji**, czyli **katodę** (+).

Schemat ogniya Daniella, zapisany zgodnie z konwencją sztokholmską, ma postać:



aq – oznaczenie substancji rozpuszczonej w wodzie
s – oznaczenie substancji w stałym stanie skupienia

Na schemacie **pojedyncza pionowa kreska | oznacza granicę faz** metal-roztwór, czyli granicę między blaszką metalową (stały stan skupienia) a roztworem elektrolitu (ciekły stan skupienia). W ogniy Daniella granice faz występują między:

- ▶ elektrodą cynkową $\text{Zn}_{(s)}$ (metal, stały stan skupienia) a wodnym roztworem elektrolitu, który zawiera jony cynku $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$,
- ▶ elektrodą miedzianą $\text{Cu}_{(s)}$ (metal, stały stan skupienia) a wodnym roztworem elektrolitu, który zawiera jony miedzi $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$.

Z kolei **dwie pionowe kreski || oznaczają klucz elektrolityczny**, czyli tzw. mostek solny. Umożliwia on wymianę jonów między dwoma **półogniwami, które nie mają ze sobą bezpośredniego kontaktu**.

W schematach półogniw i ogniw **przecinkami są oddzielone składniki**, które znajdują się w **tej samej fazie**, np.:

- ▶ jony Fe^{2+} i Fe^{3+} w półogniy $\text{Pt}_{(s)} | \text{Fe}^{2+}_{(aq)}, \text{Fe}^{3+}_{(aq)}$,
- ▶ jony H_3O^+ i Cl^- w ogniy wodorowo-chlorowym $\text{Pt}_{(s)} | \text{H}_2(\text{g}) | \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}, \text{Cl}^-_{(aq)} | \text{Cl}_{2(\text{g})} | \text{Pt}_{(s)}$.

Ogniya odwracalne i nieodwracalne

Ogniya galwaniczne można podzielić na **ogniya odwracalne**, czyli takie, które można ładować, i **nieodwracalne** (pierwotne), czyli jednorazowego użytku.

Ogniy odwracalne to ogniy, w którym reakcje chemiczne przebiegają w sposób odwracalny. Regeneracja materiału elektrod wymaga przepuszczania prądu stałego z zewnętrznego źródła. Przykładami ogniw odwracalnych są:

- ▶ ogniy Daniella: $(-) \text{Zn}_{(s)} | \text{Zn}^{2+}_{(aq)} || \text{Cu}^{2+}_{(aq)} | \text{Cu}_{(s)} (+)$,
- ▶ akumulatory, np. akumulator ołowiowy: $(-) \text{Pb}_{(s)} | \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} | \text{PbO}_{2(s)} | \text{Pb}_{(s)} (+)$.

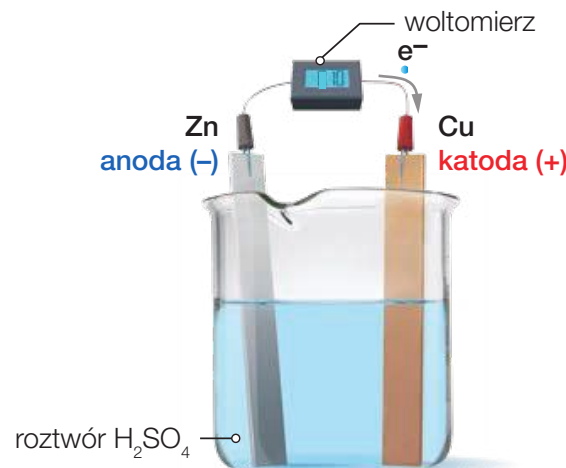
Ogniy nieodwracalne (pierwotne) to ogniy, w którym reakcje chemiczne przebiegają w sposób nieodwracalny – tylko w jednym kierunku.

Budowa i działanie współczesnych źródeł prądu stałego
→ patrz s. 58–59

Materiał elektrod nie regeneruje się. Przykładami ogniw nieodwracalnych są:

- ▶ ogniwo Volty [czyt. wolty]: $(-) \text{Zn}_{(s)} \mid \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \mid \text{Cu}_{(s)} (+)$ (rys. 12.),
- ▶ ogniwo Leclanchégo [czyt. leklanszego]: $(-) \text{Zn}_{(s)} \mid \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} \mid \text{MnO}_{2(s)}, \text{C}_{(s)} (+)$,
- ▶ ogniwo litowe.

Budowa i działanie współczesnych źródeł prądu stałego
→ patrz s. 58–59

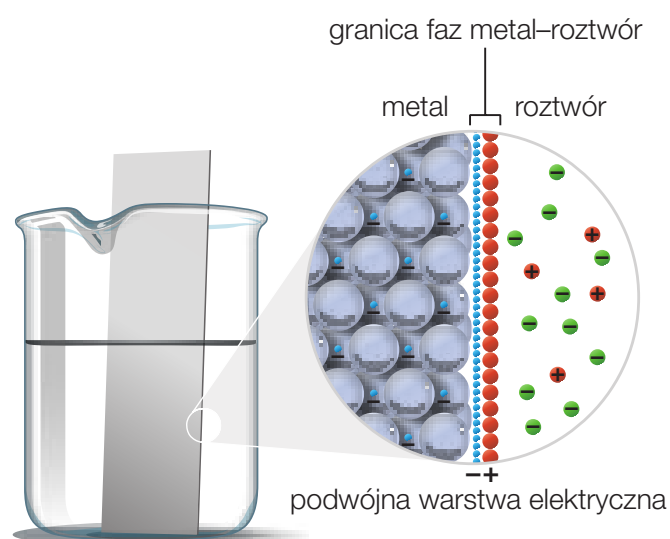


Rys. 12. Ogniwo Volty.

Potencjał półogniwa

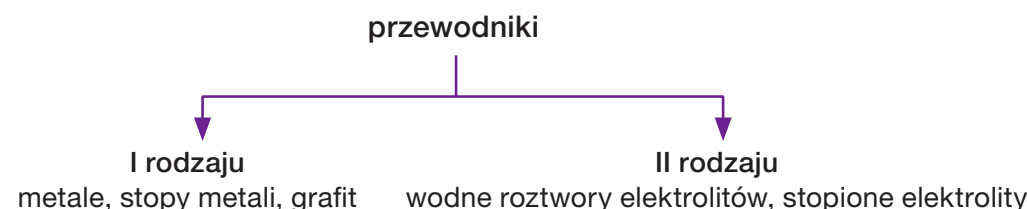
Na granicy faz metal–roztwór w ogniwie galwanicznym następuje zmiana rozmieszczenia ładunków elektrycznych. Tworzy się wówczas tzw. **podwójna warstwa elektryczna** (rys. 13.) spowodowana przechodzeniem jonów z sieci krystalicznej metalu do roztworu i odwrotnie. Powstająca różnica potencjałów elektrochemicznych między metalem a roztworem jest nazywana **potencjałem półogniwa (potencjałem elektrody)**.

Potencjał elektrody – różnica potencjałów na granicy zetknięcia się metalu, stopu metalu lub grafitu z wodnymi roztworami elektrolitów lub stopionymi elektrolitami.



Rys. 13. Na granicy faz od strony metalu występuje nadmiar elektronów, a od strony roztworu – nadmiar kationów.

Potencjał półogniwa to różnica potencjałów na granicy zetknięcia się przewodników I i II rodzaju.



Standardowa elektroda wodorowa (SEW)

Potencjału pojedynczej elektrody nie da się zmierzyć w sposób bezpośredni. Można jedynie wyznaczyć różnicę potencjałów dwóch półogniw tworzących ogniwo, gdy wartość potencjału jednego z nich jest znana. Uniwersalną elektrodę odniesienia stanowi **standardowe półogniwo wodorowe (SPW)**, nazywane **standardową elektrodą wodorową (SEW lub SHE, z ang. standard hydrogen electrode)**.

SEW to układ zbudowany z platynowej blaszki, pokrytej czernią platynową (rozdrobnioną platyną), zanurzonej w roztworze jonów H_3O^+ (H^+) o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i omywanej strumieniem wodoru pod ciśnieniem 1000 hPa. W układzie tym zachodzi reakcja elektrodowa:



Przyjęto, że potencjał SEW we wszystkich temperaturach jest równy zeru. Mierzac różnicę potencjałów między SEW a badaną elektrodą, uzyskuje się względny potencjał elektrody (półogniwa).

Standardowa elektroda wodorowa SEW pracuje w warunkach standardowych.

Warunki standardowe
 $T = 298 \text{ K} = 25^\circ\text{C}$
 $p = 1000 \text{ hPa}$

Potencjał standardowy półogniwa E°

Potencjał półogniwa zależy od rodzaju substancji, ich stężenia (lub ciśnienia w przypadku gazów) oraz temperatury. Potencjały różnych półogniw porównuje się w ustalonych warunkach (warunki standardowe), stosując tzw. potencjał standardowy. **Potencjał standardowy półogniwa E°** jest to różnica potencjałów ogniwa zbudowanego ze standardowego półogniwa wodorowego oraz z badanego półogniwa, w którym stężenia roztworów substratów i produktów wynoszą $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Potencjał standardowy E° określa zdolność pierwiastków chemicznych do redukowania się, dlatego jest też nazywany **potencjałem standardowym redukcji**.

Potencjał standardowy redukcji
→ patrz s. 372

Szereg elektrochemiczny

Wyznaczone doświadczalnie standardowe (normalne) potencjały półogniw metalicznych i gazowych ułożone według rosnącej wartości tworzą **szereg potencjałów oksydacyjno-redukcyjnych (redoks)**. W szeregu tym podane są reakcje elektrodowe dla danego półogniwa i odpowiadający im potencjał standardowy. W odniesieniu do elektrod metalicznych szereg taki nazywa się **szeregiem elektrochemicznym** metali. Na podstawie danych odczytanych z szeregu elektrochemicznego można stwierdzić, że:

- ▶ im **niższa jest wartość E°** , tym atom danego pierwiastka chemicznego wykazuje **większą zdolność do oddawania elektronów** (tworzenia kationów w wodnym roztworze), czyli do utleniania się – **jest więc silnym reduktorem**, który sam **niechętnie ulega redukcji**,
- ▶ im **wyższa jest wartość E°** , tym atom danego pierwiastka chemicznego **trudniej ulega utlenieniu**, czyli **jest silniejszym utleniaczem i łatwo się redukuje**.

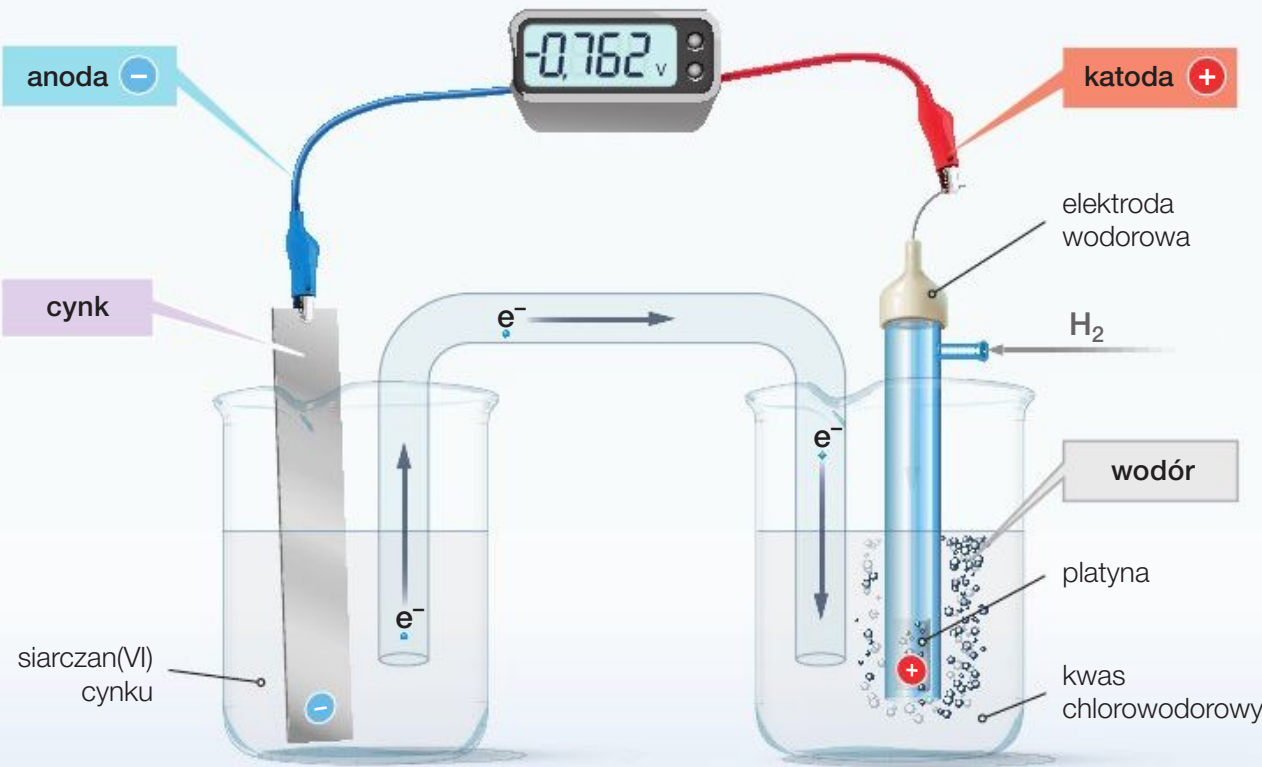
Szereg elektrochemiczny – szereg, w którym podane są reakcje elektrodowe dla danego półogniwa wraz z odpowiadającym im potencjałem standardowym redoks.

Określanie potencjału standardowego redukcji półogniw

Każde półogniwo ma określoną wartość potencjału standardowego redukcji E° . Zwykle odczytuje się ją z tablic chemicznych. Trzeba pamiętać, że tej wartości nie mierzy się bezpośrednio, ale wyznacza względem innego półogniwa – standardowego półogniwa odniesienia. Standardowym półogniwem odniesienia może być półogniwo wodorowe. Wartość potencjału półogniwa wodorowego we wszystkich temperaturach jest równa 0 V.

Ogniwo cynkowo-wodorowe

Ujemna wartość potencjału półogniwa cynkowego względem półogniwa wodorowego świadczy o tym, że zachodzi proces utleniania atomów cynku na anodzie oraz proces redukcji jonów oksoniowych na katodzie.

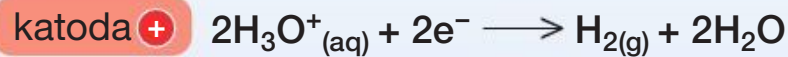


Reakcja w półogniwie cynkowym:

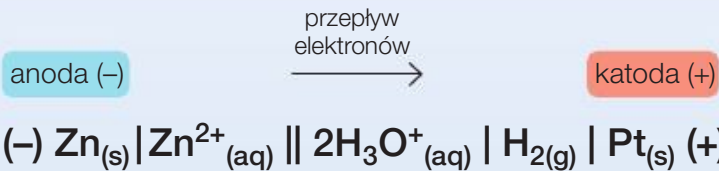


$$E^\circ_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}} = -0,762 \text{ V}$$

Reakcja w półogniwie wodorowym:



$$E^\circ_{2\text{H}_3\text{O}^+|\text{H}_2} = 0 \text{ V}$$



Reakcja w ogniwie cynkowo-wodorowym:



Katoda i anoda

Półogniwo może pełnić funkcję anody lub katody. Zależy to od tego, z jakim drugim półogniwem tworzy ogniwo.

półogniwo anoda (-)

wartość standardowego potencjału redukcji

||

półogniwo katoda (+)

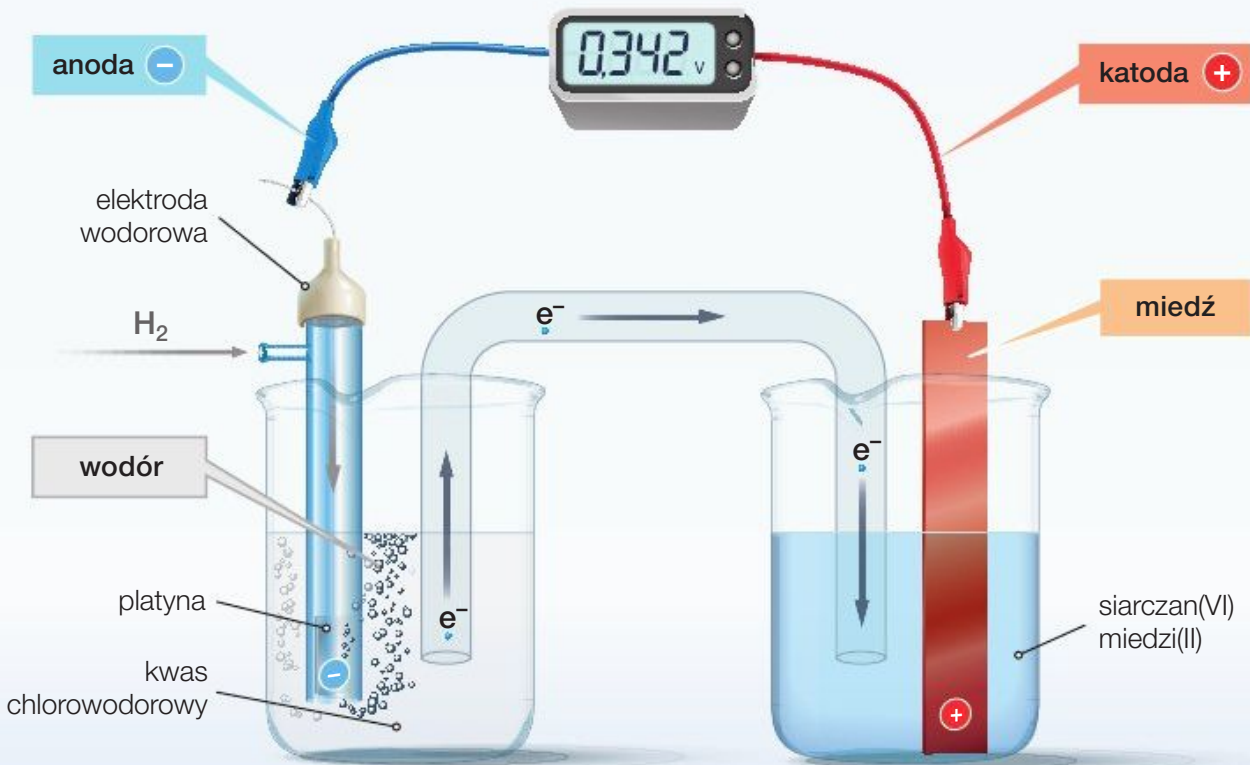
wartość standardowego potencjału redukcji

<

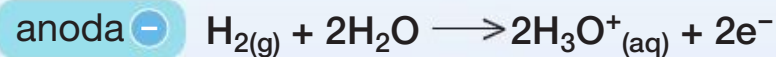
Na przykład półogniwo wodorowe w ogniwie cynkowo-wodorowym jest katodą, natomiast w ogniwie miedziowo-wodorowym – anodą.

Ogniwo miedziowo-wodorowe

Dodatnia wartość potencjału półogniwa miedziowego względem półogniwa wodorowego świadczy o tym, że zachodzi proces redukcji kationów miedzi(II) na katodzie oraz proces utleniania atomów wodoru na anodzie.

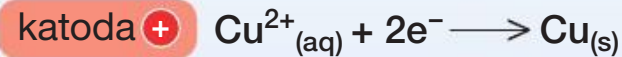


Reakcja w półogniwie wodorowym:

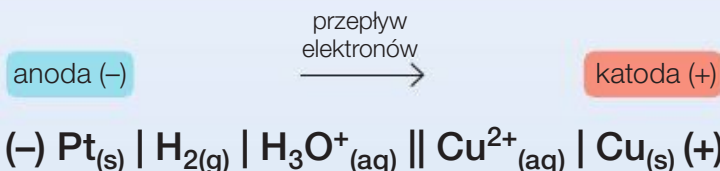


$$E^\circ_{2\text{H}_3\text{O}^+|\text{H}_2} = 0 \text{ V}$$

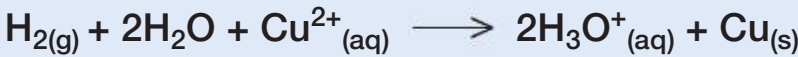
Reakcja w półogniwie miedziowym:



$$E^\circ_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}} = 0,342 \text{ V}$$



Reakcja w ogniwie miedziowo-wodorowym:



Siła elektromotoryczna ogniwa SEM

Siła elektromotoryczna ogniwa SEM (potencjał ogniwa) – to różnica względnych potencjałów półogniw w ogniwie niepracującym (otwartym). Jednostką SEM jest volt V.

W warunkach standardowych i przy zastosowaniu roztworów soli o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ wartość SEM to różnica wartości potencjałów standardowych katody i anody. Wartość SEM ogniwa wyznacza się ze wzoru:

Wzór na obliczanie SEM ogniwa

$$\text{SEM} = E^\circ_{\text{katody}} - E^\circ_{\text{anody}}$$

gdzie:

E°_{katody} – potencjał standardowy katody (wyższy), V,

E°_{anody} – potencjał standardowy anody (niższy), V.

Dla ogniwa Daniella wartość SEM wynosi:

$$\text{SEM} = E^\circ_{\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}} - E^\circ_{\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}}$$

$$\text{SEM} = 0,342 - (-0,762) \quad \text{SEM} = 1,104 \text{ V}$$

SEM ogniwa zbudowanego z dwóch dowolnych półogniw jest tym większa, im większa jest różnica ich potencjałów. Elektrode o dodatnim biegunie – **katodę** – zawsze **stanowi półogniwo o wyższym potencjale standardowym E° . SEM ma zawsze wartość dodatnią.** Wynik ujemny oznacza, że anoda została pomyłona z katodą.

$$E^\circ_{\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}} = 0,342 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}} = -0,762 \text{ V}$$

Katoda – półogniwo o wyższym potencjale standardowym.

Anoda – półogniwo o niższym potencjale standardowym.

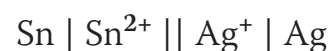
Przykład 13.

Plan rozwiązywania

- Odczytaj z tabeli potencjały standardowe obu półogniw (s. 372) i wskaż anodę oraz katodę.
- Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących w obu półogniwach.

Obliczanie SEM ogniwa galwanicznego

Zbudowano ogniwo zgodnie ze schematem:



Określ, które z wykorzystanych półogniw jest anodą, a które – katodą. Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących w obu półogniwach. Oblicz siłę elektromotoryczną (SEM) tego ogniwa, wiedząc, że pracuje ono w warunkach standardowych, a stężenia jonów w obu półogniwach są równe $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

- $E^\circ_{\text{Sn} | \text{Sn}^{2+}} = -0,138 \text{ V}$ $E^\circ_{\text{Ag} | \text{Ag}^+} = 0,800 \text{ V}$
Anoda (elektrodą ujemną) jest półogniwo o niższym potencjale standardowym E° .
Katoda (elektrodą dodatnią) jest półogniwo o wyższym potencjale standardowym E° .
(–) Sn | Sn²⁺ || Ag⁺ | Ag (+)
- A(–)** Sn → Sn²⁺ + 2e[–]
K(+) Ag⁺ + e[–] → Ag
Liczba elektronów wymienionych w obu półogniwach musi być taka sama, dlatego równanie redukcji jonów Ag⁺ należy **pomnożyć przez 2**.
K(+) 2Ag⁺ + 2e[–] → 2Ag

ciąg dalszy przykładu na s. 55

początek przykładu na s. 54

- Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej.
- Oblicz SEM.
- Napisz odpowiedź.
- Sn + 2Ag⁺ → Sn²⁺ + 2Ag
- Aby obliczyć SEM, należy odjąć od potencjału o wyższej wartości potencjał o niższej wartości.
SEM = 0,800 V – (–0,138) V
SEM = 0,938 V
- SEM ogniwa ma wartość 0,94 V.

Przykład 14.

Plan rozwiązywania

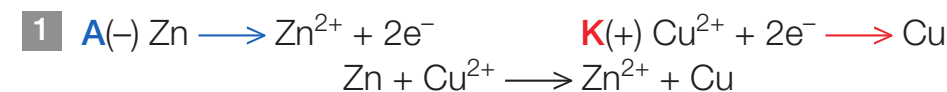
- Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących w obu półogniwach.
- Oblicz liczbę moli cynku, który przereagował.
- Oblicz, o ile zmieniła się masa płytki miedzianej.
- Napisz odpowiedź.

Obliczanie zmiany masy płytki metalu

Płytkę cynkową zważono, a następnie połączono półogniwo cynkowe Zn | Zn²⁺ z półogniwem miedziowym Cu | Cu²⁺. Utworzono w ten sposób ogniwo galwaniczne.

Po pewnym czasie przerwano działanie ogniwa. Płytkę cynkową opłukano wodą destylowaną, wysuszono i ponownie zważono. Masa płytki podczas pracy ogniwa zmniejszyła się o 150 mg.

Oblicz, jak zmieniła się masa płytki miedzianej podczas pracy tego ogniwa.



Stosunek molowy reagujących metali jest równy 1 : 1.

- Z układu okresowego pierwiastków chemicznych należy odczytać masę atomową cynku i podać jego masę molową.

$$M_{\text{Zn}} = 65,38 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Na podstawie zmiany masy płytki trzeba obliczyć liczbę moli cynku, który przereagował.

$$\begin{array}{r} 65,38 \text{ g} — 1 \text{ mol} \\ 0,15 \text{ g} — x \end{array}$$

$$x = \frac{0,15 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}}{65,38 \text{ g}}$$

$$x = 0,0023 \text{ mol}$$

- Z układu okresowego pierwiastków chemicznych należy odczytać masę atomową miedzi i podać jej masę molową.

$$M_{\text{Cu}} = 63,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Wiedząc, że masa płytki cynkowej zmniejszyła się o 0,15 g, co stanowi 0,0023 mola, a stosunek molowy reagujących metali jest równy 1 : 1, trzeba obliczyć, jak zmieniła się masa płytki miedzianej.

$$m_{\text{Cu}} = 0,0023 \text{ mol} \cdot 63,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad m_{\text{Cu}} = 0,146 \text{ g, czyli } 146 \text{ mg}$$

- Masa płytki miedzianej zwiększyła się o 146 mg.

Przewidywanie kierunku reakcji utleniania-redukcji

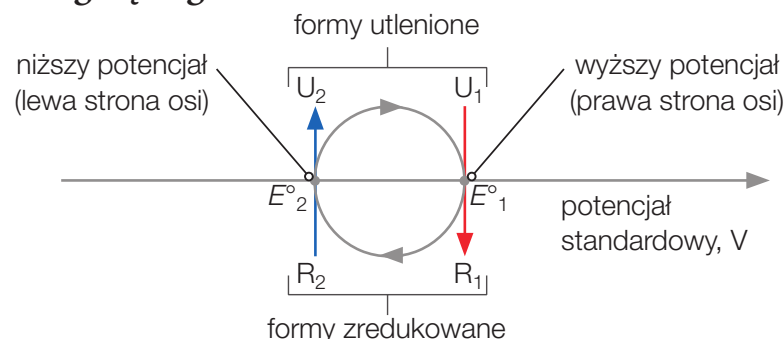
Znajomość potencjałów standardowych redukcji umożliwia przewidywanie kierunku przebiegu reakcji chemicznych. Metale tworzące pary redoks $Me | Me^{n+}$ o niższych potencjałach standardowych wypierają metale, tworzące pary redoks $Me | Me^{n+}$ o wyższych potencjałach, z roztworów ich soli.

Podobnie zachowują się niemetale, które znajdują się w szeregu potencjałów standardowych redukcji półogniów gazowych. Na przykład jony bromkowe Br^- są utleniane przez chlor, a jony jodkowe I^- przez chlor i brom. Jest to zgodne z położeniem tych pierwiastków chemicznych w szeregu potencjałów standardowych półogniów. Wśród fluorowców właściwości utleniające zmniejszają się od fluoru (najsilniejszy utleniacz) poprzez chlor, brom aż do jodu.

Przy przewidywaniu kierunku przebiegu reakcji redoks można wykorzystać tzw. **regulę zegara**:

Reguła zegara ►

Kierunek przebiegu reakcji redoks



gdzie:

U_1, U_2 – formy utlenione substancji reagujących,

R_1, R_2 – formy zredukowane substancji reagujących,

E_1, E_2 – wartości standardowych potencjałów par redoks; $E_1 > E_2$.

Kierunek reakcji chemicznej będzie zawsze taki, aby **utleniaczem** była **forma utleniona** pary redoks o wyższym potencjale E° , a **reduktorem** **forma zredukowana** pary redoks o niższym potencjale E° .

Kierunek reakcji chemicznej pokazują strzałki styczne do okręgu przechodzącego przez punkty E_1 i E_2 , rysowane zgodnie z ruchem wskazówek zegara. Na katodzie zachodzi reakcja redukcji – utleniacz (U_1) przyjmuje elektrony i obniża swój stopień utlenienia.

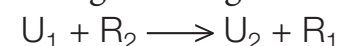
Schemat reakcji redukcji:



Natomiast na anodzie zachodzi reakcja utleniania – reduktor (R_2) oddaje elektrony, w wyniku czego podwyższa swój stopień utlenienia. Schemat reakcji utleniania:



Reakcja chemiczna przebiega według równania:



- **Metal mniej aktywny** (znajdujący się po prawej stronie schematu) przechodzi z formy utlenionej do formy zredukowanej, czyli **redukuje się**.
- **Metal bardziej aktywny** (znajdujący się po lewej stronie schematu) przechodzi z formy zredukowanej do formy utlenionej, czyli **utlenia się**.

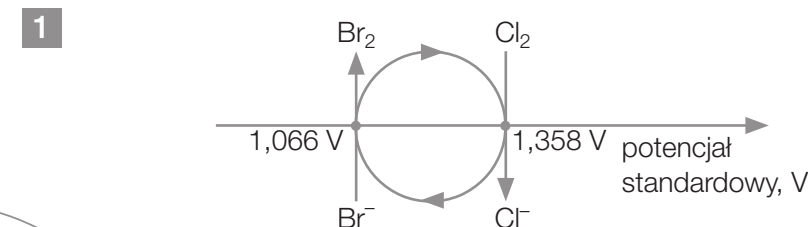
Przykład 15.

Plan rozwiązywania

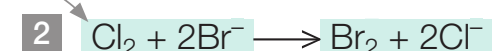
- 1 Zastosuj regułę zegara:
 - narysuj oś liczbową i zaznacz na niej wartości potencjałów,
 - stycznie do punktów zaznaczonych na osi narysuj pionowe linie,
 - nad osią napisz formy utlenione,
 - pod osią napisz formy zredukowane.

Określanie przebiegu reakcji redoks

Na podstawie podanych standardowych potencjałów redukcji równań półokowych określ kierunek przebiegu reakcji i napisz jej równanie.



- 2 Napisz równanie reakcji redoks.



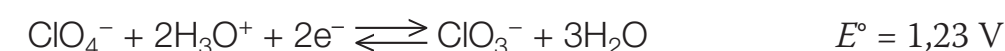
Przykład 16.

Plan rozwiązywania

- 1 Ustal, w którym półogniwie zachodzi proces utleniania, a w którym – proces redukcji.
- 2 Określ kierunek przebiegu obu reakcji półokowych.
- 3 Napisz równanie reakcji chemicznej zachodzącej w ogniwie.

Ustalanie równania reakcji zachodzącej w ogniwie

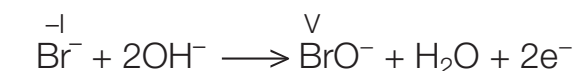
Zbudowano ogniwo z dwóch półogniów typu redoks:



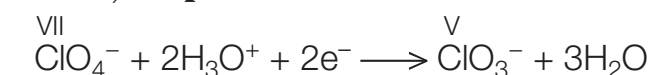
Napisz sumaryczne równanie reakcji zachodzącej w tym ogniwie.

- 1 W półogniwie o niższym potencjale ($E^\circ = 0,76 \text{ V}$) zachodzi **proces utleniania**.
Natomiast w półogniwie o wyższym potencjale ($E^\circ = 1,23 \text{ V}$) zachodzi **proces redukcji**.

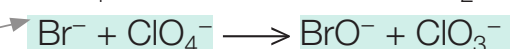
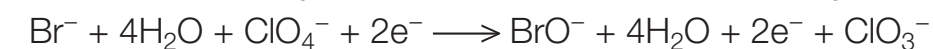
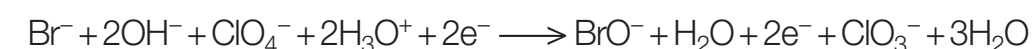
- 2 Na podstawie zmiany stopni utlenienia należy określić kierunek procesu utleniania: **w lewo**.



Na podstawie zmiany stopni utlenienia trzeba określić kierunek procesu redukcji: **w prawo**.



- 3 Liczba elektronów w procesie utleniania jest równa liczbie elektronów w procesie redukcji, dlatego można dodać stronami równania półokowe zgodnie z przewidzianymi kierunkami tych reakcji chemicznych:



Budowa i działanie współczesnych źródeł prądu stałego

Źródła prądu stałego można podzielić ze względu na sposób działania na baterie, akumulatory oraz ogniwa paliwowe.

Baterie

Bateria cynkowo-węglowa to tzw. ogniwo Leclanchégo [czyt. leklanszego]. Reakcje zachodzące na elektrodach są nieodwracalne. Baterie cynkowo-węglowe są dostępne w sprzedaży jako popularne baterie typu AA lub AAA.

W ogniwie Leclanchégo:

- na **anodzie (-)** zachodzi proces **utleniania**:



- na **katodzie (+)** zachodzi proces **redukcji**:



Sumaryczne równanie zachodzącej reakcji:



Schemat ogniwa Leclanchégo zapisany zgodnie z konwencją sztokholmską ma postać:



Ogniwa paliwowe

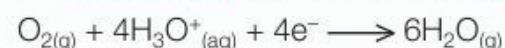
Przykładem ogniwa paliwowego jest **ogniwo wodorowo-tlenowe**. Ogniwa paliwowe umożliwiają przetwarzanie energii uwalnianej w procesie utleniania paliwa (np. wodoru H_2 , metanu CH_4 , metanolu CH_3OH) w energię elektryczną. Jest to ekologiczne źródło energii. **Paliwo i utleniacz są dostarczane do ogniwa z zewnątrz w sposób ciągły.**

W ogniwie wodorowo-tlenowym:

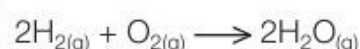
- na **anodzie (-)** zachodzi proces **utleniania**:



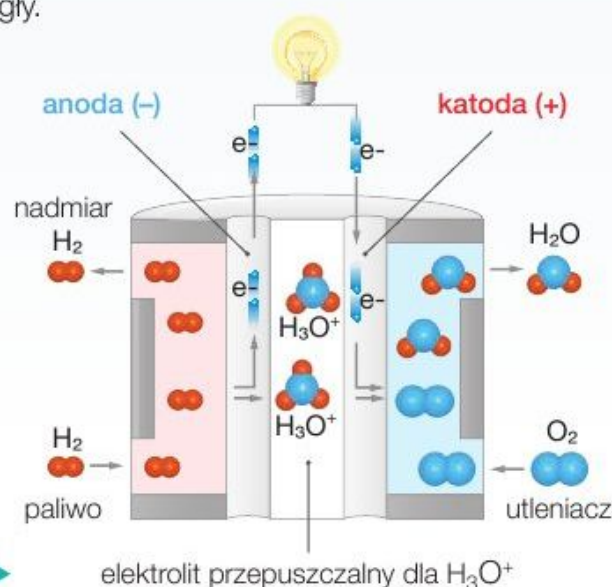
- na **katodzie (+)** zachodzi proces **redukcji**:



Sumaryczne równanie zachodzącej reakcji:



Schemat ogniwa paliwowego



▲ Bateria cynkowo-węglowa

Akumulatory

Akumulatory litowo-jonowe i akumulatory ołowiowe są przykładami ogniw odwracalnych. Podczas pracy **akumulatora ołowiowego** zachodzi reakcja chemiczna, w czasie której następuje proces **rozładowywania**. W trakcie **ładowania** akumulatora, polegającego na przepuszczaniu prądu elektrycznego przez roztwór elektrolitu (H_2SO_4), zachodzi reakcja odwrotna.

W akumulatorze ołowiowym:

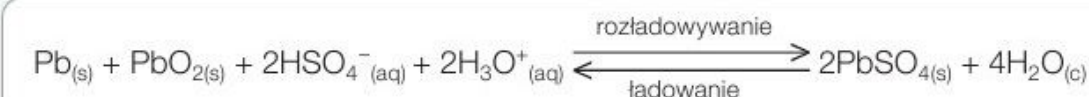
- na **anodzie (-)** zachodzi proces **utleniania**:



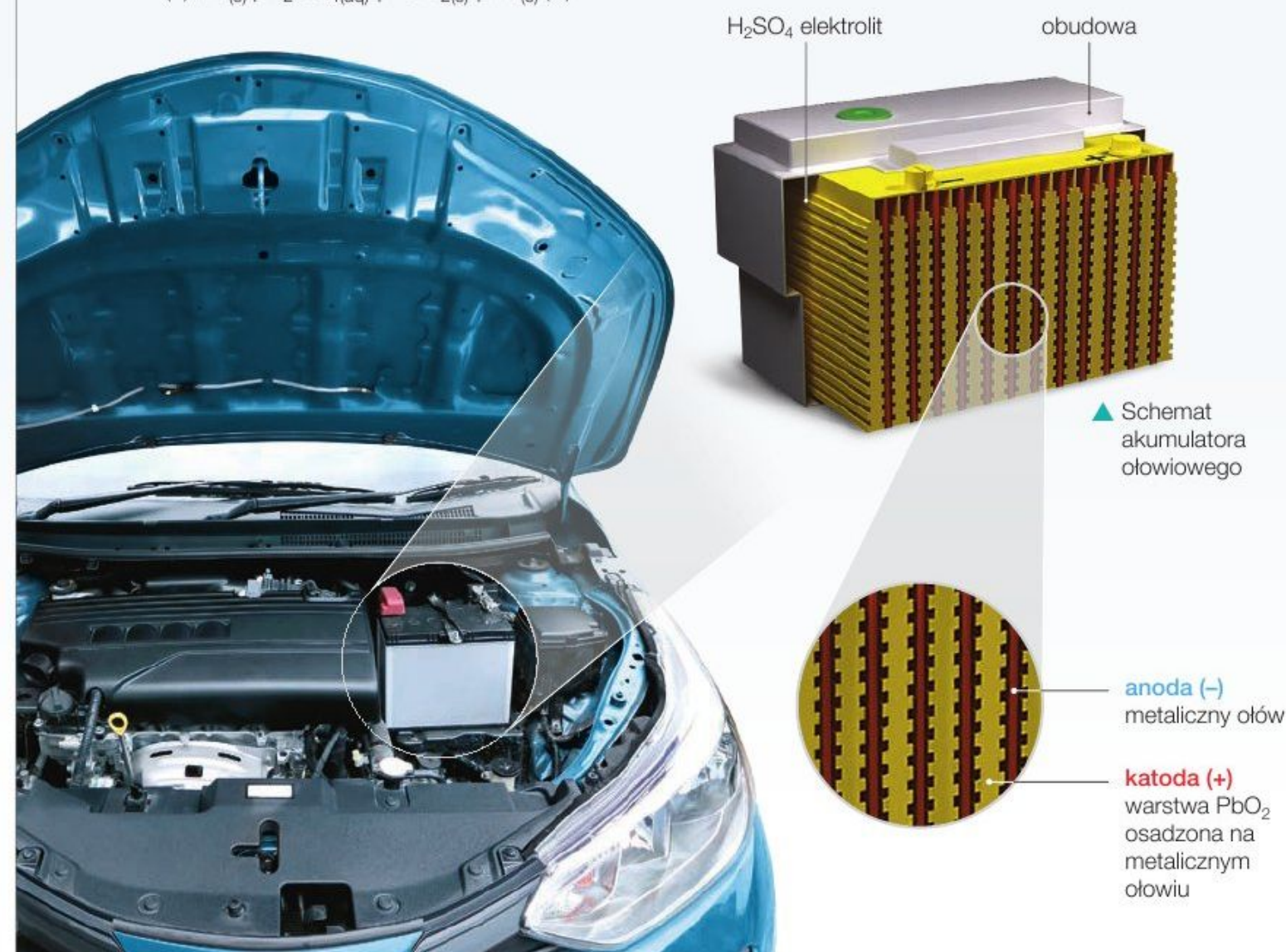
- na **katodzie (+)** zachodzi proces **redukcji**:



Sumaryczne równanie zachodzącej reakcji:



Schemat ogniwa ołowiowego zapisany zgodnie z konwencją sztokholmską ma postać:



Ogniwa stężeniowe

Na wartość siły elektromotorycznej ogniwa (SEM) mają wpływ m.in.:

- ▶ ciśnienie,
- ▶ temperatura,
- ▶ stężenie roztworów.

Ogniwo, w którym przepływ prądu jest spowodowany **różnicą stężeń jonów** w roztworach, jest nazywane **ogniwem stężeniowym** (rys. 14.). Do wytworzenia różnicy potencjałów między dwoma półogniwami dochodzi po ich połączeniu kluczem elektrolitycznym. W warunkach zbliżonych do standardowych, żeby obliczyć potencjał półogniwa, w którym stężenia jonów w roztworach są inne niż $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, należy skorzystać z **równania Nernsta**:

Warunki standardowe

$T = 298 \text{ K} = 25^\circ\text{C}$
 $p = 1000 \text{ hPa}$

równanie Nernsta

$$E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[utl]}{[red]}$$

gdzie:

E – potencjał półogniwa, V,

E° – potencjał standardowy półogniwa, V,

R – stała gazowa, $\frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$,

T – temperatura, K,

n – liczba elektronów wymienianych w reakcji półokwowej,

F – stała Faradaya, $\frac{\text{C}}{\text{mol}}$,

$[utl]$ – stężenie molowe formy utlenionej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

$[red]$ – stężenie molowe formy zredukowanej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

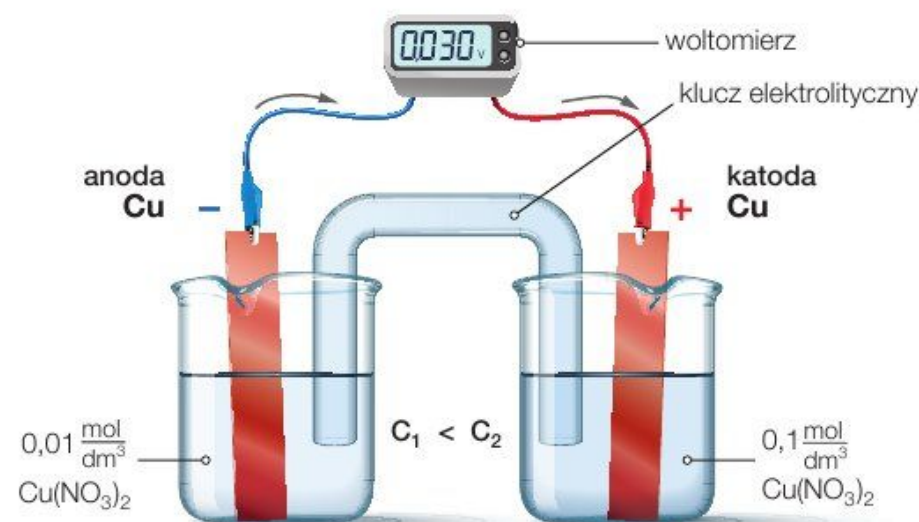
stała gazowa

$R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

stała Faradaya

$F = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

Należy przyjąć, że **stężenie metalu** (stały stan skupienia) jest równe 1.



Rys. 14. Ogniwo stężeniowe.

Schemat takiego ogniwa można przedstawić następująco:



Anodą w ogniwie stężeniowym jest półogniwo o niższym stężeniu jonów, natomiast **katodą** – półogniwo o wyższym stężeniu jonów.

Przykład 17.

Plan rozwiązywania

- 1 Napisz równania reakcji zachodzących na katodzie i na anodzie.
- 2 Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej w ogniwie.
- 3 Odczytaj z tablic (s. 372) potencjał standardowy półogniwa $\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$.
- 4 Oblicz potencjał katody E_K i potencjał anody E_A .
- 5 Oblicz siłę elektromotoryczną (SEM) ogniwa.
- 6 Napisz odpowiedź.

Obliczanie SEM ogniwa stężeniowego

SEM ogniwa galwanicznego zależy m.in. od stężeń jonów w roztworach tworzących je półogniwa. Aby obliczyć wartość potencjału każdego z półogniw, należy skorzystać z równania Nernsta. Przedstawia ono zależność potencjału układu redoks od stężeń składników, a dokładniej – aktywności jonów będących funkcją stężenia. Dla temperatury 25°C równanie to można przedstawić następująco:

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{z} \log [Me^{z+}]$$

gdzie:

E – potencjał półogniwa, V,

E° – potencjał standardowy półogniwa, V,

z – liczba elektronów wymienianych w reakcji półokwowej,
 $[Me^{z+}]$ – stężenie jonów metalu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Napisz równania reakcji chemicznych, które zachodzą w każdym z półogniw, oraz sumaryczne równanie reakcji chemicznej zachodzące w ogniwie galwanicznym przedstawionym na rys. 14., s. 60. Oblicz SEM tego ogniwa galwanicznego, wiedząc, że pracuje ono w temperaturze 298 K .

- 1 **Katodą** jest półogniwo o wyższym stężeniu jonów Cu^{2+} :
 $\text{K}(+) \text{Cu}^{2+}(\text{C}_2) + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}$
Anodą jest półogniwo o niższym stężeniu jonów Cu^{2+} :
 $\text{A}(-) \text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{C}_1) + 2e^-$
- 2 $\text{Cu}^{2+}(\text{C}_2) + \text{Cu} \longrightarrow \text{Cu} + \text{Cu}^{2+}(\text{C}_1)$
- 3 $E^\circ_{\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}} = 0,34 \text{ V}$
- 4 $E_K = 0,34 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \log 0,1$
 $E_K = 0,34 \text{ V} - 0,0295 \text{ V} \quad E_K = 0,31 \text{ V}$
 $E_A = 0,34 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} \log 0,01$
 $E_A = 0,34 \text{ V} - 0,059 \text{ V} \quad E_A = 0,28 \text{ V}$
- 5 $\text{SEM} = E_K - E_A \quad \text{SEM} = 0,31 \text{ V} - 0,28 \text{ V} \quad \text{SEM} = 0,03 \text{ V}$
- 6 Siła elektromotoryczna tego ogniwa galwanicznego jest równa $0,03 \text{ V}$.

▶ Odkrycia, które zmieniły świat – telefon komórkowy

Przełomowym odkryciem w telekomunikacji było wynalezienie telefonu komórkowego. Pierwszy prototyp, wielkości walizki i o wadze ok. 40 kg, wykonała w 1956 r. szwedzka firma Ericsson. Współczesne telefony komórkowe (fot. 16.) są niewielkie, bardzo lekkie i wydajne.

Źródłem zasilania są w nich **akumulatory litowo-jonowe Li-Ion**.

Fot. 16. Telefon komórkowy obecnie jest używany także jako aparat fotograficzny, odbiornik GPS, a przede wszystkim jako przenośny komputer.



Korozja

Korozja to proces niszczenia materiałów pod wpływem warunków panujących w otaczającym je środowisku [łac. *corrosio* – zżeranie]. W zależności od mechanizmu tego procesu wyróżnia się dwa rodzaje korozji: chemiczną i elektrochemiczną.

Korozja chemiczna jest spowodowana reakcjami zachodzącymi **bez udziału wody** na powierzchniach materiałów **pod wpływem suchych gazów**, np. tlenu, tlenków siarki i azotu, oraz cieczy nieprzewodzących prądu.

Korozja elektrochemiczna

Bardziej dotkliwe zniszczenia wyrobów z metali oraz ich stopów powoduje korozja zachodząca z udziałem wody. W wyniku reakcji żelaza z tlenem i wodą powstaje **rdza**, stanowiąca mieszaninę $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ oraz tlenków i węglanów żelaza.

Procesy takie zachodzą także na powierzchni stopów żelaza:

- ▶ stali, która zawiera m.in. do 2 % węgla,
- ▶ żeliwa, które zawiera m.in. od 2,11 % do 6,67 % węgla.

Korozja elektrochemiczna jest spowodowana przez **reakcje utleniania-redukcji** zachodzące **na granicy faz metal-roztwór** elektrolitu i prowadzące do powstania ogniw galwanicznych o schemacie:

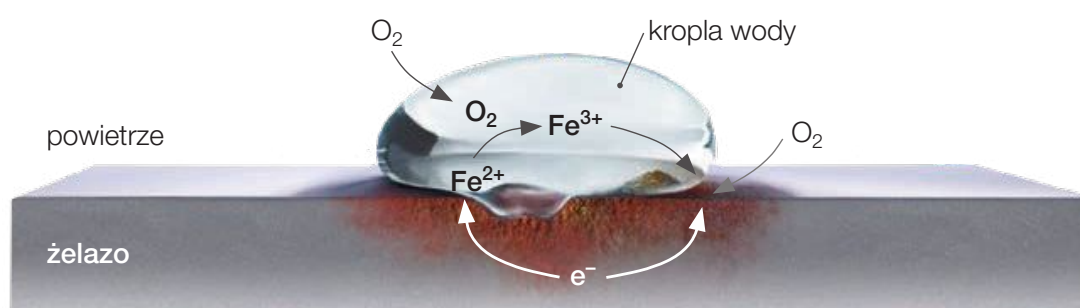


Podczas korozji elektrochemicznej:

- ▶ na anodzie zachodzi **utlenianie** metalu nieszlachetnego:
 $\text{Me} \longrightarrow \text{Me}^{z+} + z\text{e}^-$,
- ▶ na katodzie zachodzi **redukcja** tlenu:
 $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \longrightarrow 4\text{OH}^-$.

Przebieg korozji elektrochemicznej stopów żelaza

Podczas korozji elektrochemicznej na pokrytej wodą niejednorodnej powierzchni metalu powstają lokalne mikroogniwa zbudowane z anod oraz katod (rys. 15.). Warunkiem działania mikroogniw jest obecność elektrolitu jako nośnika jonów metalu, np. Fe^{2+} .



Rys. 15. Podczas korozji elektrochemicznej żelaza na anodzie kationy Fe^{2+} zostają utlenione do jonów Fe^{3+} . Jednocześnie uwolnione elektrony swobodnie przepływają przez metal do katody, gdzie dzięki nim zachodzi redukcja tlenu pochodzącego z powietrza.

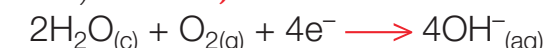
W przypadku stali **żelazo jest anodą** (elektrodą ujemną), a **węgiel lub obecny w stali cementyt Fe_3C – są katodą** (elektrodą dodatnią).

Równanie reakcji **utleniania**:



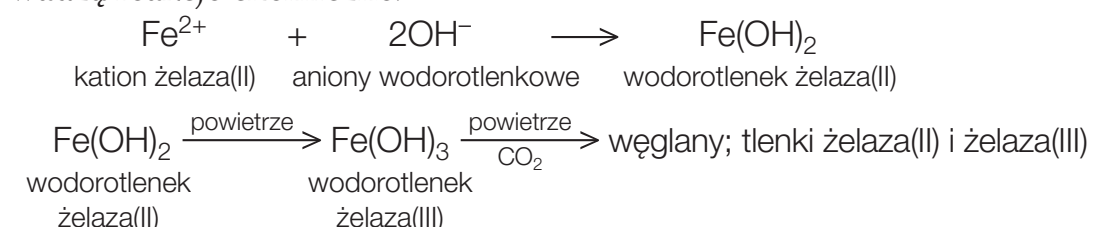
anoda – utlenianie

Równanie reakcji **redukcji**:



katoda – redukcja

Funkcję elektrolitu pełni woda. Posypywanie w okresie zimowym dróg solami NaCl i CaCl_2 zwiększa zawartość jonów w wodzie, a tym samym ułatwia korozję elektrochemiczną. Do powstawania rdzy prowadzą reakcje chemiczne:



Rdza nie chroni metalu przed dalszym niszczeniem, a wręcz przyspiesza rdzewienie głębszych warstw materiału, zatrzymuje bowiem wilgoć w swojej porowatej strukturze.

Czynniki wpływające na szybkość korozji elektrochemicznej



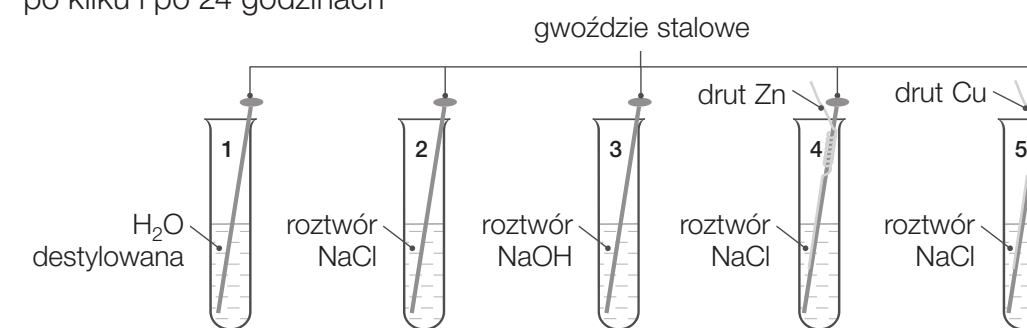
Doświadczenie 5.

Badanie wpływu różnych czynników na szybkość korozji elektrochemicznej

Odczynniki: woda destylowana, chlorek sodu, wodorotlenek sodu, gwoździe stalowe, drut cynkowy, drut miedziany.

Szkło laboratoryjne: probówki.

Instrukcja: Przygotuj pięć probówek, wodę destylowaną, rozcieńczone roztwory chlorku sodu i wodorotlenku sodu oraz pięć jednakowych, starannie oczyszczonych gwoździ stalowych. Jeden z nich owiń drutem cynkowym, a drugi – drutem miedzianym. Napełnij probówki roztworami i wodą i umieść w nich gwoździe (schemat). Obserwuj zmiany, które zajdą po kilku i po 24 godzinach



ciąg dalszy doświadczenia na s. 64

początek doświadczenia na s. 63

Obserwacje: W probówkach 1., 2., 3. i 5. (fot. 17.) stalowy gwóźdź pokrył się brunatnoczerwonym osadem (rdzą). Proces ten przebiegał z różną szybkością – najszybciej w probówce 5., wolniej – w 2. i 3., a najwolniej w probówce 1. W probówce 4. zaobserwowano biały osad.



Fot. 17. Badanie wpływu różnych czynników na szybkość korozji elektrochemicznej.

Wniosek: W probówkach 1., 2., 3. i 5. żelazo uległo korozji.

W celu wyjaśnienia reakcji chemicznych zachodzących w probówkach 4. i 5. (doświadczenie 5.) należy przeanalizować powstałe w nich ogniwa:

Probówka 4.: $\text{Zn}_{(s)} \mid \text{NaCl}_{(aq)} \mid \text{Fe}_{(s)}$ ogniwo I

Probówka 5.: $\text{Fe}_{(s)} \mid \text{NaCl}_{(aq)} \mid \text{Cu}_{(s)}$ ogniwo II

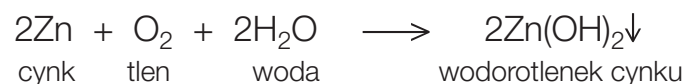
Jak wynika z szeregu elektrochemicznego metali, w **ogniwie I cynk ulega utlenieniu**:



a na elektrodzie stalowej **redukcji ulega tlen**:



zapis sumaryczny



Biały osad wodorotlenku cynku powstał na powierzchni drutu cynkowego, którym był owinięty stalowy gwóźdź. W ten sposób **korozja cynku zabezpieczyła stal przed zniszczeniem**.

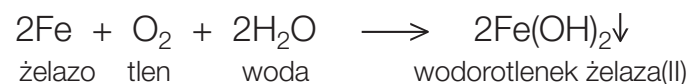
W **ogniwie II** elektrodą ujemną jest **gwóźdź stalowy**, który **ulega utlenieniu**:



Natomiast na powierzchni drutu miedzianego zachodzi **redukcja tlenu**:



zapis sumaryczny



Tworzący się wodorotlenek żelaza(II) ulega utlenieniu i powstaje rdza. Korozja stali zachodzi:

- **szybciej w roztworach o odczynie kwasowym**, a wolniej w roztworach o odczynie zasadowym,
- **szybciej w obecności jonów soli** w roztworze elektrolitu, natomiast gdy takich jonów nie ma, jak w czystej wodzie destylowanej, ten proces zachodzi wolniej.

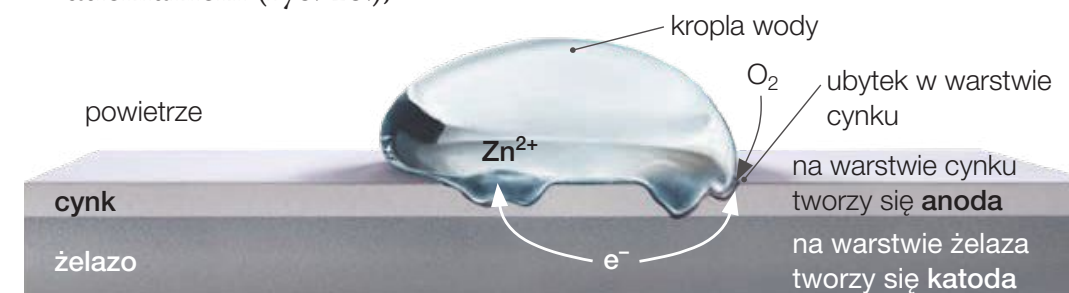
Na **szybkość korozji elektrochemicznej**, oprócz kwasowości środowiska, wpływają również:

- zmiany temperatury,
- zmiany ciśnienia,
- struktura krystaliczna materiału,
- obecność wody,
- obecność tlenu lub innych pierwiastków chemicznych ułatwiających powstawanie wewnętrznych ogniw,
- zanieczyszczenia środowiska przyrodniczego.

Sposoby ochrony metali przed korozją elektrochemiczną

Powierzchnie metalowe i stalowe można **zabezpieczyć przed korozją**, stosując:

- **metaliczne powłoki ochronne**, np. **galwanizowane**, czyli **powlekane cienką warstwą metalu**, np. cynku, chromu (fot. 18.). Cynk jest metalem o większej aktywności chemicznej niż żelazo, więc po uszkodzeniu powłoki ochronnej to on łatwiej się utlenia (jest silniejszym reduktorem), jednocześnie chroniąc żelazo przed utlenianiem (rys. 16.),



Rys. 16. Jony Zn^{2+} przechodzą do kropli wody – nie zostają utlenione. Gdy w powłoce cynkowej powstaną ubytki, tlen z powietrza może dotrzeć do warstwy żelaza, gdzie zachodzi redukcja tlenu.

- **niemetaliczne powłoki ochronne** w postaci farb, lakierów, emalii czy smoły zabezpieczające przed dostępem powietrza i wody,
- **protektory**, czyli metale aktywne chemicznie, takie jak Zn lub Mg, o niższym potencjale standardowym E° od żelaza,
- **inhibitory korozji**, które powierzchniowo utleniają metale do zabezpieczających je tlenków lub tworzą na ich powierzchni trudno rozpuszczalne związki chemiczne.



Fot. 18. Galwanizowanie, czyli pokrywanie stali cienką warstwą chromu lub niklu, zwiększa jej odporność na korozję i czynniki atmosferyczne.

anoda
 $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
utlenianie

katoda
 $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$
redukcja

Przykłady inhibitorów korozji:
azotany(V),
fosforany(V),
związki arsenu i niklu.

Zastosowania elektrochemicznych źródeł prądu

Jednymi z najczęściej stosowanych źródeł prądu są obecnie akumulatory litowo-jonowe. Charakteryzują się one dużą żywotnością oraz niewielkimi rozmiarami i małą masą.



elektronika



motoryzacja

Elektronika

Akumulatory litowo-jonowe to źródła prądu najczęściej stosowane w smartfonach, tabletach, laptopach oraz aparatach fotograficznych. Wykorzystuje się je również do magazynowania energii elektrycznej w powerbankach.



Motoryzacja

W samochodach elektrycznych, w których zainstalowane są silniki elektryczne, oraz w samochodach hybrydowych, wyposażonych zarówno w silniki spalinowe, jak i elektryczne, źródłem prądu potrzebnego do uruchomienia silnika są m.in. **akumulatory litowo-jonowe**. W samochodach elektrycznych mogą być wykorzystywane również ogniwa paliwowe, np. **ogniwo wodorowe**. Z kolei w samochodach spalinowych stosuje się **akumulatory ołowiowe**.

Przenośne urządzenia elektryczne

Baterie cynkowo-węglowe lub cynkowo-manganowe typu AA lub AAA są często wykorzystywane jako źródło prądu w wielu urządzeniach, m.in.: pilotach, latarkach, nadajnikach, zabawkach.



Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

Elektrośmieci, czyli zużyte baterie oraz nie działające sprzęty elektryczne i elektroniczne, są szkodliwe dla środowiska oraz ludzi ze względu na zawartość metali ciężkich, np. ołowiu lub rtęci. Należy wyrzucać je do specjalnie oznaczonych pojemników na elektrośmieci lub oddawać do punktów selektywnej zbiórki odpadów komunalnych (PSZOK). Elektrośmieci mogą być powtórnie wykorzystane po usunięciu z nich szkodliwych substancji i przetworzeniu.



Wyszukaj i zaprezentuj

Jak są wykorzystywane elektrośmieci poddane recyklingowi?

Ważne w temacie Ogniwa galwaniczne

1. Zapisuję oraz rysuję schematy ogniw nieodwracalnych i odwracalnych

- ogniwo nieodwracalne, np. ogniwo cynkowo-węglowe
(-) Zn | NH₄Cl | MnO₂, C (+)
- ogniwo odwracalne, np. ogniwo ołowiowe
(-) Pb | PbSO₄, H₂SO₄ | PbO₂ (+)

2. Zapisuję równania reakcji zachodzących na elektrodach (na katodzie i na anodzie) ogniwa galwanicznego o podanym schemacie

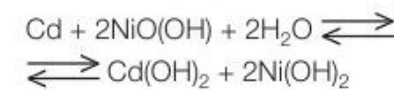
Schemat ogniwa cynkowo-węglowego:

(-) Zn | NH₄Cl | MnO₂, C (+)

- **anoda:** Zn → Zn²⁺ + 2e⁻
- **katoda:** 2NH₄⁺ + 2e⁻ → 2NH₃ + H₂↑

3. Projektuję ogniwo, w którym zachodzi dana reakcja chemiczna, i zapisuję schemat tego ogniwa

Na przykład w ogniwie niklowo-kadmowym zachodzi reakcja chemiczna:



Schemat budowy tego ogniwa:

(-) Cd | KOH | NiO(OH) | Ni (+)

4. Obliczam SEM ogniwa

(-) Ni | Ni²⁺ || Cu²⁺ | Cu (+)

$E^\circ_{\text{Ni}^{2+} | \text{Ni}} = -0,257 \text{ V}$

$E^\circ_{\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}} = 0,342 \text{ V}$

$\text{SEM} = E^\circ_{\text{katody}} - E^\circ_{\text{anody}}$

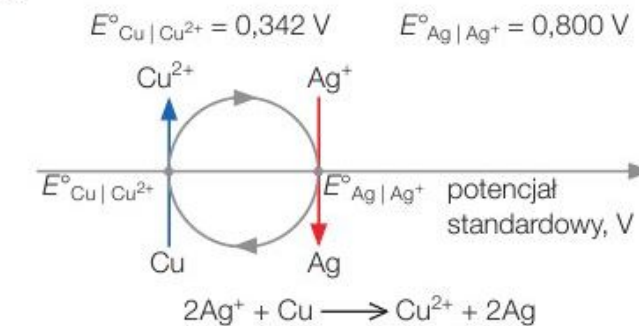
$\text{SEM} = E^\circ_{\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}} - E^\circ_{\text{Ni}^{2+} | \text{Ni}}$

$\text{SEM} = 0,342 \text{ V} - (-0,257 \text{ V})$

$\text{SEM} = 0,599 \text{ V}$

Ogniwa galwaniczne

5. Przewiduję kierunek przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw



Ogniwo elektrochemiczne – układ, który składa się z dwóch elektrod zanurzonych w elektrolicie.

Ogniwo galwaniczne – dwie elektrody zanurzone w elektrolicie (dwa półogniwa), między którymi następuje przepływ prądu elektrycznego.

Półogniwo – elektroda zanurzona w elektrolicie.

Anoda – elektroda, na której zachodzi reakcja utleniania.

Katoda – elektroda, na której przebiega reakcja redukcji.

Klucz elektrolityczny (mostek solny) – wygięta rurka wypełniona stężonym roztworem soli (np. KCl) w formie żelu. Umożliwia przepływ jonów między półogniwami.

Ogniwo odwracalne – ogniwo, w którym reakcje chemiczne przebiegają w sposób odwracalny.

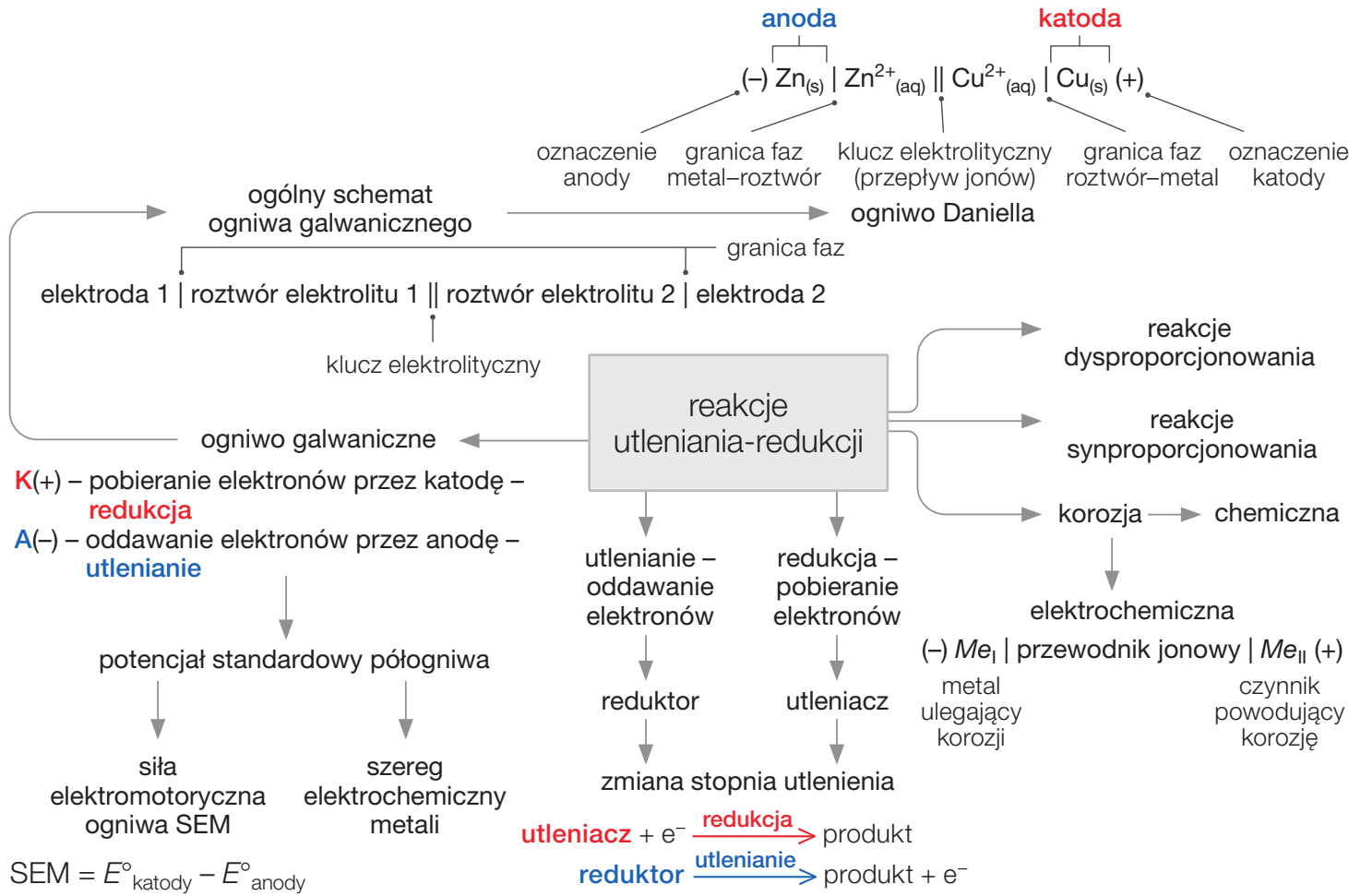
Ogniwo nieodwracalne (pierwotne) – ogniwo, w którym reakcje chemiczne przebiegają w sposób nieodwracalny – tylko w jednym kierunku.

Potencjał standardowy półogniwa – różnica potencjałów na granicy zetknięcia się metalu, stopu metalu lub grafitu z wodnymi roztworami elektrolitów albo stopionymi elektrolitami.

Szereg elektrochemiczny – szereg, w którym zestawiono pary redoks zgodnie ze zwiększającą się wartością ich potencjału standardowego.

Siła elektromotoryczna ogniwa (SEM) – różnica względnych potencjałów elektrod (półogniw) w ogniwie niepracującym (otwartym). Jednostką SEM jest volt V.

Mapa pojęć – elektrochemia



Wyjaśnienia symboli:

E°_{katody} – potencjał standardowy katody (wyższy), V,
 E°_{anody} – potencjał standardowy anody (niższy), V,
SEM – siła elektromotoryczna ogniwa, V.

Zadania do tematu



- Określ kierunek, w którym będą się przemieszczały elektrony po przewodniku łączącym dwa półogniwa: $Al | Al^{3+} || Cu^{2+} | Cu$.
- Dane jest ogniwo $Ni | Ni^{2+} || Ag | Ag^{+}$. Na podstawie potencjałów standardowych półogniw:
 - wskaż, która elektroda jest dodatnim, a która ujemnym biegunem ogniwa,
 - oblicz siłę elektromotoryczną (SEM) opisanego ogniwa w warunkach standardowych,
 - wskaż półogniwo, w którym zachodzi utlenianie, i półogniwo, w którym zachodzi redukcja.
- Podczas pracy ogniwa magnezowo-srebowego zachodzi następująca reakcja chemiczna:
 $Mg + 2Ag^{+} \longrightarrow Mg^{2+} + 2Ag$
 - Zaprojektuj takie ogniwo i narysuj jego schemat.
 - Wskaż anodę i katodę.
 - Oblicz siłę elektromotoryczną (SEM) opisanego ogniwa w warunkach standardowych.
- Płytkę miedzaną zanurzano w roztworze $AgNO_3$. Po pewnym czasie płytka uzyskała srebrną barwę. Oblicz, jak zmieniła się masa płytki miedzianej, jeżeli redukcji uległa 0,01 mola jonów srebra. Wynik podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

5 Elektroliza

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: elektroliza, elektrolizer, katoda, anoda



Reakcja chemiczna przebiegająca w **ogniwie galwanicznym** powoduje przepływ prądu elektrycznego przez obwód zewnętrzny, łączący elektrody ogniwa. Podczas pracy ogniwa elektrony płyną od elektrody o potencjale niższym do elektrody o potencjale wyższym. Proces ten zachodzi samorzutnie.

Elektroliza jest natomiast procesem wymuszonym. Po podłączeniu elektrod ogniwa **do zewnętrznego źródła** prądu stałego o odpowiednim napięciu zachodzą reakcje chemiczne odwrotne do reakcji elektrodowych ogniwa. Ogół tych reakcji chemicznych nazywa się **elektrolizą**. Elektroliza może zachodzić w roztworach wodnych oraz w stopionych solach i wodorotlenkach, a proces ten prowadzi się w **elektrolizerach** (rys. 17.).

Procesy zachodzące podczas elektrolizy

Podczas elektrolizy odwrotnie niż w przypadku ogniw galwanicznych (tabela 3.):

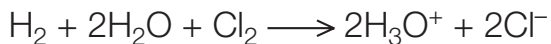
- elektroda połączona z dodatnim biegunem źródła prądu to **anoda**,
- elektroda ujemna to **katoda**.

Na anodzie zawsze zachodzi **utlenianie**, a na katodzie – **redukcja**.

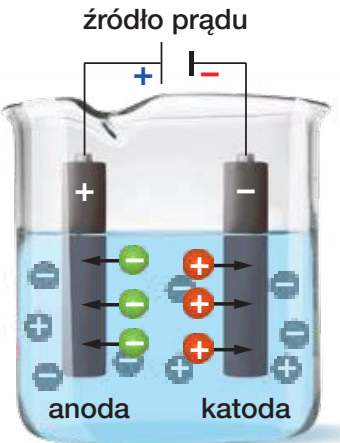
Tabela 3. Reakcje chemiczne zachodzące na elektrodach i ładunek elektrod w ogniwie galwanicznym oraz elektrolizerze – porównanie

	Ogniwo galwaniczne	Elektrolizer
Reakcje chemiczne zachodzące na elektrodach	anoda – utlenianie katoda – redukcja	anoda – utlenianie katoda – redukcja
Ładunek elektrody	anoda (-) katoda (+)	anoda (+) katoda (-)

Na przykład reakcje chemiczne zachodzące podczas elektrolizy wodnego roztworu HCl są odwróceniem reakcji chemicznych przebiegających w ogniwie wodorowo-chlorowym:



Warunkiem przebiegu elektrolizy jest przyłożenie do elektrod **zewnętrznego napięcia o wartości przewyższającej SEM ogniwa**, jakie tworzą elektrody elektrolizera.



Rys. 17. Elektrody – podstawowe elementy elektrolizera – są zanurzone w wodnym roztworze elektrolitu lub stopionym elektrolicie.

Elektroliza – ogół przemian chemicznych zachodzących na elektrodach pod wpływem prądu stałego przepływającego przez elektrolit.

Elektrolizer – aparat do prowadzenia elektrolizy, zaopatrzony w elektrody oraz źródło prądu stałego.

Anoda – elektroda połączona z dodatnim biegunem źródła prądu. Na anodzie zachodzi utlenianie.

Katoda – elektroda połączona z ujemnym biegunem źródła prądu. Na katodzie zachodzi redukcja.

Napięcie rozkładowe U_r – najmniejsza wartość napięcia konieczna do rozpoczęcia elektrolizy.

Wzór na obliczanie napięcia rozkładowego

Nadnapięcie elektrolizy

η – różnica między napięciem rozkładowym a SEM odpowiedniego ogniwa.

Napięcie rozkładowe

Najmniejsza wartość napięcia konieczna do rozpoczęcia elektrolizy jest nazywana **napięciem rozkładowym U_r** . Różnica między napięciem rozkładowym a SEM odpowiedniego ogniwa nosi nazwę **nadnapięcia elektrolizy η** [czyt. eta]. Zależność między tymi wielkościami przedstawia wzór:

$$U_r = SEM + \eta$$

gdzie:

U_r – napięcie rozkładowe, V,

SEM – siła elektromotoryczna ogniwa, V,

η – nadnapięcie elektrolizy, V.

Wartość nadnapięcia η dla danej reakcji elektrodowej zależy od:

- ▶ materiału, z którego są zbudowane elektrody,
- ▶ ich powierzchni (porowate czy gładkie),
- ▶ rodzaju elektrolitu,
- ▶ temperatury.

Kolejność redukcji kationów na katodzie

Te same czynniki, od których zależy wartość nadnapięcia, a także pH roztworu elektrolitu i gęstość prądu wpływają na kolejność wydzielania się na elektrodach produktów elektrolizy. Kolejność tę można przewidzieć na podstawie reguł.

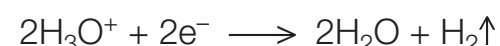
Kolejność redukcji kationów na katodzie w wodnych roztworach elektrolitów zależy od ich położenia w szeregu elektrochemicznym metali:

- ▶ **najpierw** redukują się **kationy metali** w kolejności ich malejących potencjałów standardowych, np.:

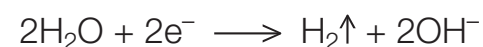


W roztworze wodnym zawierającym jony Ag^+ i Cu^{2+} o tym samym stężeniu **pierwsze zredukują się jony Ag^+** .

- ▶ **następnie** redukują się jony H_3O^+ (H^+) lub woda i **wydziela się wodór**:
– w wodnych roztworach kwasów



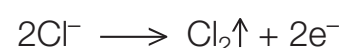
- w wodnych roztworach soli glinu i soli metali aktywniejszych od glinu



Kolejność utleniania anionów na anodzie

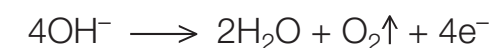
Kolejność utleniania anionów na anodzie w wodnych roztworach elektrolitów jest następująca:

- ▶ **najpierw** utleniają się aniony kwasów beztlenowych i ich soli (np. Cl^- , Br^-) oraz **wydziela się niemetal**:



- ▶ **potem** utleniają się jony OH^- lub woda i **wydziela się tlen**:

- w wodnych roztworach zasad



- w wodnych roztworach kwasów tlenowych i ich soli



Aniony kwasów tlenowych nie biorą udziału w procesie utleniania.

Elektroliza wodnych roztworów kwasów beztlenowych

Kwasy beztlenowe to m.in. wodne roztwory wodorków niektórych nie-metali, np. chlorowodoru HCl.

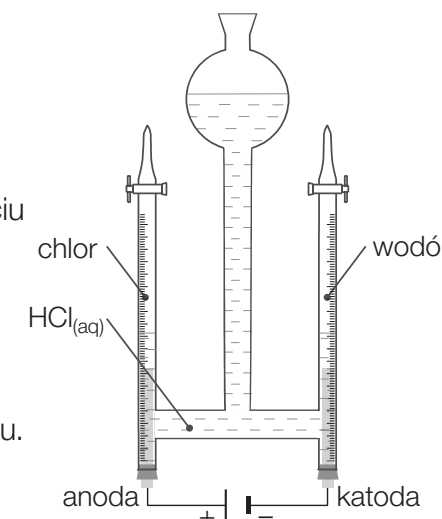
Doświadczenie 6.

Elektroliza kwasu chlorowodorowego

Odczynniki: kwas chlorowodorowy.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: aparat Hofmanna, probówki, łuczywo.

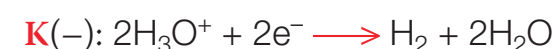
Instrukcja: Aparat Hofmanna zaopatrzony w elektrody węglowe napełnij kwasem chlorowodorowym. Podłącz źródło prądu stałego (akumulator lub prostownik) o napięciu 8–12 V. Zbierz po ok. 10 cm³ gazów w obu ramionach aparatu (schemat). Napełnij probówkę odwróconą do góry dnem gazem znajdującym się w rurce nad elektrodą połączoną z ujemnym biegunem źródła prądu. Następnie skieruj do wylotu probówki zapalone łuczywo. Zbadaj ostrożnie zapach gazu zebranego w drugim ramieniu aparatu. Określ jego barwę.



- ▶ **Obserwacje:** Gaz zebrany nad elektrodą ujemną spala się z charakterystycznym dźwiękiem, gaz zebrany nad elektrodą dodatnią ma zielonożółtą barwę i ostry zapach.

- ▶ **Wniosek:** Pod wpływem przyłożonego z zewnątrz napięcia na anodzie wydzielili się chlor, a na katodzie wodór. Zaszła **elektroliza kwasu chlorowodorowego**.

W doświadczeniu 6. zaszły reakcje redoks:

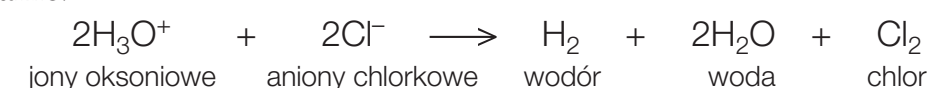


redukcja



utlenianie

Sumaryczną reakcję przebiegającą w procesie elektrolizy przedstawia równanie:



Elektroliza wodnych roztworów soli

Doświadczenie 7.

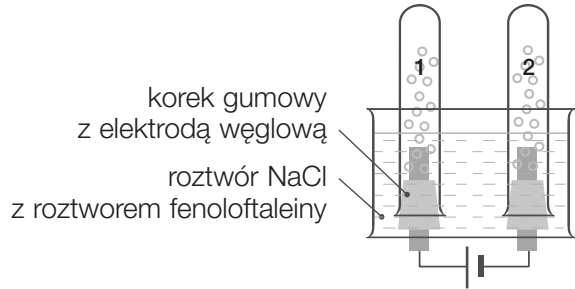


Elektroliza wodnego roztworu chlorku sodu

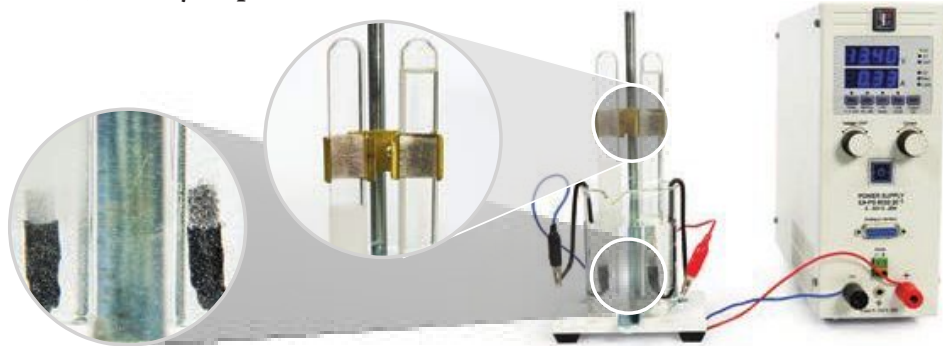
Odczynniki: roztwór chlorku sodu, woda, roztwór fenoloftaleiny.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: elektrolizer, probówki.

Instrukcja: Napełnij elektrolizer wodnym roztworem chlorku sodu (o stężeniu ok. 5–10 %) z kilkoma kroplami roztworu fenoloftaleiny. Połącz elektrody ze źródłem prądu i prowadź elektrolizę do zebrania w probówkach po ok. 10 cm³ gazów (schemat). Zbadaj te gazy jak w doświadczeniu 6.



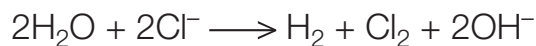
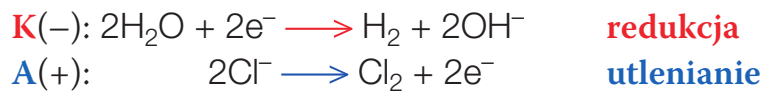
Obserwacje: Gaz zebrany na katodzie (fot. 19.) spala się z charakterystycznym dźwiękiem, a roztwór w pobliżu katody barwi się na różowoczerwono (malinowo). Gaz zebrany na anodzie ma zielonożółtą barwę i ostry zapach.



Fot. 19. Elektroliza wodnego roztworu chlorku sodu.

Wniosek: Podczas elektrolizy wodnego roztworu NaCl na katodzie wydzielą się wodór, a na anodzie chlor. W pobliżu katody roztwór przyjmuje odczyn zasadowy.

W wodnym roztworze chlorku sodu (doświadczenie 7.) znajdują się jony Na^+ i Cl^- oraz H_3O^+ i OH^- . Kationy Na^+ i H_3O^+ podążają do katody, a aniony Cl^- i OH^- – do anody. Dla uproszczenia można przyjąć, że na elektrodach reakcji chemicznej ulega tylko jeden rodzaj jonów – na katodzie H_3O^+ z wody, a na anodzie Cl^- :



zapis sumaryczny

Doświadczenie 8.

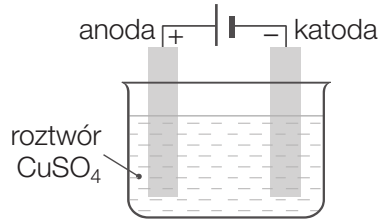


Elektroliza wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II)

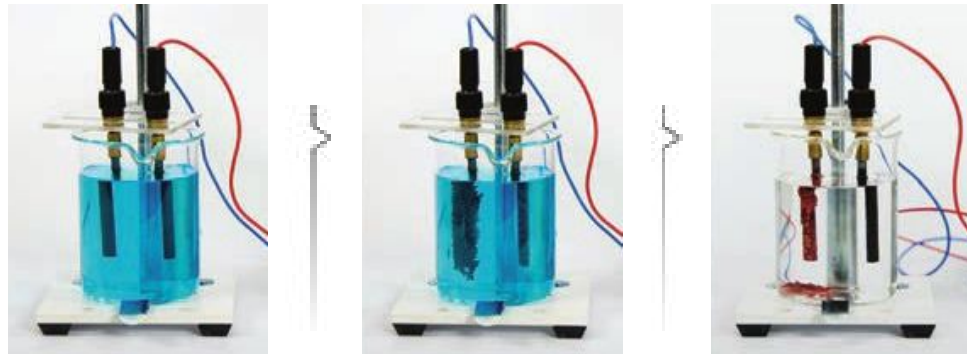
Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) miedzi(II).

Szkło i sprzęt laboratoryjny: elektrolizer, probówka, łuczywo.

Instrukcja: W wodnym roztworze siarczanu(VI) miedzi(II) znajdującym się w elektrolizerze zanurz dwie czyste elektrody węglowe połączone ze źródłem prądu stałego (schemat). Zbierz gaz wydzielający się na anodzie. Zidentyfikuj go za pomocą tłącego się łuczywa.



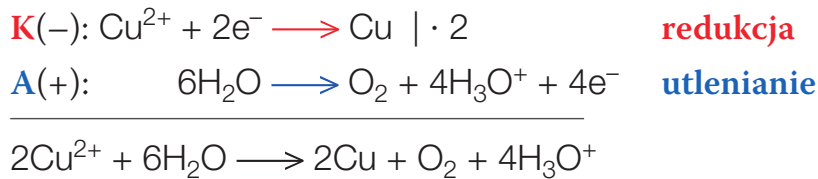
Obserwacje: Katoda pokryła się nalotem (fot. 20.). Tłące się łuczywo spala się jasnym płomieniem.



Fot. 20. Elektroliza wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II).

Wniosek: Podczas elektrolizy wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) na katodzie wydzielila się metaliczna miedź, a na anodzie powstał gazowy tlen.

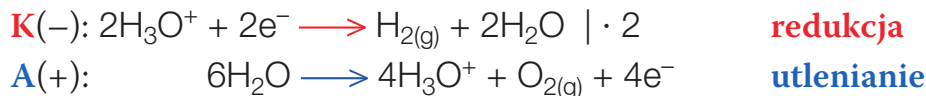
Podczas doświadczenia 8. zaszły reakcje chemiczne:



zapis sumaryczny

Elektroliza wodnych roztworów kwasów tlenowych

Elektroliza zachodzi także w roztworach kwasów tlenowych. Na przykład podczas elektrolizy kwasu siarkowego(VI) zachodzą następujące reakcje chemiczne:



Podczas elektrolizy kwasów tlenowych na elektrodach wydzielają się tlen i wodór.

Elektroliza stopionych tlenków, soli i wodorotlenków

Elektroliza zachodzi także w przypadku stopionych tlenków, soli i wodorotlenków. W wysokiej temperaturze sieć krystaliczna tych substancji zostaje zniszczona. Dzięki temu możliwy staje się swobodny ruch jonów w kierunku elektrod, mogą zachodzić reakcje elektrodowe. Na katodzie wydzielą się wówczas metal, a na anodzie tlen lub inny niemetal.

Przykłady procesów elektrolizy przedstawiono w tabeli 4.

Tabela 4. Wybrane reakcje elektrodowe

Elektrolit	Równania reakcji chemicznych	Produkty elektrolizy
wodny roztwór chlorku sodu	K(-): $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	wodór i chlor
	A(+): $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	
	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{OH}^-$	
wodny roztwór wodorotlenku sodu	K(-): $4\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2 + 4\text{OH}^-$	wodór i tlen
	A(+): $4\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^-$	
	$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$	
stopiony chlorek sodu	K(-): $2\text{Na}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Na}$	sód i chlor
	A(+): $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	
	$2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Na} + \text{Cl}_2$	
stopiony wodorotlenek sodu	K(-): $4\text{Na}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{Na}$	sód i tlen
	A(+): $4\text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\text{e}^-$	
	$4\text{Na}^+ + 4\text{OH}^- \rightarrow 4\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	
stopiony tlenek glinu	K(-): $4\text{Al}^{3+} + 12\text{e}^- \rightarrow 4\text{Al}$	glin i tlen
	A(+): $6\text{O}^{2-} \rightarrow 3\text{O}_2 + 12\text{e}^-$	
	$4\text{Al}^{3+} + 6\text{O}^{2-} \rightarrow 4\text{Al} + 3\text{O}_2$	

Ważne w temacie *Elektroliza*

Elektroliza – ogół przemian chemicznych zachodzących na elektrodach pod wpływem prądu stałego przepływającego przez elektrolit.

Elektrolizer – aparat do prowadzenia elektrolizy, zaopatrzony w elektrody oraz źródło prądu stałego.

Anoda – elektroda połączona z dodatnim biegunem źródła prądu. Na anodzie zachodzi utlenianie.

Katoda – elektroda połączona z ujemnym biegunem źródła prądu. Na katodzie zachodzi redukcja.

Zadania do tematu

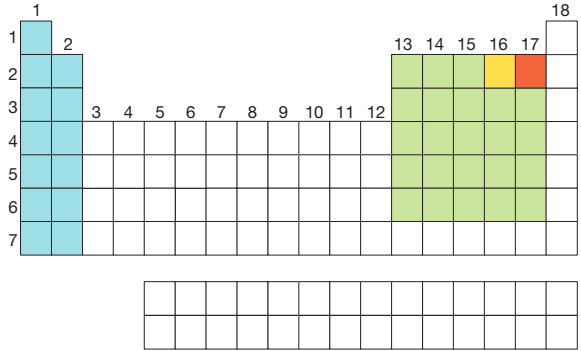


1. Napisz równania reakcji elektrodowych zachodzących podczas elektrolizy:
a) stopionego CaCl_2 ,
b) wodnego roztworu H_2SO_4 ,
c) wodnego roztworu Na_2CO_3 ,
d) wodnego roztworu AgNO_3 .
2. Podczas elektrolizy stopionego CuCl_2 na anodzie wydzielili się 224 cm³ chloru (odmierzonego w warunkach normalnych). Oblicz, ile gramów poddanego elektrolizie CuCl_2 uległo rozkładowi.

Podsumowanie

Stopień utlenienia

Stopień utlenienia to liczba dodatnich lub ujemnych ładunków elementarnych, które miałby atom danego pierwiastka chemicznego, gdyby wszystkie wiązania chemiczne występujące w cząsteczce lub jonie zawierającym ten atom miały charakter jonowy.

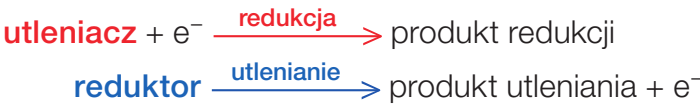


- najwyższy stopień utlenienia atomu pierwiastka chemicznego bloku s jest równy numerowi jego grupy
- najwyższy stopień utlenienia atomu pierwiastka chemicznego bloku p jest równy numerowi jego grupy pomniejszonemu o 10
- najwyższy stopień utlenienia atomu tlenu w związkach chemicznych jest równy II (w OF_2)
- stopień utlenienia atomu fluoru w związkach chemicznych jest zawsze równy -I

Reakcja utleniania-redukcji (redoks)

To każda reakcja chemiczna, podczas której zachodzą zarówno redukcja, jak i utlenianie.

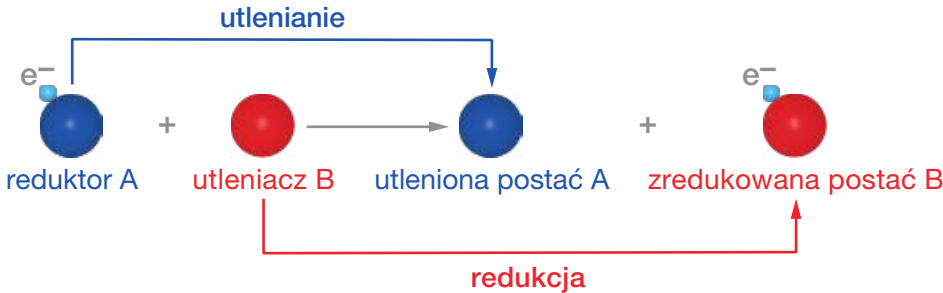
Reakcja	Redukcja	Utlenianie
Przemieszczenie elektronów	pobieranie elektronów przez utleniacz	oddawanie elektronów przez reduktor
Zmiana stopni utlenienia	obniżanie stopnia utlenienia atomu utleniacza	podwyższanie stopnia utlenienia atomu reduktora



Utleniacz i reduktor

Utleniacz to pierwiastek, związek chemiczny lub jon, którego atomy przyjmują elektrony, czyli obniżają swój stopień utlenienia.

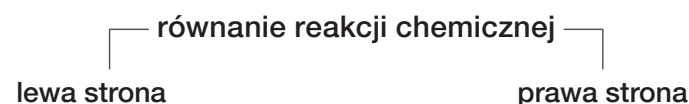
Reduktor to pierwiastek, związek chemiczny lub jon, którego atomy oddają elektrony, czyli podwyższają swój stopień utlenienia.



Ustalanie współczynników stechiometrycznych

Etapy ustalania współczynników stechiometrycznych w schematach reakcji redoks **metodą bilansu jonowo-elektronowego**:

- 1 zapisanie symboli i wzorów chemicznych substratów i produktów,
- 2 napisanie schematu przyjmowania elektronów przez utleniacz i oddawania przez reduktor,
- 3 ułożenie bilansu elektronowego,
- 4 wpisanie ustalonych liczb jako współczynników stechiometrycznych do schematu reakcji redoks oraz obliczenie i uzupełnienie pozostałych współczynników,
- 5 sprawdzenie poprawności doboru współczynników stechiometrycznych:



W równaniach jonowych **bilans ładunku musi być taki sam po prawej i po lewej stronie równania**.

Ogniwo galwaniczne

Ogniwo galwaniczne to dwa półogniwa (dwie elektrody zanurzone w roztworze elektrolitu), połączone metalicznym przewodnikiem, między którymi następuje przepływ prądu elektrycznego na skutek zachodzenia w nich reakcji redoks.

Ogniwa można podzielić na:

- ▶ odwracalne, np. ogniwo Daniella o schemacie: $(-) \text{Zn}_{(s)} \mid \text{Zn}^{2+}_{(aq)} \parallel \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \mid \text{Cu}_{(s)} (+)$,
- ▶ nieodwracalne, np. ogniwo Volty o schemacie $(-) \text{Zn}_{(s)} \mid \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \mid \text{Cu}_{(s)} (+)$.

Siła elektromotoryczna ogniwa SEM (napięcie ogniwa)

SEM to różnica potencjałów standardowych półogniw w ogniwie otwartym.

$$\text{SEM} = E_{\text{katody}} - E_{\text{anody}}$$

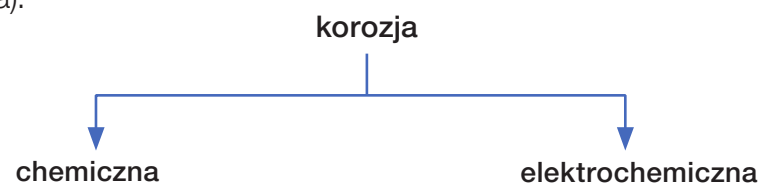
Szereg elektrochemiczny metali

Szereg elektrochemiczny to szereg metali ułożonych według wzrastających wartości potencjałów standardowych E° .

Znajomość potencjałów standardowych półogniw umożliwia obliczanie SEM ogniwa oraz przewidywanie kierunku przebiegu reakcji redoks.

Korozja

Korozja to proces niszczenia materiałów pod wpływem różnych czynników (korozja chemiczna, korozja elektrochemiczna).



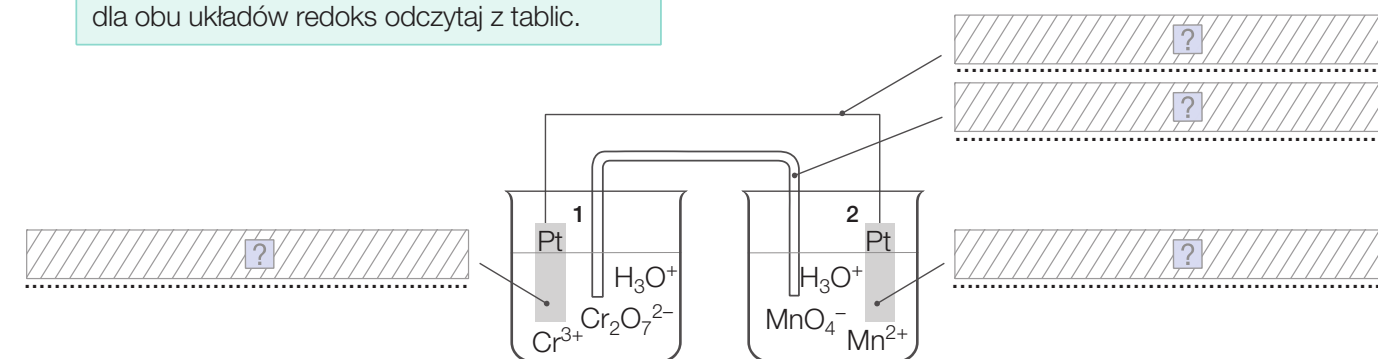
Sposoby ochrony materiałów przed korozją:

- ▶ metaliczne powłoki ochronne,
- ▶ niemetaliczne powłoki ochronne,
- ▶ ochrona elektrochemiczna,
- ▶ inhibitory korozji.

Sposób na zadania

- 1 Półogniwo redoks to płytka platynowa (lub węglowa) zanurzona w roztworze zawierającym jednocześnie utleniacz i reduktor. Dwa półogniwa redoks połączone kluczem elektrolitycznym tworzą ogniwo redoks, w którym funkcję anody pełni półogniwo zawierające układ redoks o niższym potencjale standardowym redukcji E° .

Wartości potencjałów standardowych redukcji dla obu układów redoks odczytaj z tablic.

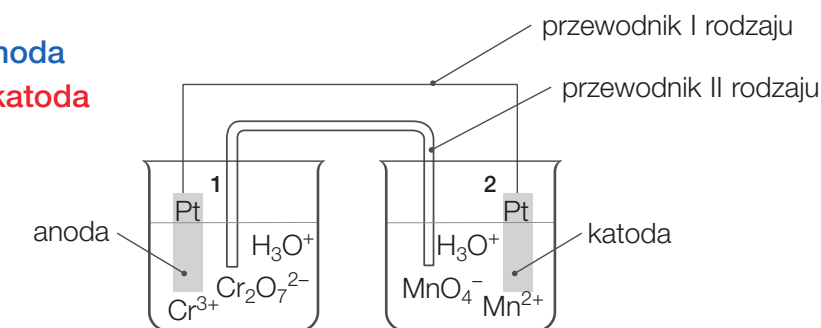


- a) Uzupełnij schemat ogniwa – podpisz: anodę, katodę, przewodnik I rodzaju (elektronowy), przewodnik II rodzaju (jonowy).

Rozwiązanie:

$$E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{H}_3\text{O}^+, \text{Cr}^{3+}) = 1,36 \text{ V} - \text{anoda}$$

$$E^\circ(\text{MnO}_4^-, \text{H}_3\text{O}^+, \text{Mn}^{2+}) = 1,507 \text{ V} - \text{katoda}$$

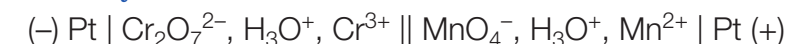


- b) Napisz schemat tego ogniwa zgodnie z konwencją sztokholmską.

Pamiętaj, aby zapisać:

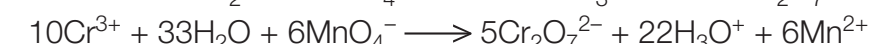
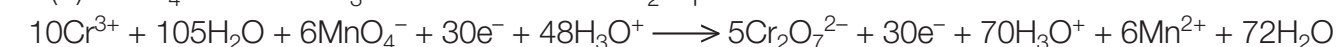
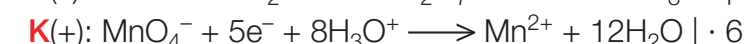
- anodę po lewej stronie,
- katodę po prawej,
- | (pojedyncza pionowa kreska) – jako granicę faz (np. między elektrodą a roztworem),
- || (podwójna pionowa kreska) – jako klucz elektrolityczny łączący półogniwa.

Rozwiązanie:



- c) Napisz w formie jonowej skróconej, z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania procesów redukcji i utleniania zachodzących w opisanym ogniwie. Następnie napisz w formie jonowej skróconej sumaryczne równanie reakcji zachodzącej w tym ogniwie. Wskaż utleniacz i reduktor.

Rozwiązanie:



Utleniacz: MnO_4^-

Reduktor: Cr^{3+}

d) Oblicz siłę elektromotoryczną (SEM) ogniwa w warunkach standardowych.

Rozwiązanie:

$$SEM = E^{\circ}_{\text{katody}} - E^{\circ}_{\text{anody}}$$

$$E^{\circ}(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{H}_3\text{O}^+, \text{Cr}^{3+}) = 1,36 \text{ V} - \text{anoda} - E^{\circ}_{\text{anody}}$$

$$E^{\circ}(\text{MnO}_4^-, \text{H}_3\text{O}^+, \text{Mn}^{2+}) = 1,507 \text{ V} - \text{katoda} - E^{\circ}_{\text{katody}}$$

$$SEM = 1,507 \text{ V} - 1,36 \text{ V} \quad SEM = 0,147 \text{ V}$$

Pamiętaj, że SEM ma zawsze wartość dodatnią. Wynik ujemny oznacza, że anoda została pomyłona z katodą.

Rozwiąż Zadanie analogiczne.

Zadanie analogiczne



W Sposobie na zadania na s. 75 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

1 W tabeli zamieszczono równania reakcji elektrodowych oraz wartości standardowych potencjałów redoks wybranych półogniw redoks.

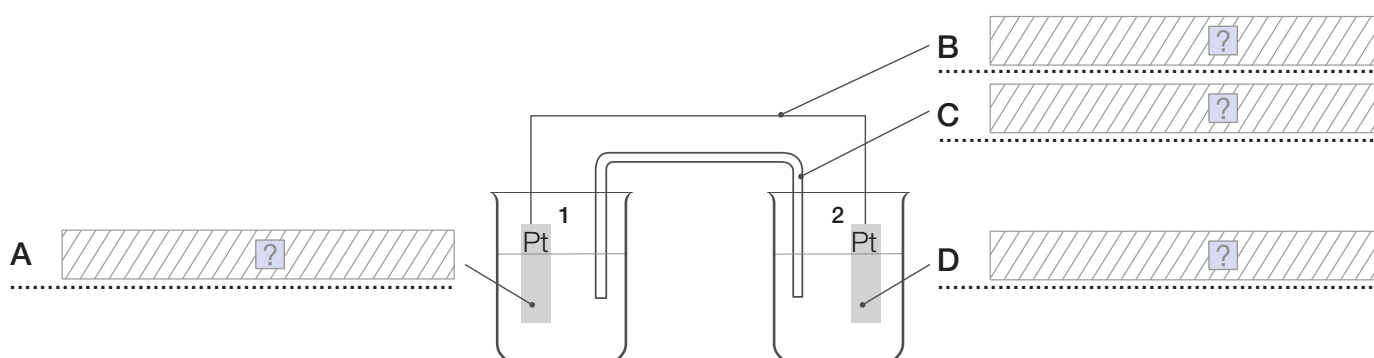
Wybrane półogniwa redoks	Reakcja elektrodowa	E°, V
$\text{SO}_4^{2-}, \text{H}_2\text{O}, \text{SO}_3^{2-}$	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
$\text{Cr}^{3+}, \text{Cr}^{2+}$	$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$	-0,407
$\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	0,771
$\text{MnO}_4^-, \text{H}_3\text{O}^+, \text{Mn}^{2+}$	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}_3\text{O}^+ + 5\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 12\text{H}_2\text{O}$	1,507

Na podstawie: CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition, CRC Press 2017.

a) Zaprojektuj ogniwo redoks o jak największej wartości SEM (warunki standardowe).

Przyjmij, że masz do dyspozycji: dwie zlewki, klucz elektrolityczny, dwie blaszki platynowe, przewodnik I rodzaju (druć) oraz roztwory wybranych układów redoks (tabela). Napisz schemat tego ogniwa zgodnie z konwencją sztokholmską.

b) Uzupełnij schemat ogniwa – wpisz poszczególne elementy układu (katoda, anoda, przewodnik I rodzaju, przewodnik II rodzaju) i zaznacz kierunek przepływu elektronów.



c) Napisz w formie jonowej skróconej, z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania procesów redukcji i utleniania zachodzących w opisanym ogniwie.

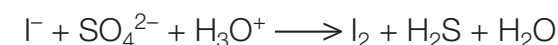
d) Zaproponuj, jak można wykryć produkt anodowego utleniania.

Trening – rozwiąż zadania



Zadanie 1.

Aniony siarczanowe(VI) reagują z anionami jodkowymi w środowisku kwasowym według schematu:



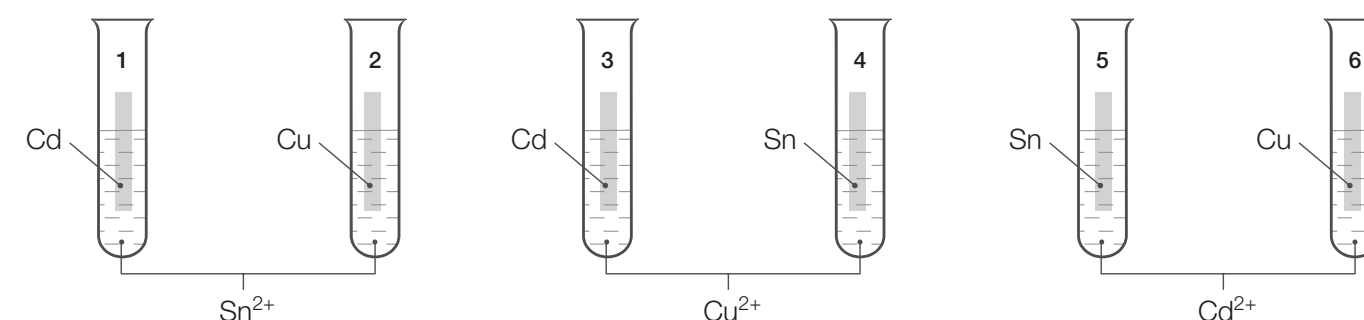
a) Napisz w formie jonowej równania reakcji redukcji i utleniania zachodzących podczas tej przemiany z uwzględnieniem liczby pobieranych i oddawanych elektronów (zapis jonowo-elektronowy).

b) Dobierz współczynniki stechiometryczne w schemacie reakcji chemicznej.

c) Napisz nazwę jonu, który jest utleniaczem.

Zadanie 2.

W celu porównania aktywności metali: cyny, miedzi i kadmu przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie. W wodnych roztworach soli tych metali zanurzone metalowe płytki.



Zanotowano następujące stwierdzenia:

- A. Na płytce kadmowej tworzy się warstwa o barwie czerwonopomarańczowej.
- B. Cyna jest mniej aktywna chemicznie od kadmu.
- C. Kadm jest najbardziej aktywny chemicznie.
- D. Miedź jest mniej aktywna chemicznie niż cyna.
- E. Najmniejszą aktywność chemiczną wykazuje miedź.

a) Określ, które z podanych informacji są wnioskami, a które obserwacjami z doświadczenia.

b) Napisz w formie cząsteczkowej równanie dowolnej reakcji chemicznej zachodzącej w tym doświadczeniu z udziałem płytki kadmowej.

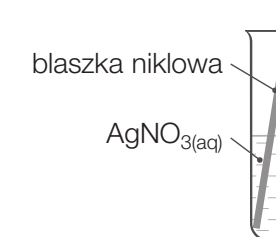
c) U szereguj użyte w doświadczeniu chemicznym metale zgodnie ze wzrastającą aktywnością chemiczną.

Zadanie 3.

Przeprowadzono doświadczenie przedstawione na schemacie. W jego trakcie zaobserwowano pojawienie się srebrnego nalotu na blaszce niklowej.

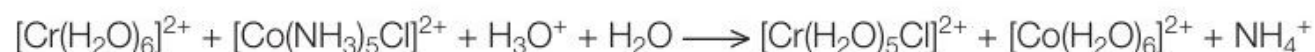
Po zakończeniu doświadczenia wyjęto blaszkę z roztworu, osuszone ją i zważono. Stwierdzono, że jej masa zmieniła się względem masy początkowej o 2 g.

Oblicz masę srebra, które osadziło się na blaszce w czasie tego doświadczenia. Wynik podaj w gramach, z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.



**Zadanie 4.**

W niektórych reakcjach redoks elektron jest przekazywany między związkami kompleksowymi. Przykład takiej reakcji zilustrowano schematem:



- Napisz w formie jonowej skróconej, z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania reakcji utleniania oraz redukcji, które zachodzą podczas opisanej przemiany.
- Dobierz współczynniki stechiometryczne w schemacie reakcji chemicznej.
- Napisz wzór jonu, który pełni funkcję utleniacza, i wzór jonu, który pełni funkcję reduktora.

Zadanie 5.

Równanie Nernsta opisuje, jak zmienia się potencjał elektrody w zależności od stężenia jonów uczestniczących w reakcji redoks, i umożliwia obliczenie potencjału półogniwa m.in. wówczas, gdy stężenia jonów nie są standardowe, czyli mają wartość różną od $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Dla temperatury 298 K równanie Nernsta przyjmuje postać:

$$E = E^\circ + \frac{0,059}{z} \log \frac{[\text{ox}]}{[\text{red}]}$$

gdzie: E – potencjał półogniwa, V; E° – potencjał standardowy półogniwa, V; z – liczba elektronów wymienianych w procesie elektrodowym; $[\text{ox}]$ – stężenie molowe formy utlenionej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; $[\text{red}]$ – stężenie molowe formy zredukowanej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Zbudowano ogniwo, które składało się z dwóch półogniw:

- elektrody Al zanurzonej w roztworze siarczanu(VI) glinu o stężeniu $0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
- elektrody Cu zanurzonej w roztworze chlorku miedzi(II) o stężeniu $0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Oblicz siłę elektromotoryczną tego ogniwa, wiedząc, że pracuje ono w temperaturze 298 K.

Skorzystaj z równania Nernsta. Wynik podaj w voltach z dokładnością do liczby całkowitej.

Zadanie 6.

Poniżej przedstawiono równania reakcji elektrodowych dwóch półogniw:

Półogniwo	Równanie reakcji:	E° , V
X	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$	0,800
Y	$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- \longrightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	0,558

W jednej z tych reakcji elektrodą jest platyna. Nie bierze ona jednak udziału w reakcji elektrodowej.

- Uzupełnij poniższe zdania, wpisując nazwę lub symbol chemiczny pierwiastka, który pełni funkcję elektrody w każdym z półogniw.

W półogniwie X funkcję elektrody pełni W półogniwie Y funkcję elektrody pełni .

- Napisz w formie jonowej skróconej sumaryczne równanie reakcji, która zachodzi w pracującym ogniwie zbudowanym z półogniw X i Y.
- Napisz zgodnie z konwencją sztokholmską schemat ogniwa galwanicznego zbudowanego z półogniw X i Y.

2. Energetyka reakcji chemicznych. Kinetyka i statyka chemiczna

Przypomnij sobie!

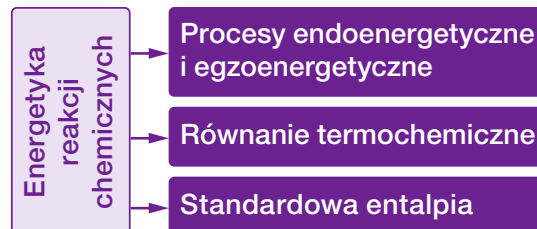
- Reakcja egzoenergetyczna** to reakcja chemiczna zachodząca z wydzieleniem energii na sposób ciepła (wzrost temperatury), światła (świecenie, płomień) albo dźwięku (np. wybuch).
- Reakcja endoenergetyczna** to reakcja chemiczna zachodząca z pochłanianiem energii, np. energii cieplnej, energii świetlnej.
- Reakcja egzotermiczna** to reakcja przebiegająca z wydzieleniem energii na sposób ciepła.
- Reakcja endotermiczna** to reakcja przebiegająca z pochłanianiem energii na sposób ciepła.
- Katalizator** to substancja, która zwiększa szybkość reakcji chemicznej. Jako katalizatory są stosowane np. niektóre tlenki: tlenek cynku ZnO, tlenek manganu(IV) MnO_2 , tlenek chromu(III) Cr_2O_3 .



6 Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: proces egzoenergetyczny, proces endoenergetyczny, standardowa entalpia przemiany
- interpretacja zapisów $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$
- określenie efektu energetycznego reakcji chemicznej na podstawie wartości entalpii



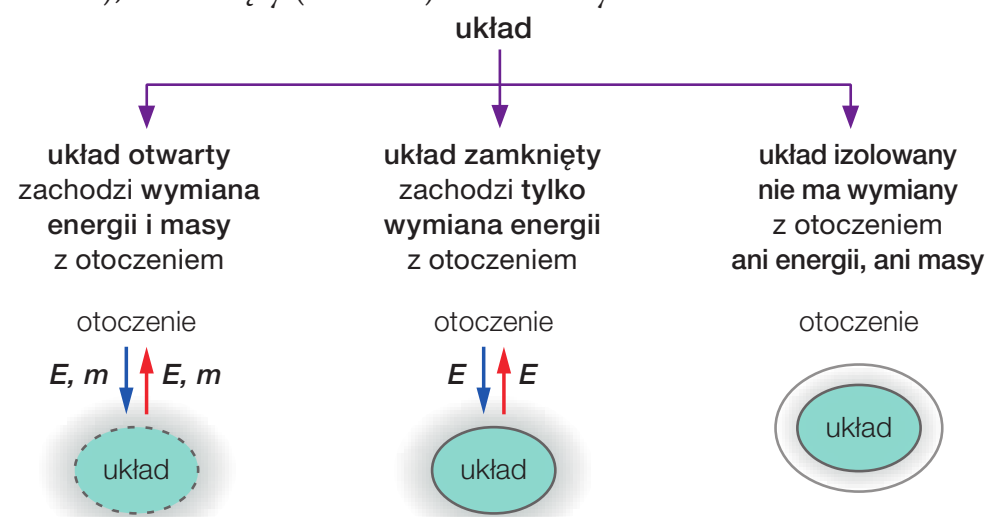
Fot. 21. Podczas mieszania się roztworu H_2SO_4 z wodą zachodzi zjawisko egzotermiczne – energia wydzielona się na sposób ciepła.

Podczas niektórych procesów – reakcji chemicznych i zjawisk fizycznych, np. rozcieńczania stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) (fot. 21.) – można zaobserwować wydzielanie się dużej ilości energii. Z kolei inne przemiany nie zajdą bez dostarczenia energii, np. rozkład węglanu wapnia. Efekty energetyczne procesów dotyczą układu i jego otoczenia.

Układ i otoczenie

Układ to wyodrębniona część przestrzeni, której zawartość jest poddawana obserwacji lub opisowi. Stan układu można opisać, stosując wielkości fizyczne i chemiczne, tzw. parametry stanu, np.: objętość V , ciśnienie p , temperaturę T , liczbę moli poszczególnych składników układu n . Przestrzeń poza układem to **otoczenie**.

Układ może wymieniać z otoczeniem energię lub masę. Ze względu na rodzaj zachodzącej wymiany wyróżnia się **trzy typy układów**: otwarty (fot. 22.a), zamknięty (fot. 22.b) i izolowany.



Fot. 22. Przykładem układu otwartego jest kolba z wodą, do której dodano suchy lód, czyli zestalony CO_2 (a), natomiast układu zamkniętego – szczelnie zamknięta kolba z suchym lodem (b).

Energia wewnętrzna U i całkowita E_c

Każdy układ ma określoną energię nazywaną **energiami wewnętrzną układu U** . Jest to suma energii wszystkich składników układu, a więc:

- energii ruchu postępowego (translacji), drgań (oscylacji) oraz obrotów (rotacji) wykonywanych przez atomy i cząsteczki, z których jest zbudowany układ,
- energii elektronów poruszających się w jonach, w atomach i cząsteczkach układu,
- energii wiązań chemicznych i oddziaływań międzycząsteczkowych,
- energii zgromadzonej w jądrach atomowych.

Do energii wewnętrznej **nie zalicza się** energii kinetycznej i potencjalnej układu traktowanego jako całość. Oznacza to, że **energia wewnętrzna nie zależy od tego, czy układ znajduje się w spoczynku, czy się porusza**.

Nie można wyznaczyć bezwzględnej wartości energii wewnętrznej układu U . **Można wyznaczyć jedynie zmianę** energii wewnętrznej układu ΔU , spowodowaną dostarczeniem energii z otoczenia do układu lub z układu do otoczenia.

Energia całkowita układu E_c jest sumą energii kinetycznej E_k , energii potencjalnej E_p i energii wewnętrznej układu U :

$$E_c = E_k + E_p + U$$

gdzie:

E_c – energia całkowita układu, J,

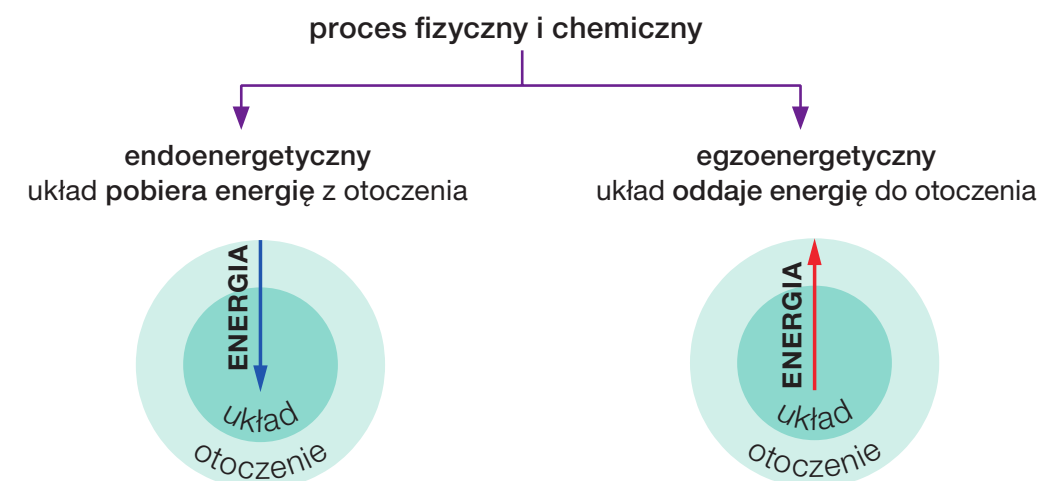
E_k – energia kinetyczna, J,

E_p – energia potencjalna, J,

U – energia wewnętrzna układu, J.

Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne

Ze względu na kierunek przepływu energii między układem a otoczeniem wyróżnia się **procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne**.

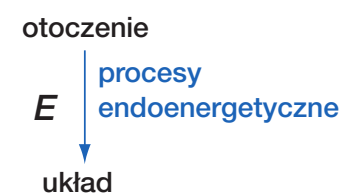


Energia wewnętrzna, U – całkowity zasób energii danego układu.

Energia kinetyczna, E_k – część energii układu zależna od jego prędkości.

Energia potencjalna, E_p – część energii układu zależna od wzajemnego rozmieszczenia elementów układu i ich położenia w zewnętrznym polu sił (np. polu elektrycznym).

Reakcja endoenergetyczna – reakcja chemiczna, w której układ pobiera energię z otoczenia.



Procesy endoenergetyczne

W **procesach endoenergetycznych** układ zyskuje energię, czyli jego energia się zwiększa. Przykładami endoenergetycznych procesów fizycznych (zjawisk fizycznych) są np.:

- ▶ topnienie lodu,
 - ▶ parowanie wody,
 - ▶ rozpuszczanie niektórych substancji, np. NH_4NO_3 , w wodzie.
- Z kolei przykładami endoenergetycznych procesów chemicznych (reakcji chemicznych) są np.:
- ▶ reakcje rozkładu związków chemicznych zachodzące pod wpływem temperatury (rozkład termiczny),
 - ▶ reakcje rozkładu związków chemicznych zachodzące pod wpływem prądu elektrycznego (rozkład elektrolityczny),
 - ▶ niektóre reakcje syntezy związków chemicznych z pierwiastków chemicznych.

Podczas procesów endoenergetycznych **różnica energii** układu między stanem końcowym a stanem początkowym **ma wartość dodatnią**: $E_{\text{produktów}} - E_{\text{substratów}} > 0$, ponieważ $E_{\text{substratów}} + \text{energia} = E_{\text{produktów}}$.



Doświadczenie 9.



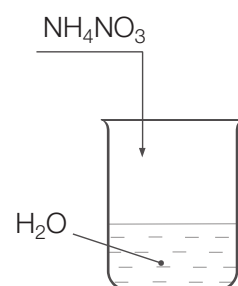
NH_4NO_3

Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie

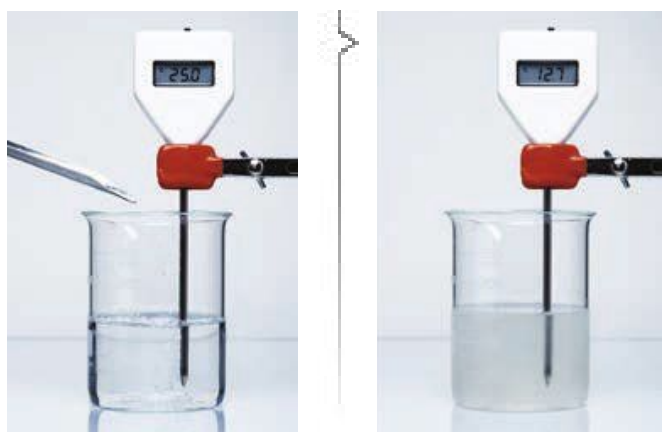
Odczynniki: azotan(V) amonu, woda destylowana.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, termometr, bagietka.

Instrukcja: Do zlewki z wodą destylowaną dodaj niewielką ilość azotanu(V) amonu (schemat) i zmierz temperaturę roztworu. Mieszaj bagietką roztwór aż do całkowitego rozpuszczenia soli, a następnie co pewien czas sprawdzaj jego temperaturę.



Obserwacje: Podczas rozpuszczania substancji temperatura roztworu się obniża (fot. 23.).



Fot. 23. Po dodaniu azotanu(V) amonu do wody obniża się temperatura zawartości zlewki.

Wniosek: Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie to **zjawisko endoenergetyczne**, podczas którego **układ pobiera energię** z otoczenia.



Doświadczenie 10.



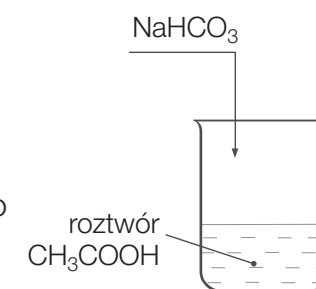
CH_3COOH

Reakcja wodorowęglanu sodu z kwasem octowym

Odczynniki: roztwór kwasu octowego (kwasu etanowego), wodorowęglan sodu.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, termometr, bagietka.

Instrukcja: Do zlewki wlej roztwór kwasu octowego i zmierz jego temperaturę. Następnie dodaj do niego niewielką ilość wodorowęglanu sodu (schemat). Zawartość zlewki mieszaj bagietką. Co pewien czas sprawdzaj temperaturę roztworu. Ostatniego pomiaru temperatury dokonaj po upływie 30 min od dodania NaHCO_3 do CH_3COOH .



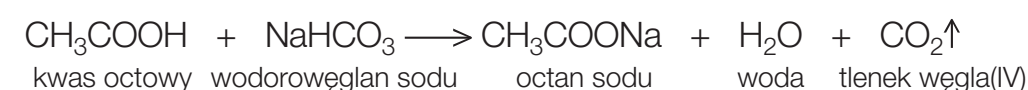
Obserwacje: Wydziela się gaz. Temperatura roztworu w zlewce się obniża. Po upływie 30 min roztwór ponownie osiąga temperaturę pokojową (fot. 24.).



Fot. 24. Podczas reakcji kwasu octowego i wodorowęglanu sodu obniża się temperatura roztworu w zlewce.

Wniosek: Obniżenie temperatury roztworu oznacza, że podczas reakcji wodorowęglanu sodu z kwasem octowym **układ pobiera energię** z otoczenia.

Zaszła **reakcja endoenergetyczna**:



Procesy egzoenergetyczne

W **procesach egzoenergetycznych** układ traci energię, czyli jego energia się zmniejsza. Przykładami egzoenergetycznych procesów fizycznych (zjawisk fizycznych) są np.:

- ▶ krzepnięcie wody,
- ▶ skraplanie pary,
- ▶ krystalizacja niektórych substancji (fot. 25.).



Fot. 25. Krystalizacji zachodzącej w ogrzewaczach chemicznych towarzyszy wydzielanie ciepła.

Reakcja egzoenergetyczna – reakcja chemiczna, w której energia jest wydzielana przez układ do otoczenia.

otoczenie
↑
 E procesy egzoenergetyczne
układ

Z kolei przykładami reakcji egzoenergetycznych są np.:

- ▶ reakcje spalania (węgla, wodoru, benzyny),
- ▶ reakcja sodu z wodą.

Podczas procesów egzoenergetycznych **różnica energii** układu między jego stanem końcowym a stanem początkowym **ma wartość ujemną**:

$E_{\text{produktów}} - E_{\text{substratów}} < 0$, ponieważ $E_{\text{substratów}} = E_{\text{produktów}} + \text{energia}$.



Doświadczenie 11.



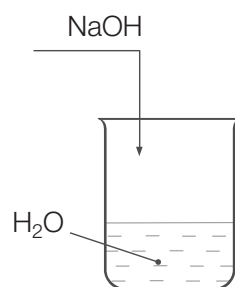
NaOH

Rozpuszczanie wodorotlenku sodu w wodzie

Odczynniki: wodorotlenek sodu, woda destylowana.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, termometr, bagietka.

Instrukcja: Do zlewki z wodą destylowaną dodaj kilka granulek wodorotlenku sodu (schemat) i zmierz temperaturę roztworu. Mieszaj roztwór aż do całkowitego rozpuszczenia wodorotlenku. Co pewien czas sprawdzaj jego temperaturę.



Obserwacje: Substancja stała się rozpuszcza (fot. 26.). Temperatura roztworu wzrasta.



Fot. 26. Rozpuszczanie wodorotlenku sodu w wodzie.

Wniosek: Rozpuszczanie wodorotlenku sodu jest **zjawiskiem egzoenergetycznym**, podczas którego **energia jest wydzielana** w postaci ciepła przez układ do otoczenia.



Doświadczenie 12.



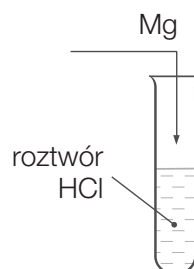
HCl

Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, wstążka magnezowa.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, łuczywo.

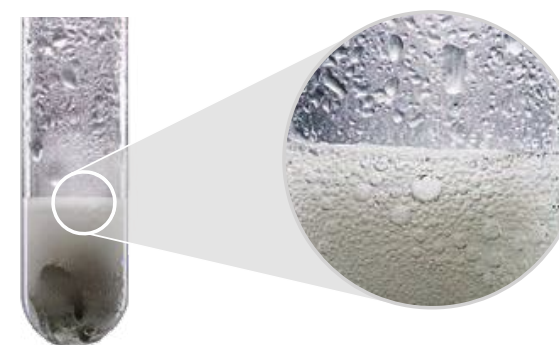
Instrukcja: Do probówki z kwasem chlorowodorowym wrzuć wstążkę magnezową (schemat). Ostrożnie dotknij dłonią dna probówki.



ciąg dalszy doświadczenia na s. 87

początek doświadczenia na s. 86

Obserwacje: Reakcja chemiczna zachodzi gwałtownie (fot. 27.), probówka staje się gorąca.

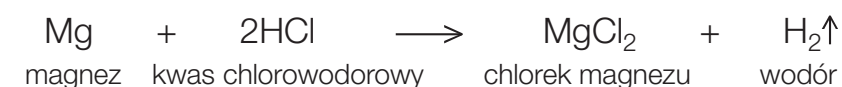


gaz wydziela się bardzo intensywnie

Fot. 27. Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym.

Wniosek: Ogrzanie się zawartości probówki oznacza, że nastąpiło **wydzielenie energii** na sposób ciepła. W tej reakcji chemicznej energia została przekazana w postaci ciepła z układu do otoczenia. Zaszła **reakcja egzoenergetyczna**.

Produktem gazowym zachodzącej reakcji chemicznej jest wodór:



Doświadczenie 13.



H₂SO₄

Reakcja cynku z kwasem siarkowym(VI)

! Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: cynk, roztwór kwasu siarkowego(VI).

Sprzęt laboratoryjny: strzykawka.

Instrukcja: Do strzykawki wrzuć granulkę cynku, a następnie nabierz ok. 2 cm³ rozcieńczonego roztworu kwasu siarkowego(VI). Wylot strzykawki zaklej taśmą izolacyjną.

Obserwacje: Strzykawka staje się gorąca, a powstający gaz przesuwa jej tłok (fot. 28.).



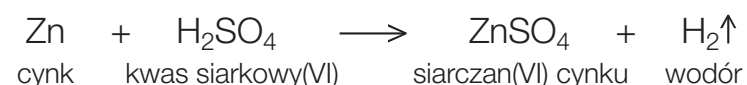
Fot. 28. Reakcja cynku z kwasem siarkowym(VI).

ciąg dalszy doświadczenia na s. 88

początek doświadczenia na s. 87

Wniosek: Zaszła reakcja egzoenergetyczna, której towarzyszą **wydzielenie się ciepła oraz wykonanie pracy**.

Zachodzi reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:



Entalpia, H – zawartość ciepła w układzie; opisuje całkowitą energię układu jako sumę energii wewnętrznej oraz energii związanej z objętością i ciśnieniem układu. Entalpia odnosi się do zmian energii w procesach zachodzących pod stałym ciśnieniem.

Wzór na obliczanie zmiany entalpii układu

$$\Delta H = H_p - H_s$$

gdzie:

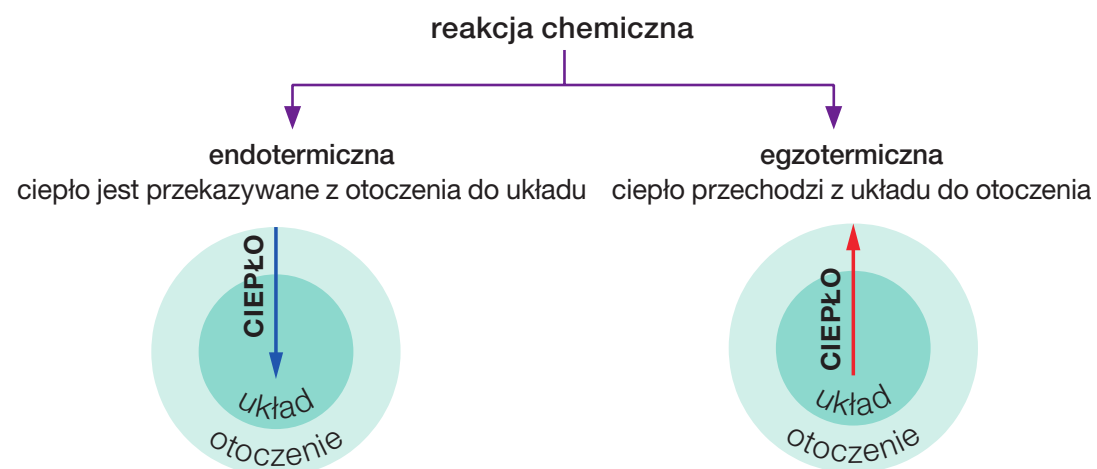
ΔH – zmiana entalpii układu,

H_p – entalpia produktów, stan końcowy układu (po reakcji chemicznej),

H_s – entalpia substratów, stan początkowy układu (przed reakcją chemiczną).

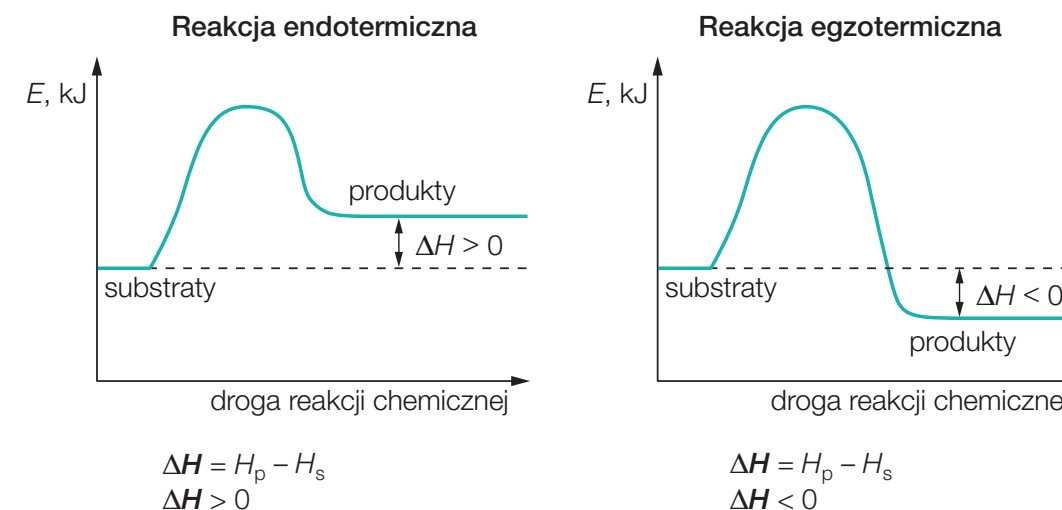
Zmiana entalpii układu w reakcji chemicznej zachodzącej w warunkach stałego ciśnienia jest nazywana **efektem cieplnym** tej reakcji chemicznej. W zależności od tego, czy ciepło jest pobierane z otoczenia, czy jest przekazywane do otoczenia, wyróżnia się **procesy endotermiczne** oraz **egzotermiczne**.

Zmiana entalpii, ΔH – efekt cieplny równy ilości energii wymienianej na sposób ciepła między układem a otoczeniem podczas przemiany zachodzącej pod stałym ciśnieniem.



Zmiana entalpii układu w reakcjach chemicznych, w których energia jest wymieniana tylko na sposób ciepła, wynosi:

- ▶ $\Delta H > 0$ dla **reakcji endotermicznych** (rys. 18., s. 89), gdyż $H_p > H_s$, co znaczy, że w tej reakcji chemicznej ciepło jest pobierane z otoczenia,
- ▶ $\Delta H < 0$ dla **reakcji egzotermicznych** (rys. 18., s. 89), gdyż $H_p < H_s$, co znaczy, że w tej reakcji chemicznej ciepło się wydziela.



Rys. 18. Wykres zmian energii substratów i produktów.

Równania termochemiczne

Równanie termochemiczne to zapis reakcji chemicznej z podaniem wartości jej efektu cieplnego. Na efekt cieplny mają wpływ zmiany stanu skupienia substancji, dlatego w równaniu termochemicznym przy substratach i produktach określa się ich stany skupienia (c – ciecz, g – gaz, s – substancja stała).

Zmianę entalpii towarzyszącą reakcji chemicznej określa się zwykle dla substratów i produktów, które znajdują się pod tym samym ciśnieniem (1 bar, 100 000 Pa, 0,987 atm) i w temperaturze równej (zazwyczaj) $T = 298,15 \text{ K}$ (25 °C). Zmianę entalpii towarzyszącą reakcji chemicznej zachodzącej w takich warunkach zapisuje się jako ΔH° i podaje w $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$.

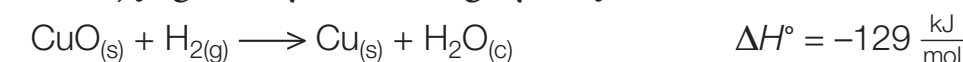
Przykład 18.

Plan rozwiązywania

- 1 Zinterpretuj wartość ΔH° .
- 2 Napisz odpowiedź.

Interpretacja równania termochemicznego

Ustal, czy reakcja redukcji tlenku miedzi(II) wodorem jest reakcją egzo- czy endoenergetyczną.



- 1 Z zapisu tego równania termochemicznego można odczytać, że efekt cieplny (zmiana entalpii w $T = 298,15 \text{ K}$, $p = 10^5 \text{ Pa}$) reakcji 1 mola tlenku miedzi(II) w stanie stałym z 1 molem wodoru w stanie gazowym, w której wyniku powstają 1 mol metalicznej miedzi i 1 mol wody (H_2O w stanie ciekłym), wynosi: $\Delta H^\circ = -129 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ – ma wartość ujemną.
- 2 Reakcja redukcji tlenku miedzi(II) wodorem jest reakcją egzoenergetyczną.

Standardowa entalpia tworzenia, $\Delta H^\circ_{\text{tw.}}$ – ciepło tworzenia 1 mola związku chemicznego z pierwiastków chemicznych w warunkach standardowych ($T = 298,15 \text{ K}$ i $p = 10^5 \text{ Pa}$).

Standardowa entalpia tworzenia

Efekt cieplny reakcji chemicznej można ustalić doświadczalnie lub za pomocą obliczeń. Umownie przyjęto, że **entalpia każdego pierwiastka chemicznego w temperaturze $T = 298,15 \text{ K}$ i pod ciśnieniem $p = 10^5 \text{ Pa}$ jest równa zeru**. Zgodnie z tym założeniem doświadczalnie wyznaczono zmiany entalpii towarzyszące powstawaniu w tych warunkach 1 mola związku chemicznego z pierwiastków chemicznych. W ten sposób otrzymano wartości **standardowych entalpii tworzenia $\Delta H^\circ_{\text{tw.}}$** .

Wartości standardowych entalpii tworzenia (tabela 5.) wykorzystuje się w obliczeniach termochemicznych.

Tabela 5. Standardowe entalpie tworzenia wybranych związków chemicznych

Nazwa związku chemicznego	Równanie termochemiczne	Standardowa entalpia tworzenia, $\Delta H^\circ_{\text{tw.}}$
Metan	$\text{C}^*_{(\text{grafit})} + 2\text{H}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{CH}_{4(\text{g})}$	$-75 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
Jodowodor	$\frac{1}{2}\text{I}_{2(\text{s})} + \frac{1}{2}\text{H}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{HI}_{(\text{g})}$	$27 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
Woda	$\text{H}_{2(\text{g})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$	$-242 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

* Węgiel może występować w różnych odmianach alotropowych, dlatego zamiast oznaczenia (s), określającego substancję stałą, w nawiasie podaje się jego odmianę.

Dla pierwiastków chemicznych $\Delta H^\circ_{\text{tw.}} = 0$

Standardowa entalpia spalania, $\Delta H^\circ_{\text{sp.}}$ – ciepło spalania w tlenie 1 mola substancji w temperaturze $T = 298,15 \text{ K}$ i pod ciśnieniem $p = 10^5 \text{ Pa}$.

Standardowa entalpia spalania

Standardowa entalpia spalania $\Delta H^\circ_{\text{sp.}}$ to entalpia reakcji spalania 1 mola substancji w tlenie w **temperaturze $T = 298,15 \text{ K}$ i pod ciśnieniem $p = 10^5 \text{ Pa}$** , prowadząca do utworzenia najtrwalszych produktów spalania. Efekt cieplny reakcji spalania jest równy różnicy między ciepłem tworzenia produktów a ciepłem tworzenia substratów.

Reguła Lavoisiera–Laplace’a

Zgodnie z **regułą Lavoisiera–Laplace’a** [czyt. lawuazje laplasa] efekt cieplny, czyli zmiana standardowej entalpii układu $\Delta H^\circ_{\text{rozkl.}}$ podczas rozkładu związku chemicznego, jest równy zmianie standardowej entalpii tworzenia tego związku chemicznego, lecz zapisanej ze znakiem przeciwnym, czyli $-\Delta H^\circ_{\text{tw.}}$.

Reguła Lavoisiera–Laplace’a: efekt cieplny rozkładu = $-\text{efekt cieplny tworzenia}$
 $\Delta H^\circ_{\text{rozkl.}} = -\Delta H^\circ_{\text{tw.}}$

Przykład 19.

Plan rozwiązywania

1 Odczytaj standardową entalpię tworzenia wody (tabela 5.).

Wyznaczanie standardowej entalpii reakcji chemicznej ΔH°

Wyznacz standardową entalpię rozkładu wody.

1 Znając standardową entalpię tworzenia wody:



można wyznaczyć standardową entalpię jej rozkładu (z prawa Lavoisiera–Laplace’a).

ciąg dalszy przykładu na s. 91

początek przykładu na s. 90

2 Ustal standardową entalpię rozkładu wody.

2 Zgodnie z prawem Lavoisiera–Laplace’a standardowa entalpia rozkładu wody jest równa $\Delta H^\circ_{\text{tw.}}$, zapisanej ze znakiem przeciwnym:



Przykład 20.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz entalpię rozkładu 4 g H_2O_2 .
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie entalpii reakcji rozkładu

Oblicz entalpię reakcji rozkładu 4 g nadtlenku wodoru H_2O_2 . Nadtlenek wodoru rozkłada się zgodnie z równaniem:



- 1 Dane:

$m_{\text{H}_2\text{O}_2} = 4 \text{ g}$
 $M_{\text{H}_2\text{O}_2} = 34 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $\Delta H^\circ_1 = -98,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

Szukane:

$\Delta H^\circ_2 = ?$
- 2 Rozkładowi 1 mola H_2O_2 towarzyszy wydzielenie 98,2 kJ energii w postaci ciepła.
$$\begin{array}{r} 34 \text{ g H}_2\text{O}_2 \text{ — } 98,2 \text{ kJ} \\ 4 \text{ g H}_2\text{O}_2 \text{ — } x \text{ kJ} \\ \hline 34 \text{ g} \cdot x = 4 \text{ g} \cdot 98,2 \text{ kJ} \\ x = 11,55 \text{ kJ} \\ \Delta H^\circ_2 = 11,55 \text{ kJ} \end{array}$$
- 3 Entalpia rozkładu 4 g nadtlenku wodoru H_2O_2 jest równa 11,55 kJ.

Prawo Hessa

Obliczenie standardowej entalpii dowolnej reakcji chemicznej umożliwia **prawo Hessa**, zgodnie z którym zmiana standardowej entalpii układu nie zależy od drogi przemiany, a jedynie od efektów cieplnych stanów początkowego i końcowego układu:

$$\Delta H^\circ = \sum n \Delta H^\circ_{\text{p}} - \sum n \Delta H^\circ_{\text{s}}$$

gdzie:
 ΔH° – zmiana standardowej entalpii, czyli efekt cieplny reakcji chemicznej,
 n – liczba moli produktów lub substratów,
 $\sum n \Delta H^\circ_{\text{p}}$ – suma zmian standardowej entalpii produktów,
 $\sum n \Delta H^\circ_{\text{s}}$ – suma zmian standardowej entalpii substratów.

Prawo Hessa – zmiana standardowej entalpii układu nie zależy od drogi przemiany, a jedynie od stanu początkowego i końcowego.

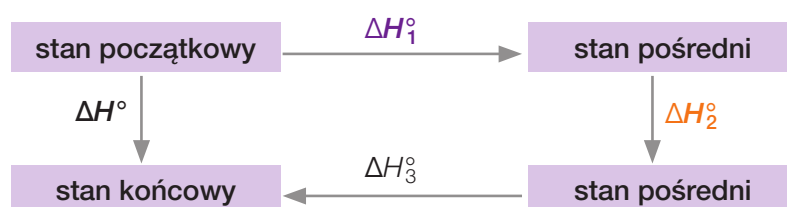
◀ **Wzór na obliczanie zmiany entalpii reakcji chemicznej**

Stan początkowy – zawiera substraty w ilościach stechiometrycznych.

Stany pośrednie – zawierają produkty pośrednie w różnych ilościach.

Stan końcowy – zawiera produkty w ilościach stechiometrycznych.

Prawo Hessa można również przedstawić graficznie:



Standardową entalpię reakcji chemicznej oblicza się, sumując efekty cieplne wszystkich procesów pośrednich:

$$\Delta H^\circ = \Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ + \Delta H_3^\circ$$

Przykład 21.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Ułóż równania termochemiczne.
- 3 Oblicz standardową entalpię spalania.
- 4 Napisz odpowiedź.

Obliczanie standardowej entalpii spalania

Oblicz standardową entalpię spalania węgla do tlenku węgla(II), wiedząc, że standardowa entalpia spalania węgla (grafitu) do tlenku węgla(IV) wynosi $-394 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$, a standardowa entalpia spalania tlenku węgla(II) do tlenku węgla(IV) wynosi $-283 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ (jako stan standardowy przyjęto grafit).

1 Dane:

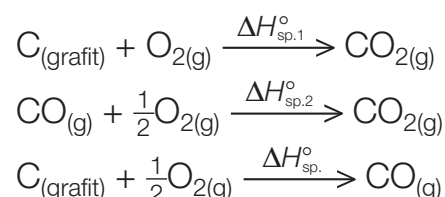
$$\Delta H_{\text{sp.1}}^\circ = -394 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_{\text{sp.2}}^\circ = -283 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

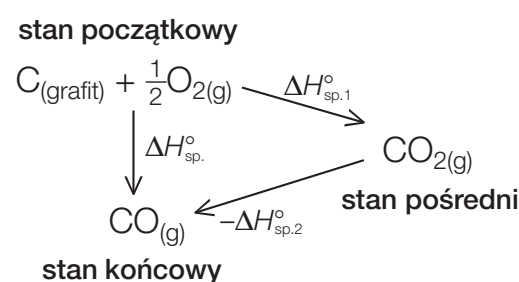
Szukane:

$$\Delta H_{\text{sp.}}^\circ = ?$$

2



Równania te można przedstawić graficznie jako cykl przemian, uwzględniając stan pośredni:



3

$$\Delta H_{\text{sp.}}^\circ = \Delta H_{\text{sp.1}}^\circ - \Delta H_{\text{sp.2}}^\circ$$

$$\Delta H_{\text{sp.}}^\circ = -394 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - (-283 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}})$$

$$\Delta H_{\text{sp.}}^\circ = -111 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

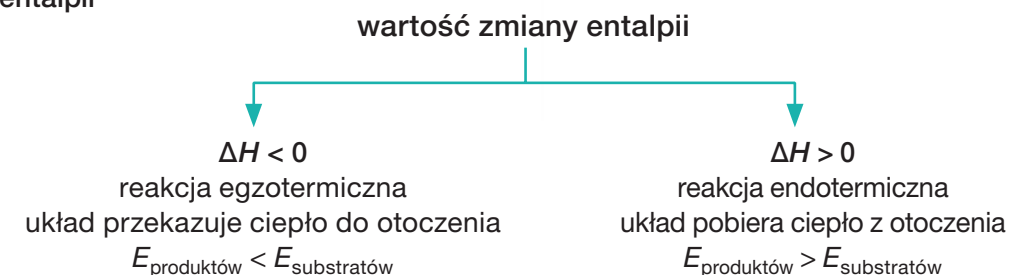
4

Standardowa entalpia spalania węgla do tlenku węgla(II) wynosi $-111 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$.

Ważne w temacie *Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne*

Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne

Interpretuję zapisy $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$ oraz określę efekt energetyczny reakcji chemicznej na podstawie wartości entalpii



Energia wewnętrzna, U – całkowity zasób energii danego układu.

Energia kinetyczna, E_k – część energii układu zależna od jego prędkości.

Energia potencjalna, E_p – część energii układu zależna od wzajemnego rozmieszczenia elementów układu i ich położenia w zewnętrznym polu sił (np. polu elektrycznym).

Reakcja endoenergetyczna – reakcja chemiczna, w której układ pobiera energię z otoczenia.

Reakcja egzoenergetyczna – reakcja chemiczna, w której energia jest wydzielana przez układ do otoczenia.

Entalpia – zawartość ciepła w układzie równa sumie energii wewnętrznej oraz iloczynu ciśnienia i objętości układu.

Zmiana entalpii, ΔH – efekt cieplny równy ilości energii wymienianej na sposób ciepła między układem a otoczeniem podczas przemiany zachodzącej pod stałym ciśnieniem.

Zadania do tematu



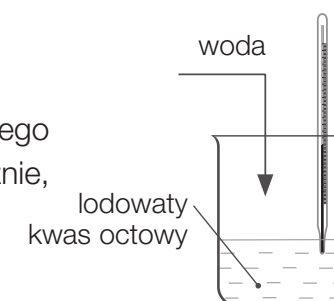
1. W naczyniu z mieszaniną oziębiającą umieszczono zlewkę z wodą. Następnie do zlewki wprowadzono kawałek sodu. Zauważono intensywne wydzielanie się gazu oraz podwyższenie temperatury mieszaniny oziębiającej.
Oceń prawdziwość poniższych zdań. Zaznacz P, jeśli zdanie jest prawdziwe, albo F – jeśli jest fałszywe.

1.	Zmiana entalpii reakcji chemicznej zachodzącej w zlewce przyjmuje wartość ujemną ($\Delta H < 0$).	P	F
2.	Mieszanina oziębiająca oddaje ciepło.	P	F

2. Czysty (bezwodny) kwas octowy (kwas etanowy) jest nazywany lodowatym kwasem octowym, ponieważ w temperaturze niższej od 16°C krystalizuje, tworząc kryształki przypominające lód. W celu zbadania właściwości lodowatego kwasu octowego do zlewki z porcją tego kwasu wprowadzano bardzo ostrożnie, po ściankach zlewki, porcję wody.
W czasie dodawania wody zaobserwowano, że temperatura mieszaniny znacząco się obniża, a na ściankach zlewki pojawia się szron.

Uzupełnij zdania dotyczące właściwości lodowatego kwasu octowego. Wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

Proces rozcieńczania lodowatego kwasu octowego jest silnie (egzotermiczny / endotermiczny), a jego ($\Delta H < 0$ / $\Delta H > 0$). Kwas octowy dobrze miesza się z wodą ze względu na to, że jest substancją (polarną / niepolarną). Cząsteczki kwasu octowego (mogą / nie mogą) się łączyć wiązaniami wodorowymi z cząsteczkami wody.



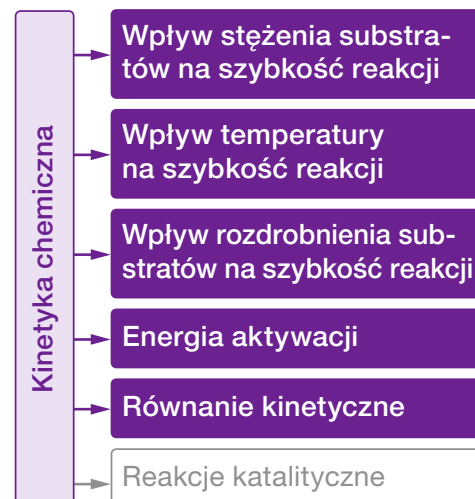
7 Szybkość reakcji chemicznej



Fot. 29. Rdzewienie żelaza to reakcja chemiczna, która zachodzi z niewielką szybkością.

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *szybkość reakcji*, *energia aktywacji*
- obliczanie szybkości reakcji
- przewidywanie wpływu: stężenia (ciśnienia) substratów, stopnia rozdrobnienia substratów i temperatury na szybkość reakcji
- określanie rzędu reakcji względem każdego substratu na podstawie równania kinetycznego
- określanie rzędu reakcji na podstawie danych doświadczalnych ilustrujących związek między stężeniem substratu a szybkością reakcji
- zapisywanie równań kinetycznych
- zaznaczanie wartości energii aktywacji na schematach ilustrujących zmiany energii w reakcjach egzoenergetycznych i endoenergetycznych



Reakcje chemiczne mogą zachodzić z różną szybkością. Niektóre trwają ułamki sekundy, inne zachodzą godzinami, miesiącami lub latami (fot. 29.). Ze względu na szybkość reakcje chemiczne można podzielić na:

- ▶ **zachodzące z dużą lub bardzo dużą szybkością**, np. spalanie gazu ziemnego w kuchenkach gazowych czy spalanie benzyny w silnikach samochodowych, synteza chlorowodoru z pierwiastków chemicznych,
- ▶ **zachodzące z tak niewielką szybkością**, że są niezauważalne, np. procesy wietrzenia skał.

■ Szybkość reakcji chemicznej v

Szybkość reakcji chemicznej v to zmiana stężenia substratów lub produktów ΔC w czasie reakcji chemicznej Δt . Można ją wyznaczyć ze wzorów:

$$v = + \frac{\Delta C_p}{\Delta t}$$

$$v = - \frac{\Delta C_s}{\Delta t}$$

gdzie:

v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,

$+\Delta C_p$ – przyrost stężenia produktu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

$-\Delta C_s$ – ubytek stężenia substratu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

Δt – czas, s.

Szybkość reakcji chemicznej, v – zmiana stężenia substratów lub produktów w jednostce czasu.

Wzory na obliczanie szybkości reakcji chemicznej

Przykład 22.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz szybkość reakcji chemicznej.
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie średniej szybkości reakcji chemicznej

Stężenie substratu A w czasie 20-minutowej reakcji chemicznej zmniejsza się z $0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ do $0,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Oblicz średnią szybkość tej reakcji chemicznej.

1 Dane:

$$C_1 = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$C_2 = 0,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\Delta t = 20 \text{ min} = 1200 \text{ s}$$

Szukane:

$$v = ?$$

2 Skorzystaj ze wzoru:

$$v = - \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

$$v = - \frac{C_2 - C_1}{\Delta t}$$

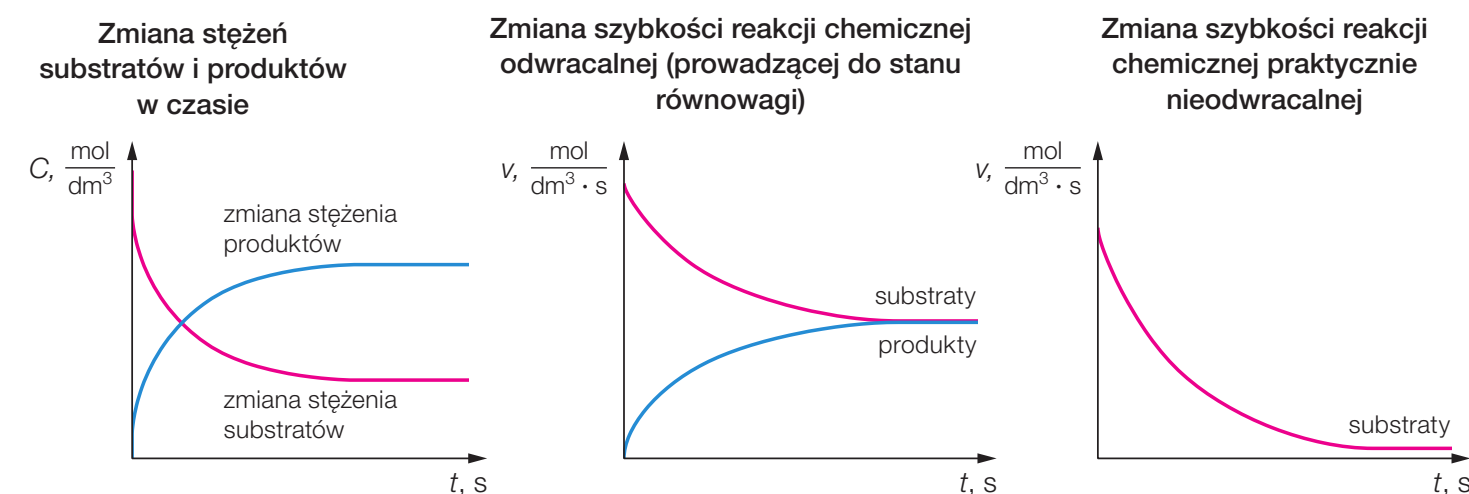
$$v = - \frac{0,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} - 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{1200 \text{ s}}$$

$$v = \frac{0,02 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{1200 \text{ s}}$$

$$v = 1,67 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

3 Średnia szybkość reakcji chemicznej wynosi $1,67 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$.

Zmianę stężeń molowych substratów i produktów oraz zmiany szybkości reakcji chemicznej w czasie (rys. 19.) można przedstawić na wykresach.



Rys. 19. Wykresy zmian stężenia lub szybkości reakcji chemicznej w czasie.

Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej

Czynnikami wpływającymi na szybkość reakcji chemicznej są m.in.:

- **rozdrobnienie substratów**,
- **temperatura**, w jakiej zachodzi reakcja chemiczna,
- **energia aktywacji**,
- **stężenie substratów** (a w przypadku gazów – ciśnienie substratów),
- **rodzaj i stan skupienia reagujących substancji** (najszybciej reagują gazy i jony w roztworach),
- **droga przemiany** substratów w produkty,
- **mieszanie**.

Na szybkość reakcji chemicznej ma też wpływ **obecność katalizatora**, czyli substancji obniżającej energię aktywacji reakcji chemicznej.

Rozdrobnienie substratów a szybkość reakcji chemicznej



Doświadczenie 14.

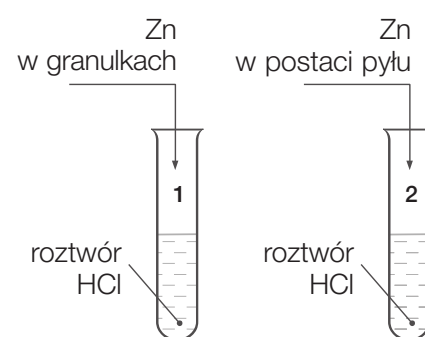


Wpływ rozdrobnienia substratów na szybkość reakcji chemicznej

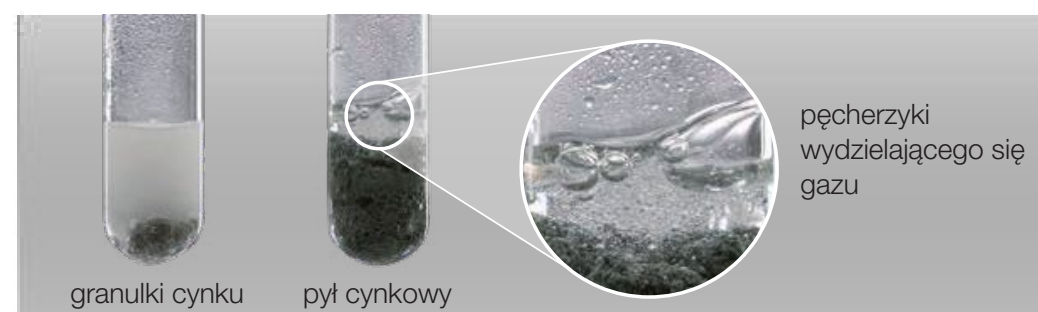
Odczynniki: kwas chlorowodorowy, cynk (granulki), pył cynkowy.

Szkło laboratoryjne: probówki.

Instrukcja: Do dwóch probówek wlej po ok. 5 cm³ kwasu chlorowodorowego o jednakowym stężeniu. Do probówki 1. dodaj cynk w postaci granulek, a do 2. – pył cynkowy o takiej samej masie (schemat).



Obserwacje: Z probówki 2. intensywnie wydzielają się pęcherzyki gazu. Z probówki 1. gaz wydzielają się wolniej (fot. 30.).



Fot. 30. Reakcja kwasu chlorowodorowego z cynkiem.

Wniosek: Cynk w postaci pyłu ma znacznie większą powierzchnię zetknięcia z roztworem kwasu chlorowodorowego niż cynk w postaci granulek, dlatego szybkość reakcji chemicznej jest większa. **Rozdrobnienie substratów wpływa na szybkość reakcji chemicznej.**

W przypadku substancji stałych istotną rolę odgrywają procesy zachodzące na ich powierzchni, dlatego ważnym czynnikiem poprawiającym efektywność takich reakcji chemicznych jest zwiększenie powierzchni substratów. Można to uzyskać dzięki **rozdrobnieniu substancji stałej** (fot. 31.).

Temperatura a szybkość reakcji chemicznej



Doświadczenie 15.

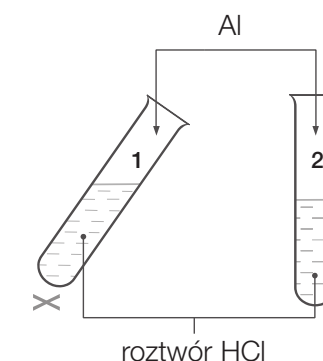


Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej

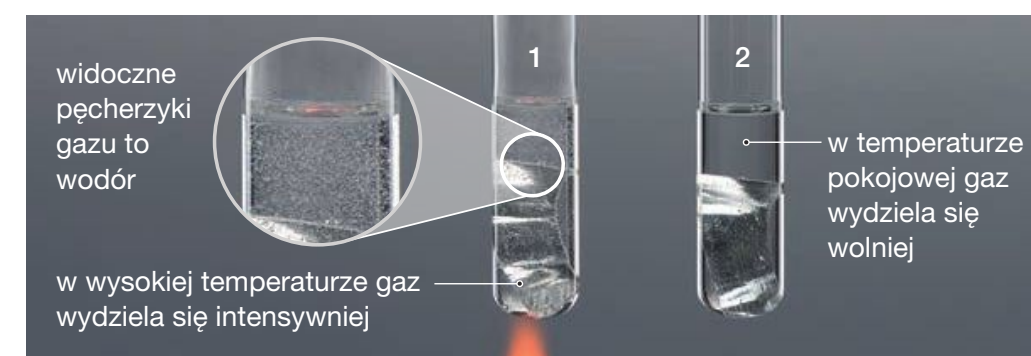
Odczynniki: kwas chlorowodorowy, glin w postaci folii aluminiowej.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, palnik.

Instrukcja: Do dwóch probówek wlej po ok. 5 cm³ kwasu chlorowodorowego o jednakowym stężeniu. Probówkę 1. ogrzewaj w płomieniu palnika, a probówkę 2. pozostaw w temperaturze pokojowej. Następnie w obu probówkach umieść folię aluminiową (schemat).

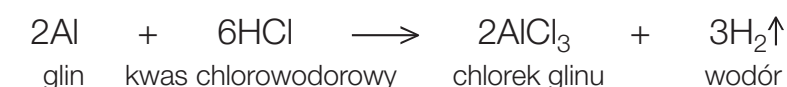


Obserwacje: Z probówki 1. intensywnie wydzielają się pęcherzyki gazu. Z probówki 2. gaz wydzielają się wolniej (fot. 32.).



Fot. 32. Reakcja chemiczna glinu z kwasem chlorowodorowym w wysokiej temperaturze i w temperaturze pokojowej.

Wniosek: Podwyższenie temperatury przyspieszyło przebieg reakcji chemicznej, którą przedstawia równanie:



Temperatura wpływa na szybkość reakcji chemicznej.

Reguła van't Hoffa

Szybkość reakcji chemicznej zwiększa się wraz ze wzrostem temperatury. Zależność tę opisuje **reguła van't Hoffa**, zgodnie z którą zwiększenie temperatury o 10°C (10 K) powoduje zwykle 2–4-krotne zwiększenie szybkości reakcji chemicznej.

Reguła van't Hoffa – zwiększenie temperatury o 10°C (10 K) powoduje 2–4-krotne zwiększenie szybkości reakcji chemicznej.



Fot. 31. Sproszkowane żelazo umieszczone w płomieniu palnika zapala się, a więc gwałtownie się utlenia. Ten efekt nie występuje podczas ogrzewania żelaznego pręta.



Fot. 33. Suchy lód wrzucony do wody zmienia stan skupienia ze stałego na gazowy – sublimuje. Jednocześnie zawartość kolby się ochładza.

Wzór na obliczanie szybkości reakcji chemicznej

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^a$$

$$a = \frac{T_2 - T_1}{10}$$

gdzie:

v_1 – szybkość reakcji chemicznej w temperaturze początkowej T_1 , $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,

v_2 – szybkość reakcji chemicznej w temperaturze końcowej T_2 , $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,

γ – temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej,

T_2 – temperatura końcowa, K (lub °C),

T_1 – temperatura początkowa, K (lub °C).

Temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej γ dla większości reakcji chemicznych przyjmuje przybliżoną wartość $2 \leq \gamma \leq 4$ i zmienia się w zależności od rodzaju reakcji chemicznej oraz temperatury.

Przykład 23.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz v_2 .
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej podwyższeniem temperatury

Szybkość pewnej reakcji chemicznej zwiększa się 3-krotnie po podwyższeniu temperatury o 10°C. Jak zmieni się szybkość tej reakcji chemicznej w temperaturze wyższej o 30°C?

- | | |
|------------------|-----------------|
| 1 Dane: | Szukane: |
| $\gamma = 3$ | $v_2 = ?$ |
| $T_2 - T_1 = 30$ | |

- | | | |
|----------|---|-----------------------|
| 2 | $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ | |
| | $v_2 = v_1 \cdot 3^{\frac{30}{10}}$ | $v_2 = v_1 \cdot 3^3$ |
| | $v_2 = 27 \cdot v_1$ | |

- 3** Szybkość reakcji chemicznej zwiększy się 27 razy.

Obliczanie za pomocą wzoru:
 $v_2 = v_1 \cdot \gamma^a$
 $a = \frac{T_2 - T_1}{10}$

Przykład 24.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz v_2 .
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej podwyższeniem temperatury

Szybkość pewnej reakcji chemicznej w wyniku podwyższenia temperatury o 10°C zwiększyła się 2,5-krotnie.

Oblicz, jak zmieni się szybkość tej reakcji, jeśli temperatura zostanie podwyższona o 30°C.

- | | |
|------------------|-----------------|
| 1 Dane: | Szukane: |
| $\gamma = 2,5$ | $v_2 = ?$ |
| $T_2 - T_1 = 30$ | |

Obliczanie za pomocą wzoru:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^a$$

$$a = \frac{T_2 - T_1}{10}$$

- | | | |
|----------|---|---------------------------|
| 2 | $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ | |
| | $\frac{v_2}{v_1} = (2,5)^{\frac{30}{10}}$ | $\frac{v_2}{v_1} = 2,5^3$ |
| | $\frac{v_2}{v_1} = 15,625$ | |
| | $\frac{v_2}{v_1} \approx 16$ | |

- 3** Szybkość reakcji chemicznej zwiększy się 16-krotnie.

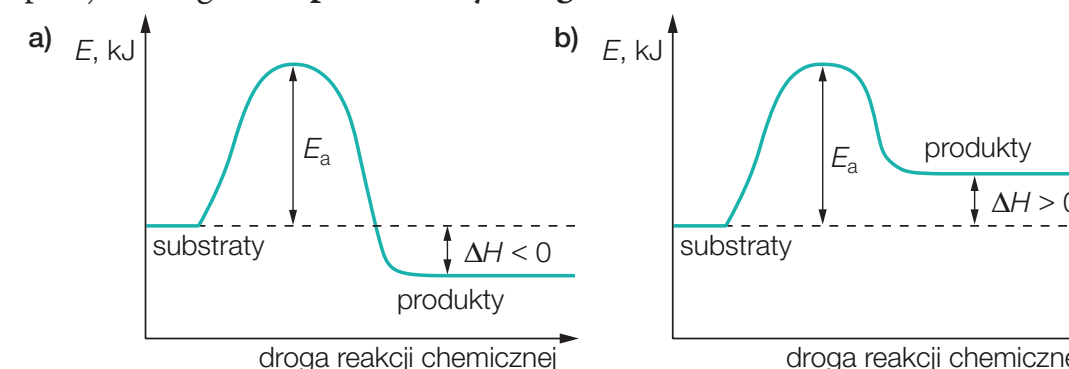
Energia aktywacji a szybkość reakcji chemicznej

Produkt reakcji chemicznej powstaje w wyniku międzycząsteczkowych **zderzeń aktywnych** (efektywnych), czyli takich zderzeń, w wyniku których dochodzi do utworzenia lub zerwania wiązań chemicznych. Zderzenia efektywne stanowią niewielką część wszystkich zderzeń.

Aby przebiegła reakcja chemiczna układ musi uzyskać określoną ilość energii, która aktywuje substraty. Tę najmniejszą ilość energii niezbędną do zapoczątkowania reakcji chemicznej nazywa się **energiją aktywacji E_a** . Jest ona podstawowym czynnikiem decydującym o szybkości reakcji chemicznej. Energia aktywacji zostaje zużyta przez substraty na pokonanie bariery energetycznej (rys. 20.) reakcji chemicznej, tzn. na utworzenie przejściowego **kompleksu aktywnego**.

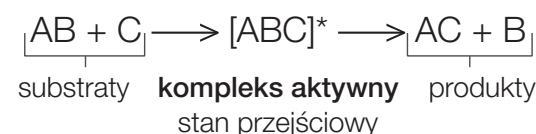
Energia aktywacji, E_a – najmniejsza ilość energii niezbędna do zapoczątkowania reakcji chemicznej.

Kompleks aktywny – stan przejściowy poprzedzający wytworzenie produktów reakcji chemicznej.



Rys. 20. Wykres zmian energii w reakcji: a) egzotermicznej, b) endotermicznej.

Kompleks aktywny to stan przejściowy poprzedzający wytworzenie produktów reakcji chemicznej. Powstawanie kompleksu aktywnego można przedstawić następująco:



[...]* – oznaczenie kompleksu aktywnego.

Energia aktywacji decyduje o szybkości reakcji chemicznej – im mniejsza wartość energii aktywacji, tym reakcja chemiczna przebiega szybciej.

Stężenie substratów a szybkość reakcji chemicznej



Doświadczenie 16.



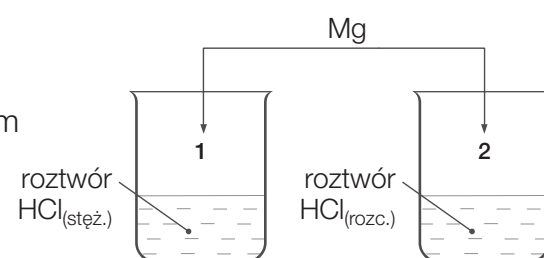
HCl

Wpływ stężenia substratu na szybkość reakcji chemicznej

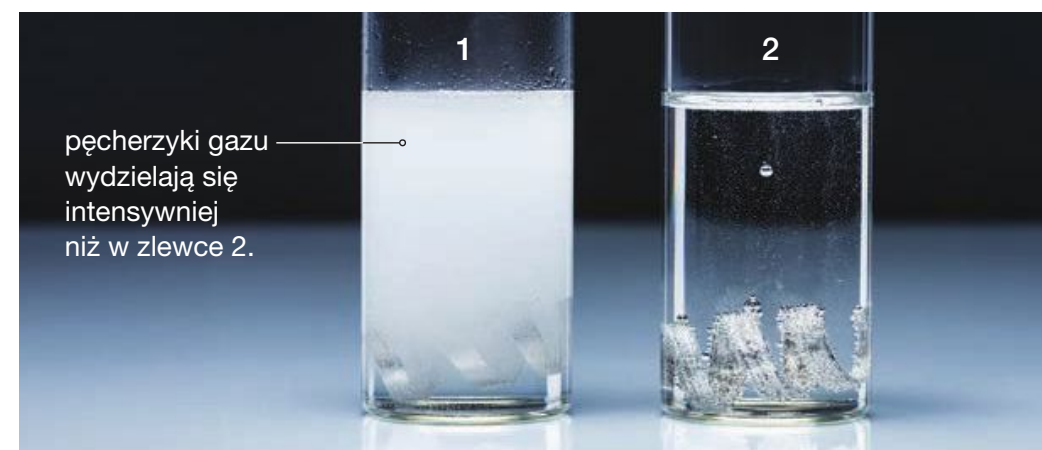
Odczynniki: stężony i rozcieńczony kwas chlorowodorowy, wstążka magnezowa.

Szkło laboratoryjne: zlewki.

Instrukcja: Do zlewki 1. ze stężonym kwasem chlorowodorowym oraz do zlewki 2. z rozcieńczonym kwasem chlorowodorowym wrzucić po kawałku wstążki magnezowej (schemat).



Obserwacje: W zlewce ze stężonym kwasem chlorowodorowym pęcherzyki gazu wydzielają się intensywniej niż w zlewce z rozcieńczonym kwasem (fot. 34.).



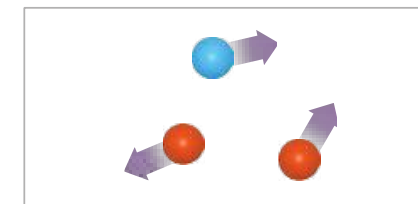
stężenie HCl $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ stężenie HCl $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Fot. 34. Reakcje magnezu z kwasem chlorowodorowym.

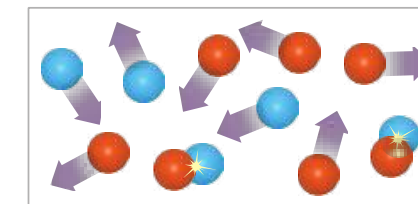
Wniosek: Reakcja chemiczna zachodzi szybciej, jeśli stężenie kwasu jest większe.

Stężenie substratu wpływa na szybkość reakcji chemicznej.

Wpływ stężenia substratów na szybkość reakcji chemicznej wyjaśnia **teoria zderzeń aktywnych**. Zakłada ona, że reakcja chemiczna może zajść tylko wtedy, gdy atomy, cząsteczki lub jony substratów zderzą się ze sobą. Wynika z tego, że im większe stężenie substratów, tym większe prawdopodobieństwo zderzenia (rys. 21.).



małe stężenie substancji



duże stężenie substancji

Rys. 21. Wpływ stężenia substratów na prawdopodobieństwo zderzenia.

Im większe stężenie substratów, tym większa szybkość reakcji chemicznej.

Równanie kinetyczne reakcji chemicznej

Szybkość większości jednoetapowych reakcji chemicznych jest wprost proporcjonalna do stężenia substratów. Wynika to z **równania kinetycznego reakcji chemicznej**.

Ogólne **równanie kinetyczne** reakcji chemicznej ma postać:

$$v = k \cdot C_A^{\lambda_A} \cdot C_B^{\lambda_B} \cdot C_C^{\lambda_C}$$

◀ **Równanie kinetyczne**

gdzie:

v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,

k – stała szybkości reakcji chemicznej; k jest stała dla danej reakcji chemicznej w określonej temperaturze,

C_A, C_B, C_C – stężenia substratów A, B, C, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

$\lambda_A, \lambda_B, \lambda_C$ – wykładniki potęgowe nazywane rzędami reakcji chemicznych w stosunku do substratów A, B, C. λ czyt. lambda

Równanie kinetyczne reakcji chemicznej, której szybkość zależy od stężenia **jednego substratu**:

$$v = k \cdot C_{AB}$$

Równanie kinetyczne reakcji chemicznej, której szybkość zależy od stężenia **dwóch substratów**:

$$v = k \cdot C_A \cdot C_B$$

gdzie:

v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,

k – stała szybkości reakcji chemicznej,

C_A – stężenie substratu A, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

C_B – stężenie substratu B, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

C_{AB} – stężenie substratu AB, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Równanie kinetyczne reakcji chemicznej wyznacza się doświadczalnie – nie na podstawie równania reakcji.

Przykład 25.

Plan rozwiązywania

- 1 Ustal szybkość reakcji po dwukrotnym zwiększeniu wartości C_A i C_B .
- 2 Ustal stosunek $\frac{v_2}{v_1}$.
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej zwiększeniem stężenia substratów

Jak zmieni się szybkość reakcji chemicznej przebiegającej według równania kinetycznego $v_1 = k \cdot C_A \cdot C_B$, jeżeli wartości stężeń C_A i C_B zostaną zwiększone 2-krotnie (w warunkach izotermicznych)?

- 1 Równanie kinetyczne po 2-krotnym zwiększeniu wartości stężenia substratów:

$$v_2 = k \cdot 2 \cdot C_A \cdot 2 \cdot C_B$$

$$v_2 = 4 \cdot k \cdot C_A \cdot C_B$$
- 2
$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{4 \cdot k \cdot C_A \cdot C_B}{k \cdot C_A \cdot C_B}$$

$$\frac{v_2}{v_1} = 4$$
- 3 Szybkość reakcji chemicznej zwiększy się 4-krotnie.

Przykład 26.

Plan rozwiązywania

- 1 Ustal v_2 .
- 2 Napisz odpowiedź.

Obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej zmianą objętości reagujących gazów

Reakcja chemiczna zachodzi w fazie gazowej zgodnie z równaniem kinetycznym: $v = k \cdot C_A^2 \cdot C_B$.

Jak zmieni się szybkość tej reakcji chemicznej, jeżeli objętość reagujących gazów zmniejszy się 3-krotnie, ale liczba moli substratów (w warunkach izotermicznych) się nie zmieni?

- 1 Zmniejszenie objętości powoduje zwiększenie stężenia substancji w takim samym stosunku, w jakim zmniejsza się objętość układu. Zatem:

$$v_1 = k \cdot C_A^2 \cdot C_B$$

$$v_2 = k \cdot (3C_A)^2 \cdot 3C_B$$

$$v_2 = k \cdot 9C_A^2 \cdot 3C_B$$

$$v_2 = 27 \cdot k \cdot C_A^2 \cdot C_B$$

$$v_2 = 27 \cdot v_1$$
- 2 Szybkość reakcji chemicznej zwiększy się 27 razy.

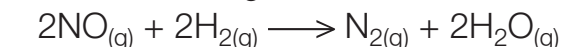
Przykład 27.

Plan rozwiązywania

- 1 Ustal, jak zmienia się stężenie reagentów po 3-krotnym zwiększeniu objętości układu.
- 2 Ustal stosunek $\frac{v_1}{v_2}$.
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej zmianą objętości układu

Reakcja chemiczna zachodzi zgodnie z równaniem:



Równanie kinetyczne dla tej reakcji opisuje zależność: $v = k \cdot C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{H}_2}^2$

Oblicz, jak zmieni się szybkość reakcji, jeśli objętość układu, w którym przebiega ta reakcja chemiczna, zwiększy się 3-krotnie.

- 1 Stężenie molowe jest odwrotnie proporcjonalne do objętości $C_m = \frac{n}{V}$. Jeśli objętość układu zwiększy się 3-krotnie, to stężenia zmniejszą się 3-krotnie.
- 2 Przyjmij, że początkowe stężenia reagentów wynoszą odpowiednio C_A i C_B .
 Szybkość reakcji chemicznej przed wzrostem stężeń reagentów:

$$v_1 = k \cdot C_A^2 \cdot C_B^2$$
 Szybkość reakcji chemicznej po 3-krotnym zmniejszeniu się stężeń reagentów:

$$v_2 = k \cdot \left(\frac{1}{3}C_A\right)^2 \cdot \left(\frac{1}{3}C_B\right)^2 \qquad v_2 = k \cdot \frac{1}{81} C_A^2 \cdot C_B^2$$
 Podziel v_1 przez v_2 , aby obliczyć, ile razy zmniejszy się szybkość reakcji:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k \cdot C_A^2 \cdot C_B^2}{k \cdot \frac{1}{81} C_A^2 \cdot C_B^2} \qquad \frac{v_1}{v_2} = 81$$
- 3 Szybkość reakcji chemicznej zmniejszy się 81 razy.

Przykład 28.

Plan rozwiązywania

- 1 Ustal v_2 .
- 2 Napisz odpowiedź.

Obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej zmianą ciśnienia reagujących gazów

Reakcja chemiczna zachodzi w fazie gazowej zgodnie z równaniem kinetycznym: $v = k \cdot C_A^3 \cdot C_B$. **Jak zmieni się szybkość tej reakcji chemicznej, jeżeli ciśnienie reagujących gazów zmniejszy się 2-krotnie przy niezmienionej ilości substratów i warunkach izotermicznych?**

- 1 Zmniejszenie ciśnienia powoduje zmniejszenie stężenia substancji w takim samym stosunku, w jakim zmniejsza się stężenie układu. Zatem:

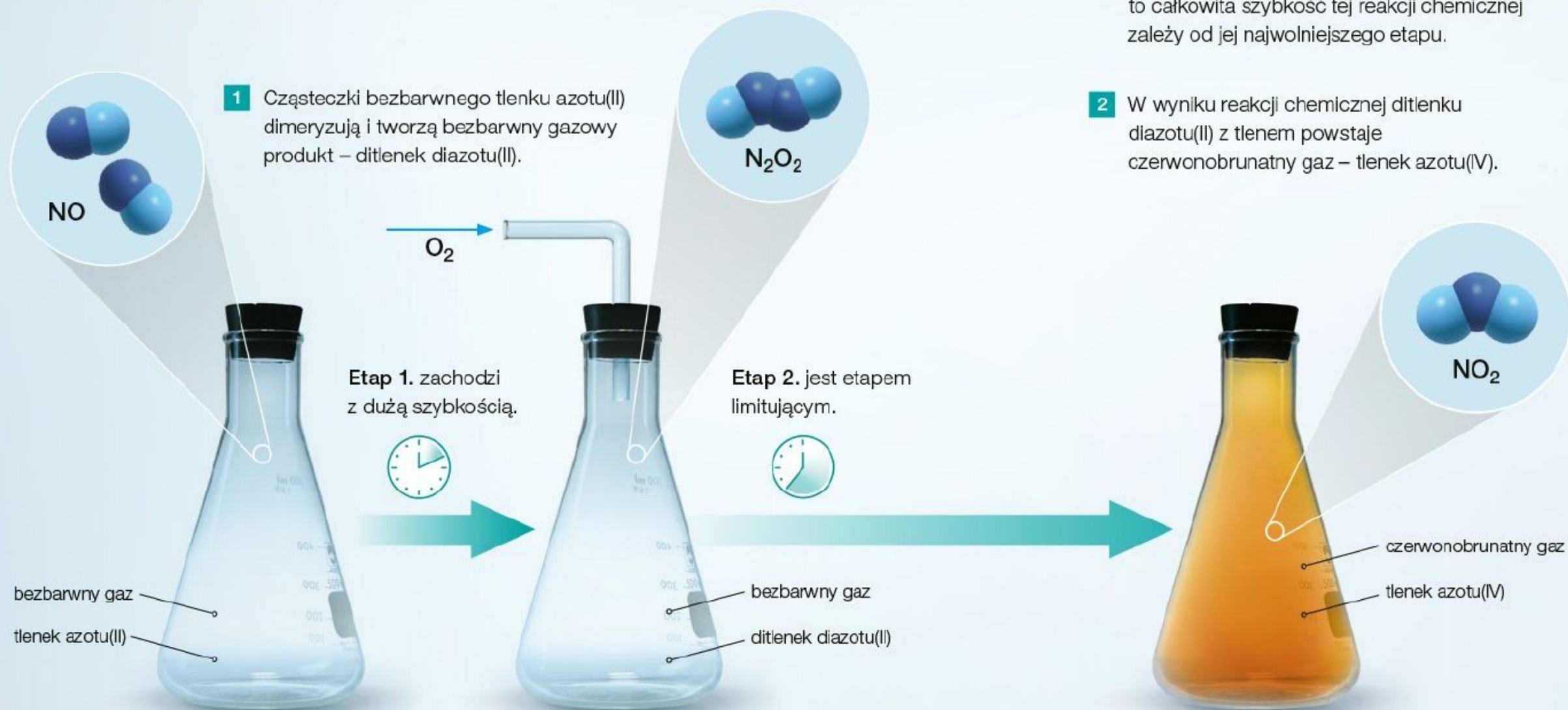
$$v_1 = k \cdot C_A^3 \cdot C_B$$

$$v_2 = k \cdot \left(\frac{C_A}{2}\right)^3 \cdot \frac{C_B}{2} \qquad v_2 = \frac{k \cdot C_A^3 \cdot C_B}{8 \cdot 2} \qquad v_2 = \frac{v_1}{16}$$
- 2 Szybkość reakcji chemicznej zmniejszy się 16 razy.

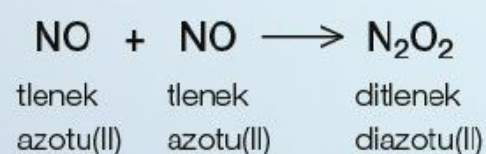
Szybkość reakcji złożonych

W reakcjach chemicznych, które przebiegają wieloetapowo, każdy etap może zachodzić z inną szybkością. Wówczas o całkowitej szybkości takiej reakcji chemicznej decyduje etap najwolniejszy, nazywany etapem limitującym.

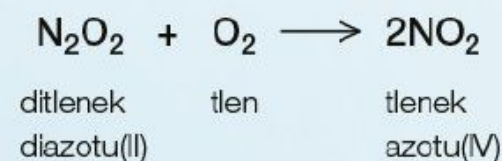
Przebieg reakcji dwuetapowej



Równanie reakcji chemicznej zachodzącej w etapie 1.



Równanie reakcji chemicznej zachodzącej w etapie 2.



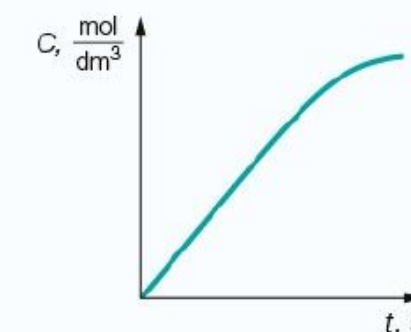
Etap limitujący

Etap limitujący reakcji chemicznej można porównać do zwężenia w klepsydrze. Powoduje ono, że piasek przesypuje się w tym miejscu stopniowo – wolniej, niż gdyby zwężenia nie było. Etap limitujący spowalnia cały proces. Nawet jeśli inne etapy reakcji chemicznej zachodzą z dużą szybkością, to całkowita szybkość tej reakcji chemicznej zależy od jej najwolniejszego etapu.

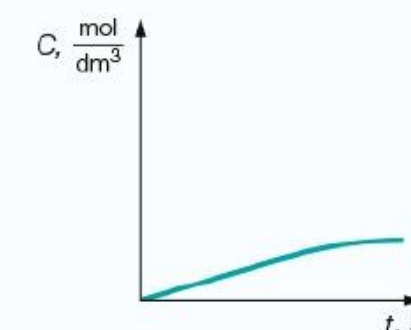


Zmiana stężenia produktu w czasie

Etap 1. Szybkie zwiększanie się stężenia powstającego produktu.



Etap 2. Powolne zwiększanie się stężenia powstającego produktu.



Wyjaśnienie oznaczeń:

C – stężenie produktu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

C_A, C_{A_2}, C_B – stężenia substratów, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

t – czas, s,

v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,

k – stała szybkości reakcji chemicznej;
 k jest stała dla danej reakcji chemicznej w określonej temperaturze.

Szybkość etapu 1. $A + A \longrightarrow A_2$

$$v_1 = k_1 \cdot C_A^2$$

Szybkość etapu 2. $A_2 + B \longrightarrow A_2B$

$$v_2 = k_2 \cdot C_{A_2} \cdot C_B$$

Etap 2. przebiega wolniej niż etap 1 – jest etapem limitującym.

Całkowita szybkość reakcji zależy więc od szybkości etapu 2.

Rząd reakcji chemicznej informuje o tym, ile cząsteczek, atomów lub jonów musi uczestniczyć w zderzeniu aktywnym, aby zaszła reakcja chemiczna.

Rząd reakcji chemicznej

Suma wykładników potęgowych λ [czyt. lambda] w równaniu kinetycznym prostej reakcji chemicznej, czyli takiej, która przebiega w jednym etapie, nazywa się całkowitym (ogólnym) **rzędem reakcji chemicznej**. Informuje on o tym, ile cząsteczek, atomów lub jonów musi uczestniczyć w zderzeniu aktywnym, aby zaszła reakcja chemiczna.

Przykładem prostej, jednoetapowej reakcji chemicznej jest reakcja syntezy jodowodoru:



Wykładniki potęgowe λ są zatem równe odpowiednim współczynnikom stechiometrycznym, a równanie kinetyczne dla tej reakcji chemicznej ma postać:

$$v = k \cdot C_{\text{H}_2} \cdot C_{\text{I}_2}$$

gdzie:

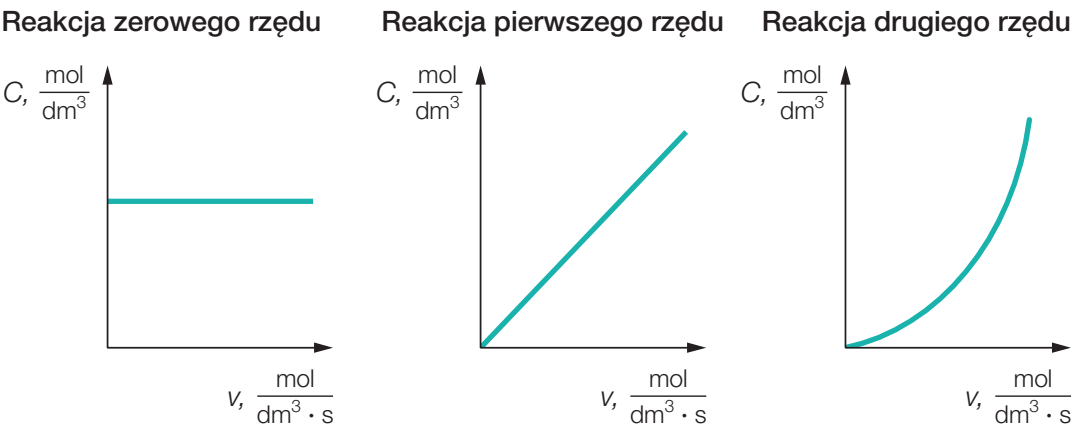
v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,

k – stała szybkości reakcji,

$C_{\text{H}_2}, C_{\text{I}_2}$ – stężenia substratów, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Wykładników potęgowych równych 1 nie zapisuje się w równaniu kinetycznym. Całkowity rząd reakcji wynosi 2 ($1 + 1 = 2$).

Większość reakcji chemicznych to reakcje pierwszego lub drugiego rzędu (tabela 6., s. 107). Reakcje chemiczne trzeciego rzędu należą do rzadkości. Znane są również **reakcje chemiczne zerowego rzędu**. Są to reakcje, których **szybkość nie zależy od stężenia** substratów (rys. 22.). Przykładami takich reakcji chemicznych są reakcje fotochemiczne i enzymatyczne.



Rys. 22. Wykresy zależności szybkości reakcji chemicznej od stężenia substancji.

W większości przypadków reakcje chemiczne zapisane za pomocą sumarycznego równania stechiometrycznego przebiegają w kilku etapach. Całkowita szybkość takich reakcji złożonych zależy od szybkości najwolniejszego z etapów, czyli od tzw. **etapu limitującego**.

Tabela 6. Przykłady reakcji chemicznych pierwszego, drugiego i trzeciego rzędu

Równania reakcji chemicznych	Równania kinetyczne	Suma wykładników potęgowych λ	Rząd reakcji chemicznej
A $\text{N}_2\text{O}_4 \longrightarrow 2\text{NO}_2$ $\text{C}_2\text{H}_6 \longrightarrow 2\text{CH}_3$	$v = k \cdot C_{\text{A}}$ $v = k \cdot C_{\text{N}_2\text{O}_4}$ $v = k \cdot C_{\text{C}_2\text{H}_6}$	1	reakcja pierwszego rzędu
A B $\text{CH}_3\text{I} + \text{HI} \longrightarrow \text{CH}_4 + \text{I}_2$	$v = k \cdot C_{\text{A}} \cdot C_{\text{B}}$ $v = k \cdot C_{\text{CH}_3\text{I}} \cdot C_{\text{HI}}$	2	reakcja drugiego rzędu
2A $2\text{NO} \longrightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$	$v = k \cdot C_{\text{A}}^2$ $v = k \cdot C_{\text{NO}}^2$	2	
A B C $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{HIO}$	$v = k \cdot C_{\text{A}} \cdot C_{\text{B}} \cdot C_{\text{C}}$ $v = k \cdot C_{\text{H}_2\text{O}_2} \cdot C_{\text{I}^-} \cdot C_{\text{H}^+}$	3	reakcja trzeciego rzędu
2A B $2\text{NO} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{NO}_2$	$v = k \cdot C_{\text{A}}^2 \cdot C_{\text{B}}$ $v = k \cdot C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$	3	
3A $3\text{C}_2\text{H}_2 \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_6$	$v = k \cdot C_{\text{A}}^3$ $v = k \cdot C_{\text{C}_2\text{H}_2}^3$	3	

Wielkością, która charakteryzuje szybkość reakcji chemicznej, jest **okres półtrwania**, czyli czas potrzebny do przereagowania połowy początkowej ilości substratów. Im dłuższy jest okres półtrwania, tym mniejszą wartość ma stała szybkości reakcji chemicznej k .

Doświadczalnie wyznacza się także wartość stałej szybkości reakcji chemicznej k . Wartość stałej k :

- zależy od temperatury,
- jest charakterystyczna dla danej reakcji chemicznej (w określonej temperaturze),
- nie zależy od stężenia substancji, które biorą udział w reakcji chemicznej.

Na wartość stałej szybkości danej reakcji chemicznej (w warunkach izotermicznych) może wpływać także katalizator.

Jednostkę stałej szybkości reakcji chemicznej (tabela 7., s. 108) ustala się na podstawie równania kinetycznego, tak aby szybkość reakcji wyrażona była w $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$.

$$\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}} = \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

- Dla reakcji **zerowego rzędu** $v = k$, stąd jednostką stałej k jest $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$.
- Dla reakcji **pierwszego rzędu** $v = k \cdot C$, czyli $k = \frac{v}{C}$,

$$k = \frac{\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}}{\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}, k = \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}} \cdot \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}, \text{ stąd jednostką stałej } k \text{ jest } \frac{1}{\text{s}}.$$

► Dla reakcji **drugiego rzędu** $v = k \cdot C_A \cdot C_B$, czyli $k = \frac{v}{C_A \cdot C_B}$,

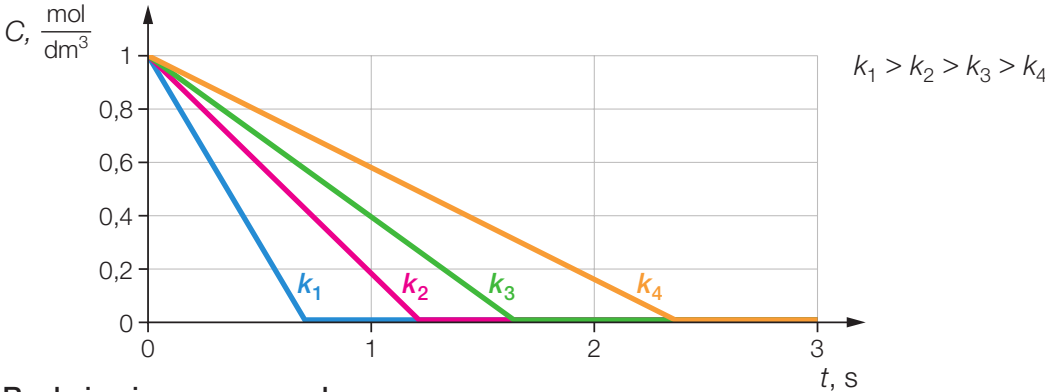
$$k = \frac{\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}}{\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}, k = \frac{\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}}{\frac{\text{mol}^2}{\text{dm}^6}}, k = \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}} \cdot \frac{\text{dm}^6}{\text{mol}^2}, \text{ stąd jednostką stałej } k \text{ jest}$$
$$k = \frac{\text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{s}}.$$

Tabela 7. Jednostka stałej szybkości reakcji chemicznej w zależności od rzędu reakcji chemicznej

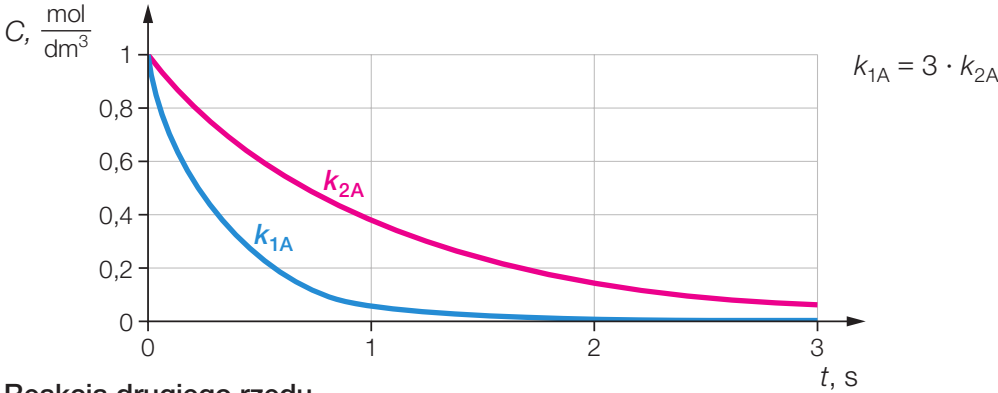
Rząd reakcji chemicznej	zerowy	pierwszy	drugi	trzeci
Jednostka stałej szybkości reakcji chemicznej k	$\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$	$\frac{1}{\text{s}}$	$\frac{\text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{s}}$	$\frac{(\text{dm}^3)^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{s}}$

Im większa jest wartość stałej szybkości k , tym szybszy jest zanik substratów (rys. 23.).

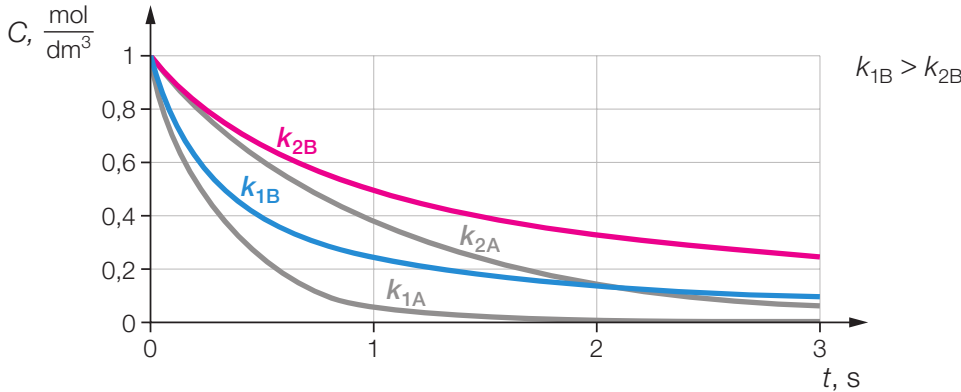
Reakcja zerowego rzędu



Reakcja pierwszego rzędu



Reakcja drugiego rzędu



Rys. 23. Wykres zmiany stężenia molowego substratu w czasie.

Ważne w temacie **Szybkość reakcji chemicznej**

1. Obliczam szybkość reakcji chemicznej

$$v = + \frac{\Delta C_p}{\Delta t} \qquad v = - \frac{\Delta C_s}{\Delta t}$$

gdzie:
 v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,
 $+\Delta C_p$ – przyrost stężenia produktu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 $-\Delta C_s$ – ubytek stężenia substratu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 Δt – czas, s.

2. Zapisuję równania kinetyczne

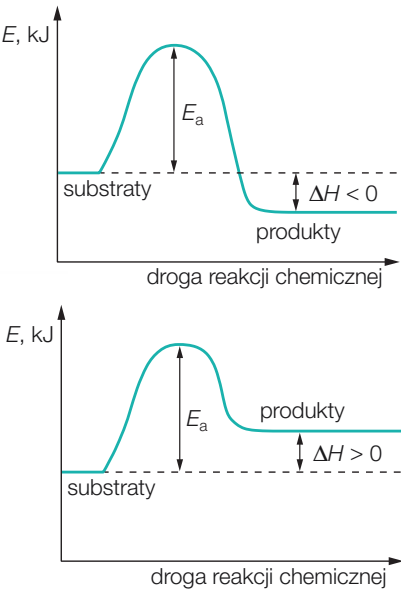
$$v = k \cdot C_A^{\lambda_A} \cdot C_B^{\lambda_B} \cdot C_C^{\lambda_C}$$

gdzie:
 v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,
 k – stała szybkości reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,
 C_A, C_B, C_C – stężenia substratów A, B, C, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 $\lambda_A, \lambda_B, \lambda_C$ – wykładniki potęgowe nazywane rzędami reakcji chemicznych w stosunku do substratów A, B, C.

3. Przewiduję wpływ stężenia (ciśnienia) substratów, stopnia rozdrobnienia substratów i temperatury na szybkość reakcji

- Wpływ stężenia substratów: szybkość reakcji chemicznej zwiększa się wraz ze zwiększaniem się stężenia substratów.
- Wpływ ciśnienia substratów gazowych: szybkość reakcji chemicznej zwiększa się wraz ze zwiększaniem się ciśnienia substratów.
- Wpływ stopnia rozdrobnienia substratów: szybkość reakcji chemicznej zwiększa się wraz ze zwiększaniem się powierzchni substratu (ze stopniem jego rozdrobnienia).
- Wpływ temperatury: szybkość reakcji chemicznej zwiększa się wraz ze wzrostem temperatury.

4. Zaznaczam wartość energii aktywacji na schematach ilustrujących zmiany energii w reakcjach egzoenergetycznych i endoenergetycznych



Szybkość reakcji chemicznej

5. Określam rząd reakcji

Rzędy reakcji chemicznych **wyznacza się doświadczalnie**. Dla niektórych reakcji rzędy reakcji są równe współczynnikom stechiometrycznym występującym w równaniu reakcji chemicznej przy poszczególnych substratach:



Całkowity rząd reakcji chemicznej jest równy sumie wykładników potęg w równaniu kinetycznym, np.:
 $\text{CH}_3\text{I} + \text{HI} \longrightarrow \text{CH}_4 + \text{I}_2$
 $v = k \cdot C_{\text{CH}_3\text{I}} \cdot C_{\text{HI}}$
całkowity rząd reakcji: 1 + 1 = 2

Szybkość reakcji chemicznej, v – zmiana stężenia substratów lub produktów w jednostce czasu.

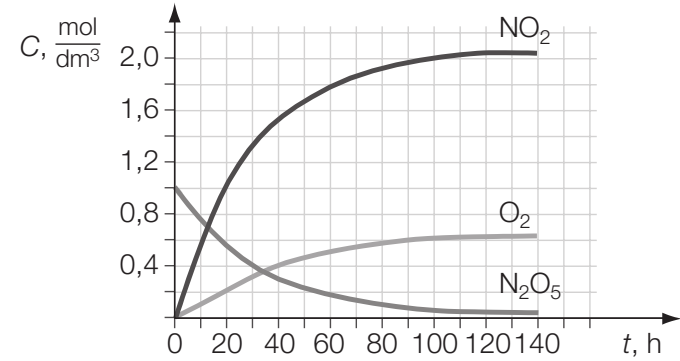
Energia aktywacji, E_a – najmniejsza ilość energii niezbędna do zapoczątkowania reakcji chemicznej.

Reguła van't Hoffa – zwiększenie temperatury o 10 °C (10 K) powoduje 2–4-krotne zwiększenie szybkości reakcji chemicznej.

Rząd reakcji chemicznej – suma wykładników potęgowych λ w równaniu kinetycznym prostej reakcji chemicznej.

Zadania do tematu ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

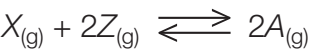
1. Oblicz średnią szybkość reakcji chemicznej $A \longrightarrow B$ względem substratu A, jeżeli stężenie początkowe tego substratu wynosiło $1,8 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, a po upływie 10 min miało wartość $1,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
2. Szybkość pewnej reakcji chemicznej zwiększa się 2-krotnie po podwyższeniu temperatury o 10°C . Oblicz, jak zmieni się szybkość tej reakcji chemicznej w temperaturze:
a) niższej o 20°C ,
b) wyższej o 50°C .
3. Przebieg reakcji chemicznej zachodzącej zgodnie z równaniem: $2\text{N}_2\text{O}_5 \longrightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ przedstawiono na wykresie.



- a) Odczytaj z wykresu wartości stężeń początkowych oraz końcowych substratu i produktów.
b) Oblicz, ile względem substratu wynosiła średnia szybkość jego rozkładu po upływie 20 h.
Wynik podaj w $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$.
4. Reakcja chemiczna zachodzi w fazie gazowej zgodnie z równaniem kinetycznym:

$$v = k \cdot C_A^2 \cdot C_B$$

- Ustal, jak zmieni się szybkość tej reakcji chemicznej, jeżeli ciśnienie reagujących gazów zwiększy się 2-krotnie przy niezmięnionej ilości substratów i w warunkach izotermicznych?
5. Do zamkniętego zbiornika, w którym panowały temperatura T i ciśnienie p , wprowadzono gazowe reagenty X i Z, po czym zainicjowano reakcję chemiczną, zachodzącą zgodnie z równaniem:



Zależność szybkości zaniku reagenta X od czasu trwania procesu zestawiono w tabeli.

t, s	0	25	100	150	300
szybkość zaniku substratu X, $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$	0,02	0,016	0,01	0,008	0,005

Uzupełnij tabelę. Wpisz wartości liczbowe szybkości tworzenia produktu A w momencie zainicjowania opisanej reakcji chemicznej oraz w 25., 100., 150. i 300. sekundzie. Następnie naszkicuj wykres zależności szybkości tworzenia produktu A od czasu dla wskazanych wartości czasu.

t, s	0	25	100	150	300
szybkość tworzenia produktu A, $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$					

8 Katalizatory i reakcje katalityczne

Ważne w tym temacie:

- przewidywanie wpływu obecności katalizatora na szybkość reakcji
- zaznaczanie wartości energii aktywacji na schematach ilustrujących zmiany energii w reakcjach egzoenergetycznych i endoenergetycznych



Fot. 35. Platyna jest metalem używanym jako katalizator.

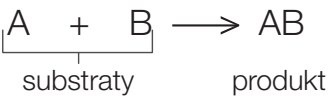
Katalizatory to substancje, które dodane do układu reagującego nawet w minimalnych ilościach **powodują zwiększenie szybkości** reakcji chemicznej (fot. 35.). Same zaś po reakcji chemicznej pozostają niezmienione. Katalizatorami mogą być atomy, jony lub cząsteczki bardziej złożone.

Katalizator – substancja zwiększająca szybkość reakcji chemicznej.

Katalizator

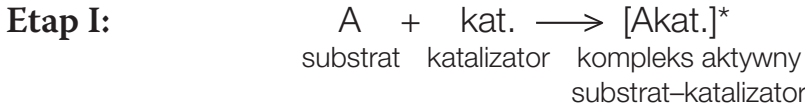
Istota działania **katalizatora** polega na obniżeniu bariery energetycznej reakcji chemicznej, co ułatwia jej przebieg. Katalizator tworzy przejściowy, nietrwały kompleks (kompleks aktywny) z substratem reakcji chemicznej. Produkty powstają przy **obniżonej energii aktywacji** E_a reakcji chemicznej, dzięki czemu zachodzi ona szybciej.

Ogólny zapis przebiegu reakcji chemicznej zachodzącej **bez** udziału **katalizatora**:

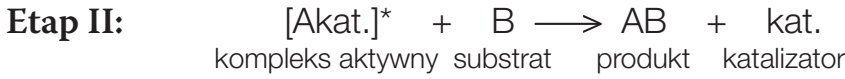


Reakcja chemiczna zachodzi **powoli**.

Ogólny zapis reakcji chemicznej zachodzącej **z udziałem katalizatora**:

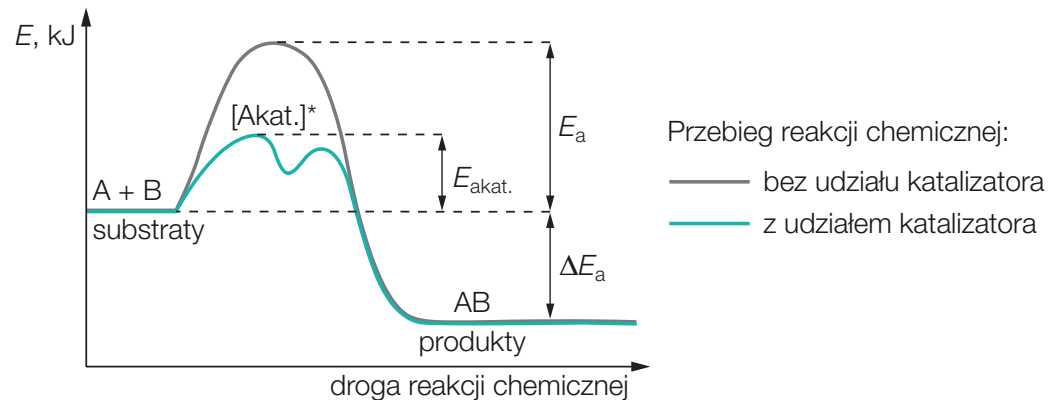


Reakcja chemiczna zachodzi **szybko**.



Reakcja chemiczna zachodzi **bardzo szybko**.

Zmiany energii zachodzące podczas reakcji chemicznej bez udziału katalizatora i w jego obecności przedstawiono na wykresie (rys. 24., s. 112).



Rys. 24. Wykres zmian energii w reakcji egzotermicznej, gdzie:
 E_a – energia aktywacji reakcji chemicznej bez udziału katalizatora,
 $E_{akat.}$ – energia aktywacji reakcji chemicznej z udziałem katalizatora,
[Akat.]* – kompleks aktywny,
 ΔE – energia wydzielana przez układ reagujący.

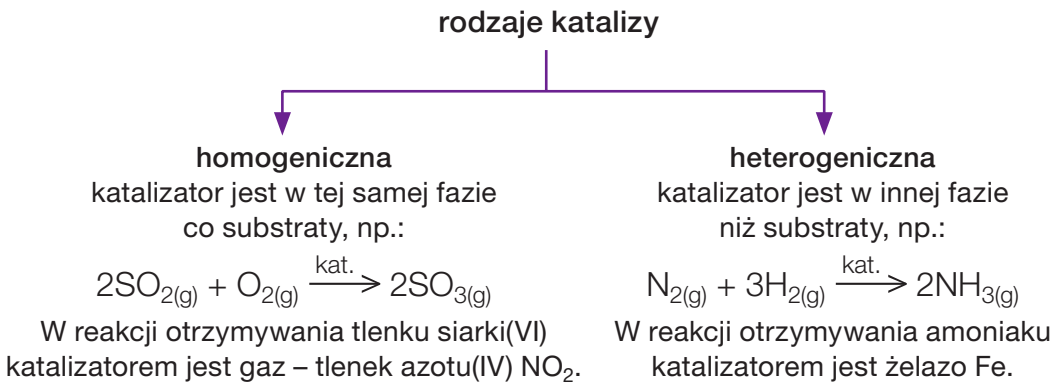
Działanie katalizatorów (tabela 8.) można wzmocnić, dodając niewielkie ilości substancji, które same nie mają działania katalitycznego w danej reakcji chemicznej, ale ułatwiają działanie katalizatora – tzw. **aktywatorów**. Przykładem aktywatora jest tlenek glinu Al_2O_3 , który – stosowany wraz ze sproszkowanym żelazem w syntezie amoniaku – znacznie poprawia efektywność katalitycznego działania żelaza.

Tabela 8. Przykłady substancji stosowanych jako katalizatory

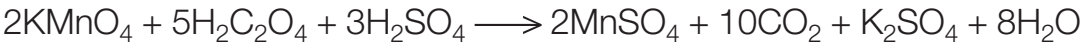
Metale	Pt, Ni, Pd, Ag
Tlenki	NiO, ZnO, Cr_2O_3 , MnO_2 , SiO_2 , V_2O_5
Kwasy	H_3PO_4 , H_2SO_4

■ **Reakcje katalityczne**

Reakcje chemiczne, które zachodzą z udziałem **katalizatora**, nazywane są **reakcjami katalitycznymi**. Natomiast zjawisko, które polega na zwiększeniu szybkości reakcji chemicznej, jest nazywane **katalizą**. Ze względu na rodzaj użytego katalizatora można wyróżnić dwa rodzaje katalizy.



Proces, w którym katalizatorem jest powstający produkt, jest nazywany **autokatalizą**, np.:



W reakcji redukcji jonów MnO_4^- do jonów Mn^{2+} katalizatorem są powstające kationy manganu Mn^{2+} .

Doświadczenie 17.

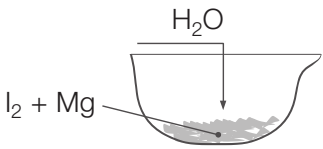
Katalityczna synteza jodku magnezu

Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium) – nie wdychaj par jodu. Używaj małych ilości substancji.

Odczynniki: jod, wiórki magnezu, woda.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: parownica, bagietka.

Instrukcja: Do parownicy ze sproszkowanym jodem dodaj wiórki magnezu i wymieszaj. Na mieszaninę nanieś kroplę wody (schemat).



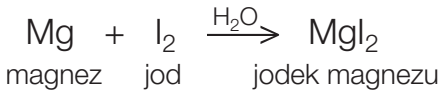
Obserwacje: Po dodaniu wody do parownicy wydzielają się kłęby fioletowego dymu (fot. 36.).



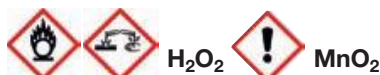
Fot. 36. Katalityczna reakcja jodu z magnezem.

Wniosek: Woda przyspiesza reakcję jodu z magnezem, czyli jest katalizatorem. Jod w wysokiej temperaturze sublimuje – przechodzi ze stanu stałego bezpośrednio w stan gazowy.

Reakcja chemiczna zachodzi zgodnie z równaniem:



Doświadczenie 18.

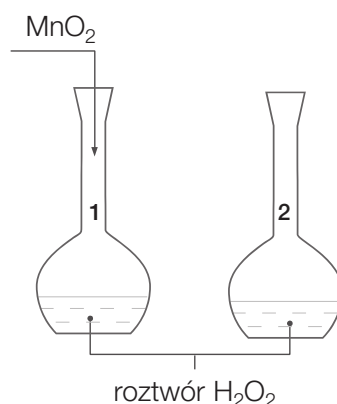


Katalityczny rozkład nadtlenku wodoru

Odczynniki: woda utleniona, tlenek manganu(IV).

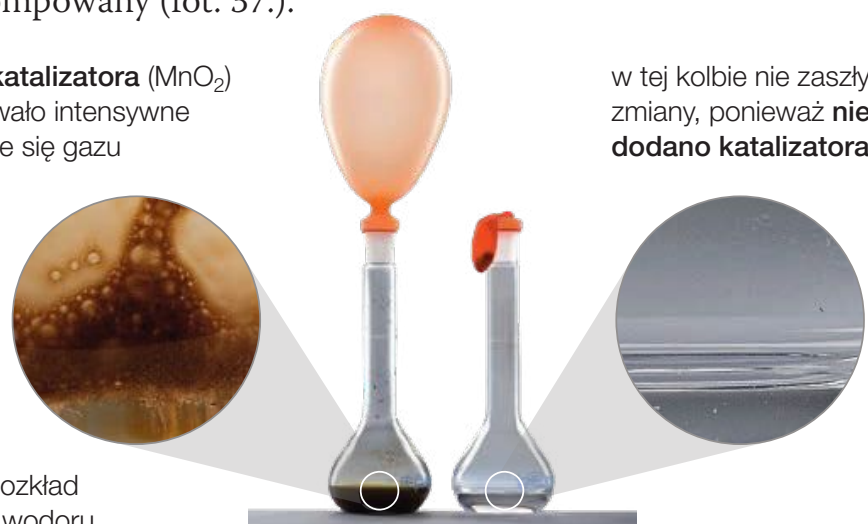
Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolby miarowe, balony.

Instrukcja: Do dwóch kolb miarowych nalej taką samą ilość wody utlenionej (roztworu nadtlenku wodoru o stężeniu równym 3 %). Następnie tylko do kolby 1. dodaj niewielką ilość tlenku manganu(IV) (schemat). Na obie kolby załóż nienapompowane balony.



Obserwacje: Balon umieszczony na kolbie 1. szybko wypełnia się gazem, natomiast balon zamocowany na kolbie 2. pozostaje nienapompowany (fot. 37.).

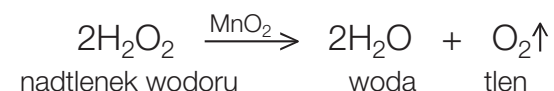
dodanie katalizatora (MnO_2) spowodowało intensywne wydzielanie się gazu



Fot. 37. Rozkład nadtlenku wodoru.

Wniosek: Tlenek manganu(IV) jest katalizatorem tej reakcji chemicznej. Gazowym produktem powstającym w wyniku rozkładu nadtlenku wodoru jest tlen.

Reakcja chemiczna zachodzi zgodnie z równaniem:



Inhibitory

Inhibitor – substancja, która powoduje zmniejszenie szybkości reakcji chemicznej.

Przykłady inhibitorów:

H_2S ,
 NH_3 ,
 PH_3 ,
 związki arsenu.

Niektóre substancje zmniejszają szybkość reakcji chemicznych i podwyższają energię aktywacji reakcji. Są to **inhibitory**, które tworzą związki chemiczne z substratami. W przypadku reakcji katalitycznej mogą także reagować z katalizatorami, utrudniając dalszy przebieg reakcji chemicznej. Na działanie inhibitorów szczególnie wrażliwe są katalizatory metaliczne, np. katalizator platynowy.

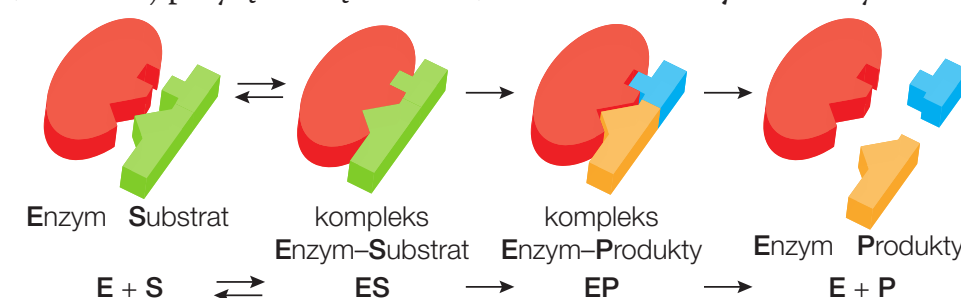
Zmniejszenie szybkości reakcji chemicznej lub uniemożliwienie dalszego jej przebiegu spowodowane działaniem inhibitorów jest nazywane **inhibicją**.

Proces ten dotyczy m.in. reakcji biochemicznych zachodzących w organizmie. Wiąże się ze zmniejszeniem aktywności enzymów (biokatalizatorów). W tym przypadku inhibitorami mogą być różne leki oraz toksyny.

Mechanizm inhibicji jest wykorzystywany m.in. do opóźniania niepożądanych reakcji wybuchowych oraz w preparatach antykorozyjnych.

Biokataliza

Proces przyspieszania reakcji biochemicznej przez enzymy, czyli katalizatory białkowe, jest nazywany **biokatalizą** (katalizą enzymatyczną). Działanie enzymów przebiega według mechanizmu „zamka i klucza”, tzn. danemu substratowi odpowiada ściśle określony biokatalizator (rys. 25.). Powierzchnia, do której przyłącza się substrat, to **centrum aktywne** enzymu.



Rys. 25. Centrum aktywne enzymu odpowiada kształtem substratowi i sprawia, że może on szybciej przekształcić się w produkty.

Biokatalizę na skalę przemysłową wykorzystuje się m.in.:

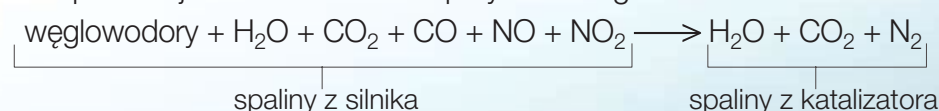
- ▶ w produkcji kosmetyków i detergentów (enzymy stanowią składniki np. kremów przeciwzmarszczkowych i proszków do prania, fot. 38.),
- ▶ podczas produkcji i konserwacji żywności (np. fermentacja mleka, produkcja serów),
- ▶ w przetwórstwie skrobi i celulozy (skrobia pod wpływem enzymów hydrolizuje na prostsze sacharydy, które są wykorzystywane np. w przemyśle spożywczym; natomiast z przetworzonej celulozy powstają m.in. papier i tekstylia),
- ▶ w medycynie (produkcja witamin i leków, np. antybiotyków).



Fot. 38. Proteazy, celulazy i amylazy to enzymy wchodzące w skład środków piorących. Przyczyniają się one do rozkładu składników zabrudzeń, dzięki czemu możliwe jest oczyszczenie tkaniny nawet w niskiej temperaturze.

▶ Odkrycia, które zmieniły świat – konwerter katalityczny

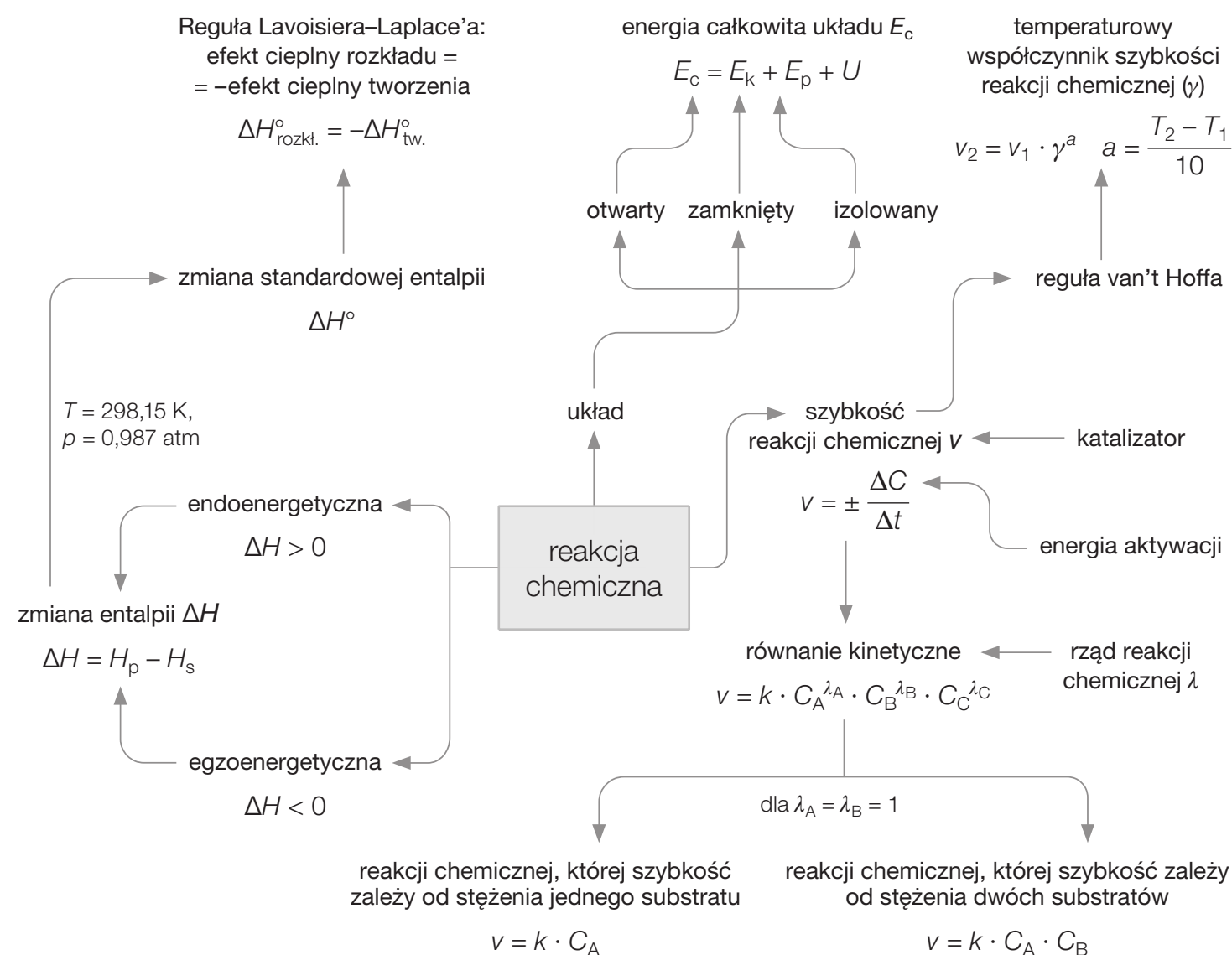
Odkrycie konwertera katalitycznego, nazywanego potocznie **katalizatorem samochodowym** (fot. 39.), w znacznym stopniu przyczyniło się do zmniejszenia stężenia zanieczyszczeń emitowanych do atmosfery. Dzięki niemu zachodzą katalityczne reakcje utleniania-redukcji, w wyniku których ze szkodliwych substancji znajdujących się w gazach spalinowych powstają produkty bezpieczniejsze dla środowiska przyrodniczego:



Fot. 39. W katalizatorze samochodowym najczęściej wykorzystuje się: Al_2O_3 , CeO_2 , Pt, Pd, Rh.



Mapa pojęć – energetyka reakcji chemicznych i kinetyka chemiczna



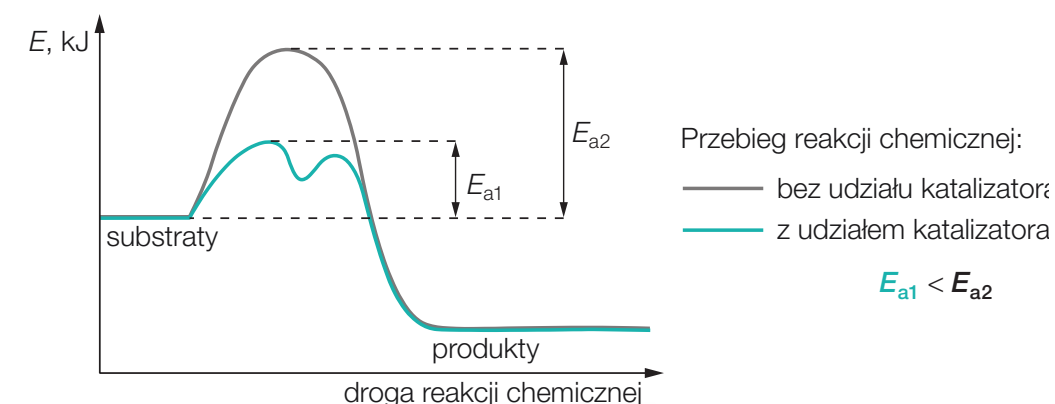
Wyjaśnienia symboli:

C_A, C_B, C_C – stężenia substratów A, B, C, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 E_c – energia całkowita układu, J,
 E_k – energia kinetyczna, J,
 E_p – energia potencjalna, J,
 H_p – entalpia produktów, $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$,
 H_s – entalpia substratów, $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$,
 k – stała szybkości reakcji chemicznej,
 n – liczba moli produktów lub substratów,
 T_1 – temperatura początkowa, K (lub °C),
 T_2 – temperatura końcowa, K (lub °C),
 v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$

v_1 – szybkość reakcji chemicznej w temperaturze początkowej T_1 , $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,
 v_2 – szybkość reakcji chemicznej w temperaturze końcowej T_2 , $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,
 U – energia wewnętrzna układu, J,
 $+\Delta C$ – przyrost stężenia produktu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 $-\Delta C$ – ubytek stężenia substratu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 ΔH – zmiana entalpii układu, $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$,
 ΔH° – zmiana standardowej entalpii, $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$,
 Δt – czas, s,
 γ – temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej,
 $\lambda_A, \lambda_B, \lambda_C$ – rzędy reakcji chemicznych w stosunku do substratów A, B, C.

Ważne w temacie *Katalizatory i reakcje katalityczne*

1. Porównuję wartość energii aktywacji reakcji chemicznej, która przebiega z udziałem katalizatora i bez jego udziału



Katalizatory i reakcje katalityczne

2. Przewiduję wpływ obecności katalizatora na szybkość reakcji

Katalizator:

- obniża energię aktywacji,
- zwiększa szybkość reakcji chemicznej.

Katalizator – substancja zwiększająca szybkość reakcji chemicznej.

Reakcja katalityczna – reakcja chemiczna, która zachodzi z udziałem katalizatora.

Kataliza – zjawisko, które polega na zwiększeniu szybkości reakcji chemicznej.

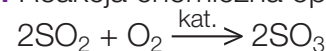
Inhibitor – substancja, która powoduje zmniejszenie szybkości reakcji chemicznej.

Kompleks aktywny – stan przejściowy między substratami a produktami.

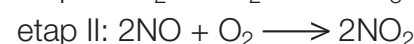
Zadania do tematu



1. Reakcja chemiczna opisana równaniem:

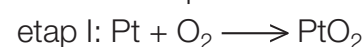


przebiega w dwóch etapach:



Napisz wzór katalizatora oraz produktu przejściowego.

2. Reakcja utleniania tlenku siarki(IV) do tlenku siarki(VI) przy użyciu pewnego katalizatora przebiega w trzech etapach:

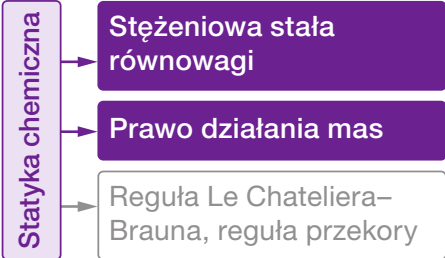


Ustal, która z substancji jest katalizatorem i jakie są produkty przejściowe tej reakcji chemicznej.

9 Równowaga chemiczna, stała równowagi

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *stan równowagi dynamicznej, stała równowagi*
- wyrażenie na stałą równowagi reakcji chemicznej
- obliczanie wartości stałej równowagi reakcji odwracalnej
- obliczanie stężeń równowagowych albo stężeń początkowych reagentów



Kierunek zachodzenia reakcji chemicznych zależy od ich rodzaju oraz warunków ich przeprowadzania. Niekiedy z danych substratów powstają produkty, które ulegają odwrótnej reakcji chemicznej i przekształcają się z powrotem w substraty. Są to tzw. **odwracalne reakcje chemiczne**.

W przypadku niektórych produktów, np. w postaci trudno rozpuszczalnego osadu (fot. 40.) lub gazów (opuszczających środowisko reakcji), ich przekształcenie w substraty jest znacznie utrudnione. Wtedy reakcje chemiczne przebiegają praktycznie tylko w jednym kierunku. Takie reakcje nazywane są **nieodwracalnymi reakcjami chemicznymi**.

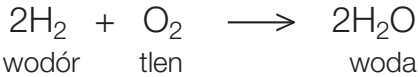


Fot. 40. Reakcja strącania chlorku srebra(I).

Reakcje odwracalne i nieodwracalne

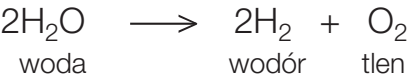
W temperaturze pokojowej w mieszaninie wodoru i tlenu iskra elektryczna inicjuje wybuchową reakcję syntezy wody:

reakcja syntezy wody



Reakcja, która przebiega w odwrotnym kierunku, to reakcja analizy (rozkładu) wody. Jednak reakcja ta zajdzie dopiero w temperaturze ok. 4000 °C:

reakcja analizy wody



Reakcja syntezy wody jest przykładem **reakcji praktycznie nieodwracalnej**. Aby reakcja zaszła w odwrotnym kierunku, należy dostarczyć znaczną ilość energii. Przykłady nieodwracalnych reakcji chemicznych podano w tabeli 9. W równaniach reakcji nieodwracalnych stosuje się **zapis z jedną strzałką** z grotem zwróconym w prawo $\longrightarrow$.

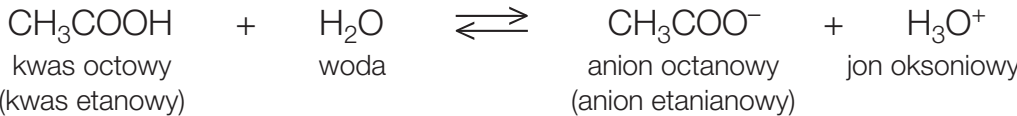
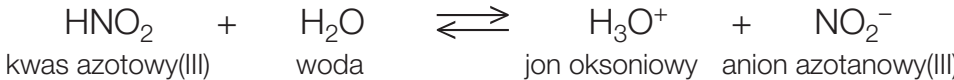
$\longrightarrow$
oznaczenie reakcji nieodwracalnej

Tabela 9. Wybrane reakcje nieodwracalne

Przykłady reakcji nieodwracalnych	Równania reakcji nieodwracalnych
Reakcje jonowe, w których powstaje produkt trudno rozpuszczalny w wodzie	$\begin{matrix} \text{Ag}^+ & + & \text{Cl}^- & \longrightarrow & \text{AgCl}\downarrow \\ \text{kation srebra(II)} & & \text{anion chlorkowy} & & \text{chlorek srebra(II)} \end{matrix}$
Reakcje spalania	$\begin{matrix} 2\text{Mg} & + & \text{O}_2 & \longrightarrow & 2\text{MgO} \\ \text{magnez} & & \text{tlen} & & \text{tlenek magnezu} \end{matrix}$
Reakcje chemiczne, w których powstaje produkt gazowy opuszczający środowisko reakcji	$\begin{matrix} \text{CaCO}_3 & + & 2\text{HCl} & \longrightarrow & \text{CaCl}_2 & + & \text{H}_2\text{O} & + & \text{CO}_2\uparrow \\ \text{węglan wapnia} & & \text{kwas chlorowodorowy} & & \text{chlorek wapnia} & & \text{woda} & & \text{tlenek węgla(IV)} \end{matrix}$
Reakcje chemiczne, w których powstaje produkt trudno dysocjujący	$\begin{matrix} 2\text{H}_3\text{O}^+ & + & \text{SO}_4^{2-} & + & 2\text{Na}^+ & + & 2\text{OH}^- & \longrightarrow & 2\text{Na}^+ & + & \text{SO}_4^{2-} & + & 4\text{H}_2\text{O} \\ \text{jony oksoniowe} & & \text{anion siarczaniowy(VI)} & & \text{kationy sodu} & & \text{aniony wodorotlenkowe} & & \text{kationy sodu} & & \text{anion siarczaniowy(VI)} & & \text{woda} \end{matrix}$

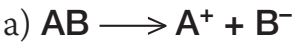
W **reakcjach odwracalnych** przekształcają się zarówno substraty w produkty, jak i produkty w substraty (w zależności od warunków reakcji chemicznej). W równaniach tych reakcji stosuje się **zapis z dwiema strzałkami** $\rightleftharpoons$. Do tego typu procesów można zaliczyć m.in. dysocjację słabych elektrolitów, tzn. takich, których cząsteczki dysocjują tylko w niewielkim stopniu:

$\rightleftharpoons$
oznaczenie reakcji odwracalnej



Stan równowagi chemicznej

Przebieg **reakcji dysocjacji elektrolitycznej** polegającej na rozpadzie cząsteczek substratu na jony można przedstawić za pomocą równania ogólnego:

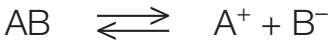


W reakcji odwracalnej powstające jony łączą się w cząsteczkę substratu:

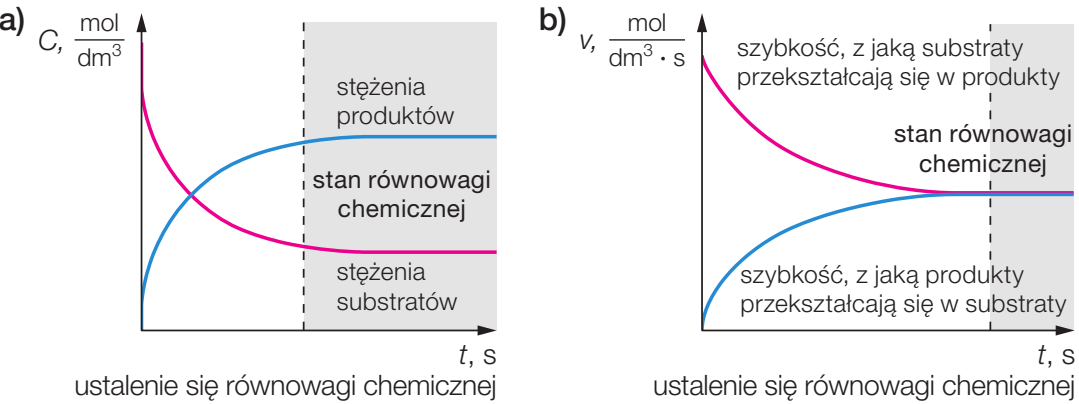


Równowaga chemiczna – stan dynamiczny odwracalnej reakcji chemicznej, w którym szybkości przemiany substratów w produkty i produktów w substraty są takie same.

Procesy a) i b) zachodzą z różną szybkością. Jeżeli w określonych warunkach (stężeń, temperatury i ciśnienia substratów oraz produktów) szybkości reakcji chemicznych a) i b) wyrównują się, to układ osiąga **stan równowagi chemicznej**. W stanie równowagi chemicznej w określonym czasie **taka sama ilość substratów tworzy produkty, jaka z powrotem rozpada się na substraty**. Rozważany proces można zatem zapisać następująco:



W stanie równowagi chemicznej **stężenia substratów oraz produktów** w danej temperaturze **są stałe** (rys. 26.). Reakcje chemiczne przebiegają w obu kierunkach z taką samą szybkością – nie ulegają one zatrzymaniu. Stan równowagi chemicznej jest **stanem dynamicznym**, więc jakkolwiek zmiana warunków reakcji chemicznej powoduje jego zakłócenie i powstanie nowego stanu równowagi.



Rys. 26. Wykres zmian: a) stężenia substratów i produktów w funkcji czasu, b) szybkości reakcji chemicznej odwracalnej (prowadzącej do stanu równowagi chemicznej) w funkcji czasu.

Stężeniowa stała równowagi chemicznej K_C

Zakładając, że reakcja chemiczna $AB \longrightarrow A^+ + B^-$ przebiega z szybkością ν_1 , a reakcja odwrotna $A^+ + B^- \longrightarrow AB$ – z szybkością ν_2 , szybkości te można wyrazić jako funkcje stężenia:

$$\nu_1 = k_1 \cdot C_{AB} \quad \text{lub} \quad \nu_1 = k_1 \cdot [AB]$$

$$\nu_2 = k_2 \cdot C_{A^+} \cdot C_{B^-} \quad \text{lub} \quad \nu_2 = k_2 \cdot [A^+] \cdot [B^-]$$

gdzie:
 ν_1, ν_2 – szybkości reakcji chemicznych, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,
 k_1, k_2 – stałe szybkości reakcji chemicznych,
 $C_{AB}, [AB]$ – stężenie molowe reagenta, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 $C_{A^+}, C_{B^-}, [A^+], [B^-]$ – stężenia molowe reagentów, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

W stanie równowagi chemicznej obie te szybkości są równe, więc:

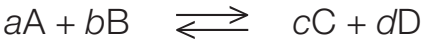
$$k_1 \cdot [AB] = k_2 \cdot [A^+] \cdot [B^-]$$

Po przekształceniu równania otrzymuje się:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}$$

Iloraz dwóch stałych szybkości reakcji chemicznych ($\frac{k_1}{k_2}$) można zastąpić stałą nazywaną **stężeniową stałą równowagi chemicznej K_C** .

Dla ogólnego równania reakcji chemicznej odwracalnej:



stężeniowa stała równowagi chemicznej K_C ma postać:

$$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

◀ Wyrażenie na stężeniową stałą równowagi chemicznej

gdzie:
 $[A], [B], [C], [D]$ – stężenia molowe substancji A, B, C, D w stanie równowagi chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 a, b, c, d – współczynniki stechiometryczne w równaniu reakcji chemicznej.

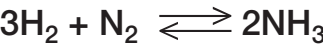
Przykład 29.

Plan rozwiązywania

- 1 Napisz równowagowe stężenia molowe produktów i substratów.
- 2 Podstaw stężenia do wyrażenia na K_C .

Zapisywanie wyrażenia na stężeniową stałą równowagi chemicznej

Napisz wyrażenie na stężeniową stałą równowagi chemicznej dla reakcji chemicznej przedstawionej za pomocą równania:



- 1 Produkt: $[NH_3]$
Substraty: $[H_2], [N_2]$

2 $K_C = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]}$

Obliczanie za pomocą wzoru:
 $aA + bB \rightleftharpoons cC$
 $K_C = \frac{[C]^c}{[A]^a \cdot [B]^b}$

Prawo działania mas

Wyrażenie na stałą równowagi chemicznej jest matematycznym przedstawieniem **prawa działania mas**, nazywanego też (od nazwisk uczonych, którzy je sformułowali) **prawem Guldberga i Waagego** [czyt. guldberga i wogego]. Opisuje ono zależność między stężeniami lub ciśnieniami (w przypadku gazów) poszczególnych substratów i produktów w stanie równowagi chemicznej.

[...] – oznaczenie równowagowego stężenia molowego substancji, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Prawo działania mas – w reagującym odwracalnie układzie w stanie równowagi chemicznej stosunek iloczynu stężeń molowych produktów podniesionych do odpowiednich potęg do iloczynu stężeń molowych substratów podniesionych do odpowiednich potęg jest wielkością stałą, charakterystyczną dla danej reakcji – tzw. **stałą równowagi chemicznej**.

Według prawa działania mas **stosunek iloczynu stężeń molowych produktów reakcji chemicznej** (podniesionych do odpowiednich potęg równych współczynnikom stechiometrycznym) **do iloczynu stężeń molowych substratów** (także w odpowiednich potęgach) **w stanie równowagi chemicznej jest wielkością stałą w danej temperaturze**.

Wartości stężeniowej stałej równowagi chemicznej K_C

Stężeniową stałą równowagi chemicznej K_C zwykle podaje się jako **wielkość bezwymiarową**.

Im większa jest wartość stężeniowej stałej równowagi chemicznej K_C , tym równowaga reakcji chemicznej jest bardziej przesunięta w kierunku powstawania produktów, i odwrotnie – im mniejsza jest wartość K_C , tym równowaga jest bardziej przesunięta w kierunku odtworzenia się substratów.

Stężeniowa stała równowagi chemicznej K_C **zależy od temperatury, a nie zależy od początkowych stężeń lub ciśnień substratów**:

- ▶ dla reakcji egzotermicznej jej wartość zmniejsza się wraz ze wzrostem temperatury,
- ▶ dla reakcji endotermicznej jej wartość zwiększa się wraz ze wzrostem temperatury.

Ciśnieniowa stała równowagi

Stałą równowagi można przedstawić również w postaci **ciśnieniowej stałej równowagi K_p** wtedy, gdy w reakcji chemicznej biorą udział **substancje w gazowym stanie skupienia**. Ciśnieniowa stała równowagi ma postać:

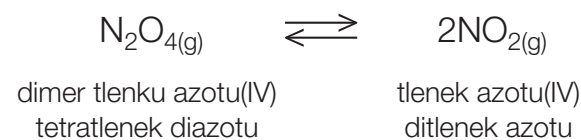
Wyrażenie na ciśnieniową stałą równowagi

$$K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}$$

gdzie:

p_A, p_B, p_C, p_D – ciśnienia cząstkowe substratów i produktów gazowych A, B, C, D w stanie równowagi chemicznej, hPa,
 a, b, c, d – współczynniki stechiometryczne w równaniu reakcji chemicznej.

Na przykład dla reakcji chemicznej przedstawionej za pomocą równania:



wyrażenie na ciśnieniową stałą równowagi ma postać:

$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

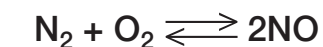
Przykład 30.

Plan rozwiązywania

- 1 Napisz wyrażenie na K_C .
- 2 Napisz wyrażenie na K_p .

Zapisywanie wyrażenia na stałą równowagi chemicznej reakcji z udziałem substancji gazowych

Napisz wyrażenie na stałą równowagi chemicznej dla reakcji chemicznej przedstawionej za pomocą równania:



- 1 W przypadku reakcji utleniania azotu do tlenku azotu(II), tak jak dla każdej reakcji przebiegającej z udziałem substancji gazowych, stan równowagi chemicznej można wyrazić za pomocą dwóch stałych równowagi – stężeniowej stałej K_C oraz ciśnieniowej stałej K_p .

$$K_C = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]}$$

$$2 \quad K_p = \frac{p_{\text{NO}}^2}{p_{\text{N}_2} \cdot p_{\text{O}_2}}$$

gdzie:

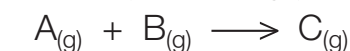
$[\text{N}_2]$, $[\text{O}_2]$, $[\text{NO}]$ – stężenia molowe poszczególnych substratów i produktu w stanie równowagi chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

p_{N_2} , p_{O_2} , p_{NO} – ciśnienia cząstkowe poszczególnych substratów i produktu w stanie równowagi chemicznej, hPa.

Przykład 31.

Obliczanie równowagowych liczb moli reagentów

Do zbiornika o pojemności 4 dm^3 , zaopatrzonego w ruchomy tłok, wprowadzono gazowe reagenty: 3 mole reagenta A oraz 4 mole reagenta B, i zainicjowano reakcję przebiegającą zgodnie ze schematem:



Stężeniowa stała równowagi tej reakcji w warunkach jej prowadzenia była równa 4.

- a) Oblicz liczby moli reagentów A, B i C w zbiorniku po ustaleniu stanu równowagi.
- b) Po ustaleniu w układzie stanu równowagi zmniejszono przy pomocy tłoka pojemność zbiornika z 4 dm^3 do 1 dm^3 . Spowodowało to wytrącenie układu ze stanu równowagi i podwyższenie temperatury wewnątrz reaktora.

Oceń, czy reakcja przebiegająca w reaktorze to proces egzotermiczny czy endotermiczny. Uzasadnij swoją odpowiedź, odwołując się przy tym do zmiany pojemności zbiornika spowodowanej przesunięciem tłoka.

ciąg dalszy przykładu na s. 124

początek przykładu na s. 123

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz początkowe stężenia reagentów A i B.
- 3 Oblicz wartości stężeń końcowych (równowagowych).
- 4 Oblicz liczby moli reagentów po ustaleniu równowagi.

1 Dane: Szukane:

$n_{A1} = 3 \text{ mol}$
 $n_{B1} = 4 \text{ mol}$
 $n_{C1} = 0 \text{ mol}$
 $V = 4 \text{ dm}^3$
 $K = 4$

$n_{A2} = ?$
 $n_{B2} = ?$
 $n_{C2} = ?$

2 $C = \frac{n}{V}$

$C_{A1} = \frac{n_{A1}}{V}$ $C_{A1} = \frac{3 \text{ mol}}{4 \text{ dm}^3}$ $C_{A1} = 0,75 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$C_{B1} = \frac{n_{B1}}{V}$ $C_{B1} = \frac{4 \text{ mol}}{4 \text{ dm}^3}$ $C_{B1} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

3 Zmiany stężeń w czasie ustalania stanu równowagi można przedstawić za pomocą tabelki:

	$C_A, \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	$C_B, \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	$C_C, \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
Stężenie początkowe	0,75	1	0
Zmiana stężenia	-x	-x	+x
Stężenie końcowe	0,75 - x	1 - x	0 + x

Korzystając z wyrażenia na stężeniową stałą równowagi reakcji chemicznej, należy obliczyć wartość zmiany stężenia:

$K = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]}$

$K = \frac{x}{(0,75 - x) \cdot (1 - x)}$ $K = 4$ $\frac{x}{(0,75 - x) \cdot (1 - x)} = 4$

$4x^2 - 8x + 3 = 0$

$\Delta = b^2 - 4ac$

$\Delta = 8^2 - 4 \cdot 4 \cdot 3$

$\Delta = 16$ $\sqrt{\Delta} = 4$

$x_1 = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a}$ $x_1 = \frac{8 - 4}{2 \cdot 4}$ $x_1 = 0,5$

$x_2 = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a}$ $x_2 = \frac{8 + 4}{2 \cdot 4}$ $x_2 = 1,5$

x_2 trzeba odrzucić, ponieważ prowadzi do ujemnych wartości końcowych liczb moli reagentów A i B)

Podczas obliczania stężeń końcowych za x (zmiana stężenia) należy podstawić $x_1 = 0,5$.

$C_{A2} = 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ $C_{B2} = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ $C_{C2} = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

4 $n = C \cdot V$

$n_{A2} = 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 4 \text{ dm}^3$ $n_{B2} = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 4 \text{ dm}^3$ $n_{C2} = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 4 \text{ dm}^3$

$n_{A2} = 1 \text{ mol}$ $n_{B2} = 2 \text{ mol}$ $n_{C2} = 2 \text{ mol}$

ciąg dalszy przykładu na s. 125

początek przykładu na s. 123

- 5 Napisz odpowiedź.
- 6 Oceń, czy reakcja jest egzotermiczna czy endotermiczna.
- 7 Napisz uzasadnienie odpowiedzi.

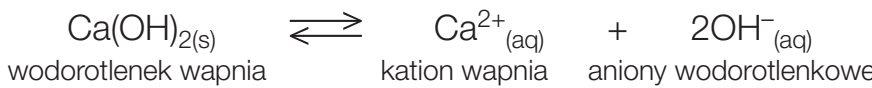
- 5 Liczby moli reagentów A, B i C w zbiorniku po ustaleniu stanu równowagi są równe odpowiednio 1 mol (reagent A), 2 mole (reagent B) i 2 mole (reagent C).
- 6 Reakcja jest egzotermiczna.
- 7 W wyniku przesunięcia tłoka zmniejsza się pojemność zbiornika, co powoduje przesunięcie równowagi reakcji w stronę reagenta C. Efektem tego przesunięcia równowagi jest wydzielanie ciepła, stąd wiadomo, że ciepło musi być produktem tej reakcji.

Równowagi homogeniczna i heterogeniczna

Równowaga chemiczna dotycząca układów, w których:

- wszystkie substraty i produkty znajdują się w tej samej fazie, to **równowaga homogeniczna**,
- reagenty występują w różnych fazach, to **równowaga heterogeniczna**.

Na przykład w reakcji dysocjacji wodorotlenku wapnia część tego związku chemicznego pozostaje w roztworze jako osad $\text{Ca(OH)}_{2(s)}$:



Przyjmuje się, że **stężenie molowe substancji stałej jest stałe**, dlatego **można je pominąć w obliczeniach**. Wówczas wyrażenie na stałą równowagi chemicznej dla tego procesu będzie miało postać iloczynu równowagowych stężeń jonów Ca^{2+} i OH^{-} w roztworze nad osadem:

$K_C = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2$

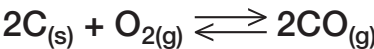
Przykład 32.

Plan rozwiązywania

- 1 Napisz równowagowe stężenia molowe substratów i produktów.
- 2 Podstaw stężenia do wyrażenia na K_C .

Zapisywanie wyrażenia na stężeniową stałą równowagi reakcji heterogenicznej

Napisz wyrażenie na stężeniową stałą równowagi chemicznej dla reakcji chemicznej przedstawionej za pomocą równania:

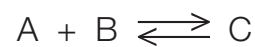


- 1 Substraty:
 $[\text{O}_2]$ – stężenie molowe tlenu (w fazie gazowej)
 $[\text{C}]$ – stężenie molowe węgla (w fazie stałej)
Produkty:
 $[\text{CO}]$ – stężenie molowe tlenku węgla(II) (w fazie gazowej)
- 2 Należy przyjąć, że stężenie molowe substancji stałej – węgla – nie zmienia się, i można pominąć je w obliczeniach.

$$K_C = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{O}_2]}$$

Ważne w temacie **Równowaga chemiczna, stała równowagi**

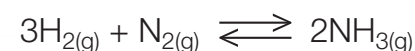
1. Obliczam wartość stałej równowagi reakcji odwracalnej



$$K_C = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]}$$

Równowaga chemiczna, stała równowagi

2. Zapisuję wyrażenie na stałą równowagi reakcji chemicznej



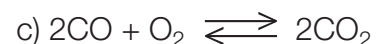
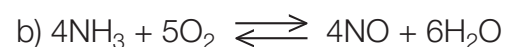
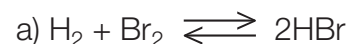
$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]}$$

Reakcja nieodwracalna – reakcja chemiczna, która przebiega praktycznie tylko w jednym kierunku.**Reakcja odwracalna** – reakcja chemiczna, podczas której z substratów powstają produkty, które ulegają odwrotnej reakcji chemicznej i z powrotem przekształcają się w substraty.**Równowaga chemiczna** – stan dynamiczny odwracalnej reakcji chemicznej, w którym szybkości przemiany substratów w produkty i produktów w substraty są takie same.**Stężeniowa stała równowagi chemicznej K_C** – iloraz dwóch stałych szybkości tej samej reakcji chemicznej, ale zachodzącej w przeciwnych kierunkach ($\frac{k_1}{k_2}$).**Prawo działania mas** – w reagującym odwracalnie układzie w stanie równowagi chemicznej stosunek iloczynu stężeń molowych produktów podniesionych do odpowiednich potęg do iloczynu stężeń molowych substratów reakcji, także w odpowiednich potęgach, jest wielkością stałą, charakterystyczną dla danej reakcji – tzw. stałą równowagi chemicznej.

Zadania do tematu

ROZWIĄZ
W ZESZYCIE

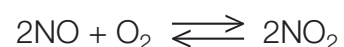
1. Napisz wyrażenia na stałe równowagi chemicznej dla reakcji chemicznych przebiegających w fazie gazowej przedstawionych równaniami:



2. W probówce przedstawionej na fotografii znajdują się 4 substancje (miedź, nafta, woda, rtęć). Porównaj ich gęstości, a następnie dopasuj nazwy substancji do odpowiednich faz.



3. W silnikach spalinowych przebiegają reakcje chemiczne, w wyniku których powstają spaliny, zawierające m.in. tlenek azotu(II). Zachodzi jego utlenianie zgodnie z równaniem:

Oblicz stężeniową stałą równowagi tej reakcji chemicznej, jeśli równowaga reakcji ustaliła się przy stężeniach: $[NO] = 0,6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $[O_2] = 0,7 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $[NO_2] = 0,8 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Wynik podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

4. Do reakcji syntezy gazowego chlorowodoru użyto 3 moli chloru i 6 moli wodoru, które umieszczono w zamkniętym naczyniu o pojemności V. Po osiągnięciu stanu równowagi stwierdzono, że powstały 4 mole chlorowodoru. Oblicz stężeniową stałą równowagi tej reakcji chemicznej.

5. Zmieszano 1 mol substratu A z 1 molem substratu B i doprowadzono je do stanu równowagi w reaktorze o objętości 1 dm^3 . Reakcja chemiczna przebiega według ogólnego równania:

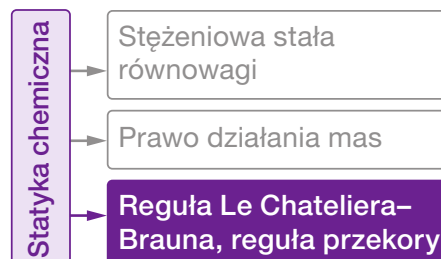
Oblicz równowagowe stężenia substratów i produktów.

10

Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory

Ważne w tym temacie:

- czynniki, które wpływają na stan równowagi reakcji
- wpływ katalizatora oraz zmian temperatury, stężeń lub ciśnień reagentów na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej
- reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory

Fot. 41. Zmiana barwy gazu świadczy o wpływie temperatury na reakcję dimeryzacji NO_2 .

Równowaga chemiczna układu może zostać zaburzona m.in. przez zmianę temperatury czy zmianę stężenia substratu lub produktu (fot. 41.).

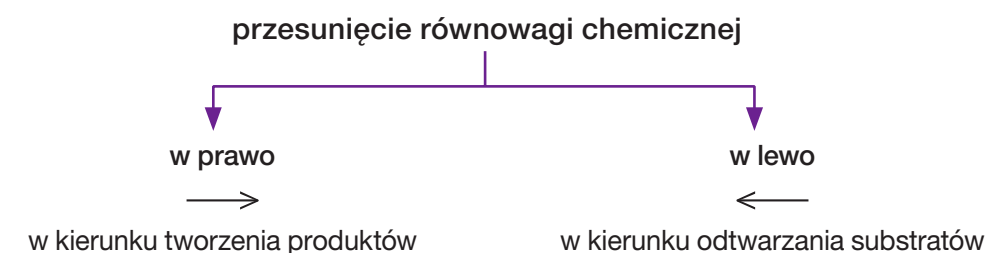
Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory

Jeśli na układ znajdujący się w stanie równowagi chemicznej działa czynnik zewnętrzny zmieniający ten stan, to w układzie następują przemiany zmniejszające skutki działania tego czynnika. Zależność ta jest nazywana **regułą przekory** lub **regułą przeciwdziałania**. W ten sposób wpływ czynników zewnętrznych na stan równowagi układu określili **Henry Le Chatelier** [czyt. ąri ly szatelje] oraz **Karl Braun**, dlatego opisana reguła jest także nazywana **regułą Le Chateliera–Brauna**.

Działanie zewnętrzne polega najczęściej na zmianie:

- temperatury,
- stężenia,
- ciśnienia.

Celowe zakłócenie równowagi chemicznej przez oddziaływanie zewnętrzne na układ prowadzi do ustalenia się nowego, korzystniejszego dla danych warunków stanu równowagi. Zależność tę stosuje się m.in. po to, aby regulować kierunek zachodzenia reakcji chemicznej lub zwiększyć jej wydajność.



Na skład mieszaniny w stanie równowagi nie wpływa obecność katalizatora, ponieważ jest on stosowany w celu zwiększenia szybkości reakcji chemicznej, a nie jej wydajności.

Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory – układ będący w stanie równowagi chemicznej, poddany działaniu czynnika zewnętrznego, reaguje wytworzeniem nowego stanu równowagi, tak by zmniejszyć wpływ tego czynnika.

Wpływ stężenia substratów i produktów na stan równowagi chemicznej

Żeby ocenić wpływ stężenia reagentów na stan równowagi, należy przeprowadzić odpowiednie doświadczenie.

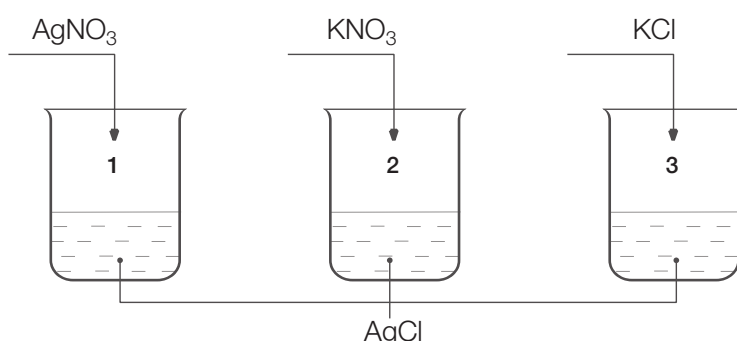
Doświadczenie 19.

Badanie wpływu stężenia substratów i produktów na stan równowagi chemicznej

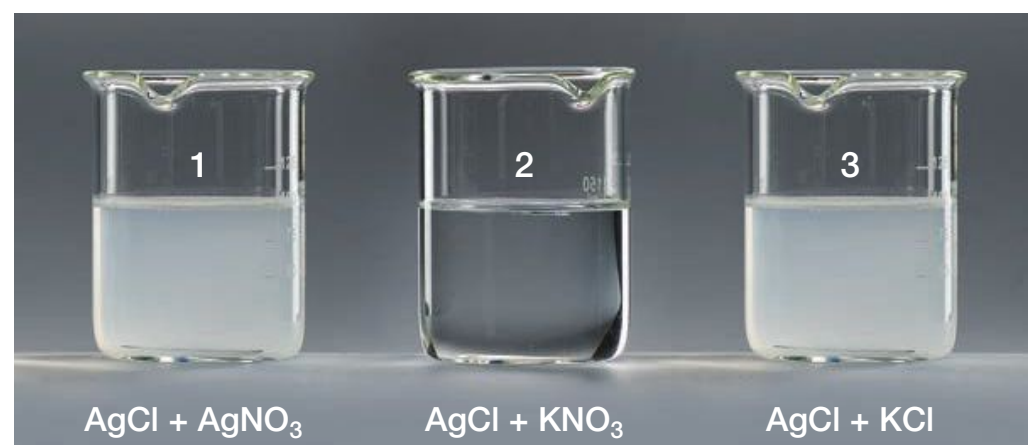
Odczynniki: nasycony roztwór chlorku srebra(I), roztwór azotanu(V) srebra(I), roztwór azotanu(V) potasu, roztwór chlorku potasu.

Szkło laboratoryjne: zlewki.

Instrukcja: Do zlewek wlej po 50 cm³ nasyconego roztworu chlorku srebra(I). Do zlewki 1. dodaj roztwór azotanu(V) srebra(I), do 2. – roztwór azotanu(V) potasu, a do 3. – roztwór chlorku potasu (schemat).



Obserwacje: W zlewkach 1. i 3. strącił się osad (fot. 42.). W zlewce 2. nie widać zmian.



Fot. 42. Zwiększenie stężenia jednego z substratów powoduje przesunięcie się równowagi chemicznej w kierunku tworzenia produktu.

Wniosek: Dodanie roztworu soli, która nie ma jonów wspólnych z rozpuszczoną solą, nie wpływa na ilość osadu. Dodanie do roztworu chlorku srebra(I) roztworów soli, które zawierają aniony Cl⁻ lub kationy Ag⁺, powoduje przesunięcie stanu równowagi w kierunku tworzenia się osadu chlorku srebra(I). Dlatego w zlewkach 1. i 3. obserwujemy strącanie się osadu z nasyconego roztworu AgCl.

Dodanie substratu powoduje **przesunięcie równowagi chemicznej** w kierunku tworzenia się produktu, czyli **w prawo**. **Dodanie produktu** powoduje **przesunięcie równowagi chemicznej** w kierunku tworzenia się substratu, czyli **w lewo**.

Jeżeli z układu zostanie usunięty produkt, np. lotny, to aby jego stężenie cały czas było takie samo (tzn. aby wartość K_C się nie zmieniła), **układ przereaguje, wytwarzając więcej produktu**. Poprawi to wydajność reakcji chemicznej. I odwrotnie – jeżeli do układu doda się jeden z produktów, to reakcja chemiczna przebiegnie tak, aby stężenie produktów się zmniejszyło, czyli z odtworzeniem substratów.

► **Dodanie substratu lub usunięcie produktu z układu w stanie równowagi chemicznej powoduje przesunięcie tej równowagi** w kierunku zwiększenia stężenia produktu – czyli **w prawo** (rys. 27.).

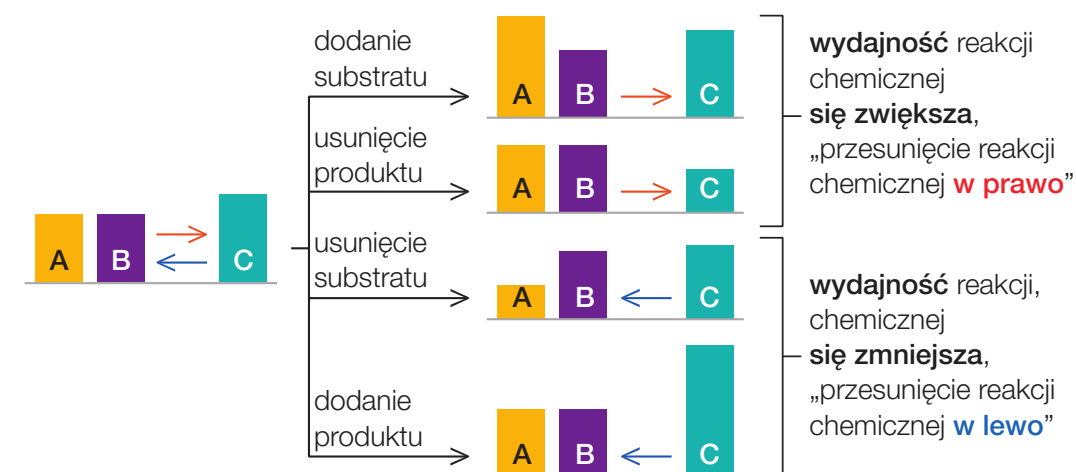


$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ przesunięcie równowagi chemicznej w stronę tworzenia produktów C i D (**w prawo**)

► **Dodanie produktu lub usunięcie substratu powoduje przesunięcie stanu równowagi chemicznej** w kierunku zwiększenia stężenia substratu – czyli **w lewo** (rys. 27.).



$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ przesunięcie równowagi chemicznej w stronę tworzenia substratów A i B (**w lewo**)

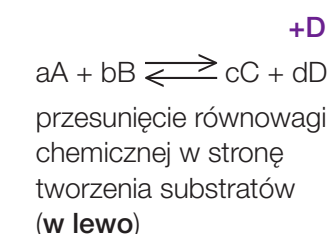
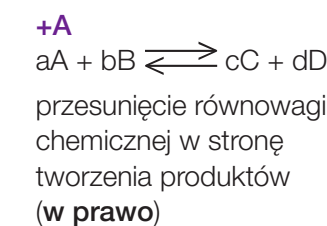


Rys. 27. Wpływ zmiany stężenia substratów lub produktów na stan równowagi chemicznej.

Wpływ ciśnienia substratów i produktów na stan równowagi chemicznej

Gdy przynajmniej jeden z substratów lub produktów jest gazem, na stan równowagi reakcji chemicznej wpływa także ciśnienie. Jednak dzieje się tak tylko wtedy, gdy reakcja chemiczna przebiega ze zmianą objętości.

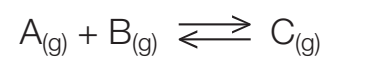
W reakcjach chemicznych przebiegających ze zmniejszeniem objętości (liczby moli) produktów względem substratów **podwyższenie ciśnienia przesuwa stan równowagi chemicznej w prawo** (rys. 28., s. 130), ponieważ osłabia to skutek działania czynnika zewnętrznego.



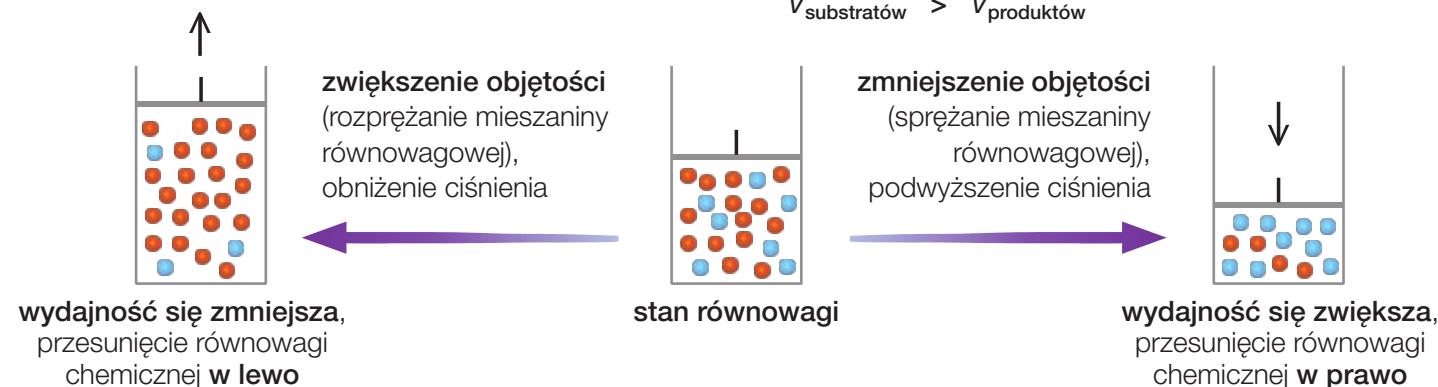
Modele cząsteczek:

● substratów

● produktów

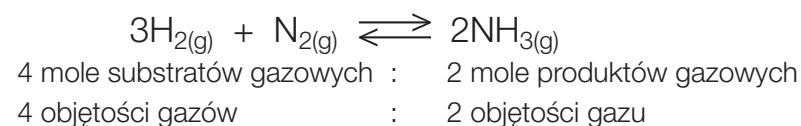


2 mole gazów > 1 mol gazu

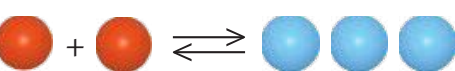
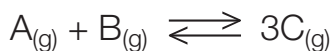
 $V_{\text{substratów}} > V_{\text{produktów}}$ Rys. 28. Wpływ zmiany ciśnienia na położenie stanu równowagi reakcji chemicznej, w której $V_{\text{substratów}} > V_{\text{produktów}}$.

Z czterech objętości gazowych substratów powstają dwie objętości gazowego produktu, czyli następuje **zmniejszenie objętości produktu względem substratu**.

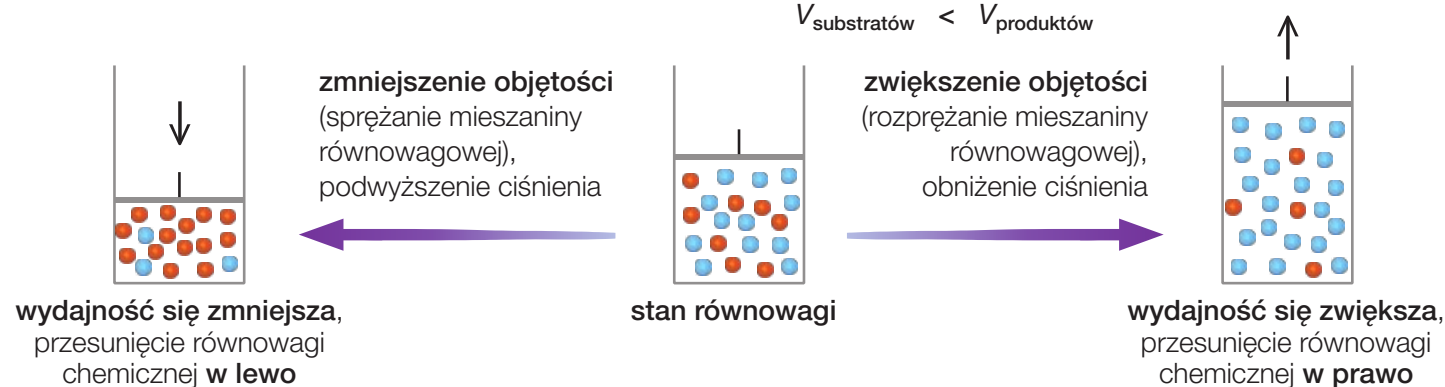
Na przykład podczas syntezy amoniaku ciśnienie w naczyniu o stałej objętości obniża się. Natomiast podwyższenie ciśnienia układu w stanie równowagi spowoduje zwiększenie wydajności tej reakcji chemicznej:



W reakcjach chemicznych przebiegających ze zwiększeniem objętości (liczby moli) produktów względem substratów **podwyższenie ciśnienia powoduje przesunięcie stanu równowagi chemicznej w lewo** (rys. 29.), ponieważ zmniejsza to skutek działania czynnika zewnętrznego.

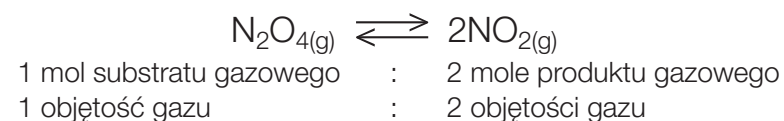


2 mole gazów < 3 mole gazu

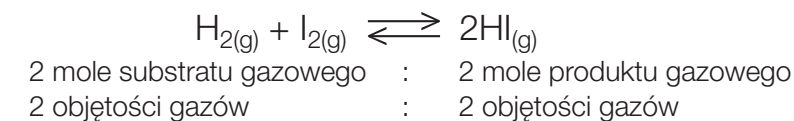
 $V_{\text{substratów}} < V_{\text{produktów}}$ Rys. 29. Wpływ zmiany ciśnienia na położenie stanu równowagi reakcji chemicznej, w której $V_{\text{substratów}} < V_{\text{produktów}}$.

Z jednej objętości gazowego substratu powstają dwie objętości gazowego produktu, czyli następuje **zwiększenie objętości produktu względem substratu**.

Na przykład podczas reakcji otrzymywania tlenku azotu(IV) w naczyniu o stałej pojemności ciśnienie wzrasta. Natomiast podwyższenie ciśnienia układu w stanie równowagi spowoduje zmniejszenie wydajności tej reakcji:



Ciśnienie nie ma wpływu na stan równowagi chemicznej procesu przebiegającego bez zmiany objętości. Na przykład podczas reakcji syntezy jodowodoru ciśnienie w naczyniu o stałej pojemności się nie zmienia. Podwyższenie lub obniżenie ciśnienia układu w stanie równowagi nie wpłynie na wydajność tej reakcji chemicznej:



Wpływ temperatury na stan równowagi chemicznej

Żeby ocenić wpływ temperatury na stan równowagi chemicznej, należy przeprowadzić odpowiednie doświadczenie chemiczne.



Doświadczenie 20.

NO₂

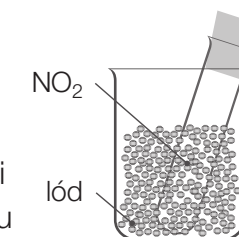
Badanie wpływu temperatury na stan równowagi chemicznej

Odczynniki: tlenek azotu(IV), lód, woda.

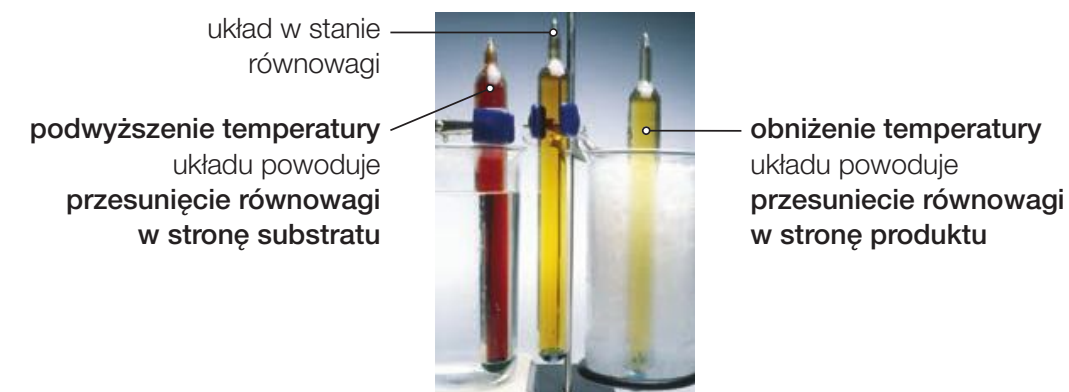
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, zlewki, korek.

Instrukcja: Do probówki wprowadź tlenek azotu(IV)

i zamknij ją korkiem. Umieść probówkę w zlewce z lodem (schemat). Następnie wyjmij probówkę ze zlewki z lodem, włóż ją do zlewki z ciepłą wodą, a potem znowu do zlewki z lodem.



Obserwacje: Czerwonobrunatny gaz w probówce umieszczonej w zlewce z lodem odbarwia się. Po przeniesieniu probówki do zlewki z ciepłą wodą gaz ponownie przyjmuje czerwonobrunatną barwę, a po umieszczeniu w zlewce z lodem znowu się odbarwia (fot. 43.).



Fot. 43. Badanie wpływu temperatury na stan równowagi chemicznej.

Wniosek: Obniżenie temperatury układu powoduje, że równowaga reakcji przesuw się w stronę produktu. Dlatego gaz w probówce staje się bezbarwny. Z kolei po podwyższeniu temperatury równowaga reakcji chemicznej przesuw się w kierunku substratu – gaz w probówce staje się czerwonobrunatny.

Wpływ zmiany ciśnienia na położenie stanu równowagi reakcji chemicznej
→ patrz s. 130



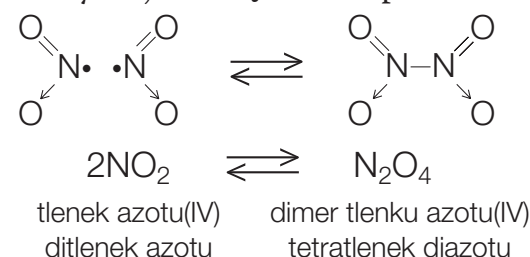
NO_2

NO_2 – czerwono-brunatny gaz

N_2O_4 – bezbarwny gaz

Obniżenie temperatury powoduje równoczesne obniżenie ciśnienia w układzie i przesunięcie równowagi reakcji w stronę tworzenia dimeru tlenku azotu(IV), gdyż proces przebiega ze zmianą objętości.

Tlenek azotu(IV) jest czerwono-brunatnym, trującym gazem o charakterystycznym, duszącym zapachu. Jego cząsteczki mają niesparowany elektron, dlatego łatwo łączą się w **dimery**, tworząc bezbarwny gaz. Zachodzi reakcja dimeryzacji, którą można przedstawić równaniem:



Zmiana temperatury powoduje zmianę wartości stężeniowej stałej równowagi chemicznej, a przez to przesuwają stan równowagi reakcji chemicznej. Wpływ temperatury jest inny dla reakcji chemicznych przebiegających z wydzielaniem energii (egzoenergetycznych) niż dla reakcji zachodzących z pobraniem energii (endoenergetycznych). Dla reakcji chemicznych oddawanie lub pobieranie energii na sposób ciepła określa się jako zmianę entalpii i oznacza jako ΔH . Gdy $\Delta H < 0$, zachodzi reakcja egzotermiczna, a gdy $\Delta H > 0$ – reakcja endotermiczna.

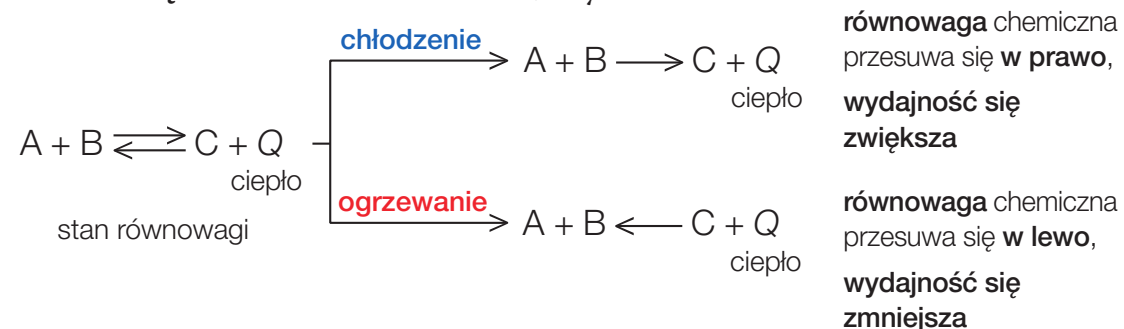
reakcja egzotermiczna

$\Delta H < 0$

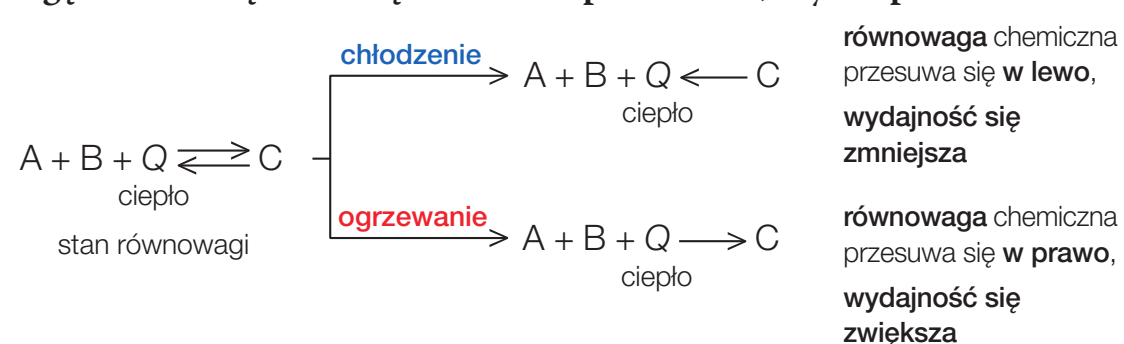
reakcja endotermiczna

$\Delta H > 0$

Zgodnie z regułą przekory **podwyższenie temperatury w reakcji egzotermicznej** powoduje działanie układu w kierunku zmniejszenia zmian, czyli powrotu do substratów. **Przesuwa równowagę chemiczną w stronę tworzenia substratów, czyli w lewo.**



Natomiast **podwyższenie temperatury w reakcji endotermicznej** powoduje działanie układu w kierunku zużycia dostarczonego ciepła, co prowadzi do zwiększenia stężenia produktów. **Przesuwa równowagę chemiczną w stronę tworzenia produktów, czyli w prawo.**



Przykład 33.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz K_C .
- 3 Oblicz początkowe stężenia substratów.

Obliczanie stężeniowej stałej równowagi chemicznej oraz wartości stężeń molowych substratów i produktów

Równowaga chemiczna reakcji $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ ustala się dla następujących stężeń:

$$[\text{A}] = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad [\text{B}] = 4 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad [\text{C}] = 2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad [\text{D}] = 2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Oblicz:

- a) stężeniową stałą równowagi chemicznej,
- b) początkowe stężenia molowe substratów, jeśli do reaktora wprowadzono substancje A i B,
- c) stężenia molowe w stanie równowagi chemicznej substratów i produktów po 2-krotnym zwiększeniu stężenia molowego substancji A w stosunku do jej początkowego stężenia molowego.

1 Dane:

$$\begin{array}{l} [\text{A}] = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \\ [\text{B}] = 4 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \\ [\text{C}] = 2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \\ [\text{D}] = 2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \end{array}$$

Szukane:

$$K_C = ?$$

Obliczanie za pomocą wzoru:

$$\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$$

$$K_C = \frac{[\text{C}] \cdot [\text{D}]}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]}$$

$$2 \quad K_C = \frac{[\text{C}] \cdot [\text{D}]}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]}$$

$$K_C = \frac{2 \cdot 2}{1 \cdot 4}$$

$$K_C = 1$$

- 3 Jak wynika z równania reakcji chemicznej, aby w 1 dm^3 powstały 2 mole substancji C i 2 mole substancji D, powinny przereagować 2 mole substancji A i 2 mole substancji B. Początkowe stężenia molowe substratów można obliczyć, dodając wskazane liczby moli substancji A i B do liczb moli tych substancji w stanie równowagi chemicznej:

$$[\text{A}]: 2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} + 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[\text{B}]: 2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} + 4 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Stężenie molowe substancji A po 2-krotnym zwiększeniu będzie wynosiło:

$$3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 2 = 6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

ciąg dalszy przykładu na s. 134

początek przykładu na s. 133

- 4 Ustal stężenia pozostałych substancji.
- 5 Napisz odpowiedź.

4 Liczby moli pozostałych substancji można przedstawić w tabeli:

Substancja	Początkowa liczba moli	Równowagowa liczba moli
A	6	6 – x
B	6	6 – x
C	0	x
D	0	x

Wartość x oznacza liczbę moli substancji A, która przereagowała. Stężeniowa stała równowagi chemicznej tej reakcji nie zmienia się, będzie zatem wynosiła: $K_C = 1$.

Po podstawieniu do wzoru uzyskuje się:

$$K_C = \frac{x \cdot x}{(6 - x) \cdot (6 - x)} = 1$$

$$\frac{x^2}{(6 - x)^2} = 1$$

$$x^2 = 36 - 12x + x^2$$

$$12x = 36$$

$$x = 3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

5 Stężeniowa stała równowagi chemicznej wynosi 1, początkowe stężenia substratów $[A] = 3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i $[B] = 6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

W stanie równowagi chemicznej stężenia wszystkich substratów i produktów są sobie równe $[A] = [B] = [C] = [D]$ i wynoszą $3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Przykład 34.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.

Obliczanie stężeniowej stałej równowagi chemicznej oraz wartości stężeń molowych substratów

Podczas ogrzewania NO₂ w zamkniętym naczyniu w danej temperaturze równowaga chemiczna reakcji $2\text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)}$ ustaliła się przy stężeniach: $[\text{NO}_2] = 0,12 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $[\text{NO}] = 0,48 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $[\text{O}_2] = 0,24 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Oblicz stężeniową stałą równowagi chemicznej tej reakcji oraz początkowe stężenie molowe tlenu azotu(IV).

1 Dane:

$$[\text{NO}_2] = 0,12 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[\text{NO}] = 0,48 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[\text{O}_2] = 0,24 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Szukane:

$$K_C = ?$$

$$[\text{NO}_2]_{\text{początkowe}} = ?$$

ciąg dalszy przykładu na s. 135

początek przykładu na s. 134

- 2 Oblicz K_C .
- 3 Oblicz początkowe stężenie molowe $[\text{NO}_2]$.
- 4 Napisz odpowiedź.

$$2 \quad K_C = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2}$$

$$K_C = \frac{(0,48)^2 \cdot 0,24}{(0,12)^2} \quad K_C = 3,84$$

3 Jak wynika z równania reakcji chemicznej, 2 mole NO powstają z 2 moli NO₂, a więc 0,48 mola NO powstaje z 0,48 mola NO₂. W stanie równowagi w mieszaninie gazów znajduje się jeszcze 0,12 mola NO₂, więc początkowe stężenie molowe NO₂ wynosiło:

$$[\text{NO}_2] = 0,12 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} + 0,48 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[\text{NO}_2] = 0,60 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

4 Stężeniowa stała równowagi chemicznej K_C wynosi 3,84, a początkowe stężenie molowe tlenu azotu(IV) to $0,6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

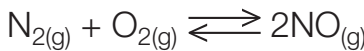
Przykład 35.

Plan rozwiązywania

- 1 Ustal kierunek przesunięcia równowagi reakcji chemicznej pod wpływem danego czynnika zewnętrznego.

Określanie wpływu czynników zewnętrznych na stan równowagi chemicznej

Określ, w którym kierunku przesunie się równowaga chemiczna w reakcji chemicznej przedstawionej następującym równaniem:



$\Delta H = 90,37 \text{ kJ}$, reakcja endotermiczna

jeżeli:

- a) wzrośnie temperatura układu,
- b) zwiększy się stężenie azotu,
- c) zwiększy się stężenie tlenu azotu(II),
- d) zmniejszy się stężenie tlenu,
- e) wzrośnie ciśnienie układu.

1 Zmiany stężeń w czasie ustalania stanu równowagi można przedstawić za pomocą tabelki:

	Czynnik zewnętrzny	Równowaga chemiczna
a)	wzrost temperatury	przesunie się w stronę tworzenia produktów (w prawo)
b)	zwiększenie stężenia substratu C _{N₂}	przesunie się w stronę tworzenia produktów (w prawo)
c)	zwiększenie stężenia produktu C _{NO}	przesunie się w stronę tworzenia substratów (w lewo)
d)	zmniejszenie stężenia substratu C _{O₂}	przesunie się w stronę tworzenia substratów (w lewo)
e)	wzrost ciśnienia p	nie zmieni się

Ważne w temacie Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory
1. Wymieniam czynniki, które wpływają na stan równowagi reakcji

- zmiana temperatury
- zmiana stężenia (lub ciśnienia) substratu albo produktu

2. Wyjaśniam wpływ obecności katalizatora na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej

- Katalizator nie ma wpływu na skład mieszaniny równowagowej.
- Nie wpływa na wydajność reakcji chemicznej.

Katalizator powoduje obniżenie energii aktywacji, dzięki czemu **zwiększa się szybkości reakcji** chemicznej. Katalizator **przyspiesza osiągnięcie stanu równowagi**.

Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory
3. Określam wpływ zmian temperatury, stężenia lub ciśnienia reagentów na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej

przesunięcie stanu równowagi w stronę substratów, w lewo, zmniejszenie wydajności



przesunięcie stanu równowagi w stronę produktów, w prawo, zwiększenie wydajności

- | | |
|--|--|
| • ogrzanie reakcji egzotermicznej ($\Delta H < 0$) | • ochłodzenie reakcji egzotermicznej ($\Delta H < 0$) |
| • ochłodzenie reakcji endotermicznej ($\Delta H > 0$) | • ogrzanie reakcji endotermicznej ($\Delta H > 0$) |
| • usunięcie substratu lub dodanie produktu | • dodanie substratu lub usunięcie produktu |
| • wzrost ciśnienia, jeśli $V_{\text{gazowych substratów}} < V_{\text{gazowych produktów}}$ | • spadek ciśnienia, jeśli $V_{\text{gazowych substratów}} < V_{\text{gazowych produktów}}$ |
| • spadek ciśnienia, jeśli $V_{\text{gazowych substratów}} > V_{\text{gazowych produktów}}$ | • wzrost ciśnienia, jeśli $V_{\text{gazowych substratów}} > V_{\text{gazowych produktów}}$ |

Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory – układ będący w stanie równowagi chemicznej, poddany działaniu czynnika zewnętrznego, reaguje wytworzeniem nowego stanu równowagi, tak by zmniejszyć wpływ tego czynnika.

Zadania do tematu

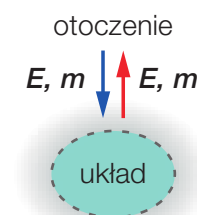

- Zmiana entalpii w reakcji chemicznej $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow 2\text{SO}_{3(g)}$ wynosi $\Delta H = -192 \text{ kJ}$.
Określ, w którym kierunku przesunie się stan równowagi chemicznej w przypadku:
a) podwyższenia temperatury, c) zwiększenia stężenia tlenu,
b) podwyższenia ciśnienia, d) obniżenia ciśnienia.
- Mieszaninę 15 moli jodu i 30 moli wodoru ogrzewano w zamkniętym naczyniu w temperaturze 721 K aż do osiągnięcia równowagi chemicznej w fazie gazowej. Otrzymano 25 moli jodowodoru. **Oblicz stężeniową stałą równowagi chemicznej reakcji otrzymywania jodowodoru w podanej temperaturze.**
- W pewnej temperaturze reakcja chemiczna przebiega według równania: $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C}$. W stanie równowagi chemicznej stężenia substratów oraz produktów wynoszą: $[\text{A}] = 0,4 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $[\text{B}] = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $[\text{C}] = 0,012 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. **Oblicz stężeniową stałą równowagi chemicznej tej reakcji chemicznej.**
- W naczyniu znajdują się 4 mole tlenu węgla(IV) i 16 moli wodoru. Po ogrzaniu układu do temperatury 1100 °C ustaliła się równowaga chemiczna: $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$. **Oblicz liczbę moli każdego z gazów w stanie równowagi chemicznej, jeżeli stężeniowa stała równowagi chemicznej tej reakcji wynosi 1.**

Podsumowanie

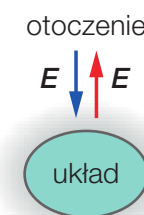
Układ

Układ to ogół substancji w zamkniętym fragmencie przestrzeni biorących udział w danym zjawisku fizycznym lub reakcji chemicznej, podlegający obserwacji i opisowi.

Ze względu na rodzaj zachodzącej z otoczeniem wymiany wyróżnia się trzy typy układów.



układ otwarty
wymiana masy i energii



układ zamknięty
wymiana energii



układ izolowany
brak wymiany

Otoczenie

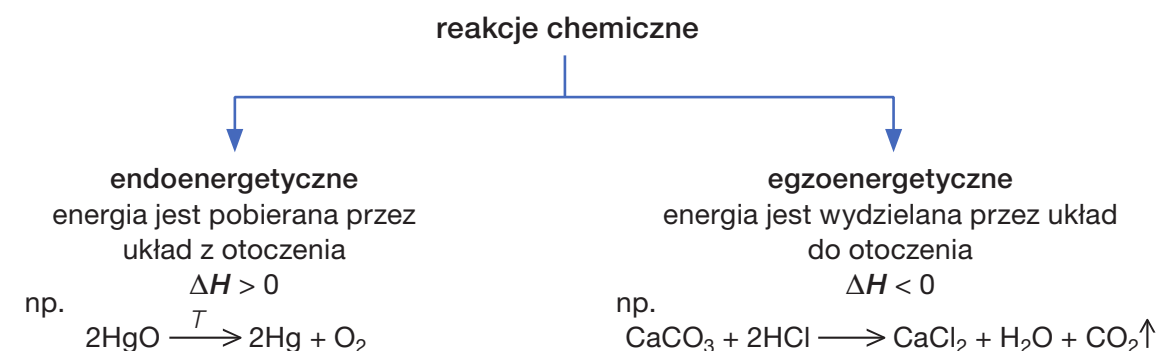
Otoczeniem jest wszystko to, co znajduje się poza układem.

Entalpia

Zmiana **entalpii ΔH** to efekt cieplny równy ilości energii wymienianej na sposób ciepła między układem a otoczeniem podczas przemiany zachodzącej pod stałym ciśnieniem.

Reakcje egzoenergetyczne i endoenergetyczne

Ze względu na efekty energetyczne reakcje chemiczne dzieli się na **endoenergetyczne** i **egzoenergetyczne**.


Reguła Lavoisiera–Laplace’a

Efekt cieplny reakcji odwrotnej do danej reakcji ma znak przeciwny, ale tę samą wartość.

$$\Delta H_{\text{rozkt.}}^{\circ} = -\Delta H_{\text{tw.}}^{\circ}$$

Szybkość reakcji chemicznej

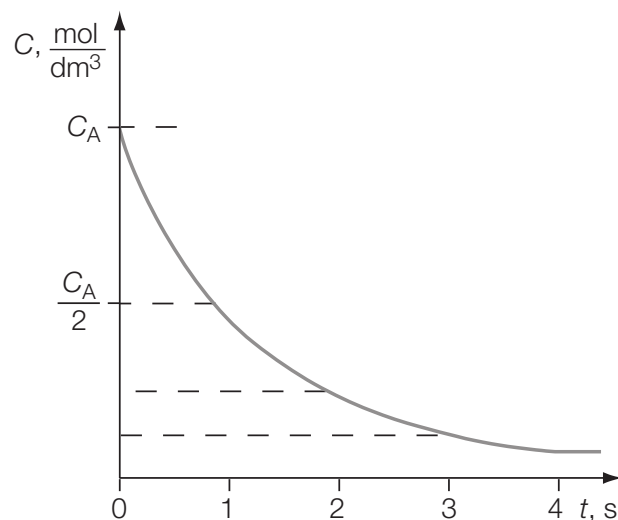
Szybkość reakcji chemicznej v to zmiana stężenia substratów i produktów w jednostce czasu; jest wyrażana w $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$.

Można ją wyznaczyć ze wzoru: $v = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$.

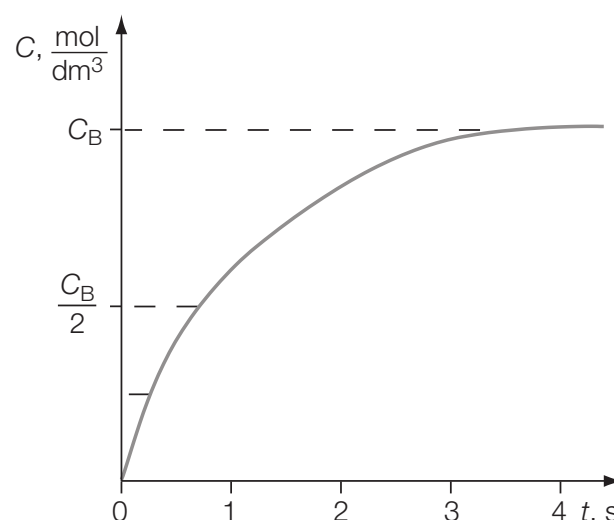
Zmiana stężeń substratów i produktów

Zmniejszenie stężenia substratu, oznaczonego jako A, oraz zwiększenie stężenia produktu, oznaczonego jako B, w czasie trwania reakcji chemicznej można przedstawić graficznie.

Wykres zmiany stężenia substratu A w czasie



Wykres zmiany stężenia produktu B w czasie



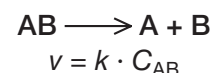
Równanie kinetyczne reakcji chemicznej

Równanie kinetyczne przedstawia zależność szybkości reakcji chemicznej od stężeń substratów.

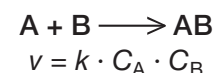
równanie kinetyczne reakcji chemicznej

$$v = k \cdot C_A^{\lambda_A} \cdot C_B^{\lambda_B} \cdot C_C^{\lambda_C}$$

reakcji chemicznej, której szybkość zależy od stężenia **jednego** substratu



reakcji chemicznej, której szybkość zależy od stężeń **dwóch** substratów



gdzie:

v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,
 k – stała szybkości reakcji chemicznej,

C_{AB} , C_A , C_B , C_C – stężenia substratów AB, A, B, C, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

λ_A , λ_B , λ_C – wykładniki potęgowe nazywane rzędami reakcji chemicznych w stosunku do substratów A, B, C.

Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej

Wybrane czynniki	Wpływ na szybkość reakcji chemicznej
stężenia substratów	większe/mniejsze prawdopodobieństwo zderzeń aktywnych, a w rezultacie zwiększenie/zmniejszenie szybkości reakcji chemicznej
temperatura	podwyższenie temperatury o 10 °C powoduje 2–4-krotne zwiększenie szybkości reakcji chemicznej (reguła van't Hoffa)
rozdrobnienie substratów	większa/mniejsza powierzchnia kontaktu, a w rezultacie zwiększenie/zmniejszenie szybkości reakcji chemicznej
obecność katalizatora	zwiększenie szybkości reakcji chemicznej
obecność inhibitora	zmniejszenie szybkości reakcji chemicznej

Energia aktywacji

Energia aktywacji to najmniejsza ilość energii niezbędna do zapoczątkowania reakcji chemicznej.

Katalizator

Katalizator to substancja zwiększająca szybkość reakcji chemicznej.

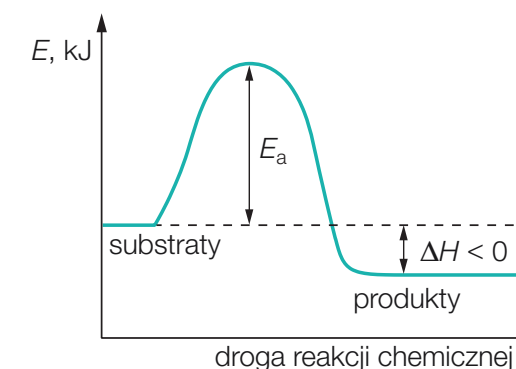
Kataliza homogeniczna i heterogeniczna

W **katalizie homogenicznej** substrat i katalizator występują w tej samej fazie. Jeśli substraty są gazami, katalizator także jest gazem. Natomiast jeżeli substraty znajdują się w ciełym roztworze, katalizator również musi się w nim rozpuszczać.

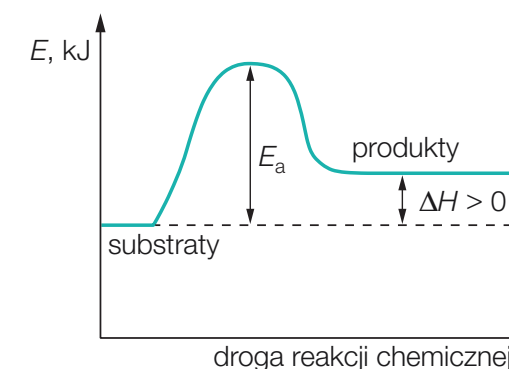
W **katalizie heterogenicznej** katalizator występuje w innej fazie niż substrat. Katalizatorami w reakcjach gazów lub cieczy są często rozdrobnione albo porowate substancje stałe, np. metale, tlenki metali.

Wykresy zmian energii w reakcjach egzoenergetycznej i endoenergetycznej

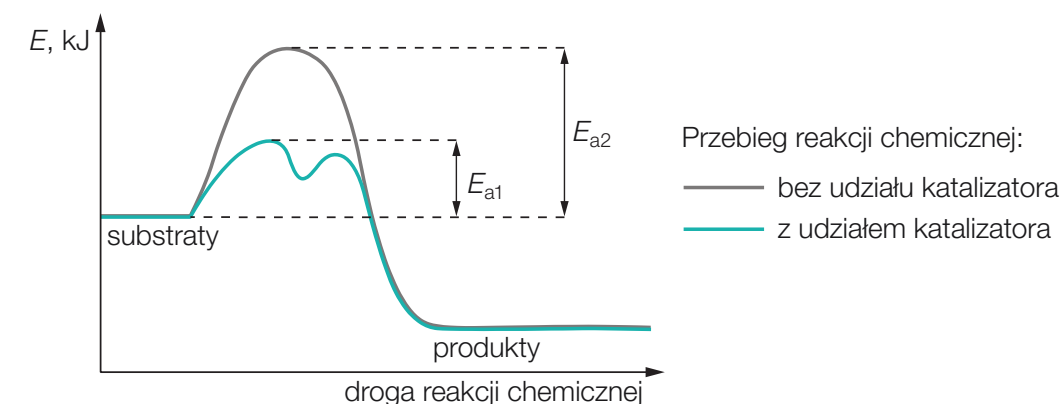
Wykres zmian energii w **reakcji egzoenergetycznej niekatalizowanej**



Wykres zmian energii w **reakcji endoenergetycznej niekatalizowanej**



Wykres zmian energii w **reakcji egzoenergetycznej katalizowanej**



Inhibitor

Inhibitor to substancja zmniejszająca szybkość reakcji chemicznej.

Stężeniowa stała równowagi chemicznej

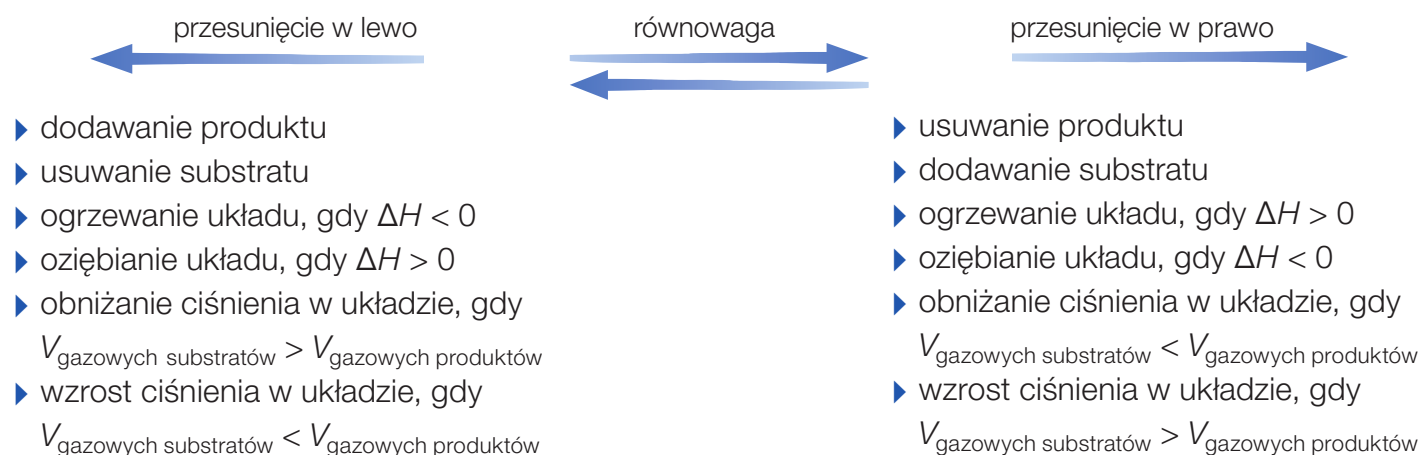
W stanie równowagi chemicznej stosunek iloczynu stężeń produktów, podniesionych do potęg będących współczynnikami stechiometrycznymi w równaniu reakcji chemicznej, do iloczynu stężeń substratów, również podniesionych do odpowiednich potęg, jest w danej temperaturze wielkością stałą, nazywaną **stężeniową stałą równowagi chemicznej**:

$$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \text{ dla ogólnego równania: } aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory

Zgodnie z **regułą Le Chateliera–Brauna (regułą przekory)** układ będący w stanie równowagi chemicznej, poddany działaniu czynnika zewnętrznego (np. zmianie stężenia, ciśnienia substancji reagujących czy temperatury), reaguje wytworzeniem nowego stanu równowagi, zmniejszającego wpływ tego czynnika.

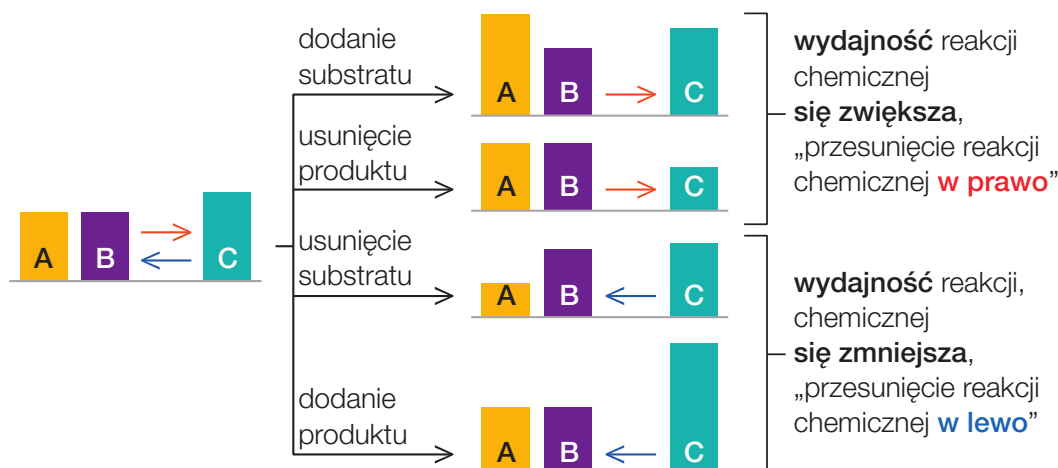
Wpływ czynników na stan równowagi chemicznej



Wpływ zmiany stężenia substratów lub produktów na stan równowagi chemicznej

Dodanie substratu powoduje **przesunięcie** równowagi chemicznej w kierunku tworzenia się produktu, czyli **w prawo**.

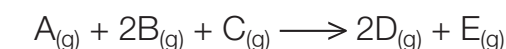
Dodanie produktu powoduje **przesunięcie** równowagi chemicznej w kierunku tworzenia się substratu, czyli **w lewo**.



Sposób na zadania

Równanie kinetyczne opisujące szybkość danej reakcji chemicznej można uzyskać dzięki badaniom eksperymentalnym. Wynika to z faktu, że rząd reakcji, czyli suma wykładników, do których podniesione są wartości stężeń reagentów w równaniu kinetycznym, nie zawsze odpowiada współczynnikom stechiometrycznym w danym równaniu reakcji chemicznej.

Aby wyznaczyć równanie kinetyczne następującej reakcji chemicznej zachodzącej w fazie gazowej:



przeprowadzono w warunkach izotermicznych cztery pomiary, podczas których zmierzono szybkości reakcji dla różnych stężeń substratów. W tabeli zestawiono wartości stężeń.

Pomiar	$v, \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$	$C_A, \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	$C_B, \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	$C_C, \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
1	v_1	0,03	0,03	0,03
2	v_2	0,03	0,03	0,06
3	v_3	0,03	0,06	0,06
4	v_4	0,09	0,03	0,03

Określono również, że:

- stosunek szybkości reakcji w pierwszym pomiarze (v_1) do szybkości reakcji w drugim pomiarze (v_2) wynosił 1,
- szybkość reakcji w pierwszym pomiarze (v_1) była trzykrotnie mniejsza od szybkości reakcji w czwartym pomiarze (v_4),
- szybkość reakcji w drugim pomiarze (v_2) była ośmiokrotnie mniejsza od szybkości reakcji w trzecim pomiarze (v_3).

Równanie kinetyczne tej reakcji można zapisać w postaci:

$$v = k \cdot C_A^{\lambda_A} \cdot C_B^{\lambda_B} \cdot C_C^{\lambda_C}$$

Ustal całkowity rząd reakcji oraz napisz równanie kinetyczne omawianej reakcji chemicznej.

Aby wyznaczyć równanie kinetyczne, należy obliczyć rzędy reakcji względem substratów A, B, C, czyli odpowiednio λ_A , λ_B , λ_C .

Rozwiązanie:

- 1** Napisz stosunki szybkości reakcji w postaci równań matematycznych z ułamkami zwykłymi.

$$\frac{v_1}{v_2} = 1 \quad \frac{v_1}{v_4} = \frac{1}{3} \quad \frac{v_2}{v_3} = \frac{1}{8}$$

- 2** Podstaw wartości stężeń substratów (zamieszczonych w tabeli) do równania kinetycznego w każdym pomiarze.

$$\text{Pomiar 1: } v_1 = k \cdot 0,03^{\lambda_A} \cdot 0,03^{\lambda_B} \cdot 0,03^{\lambda_C}$$

$$\text{Pomiar 2: } v_2 = k \cdot 0,03^{\lambda_A} \cdot 0,03^{\lambda_B} \cdot 0,06^{\lambda_C}$$

$$\text{Pomiar 3: } v_3 = k \cdot 0,03^{\lambda_A} \cdot 0,06^{\lambda_B} \cdot 0,06^{\lambda_C}$$

$$\text{Pomiar 4: } v_4 = k \cdot 0,09^{\lambda_A} \cdot 0,03^{\lambda_B} \cdot 0,03^{\lambda_C}$$

3 Podstaw zapisane w kroku 2 wyrażenia na v_1, v_2, v_3, v_4 do równań wyznaczonych w kroku 1.

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k \cdot 0,03^{\lambda_A} \cdot 0,03^{\lambda_B} \cdot 0,03^{\lambda_C}}{k \cdot 0,03^{\lambda_A} \cdot 0,03^{\lambda_B} \cdot 0,06^{\lambda_C}} = 1$$

$$\frac{v_1}{v_4} = \frac{k \cdot 0,03^{\lambda_A} \cdot 0,03^{\lambda_B} \cdot 0,03^{\lambda_C}}{k \cdot 0,09^{\lambda_A} \cdot 0,03^{\lambda_B} \cdot 0,03^{\lambda_C}} = \frac{1}{3}$$

$$\frac{v_2}{v_3} = \frac{k \cdot 0,03^{\lambda_A} \cdot 0,03^{\lambda_B} \cdot 0,06^{\lambda_C}}{k \cdot 0,03^{\lambda_A} \cdot 0,06^{\lambda_B} \cdot 0,06^{\lambda_C}} = \frac{1}{8}$$

4 Skróć powtarzające się wyrażenia w liczniku i mianowniku w stosunkach $\frac{v_1}{v_2}, \frac{v_1}{v_4}, \frac{v_2}{v_3}$ i oblicz $\lambda_A, \lambda_B, \lambda_C$.

Stosunek $\frac{v_1}{v_2}$:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{0,03^{\lambda_C}}{0,06^{\lambda_C}} = 1$$

$$\frac{1^{\lambda_C}}{2^{\lambda_C}} = 1$$

$$\left(\frac{1}{2}\right)^{\lambda_C} = 1$$

$$\lambda_C = 0$$

Stosunek $\frac{v_1}{v_4}$:

$$\frac{v_1}{v_4} = \frac{0,03^{\lambda_A}}{0,09^{\lambda_A}} = \frac{1}{3}$$

$$\frac{1^{\lambda_A}}{3^{\lambda_A}} = \frac{1}{3}$$

$$\left(\frac{1}{3}\right)^{\lambda_A} = \frac{1}{3}$$

$$\lambda_A = 1$$

Stosunek $\frac{v_2}{v_3}$:

$$\frac{v_2}{v_3} = \frac{0,03^{\lambda_B}}{0,06^{\lambda_B}} = \frac{1}{8}$$

$$\frac{1^{\lambda_B}}{2^{\lambda_B}} = \frac{1}{8}$$

$$\left(\frac{1}{2}\right)^{\lambda_B} = \frac{1}{8}$$

$$\lambda_B = 3$$

Uwaga! W zadaniach tego typu często należy samodzielnie wyznaczyć stosunki szybkości reakcji w różnych pomiarach. Należy tak dobrać pomiary, aby stężenie tylko jednego substratu było różne w obu pomiarach. Dzięki temu otrzymuje się wyrażenia z jedną niewiadomą.

5 Wyznacz całkowity rząd reakcji.

Dodaj wartości $\lambda_A, \lambda_B, \lambda_C$, aby uzyskać całkowity rząd reakcji.

$$\lambda_A + \lambda_B + \lambda_C = 1 + 3 + 0$$

$$\lambda_A + \lambda_B + \lambda_C = 4$$

6 Napisz równanie kinetyczne.

Podstaw wyznaczone wartości $\lambda_A, \lambda_B, \lambda_C$ do równania kinetycznego.

$$v = k \cdot C_A^1 \cdot C_B^3 \cdot C_C^0 = k \cdot C_A^1 \cdot C_B^3$$

7 Napisz odpowiedź.

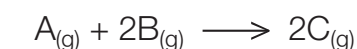
Całkowity rząd reakcji wynosi 4. Równanie kinetyczne przyjmuje postać: $v = k \cdot C_A \cdot C_B^3$.

Zadanie analogiczne



W Sposobie na zadania na s. 141 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

Podczas analizy reakcji chemicznej przebiegającej w fazie gazowej:



przeprowadzono serię czterech pomiarów w warunkach izotermicznych. W każdym z pomiarów zmierzono szybkość reakcji dla zmieniających się stężeń substratów A i B. Wyniki zestawiono w poniższej tabeli:

	Pomiar 1	Pomiar 2	Pomiar 3	Pomiar 4
$C_A, \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	$1 \cdot 10^{-2}$	$1 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-2}$
$C_B, \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	$1 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-2}$	$1 \cdot 10^{-2}$
$v, \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$	$1,15 \cdot 10^{-4}$	$4,60 \cdot 10^{-4}$	$4,60 \cdot 10^{-4}$	$1,15 \cdot 10^{-4}$

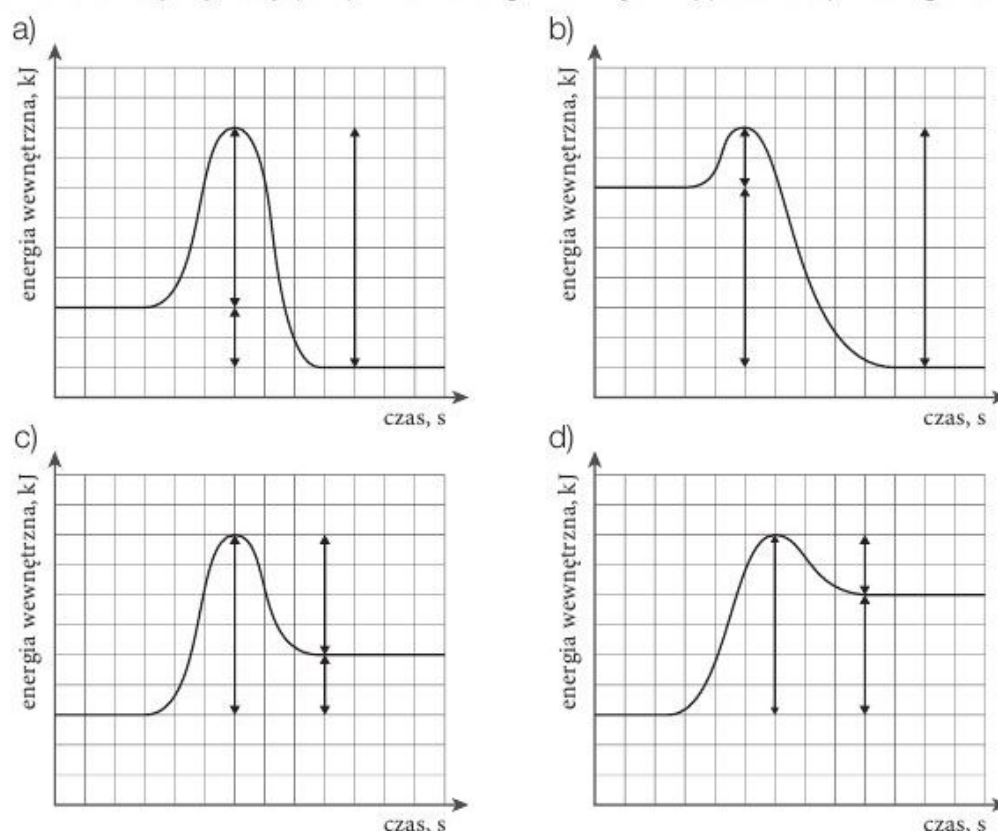
Na podstawie danych zawartych w tabeli wyznacz rząd reakcji względem substratu A oraz rząd reakcji względem substratu B. Napisz równanie kinetyczne opisanej reakcji chemicznej.

Trening – rozwiąż zadania



Informacja do zadań 1. i 2.

Poniżej przedstawiono cztery wykresy (a–d) zmian energii wewnętrznej podczas przebiegu reakcji chemicznej.



Zadanie 1.

Rozstrzygnij, które wykresy przedstawiają reakcje egzoenergetyczne, a które – reakcje endoenergetyczne. Odpowiedź uzasadnij.

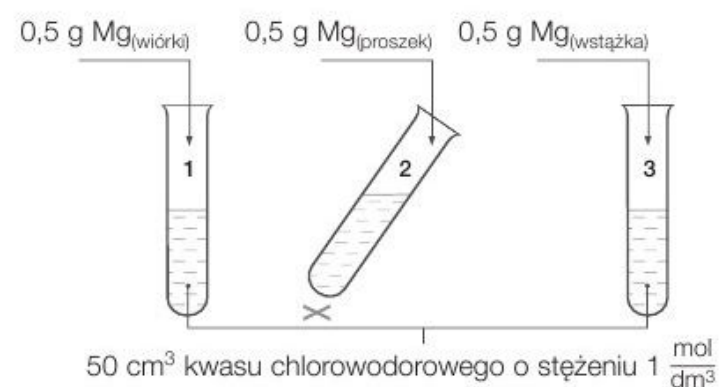
Zadanie 2.

O pewnej reakcji chemicznej wiadomo, że jej energia aktywacji ma wartość trzykrotnie mniejszą oraz przeciwny znak do entalpii tej reakcji. Wskaż wykres, który przedstawia zmiany energetyczne opisanej reakcji chemicznej.

Zadanie 3.

Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie.

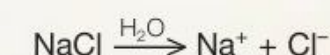
- Napisz równanie reakcji chemicznej zachodzącej w probówkach.
- Uzereguj probówki według zmniejszającej się szybkości zachodzącej reakcji chemicznej.
- Oblicz, ile moli kwasu chlorowodorowego pozostało w probówkach po przereagowaniu całkowitej masy magnezu.



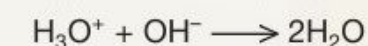
3. Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

Przypomnij sobie!

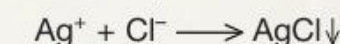
- Elektrolity** to substancje, które ulegają dysocjacji elektrolitycznej po rozpuszczeniu w wodzie lub stopieniu. Elektrolity w roztworach wodnych oraz elektrolity stopione przewodzą prąd elektryczny.
- Dysocjacja elektrolityczna** to rozpad elektrolitów na jony dodatnie (kationy) i jony ujemne (aniony) pod wpływem cząsteczek wody. Na przykład:



- Reakcja zobojętniania** to reakcja między kationami H_3O^+ a anionami OH^- , której produktem są cząsteczki wody:



- Reakcja strącania osadów** to reakcja chemiczna, w której wyniku powstają produkty trudno lub średnio rozpuszczalne w wodzie. Na przykład:



11 Dysocjacja elektrolityczna



Fot. 44. Elektrolity przewodzą prąd elektryczny, o czym świadczy świecąca się żarówka.

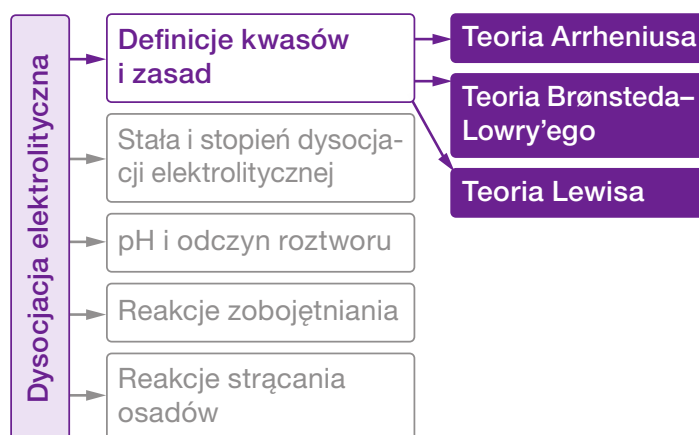
Dysocjacja elektrolityczna – rozpad cząsteczek związków chemicznych na jony, zachodzący w wyniku ich oddziaływania z cząsteczkami wody.

Elektrolity – substancje, które ulegają dysocjacji elektrolitycznej, przewodzą prąd elektryczny.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe – substancje, które zmieniają barwę w zależności od odczynu roztworu.

Ważne w tym temacie:

- równania dysocjacji elektrolitycznej
- klasyfikowanie substancji jako kwasy lub zasady zgodnie z teorią Brønsteda-Lowry'ego
- sprzężone pary kwas-zasada
- uzasadnianie przyczyny kwasowego lub zasadowego odczynu wodnego roztworu substancji zgodnie z teorią Brønsteda-Lowry'ego



Rozpad cząsteczek związków chemicznych na jony, zachodzący w wyniku ich oddziaływania z cząsteczkami wody, jest nazywany **dysocjacją elektrolityczną**. Substancje, które ulegają dysocjacji elektrolitycznej, przewodzą prąd elektryczny (fot. 44.). Są to **elektrolity**.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe

Jony oksoniowe H_3O^+ i aniony wodorotlenkowe OH^- , które powstają w roztworach elektrolitów, wpływają na odczyn roztworu. Odczyn roztworu może być kwasowy, obojętny lub zasadowy. Określa się go za pomocą **wskaźników kwasowo-zasadowych**, czyli substancji, które zmieniają barwę w zależności od odczynu roztworu (fot. 45.).



Fot. 45. Odczyn ustala się za pomocą roztworu wskaźnika lub pasków bibuły nasączonych takim roztworem.



Doświadczenie 21.



HCl , H_2SO_4 , NaOH , KOH



KNO_3



CH_3COOH

Badanie przewodzenia prądu elektrycznego i zmiany barwy wskaźników kwasowo-zasadowych w wodnych roztworach różnych związków chemicznych

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, kwas siarkowy(VI), kwas octowy (kwas etanowy), wodorotlenek sodu, wodorotlenek potasu, chlorek sodu, siarczan(VI) sodu, azotan(V) potasu, glicerol, sacharoza, uniwersalne papierki wskaźnikowe, roztwór oranżu metylowego, alkoholowy roztwór fenoloftaleiny.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, zlewki, zestaw do badania przewodzenia prądu elektrycznego.

Instrukcja: Przygotuj 11 zlewek. Do zlewki 1. nalej wody destylowanej, a w pozostałych sporządź wodne roztwory: w 2. – HCl , w 3. – H_2SO_4 , w 4. – CH_3COOH , w 5. – NaOH , w 6. – KOH , w 7. – NaCl , w 8. – Na_2SO_4 , w 9. – KNO_3 , w 10. – $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$, w 11. – $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

Następnie zmontuj zestaw do badania zjawiska przewodzenia prądu elektrycznego przez roztwory, składający się ze źródła prądu stałego (np. baterii), żarówki, elektrod węglowych oraz przewodów elektrycznych. Elektrody umieszczaj kolejno w zlewkach (schemat) i obserwuj żarówkę. Następnie sprawdź, jak zmienia się barwa wskaźników pod wpływem badanych substancji. Z każdej zlewki przelej niewielką ilość roztworu do trzech probówek.

W probówce 1. zanurz uniwersalny papierek wskaźnikowy, do 2. dodaj 2 krople roztworu oranżu metylowego, a do 3. wlej 2 krople roztworu fenoloftaleiny.

Obserwacje: Obserwacje do doświadczenia (fot. 46.) przedstawiono w tabeli 10., s. 148.



Fot. 46. Wodne roztwory kwasów, zasad i soli przewodzą prąd elektryczny.

Wniosek:

- Wodne roztwory kwasów, wodorotlenków i soli przewodzą prąd elektryczny (tabela 10., s. 148). Te substancje zalicza się do **elektrolitów**.
- Woda destylowana i wodne roztwory niektórych związków organicznych (glicerolu, sacharozy) nie przewodzą prądu elektrycznego – są **nielektrolitami**.
- Roztwory badanych związków chemicznych różnią się odczynem, na co wskazują różne barwy wskaźników.

Przewodzenie prądu elektrycznego przez roztwory elektrolitów świadczy o tym, że w tych roztworach znajdują się jony.



Przed umieszczeniem elektrod w kolejnej zlewkę dokładnie opłucz je wodą destylowaną.

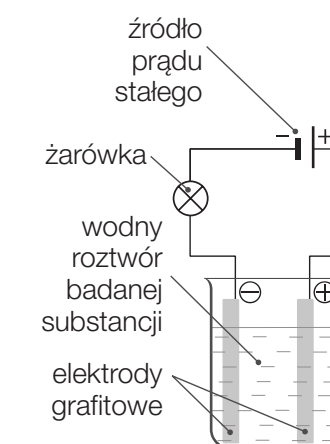


Tabela 10. Badanie zjawiska przewodzenia prądu elektrycznego i zmiany barwy wskaźników w wodzie destylowanej oraz w wodnych roztworach wybranych związków chemicznych

Badana substancja	Rodzaj związku chemicznego	Przewodnictwo elektryczne	Barwy wskaźników		
			papierek uniwersalny	oranż metylowy	fenoloftaleina
H ₂ O (destylowana)	tlenek	–	 żółta	 żółta	 bezbarwna
wodny roztwór HCl	kwas	+	 czerwona	 czerwona	 bezbarwna
wodny roztwór H ₂ SO ₄	kwas	+	 czerwona	 czerwona	 bezbarwna
wodny roztwór CH ₃ COOH	kwas	+	 czerwona	 czerwona	 bezbarwna
wodny roztwór NaOH	wodorotlenek	+	 niebieska	 żółta	 różowoczerwona*
wodny roztwór KOH	wodorotlenek	+	 niebieska	 żółta	 różowoczerwona*
wodny roztwór NaCl	sól	+	 żółta	 żółta	 bezbarwna
wodny roztwór Na ₂ SO ₄	sól	+	 żółta	 żółta	 bezbarwna
wodny roztwór KNO ₃	sól	+	 żółta	 żółta	 bezbarwna
wodny roztwór C ₃ H ₅ (OH) ₃	alkohol	–	 żółta	 żółta	 bezbarwna
wodny roztwór C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	cukier	–	 żółta	 żółta	 bezbarwna

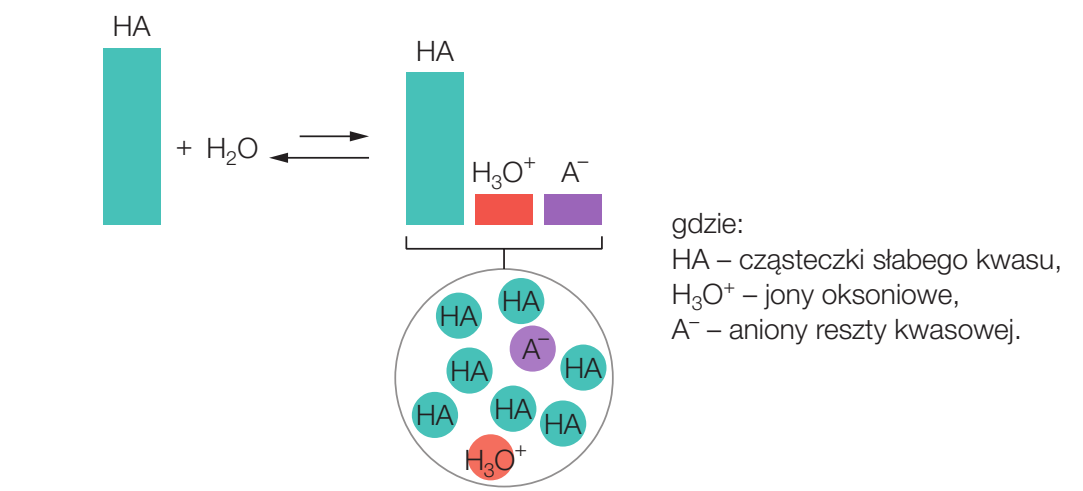
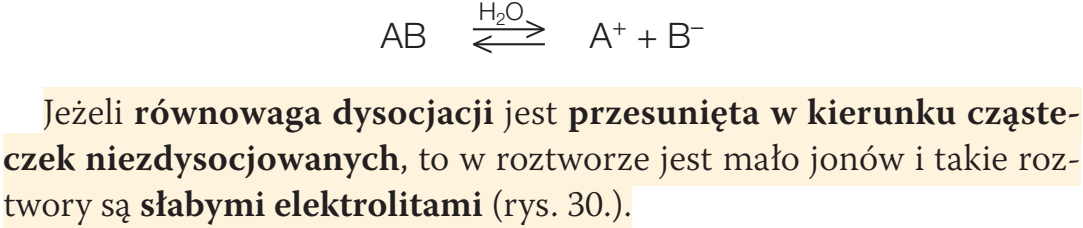
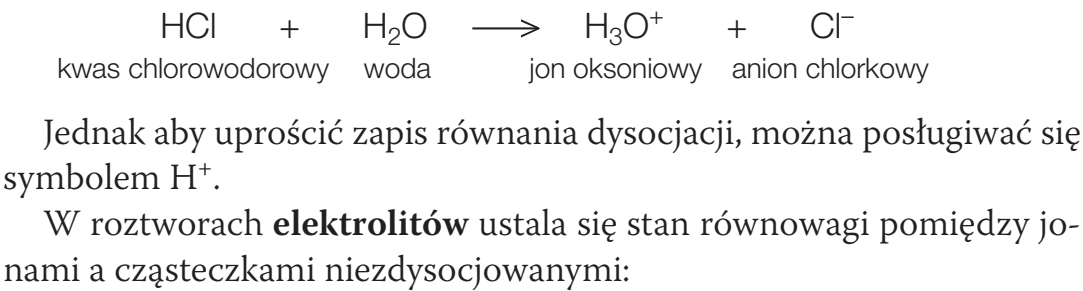
* W stężonych roztworach alkalicznych fenoloftaleina się odbarwia.

Teoria Arrheniusa

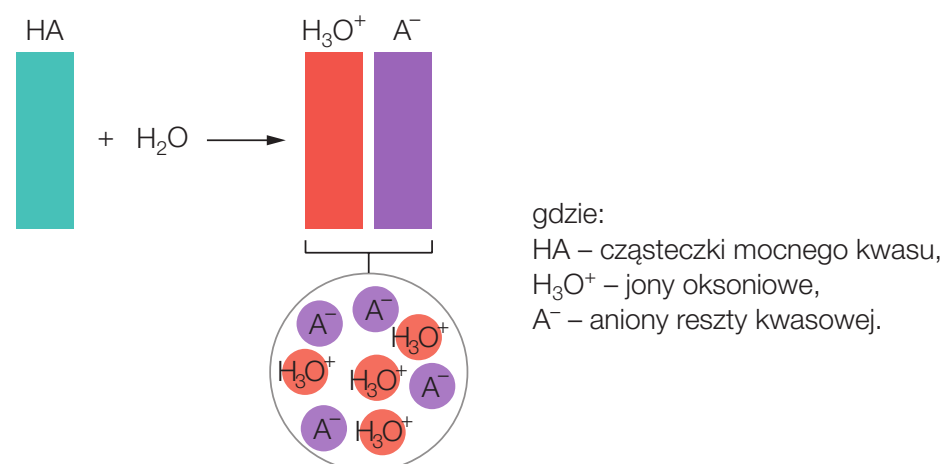
Zgodnie z teorią dysocjacji elektrolitycznej Arrheniusa związki chemiczne pod wpływem cząsteczek wody ulegają w roztworze rozpadowi na jony dodatnie – kationy i jony ujemne – aniony. Ten proces może być odwracalny, to znaczy, że powstające jony mogą się z powrotem łączyć. Nie wszystkie substancje dysocjują w roztworach wodnych. Z kolei w rozpuszczalnikach niepolarnych dysocjacja elektrolityczna nie zachodzi.

Dysocjacja elektrolityczna kwasów według teorii Arrheniusa

Zjawisko dysocjacji elektrolitycznej można wyjaśnić na przykładzie kwasu chlorowodorowego. Cząsteczki HCl, ze względu na wiązanie kowalencyjne spolaryzowane między elektroujemnym atomem chloru a atomem wodoru, mają nierównomiernie rozłożony ładunek. Są zatem cząsteczkami polarnymi. Cząsteczki wody to dipole – również mają budowę polarną. Cząsteczki HCl w roztworze są otaczane przez dipole H₂O. W rezultacie następuje osłabienie, a następnie rozerwanie wiązania H–Cl i do roztworu uwalniają się: jony oksoniowe H₃O⁺ (fot. 47.) oraz aniony chlorkowe Cl[–]:



Natomiast jeżeli **równowaga dysocjacji jest przesunięta w kierunku tworzenia jonów**, to takie roztwory nazywają się **mocnymi elektrolitami**. Wówczas w roztworze nie ma (lub jest bardzo mało) cząsteczek niedysocjowanych (rys. 31.), a taki roztwór bardzo dobrze przewodzi prąd elektryczny.



Rys. 31. Dysocjacja mocnego kwasu jednoprotowego.

Przykładem mocnego elektrolitu jest m.in. HCl. Dysocjację kwasu chlorowodorowego można traktować jako proces praktycznie nieodwracalny i zapisać w postaci równania:

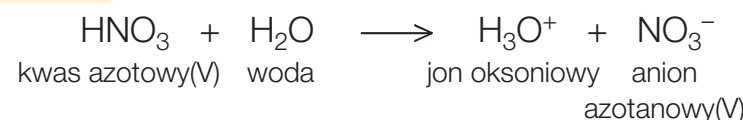


Należy pamiętać, że w rzeczywistości w roztworze wodnym kationy wodoru H^+ nie istnieją samodzielnie.

Zgodnie z teorią dysocjacji Arrheniusa **kwasy** to związki chemiczne, które w roztworach wodnych **dysocjują na kationy wodoru (protony) i aniony reszt kwasowych**. Cząsteczki kwasów odszczepiających:

- ▶ 1 kation H^+ , czyli **kwasy jednoprotowych**, np. HCl, HNO_3 , dysocjują **jednostopniowo**,
- ▶ 2 kationy H^+ , czyli **kwasy dwuprotowych**, np. H_2SO_4 , H_2S , dysocjują **dwustopniowo**,
- ▶ 3 kationy H^+ , czyli **kwasy trójproukowych**, np. H_3PO_4 , H_3PO_3 , dysocjują **trójestopniowo**.

Kwas azotowy(V) HNO_3 jest kwasem jednoprotowym i dysocjuje jednostopniowo:



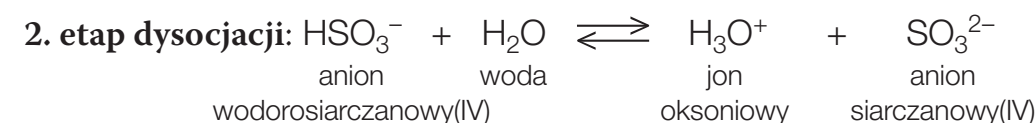
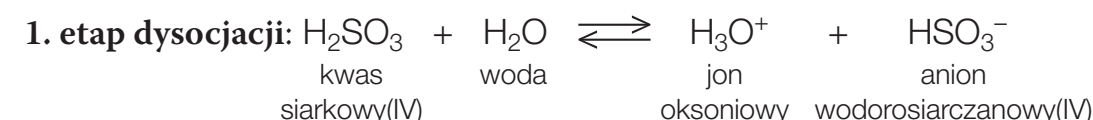
W wodnym roztworze kwasu azotowego(V) znajdują się jony H_3O^+ , NO_3^- .

Kwas chlorowy(VII) HClO_4 także jest kwasem jednoprotowym i dysocjuje jednostopniowo:

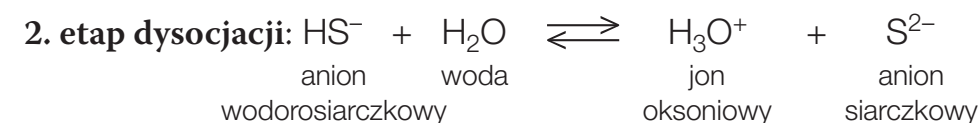
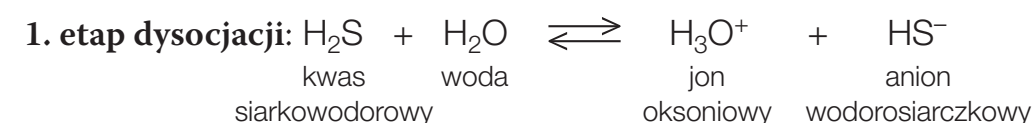


Kwas chlorowy(VII) dysocjuje pod wpływem wody na jony H_3O^+ i ClO_4^- .

Kwas siarkowy(IV) H_2SO_3 jest kwasem dwuprotowym, dlatego dysocjuje dwustopniowo. Proces ten można przedstawić w postaci równań:



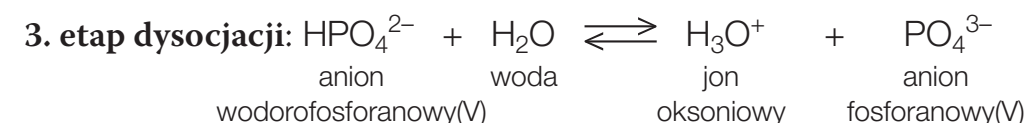
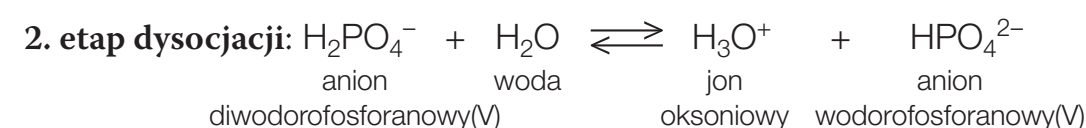
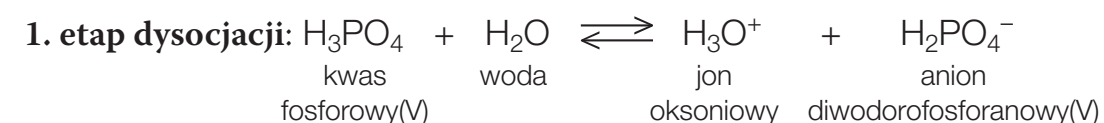
Kwas siarkowodorowy H_2S także jest kwasem dwuprotowym i dysocjuje dwustopniowo:



W wodnym roztworze:

- ▶ kwasu siarkowego(IV) znajdują się cząsteczki H_2SO_3 oraz jony H_3O^+ , HSO_3^- i SO_3^{2-} ,
- ▶ kwasu siarkowodorowego – cząsteczki H_2S oraz jony H_3O^+ , HS^- oraz S^{2-} .

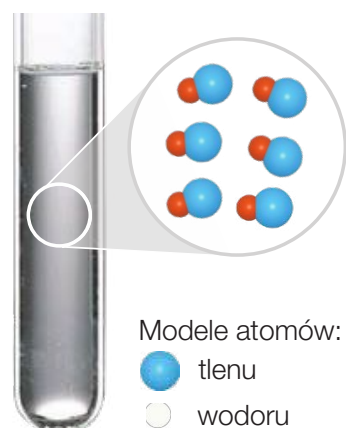
Z kolei **kwas fosforowy(V) H_3PO_4** , który jest kwasem trójproukowym, dysocjuje trójestopniowo:



W wodnym roztworze kwasu fosforowego(V) H_3PO_4 znajdują się cząsteczki H_3PO_4 oraz jony H_3O^+ , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} i PO_4^{3-} .

Obecność **jonu H_3O^+** w roztworach wszystkich kwasów powoduje charakterystyczne zabarwienie wskaźników. Ta właściwość jest wykorzystywana do identyfikacji **roztworów o odczynie kwasowym**.

Kwasy według Arrheniusa – związki chemiczne, które w roztworach wodnych dysocjują na kationy wodoru i aniony reszt kwasowych.



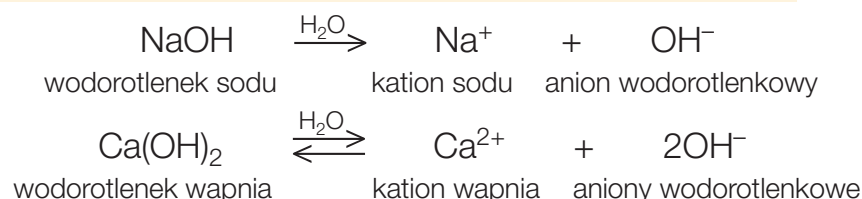
Fot. 48. W roztworach zasad znajdują się jony OH⁻.

Zasady według Arrheniusa – związki chemiczne, które w roztworach wodnych dysocjują na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe.

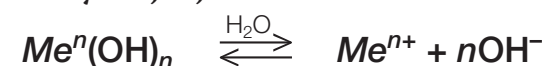
Dysocjacja elektrolityczna zasad według teorii Arrheniusa

Doświadczalnie wykazano (tabela 10., s. 148), że wodne roztwory zasad również przewodzą prąd elektryczny i powodują zmianę barwy wskaźników. Świadczy to o obecności jonów powstałych w wyniku dysocjacji wodorotlenków w takich roztworach.

Według Arrheniusa **zasady** to związki chemiczne, które w roztworach wodnych **dysocjują na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe**, np.:



Ogólne równanie dysocjacji wodorotlenków ma postać:



gdzie:

Me – symbol metalu,

OH⁻ – anion wodorotlenkowy,

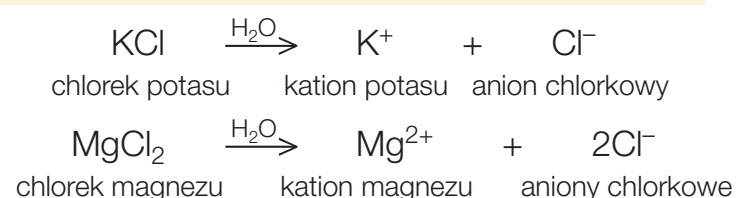
n – wartościowość metalu (równa liczbie anionów wodorotlenkowych).

Obecność **jonów OH⁻** (fot. 48.) w roztworach wszystkich zasad powoduje charakterystyczne zabarwienie wskaźników. Ta właściwość jest wykorzystywana do identyfikacji roztworów o **odczynie zasadowym**.

Dysocjacja elektrolityczna soli według Arrheniusa

W doświadczeniu 21., s. 147, wykazano, że wodne roztwory badanych soli przewodzą prąd elektryczny. Sole są substancjami o budowie jonowej. W stanie stałym tworzą sieci krystaliczne zbudowane z jonów. Sole rozpuszczone w wodzie całkowicie dysocjują na jony. Rozpuszczalność soli w wodzie można sprawdzić w tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków.

Według Arrheniusa **sole** są związkami chemicznymi, które w roztworach wodnych **dysocjują na kationy metalu i aniony reszt kwasowych**:



Ogólne równanie dysocjacji soli dobrze rozpuszczalnych w wodzie ma postać:



gdzie:

Me – symbol metalu lub kationu NH₄⁺,

R – symbol reszty kwasowej,

m – wartościowość reszty kwasowej (równa liczbie kationów metalu),

n – wartościowość metalu (równa liczbie anionów reszt kwasowych).

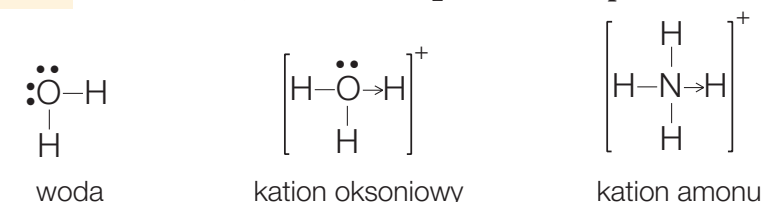
Sole według Arrheniusa – związki chemiczne, które w roztworach wodnych dysocjują na kationy metalu i aniony reszt kwasowych.

Kwasy i zasady według teorii Brønsteda–Lowry’ego

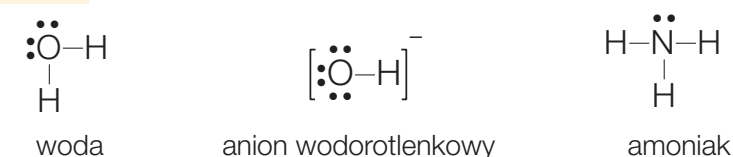
Teoria Arrheniusa, która odnosi się wyłącznie do roztworów wodnych, wyjaśnia mechanizm dysocjacji elektrolitycznej, ale nie tłumaczy, dlaczego niektóre substancje wykazują właściwości kwasowe lub zasadowe. Na przykład amoniak – związek chemiczny o wzorze NH₃ – nie ma anionu wodorotlenkowego, a wykazuje właściwości zasadowe, gdyż reaguje z kwasami. Wodny roztwór amoniaku ma odczyn zasadowy. Bardziej ogólna i obecnie powszechnie stosowana jest teoria **Brønsteda–Lowry’ego** [czyt. brønsteda łoŕiego], tzw. **protonowa teoria kwasów i zasad**.

Według teorii Brønsteda–Lowry’ego:

► **kwas** to każdy związek chemiczny lub jon, który **może oddać proton**. Jest on więc **donorem protonów** (protonodawcą), np.:



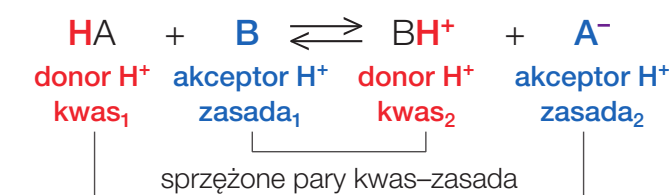
► **zasada** to każdy związek chemiczny lub jon, który **może ten proton przyjąć**. Zasada jest **akceptorem protonów** (protonobiorcą), np.:



Zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego wodorotlenki metali 1. i 2. grupy układu okresowego nie są zasadami. **Zasadami są jony OH⁻**.

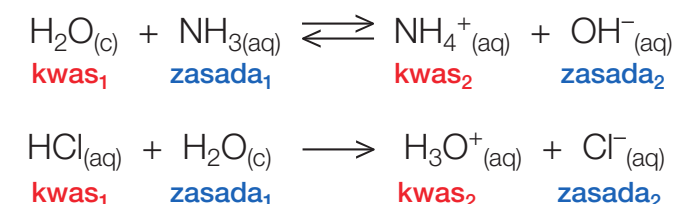
Sprężone pary kwas–zasada

Cząsteczka lub jon będący kwasem po oddaniu protonu staje się cząsteczką lub jonem będącym zasadą. Natomiast cząsteczka lub jon będący zasadą po przyjęciu protonu staje się cząsteczką lub jonem będącym kwasem. W ten sposób powstają **sprężone pary kwas–zasada**:



Im słabszy kwas, tym mocniejsza jest sprzężona z nim zasada.

Kwasy i zasady Brønsteda–Lowry’ego to m.in.:



Donor protonów – cząsteczka, atom lub jon, który dostarcza proton.

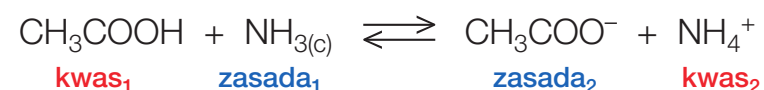
Akceptor protonów – cząsteczka, atom lub jon, który przyjmuje proton.

kwas $\xrightarrow{\text{oddaje H}^+}$ **zasada**

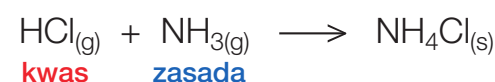
zasada $\xrightarrow{\text{przyjmuje H}^+}$ **kwas**

Teoria Brønsteda–Lowry’ego ma zastosowanie także w przypadku:

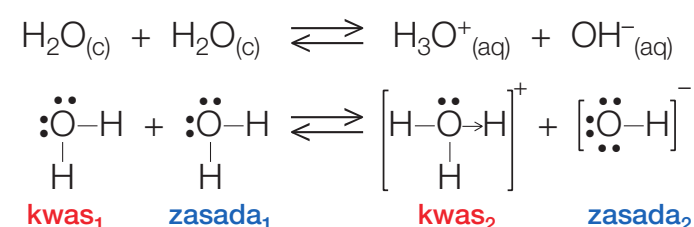
- ▶ roztworów, w których rozpuszczalnikiem nie jest woda, ale np. ciekły amoniak:



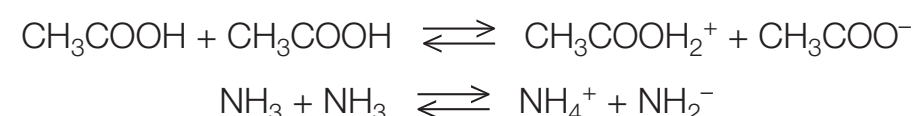
- ▶ reakcji przebiegających w fazie gazowej:



Na podstawie podanych przykładów można sformułować wniosek, że **niektóre substancje mogą być zarówno kwasem** (np. H₂O w obecności amoniaku), jak i **zasadą** (np. H₂O w obecności chlorowodoru). Są to tzw. **substancje amfiprotyczne** (amfiproty). Rozpuszczalnik będący nie tylko ośrodkiem, w którym odbywa się dysocjacja, lecz także odgrywający rolę kwasu wobec rozpuszczonej zasady oraz pełniący funkcję zasady wobec rozpuszczonego kwasu jest nazywany **roztwarzalnikiem protolitycznym**. Również woda destylowana (choć nie przewodzi prądu elektrycznego) w minimalnym stopniu ulega dysocjacji elektrolitycznej, autodysocjacji lub autoprotolizie (**reakcji autoprotolizy**). Częsteczki wody są jednocześnie dawcą i biorcą protonów:



Reakcji autoprotolizy mogą ulegać także inne substancje, np. bezwodny kwas octowy (kwas etanowy) i ciekły amoniak:

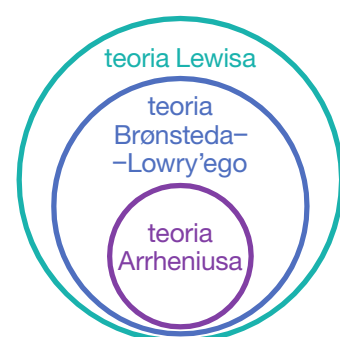
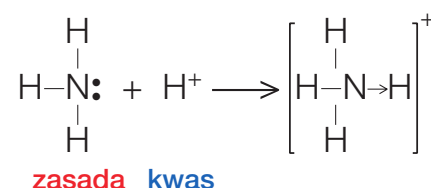


Kwasy i zasady według teorii Lewisa

Kolejna teoria – **teoria Lewisa** [czyt. luisa] – zakłada, że:

- ▶ **kwas** to związek chemiczny zawierający atom pierwiastka chemicznego z luką elektronową – akceptor **pary elektronowej**,
- ▶ **zasada** to związek chemiczny zawierający atom pierwiastka chemicznego z wolną parą elektronową – donator **pary elektronowej**.

Teoria ta znacznie poszerza zakres stosowania pojęć kwasu i zasady (rys. 32.). Umożliwia wyjaśnienie przebiegu wielu reakcji chemicznych, zwłaszcza między związkami organicznymi.



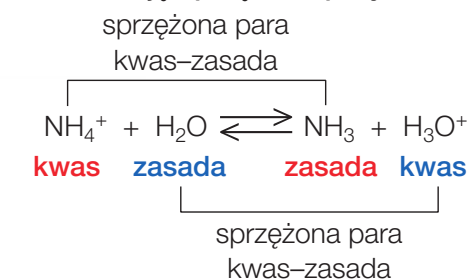
Rys. 32. Zgodnie z teorią Lewisa każdy związek można opisać jako akceptor lub donator pary elektronowej.

Ważne w temacie Dysocjacja elektrolityczna

1. Zapisuję równania dysocjacji elektrolitycznej związków nieorganicznych

- kwasy: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
- wodorotlenki: $\text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
- sole: $\text{MgCl}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

2. Wskazuję sprzężone pary kwas–zasada



Dysocjacja elektrolityczna

3. Klasyfikuję substancje jako kwasy lub zasady

Teoria Brønsteda–Lowry’ego

kwas	zasada
związek chemiczny zdolny do odszczepienia protonu H⁺ – donator protonów	związek chemiczny zdolny do przyłączenia protonu H⁺ – akceptor protonów
$\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ kwas zasada donor H ⁺ akceptor H ⁺	

Teoria Arrheniusa (dotyczy roztworów wodnych)

kwas	zasada
w wodnych roztworach dysocjuje z odszczepieniem jonów H₃O⁺	w wodnych roztworach dysocjuje z odszczepieniem jonów OH⁻
$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ kwas	$\text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ zasada

Teoria Lewisa

kwas	zasada
związek chemiczny zawierający atom pierwiastka chemicznego z luką elektronową, zdolny do przyjęcia wolnej pary elektronowej (akceptor pary elektronowej)	związek chemiczny zawierający atom pierwiastka chemicznego z wolną parą elektronową, zdolny do oddania wolnej pary elektronowej (donator pary elektronowej)
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H--N:} \\ \\ \text{H} \end{array} + \text{H}^+ \longrightarrow \left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H--N--H} \\ \\ \text{H} \end{array} \right]^+$ zasada kwas	

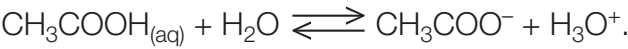
Elektrolity – substancje, które dysocjują na jony po rozpuszczeniu w polarnym rozpuszczalniku. Elektrolity przewodzą prąd elektryczny.

Dysocjacja elektrolityczna – rozpad elektrolitu na jony pod wpływem rozpuszczalnika.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe – substancje, które zmieniają barwę w zależności od odczynu roztworu.

Zadania do tematu ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

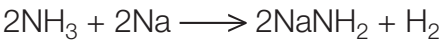
1. Spośród podanych substancji wybierz te, które – rozpuszczone w wodzie – ulegają rozpadowi na jony. Napisz równania ich dysocjacji elektrolitycznej.
 CH_4 , MgSO_4 , NaCl , H_3PO_4 , KOH , Na_2S , H_2 , CuO , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$
2. Ustal, które z substancji lub jonów o podanych wzorach nie mogą być kwasami według teorii Brønsteda–Lowry’ego. Odpowiedź uzasadnij.
 H_2S , NH_4^+ , CN^- , HBr , NH_3 , CH_4 , KH , HClO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$
3. Wybierz jony (a–d), które według teorii Brønsteda–Lowry’ego są zarówno kwasami, jak i zasadami. Uzasadnij swój wybór.
a) H_2PO_4^- b) NH_4^+ c) SO_4^{2-} d) HS^-
4. Napisz wzory wszystkich drobin (jonów i cząsteczek), które są zasadami i kwasami według teorii Brønsteda–Lowry’ego w reakcji opisanej równaniem:



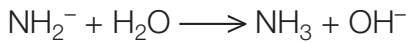
Kwasy wg Brønsteda–Lowry’ego	Zasady wg Brønsteda–Lowry’ego
?	?

5. Kwas fosforowy(V) w roztworze wodnym ulega dysocjacji wielostopniowej:
- $$\begin{aligned} \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} &\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^- \\ \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} &\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-} \\ \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} &\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-} \end{aligned}$$
- a) Napisz, jaką funkcję (kwasu czy zasady) zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego pełni woda w tych reakcjach chemicznych.
- b) Napisz wzory jonów, które zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego mogą być zarówno kwasami, jak i zasadami w roztworze wodnym.

6. Amidek sodu NaNH_2 to związek o budowie jonowej, w którego strukturze znajdują się kationy sodu (Na^+) i aniony amidkowe NH_2^- . Związek ten otrzymuje się w wyniku przepuszczenia gazowego amoniaku nad metalicznym sodem w temperaturze 500–600 K. Tę reakcję obrazuje równanie:



Jony amidkowe w środowisku wodnym są nietrwałe. Po wprowadzeniu amidku sodu do wody dochodzi do praktycznie całkowitej przemiany jonów amidkowych w cząsteczki amoniaku:



Źródło: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2012.

Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i zaznacz jedną odpowiedź spośród podanych w każdym nawiasie. Zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego jon amidkowy jest zasadą (silniejszą / słabszą) niż cząsteczka wody. Cząsteczka amoniaku jest zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego zasadą (silniejszą / słabszą) niż cząsteczka wody.

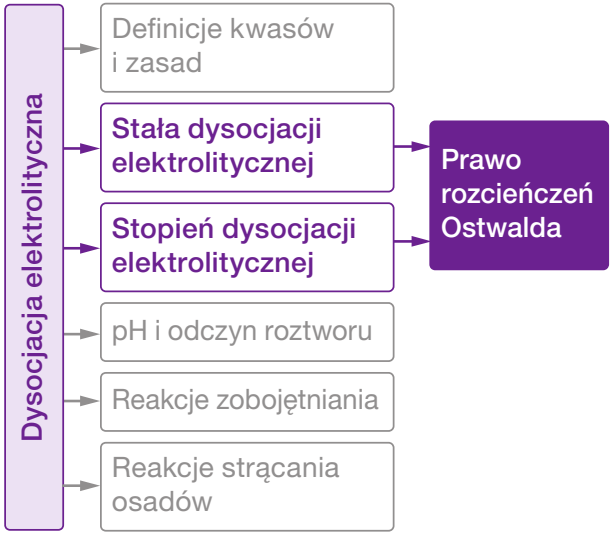
7. Dane są wzory sześciu indywiduów chemicznych:
 H_2SO_3 CH_3NH_2 NaOH CH_3NH_3^+ OH^- HSO_3^-
- Spośród wymienionych powyżej wzorów wybierz i wpisz do tabeli wzory tych drobin, które zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego stanowią sprzężone pary kwas–zasada.

	Wzór kwasu	Wzór zasady
Sprzężona para 1.	?	?
Sprzężona para 2.	?	?

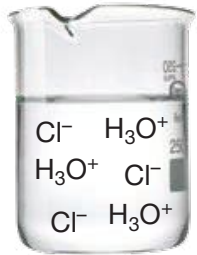
12 Stała dysocjacji elektrolitycznej, stopień dysocjacji elektrolitycznej

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: stała dysocjacji elektrolitycznej, stopień dysocjacji elektrolitycznej
- interpretacja wartości K_a , K_b
- obliczenia z zastosowaniem pojęć: stała dysocjacji, stopień dysocjacji
- obliczenia z wykorzystaniem prawa rozcieńczeń Ostwalda
- porównywanie mocy elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji



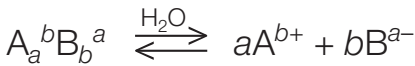
Ze względu na moc elektrolity można podzielić na słabe i mocne. Przykładem słabego elektrolitu jest kwas siarkowodorowy, zaś mocnego – kwas chlorowodorowy (fot. 49.). Moc elektrolitów określają stała dysocjacji elektrolitycznej oraz stopień dysocjacji elektrolitycznej.



Fot. 49. W roztworach mocnych elektrolitów znajdują się tylko jony.

■ Stała dysocjacji elektrolitycznej K

Dysocjacja elektrolityczna jest przykładem reakcji odwracalnej, która prowadzi do ustalenia równowagi dynamicznej w roztworze między jonami a cząsteczkami niezdysocjowanymi:



Zgodnie z prawem działania mas dla słabych elektrolitów proces ten opisuje stała dysocjacji elektrolitycznej K :

$$K = \frac{[A^{b+}]^a [B^{a-}]^b}{[A_a^b B_b^a]}$$

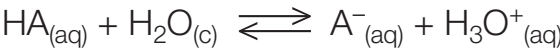
Prawo działania mas → patrz s. 121

◀ Wzór na obliczanie stałej dysocjacji elektrolitycznej

gdzie:
 K – stała dysocjacji, podaje się ją jako wartość bezwymiarową,
 $[A_a^b B_b^a]$ – stężenie molowe substratu w stanie równowagi chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 $[A^{b+}]$, $[B^{a-}]$ – stężenia molowe produktów w stanie równowagi chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 a , b – współczynniki stechiometryczne.

■ **Stała dysocjacji elektrolitycznej kwasu K_a**

Reakcję dysocjacji elektrolitycznej kwasu w wodzie można przestawić za pomocą równania:



a **stałą dysocjacji kwasu**, czyli **stałą kwasowości K_a** [indeks „a” pochodzi od ang. *acid* – kwas] – za pomocą wyrażenia:

Wzór na obliczanie stałej dysocjacji kwasu

$$K_a = \frac{[\text{A}^{-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HA}]}$$

gdzie:

K_a – stała dysocjacji elektrolitycznej kwasu, stała kwasowości, podaje się ją jako wartość bezwymiarową,

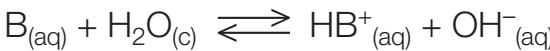
$[\text{HA}]$ – stężenie molowe substratu w stanie równowagi chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

$[\text{A}^{-}]$, $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$ – stężenia molowe produktów w stanie równowagi chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

W wyrażeniu na stałą kwasowości nie uwzględnia się stężenia wody, ponieważ jego wartość jest stała w danej temperaturze i została uwzględniona w wartościach stałych dysocjacji zamieszczonych w tablicach chemicznych.

■ **Stała dysocjacji elektrolitycznej zasady K_b**

Wartości stężenia wody nie uwzględnia się także w wyrażeniu na **stałą dysocjacji zasady** – **stałą zasadowości K_b** [indeks „b” pochodzi od ang. *base* – zasada]. Dla reakcji przebiegającej zgodnie z równaniem:



wyrażenie na stałą zasadowości ma postać:

Wzór na obliczanie stałej dysocjacji zasady

$$K_b = \frac{[\text{HB}^{+}] \cdot [\text{OH}^{-}]}{[\text{B}]}$$

gdzie:

K_b – stała dysocjacji elektrolitycznej zasady, stała zasadowości, podaje się ją jako wartość bezwymiarową,

$[\text{B}]$ – stężenie molowe substratu w stanie równowagi chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

$[\text{HB}^{+}]$, $[\text{OH}^{-}]$ – stężenia molowe produktów w stanie równowagi chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

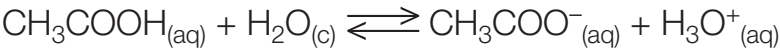
Przykład 36.

Plan rozwiązywania

- 1 Napisz równowagowe stężenia molowe substratów i produktów.
- 2 Podstaw stężenia do wyrażenia na stałą dysocjacji elektrolitycznej.

Zapisywanie wyrażenia na stałą dysocjacji elektrolitycznej słabego kwasu

Napisz wyrażenie na stałą dysocjacji elektrolitycznej dla reakcji chemicznej przedstawionej za pomocą równania:



- 1 Substraty:
 $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ – stężenie molowe kwasu octowego
 $[\text{H}_2\text{O}]$ – stężenie molowe wody
Produkty:
 $[\text{CH}_3\text{COO}^{-}]$ – stężenie molowe anionów octanowych
 $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$ – stężenie molowe jonów oksoniowych
- 2 W wyrażeniu na stałą dysocjacji kwasu K_a nie zapisuje się stężenia wody:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^{-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

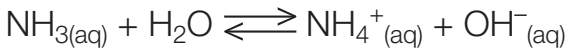
Przykład 37.

Plan rozwiązywania

- 1 Napisz równowagowe stężenia molowe substratów i produktów.
- 2 Podstaw stężenia do wyrażenia na stałą dysocjacji elektrolitycznej.

Zapisywanie wyrażenia na stałą dysocjacji elektrolitycznej słabej zasady

Napisz wyrażenie na stałą dysocjacji elektrolitycznej dla reakcji chemicznej przedstawionej za pomocą równania:



- 1 Substraty:
 $[\text{NH}_3]$ – stężenie molowe amoniaku
 $[\text{H}_2\text{O}]$ – stężenie molowe wody
Produkty:
 $[\text{NH}_4^{+}]$ – stężenie molowe kationów amonu
 $[\text{OH}^{-}]$ – stężenie molowe anionów wodorotlenkowych
- 2 W wyrażeniu na stałą dysocjacji zasady K_b nie zapisuje się stężenia wody:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^{+}] \cdot [\text{OH}^{-}]}{[\text{NH}_3]}$$

Stała dysocjacji elektrolitycznej K – stosunek iloczynu stężeń jonów, powstających podczas dysocjacji elektrolitycznej, do stężenia cząsteczek niezdisocjowanych, pozostających w równowadze chemicznej z jonami.

Wartości stałych dysocjacji wybranych kwasów i zasad w temperaturze 25 °C → patrz s. 374

Stała dysocjacji elektrolitycznej **jest wielkością charakterystyczną** dla danego elektrolitu, w określonej temperaturze ma stałą wartość. W tablicach chemicznych podane są wartości stałych dysocjacji różnych elektrolitów w temperaturze 25 °C (298 K). Stała dysocjacji elektrolitycznej:

- ▶ **nie zależy od początkowego stężenia** elektrolitu,
- ▶ **zależy od temperatury**.

Wyższa wartość stałej dysocjacji świadczy o tym, że elektrolit jest zdysocjowany w większym stopniu, czyli jest **mocniejszy**. Dlatego **stała dysocjacji jest miarą mocy elektrolitu**.

słabszy elektrolit	zwiększanie się wartości K			mocniejszy elektrolit
$K_a = 3,98 \cdot 10^{-8}$ kwas chlorowy(I)	<	$K_a = 1,78 \cdot 10^{-4}$ kwas mrówkowy (kwas metanowy)	<	$K_{a1} = 1,41 \cdot 10^{-2}$ kwas siarkowy(IV)

gdzie:

K_{a1} – stała pierwszego etapu dysocjacji elektrolitycznej kwasów wieloprotonowych,

K_a – stała dysocjacji elektrolitycznej kwasów jednoprotowych.

Mocne elektrolity

Dla mocnych elektrolitów, które są praktycznie w całości (w 100 %) zdysocjowane na jony, zwykle nie podaje się wartości stałych dysocjacji (mianownik w wyrażeniu na stałą dysocjacji jest bliski zeru).

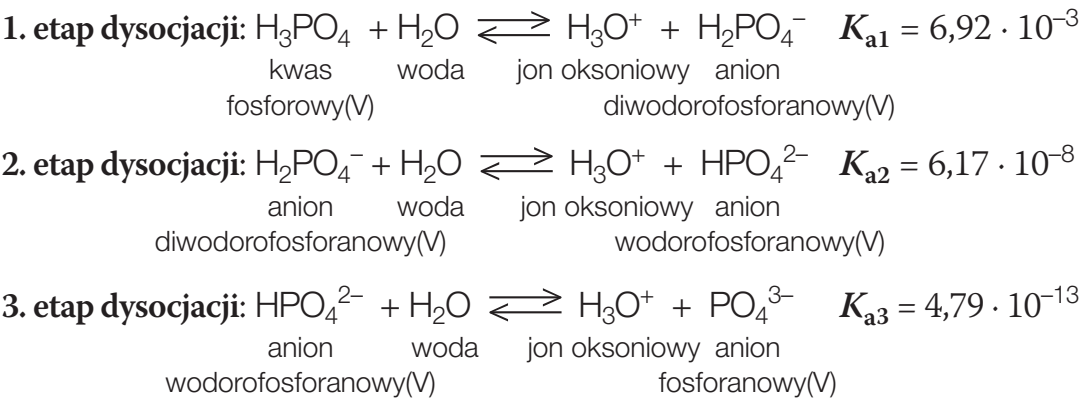
Do **mocnych elektrolitów** zalicza się m.in.:

- ▶ **mocne kwasy**: kwas siarkowy(VI) H_2SO_4 , kwas azotowy(V) HNO_3 , kwas chlorowy(VII) $HClO_4$, kwas chlorowodorowy HCl , kwas bromowodorowy HBr , kwas jodowodorowy HI ,
- ▶ **wodorotlenki litowców i berylowców**, z wyjątkiem $Be(OH)_2$ i $Mg(OH)_2$,
- ▶ wszystkie **sole rozpuszczalne** w wodzie.

Słabe elektrolity

Słabymi elektrolitami są pozostałe kwasy i wodorotlenki, w tym większość kwasów organicznych.

Dla dysocjujących stopniowo wieloprotonowych kwasów podaje się **stałe dysocjacji elektrolitycznej dla każdego etapu dysocjacji**. Na przykład dla kwasu fosforowego(V) H_3PO_4 :



Jak wynika z podanych wartości stałych dysocjacji (K_{a1} , K_{a2} , K_{a3}), w roztworze H_3PO_4 spośród otrzymanych anionów największe jest stężenie $H_2PO_4^-$, a najmniejsze – PO_4^{3-} .

Iloczyn trzech cząstkowych stałych dysocjacji jest sumaryczną **stałą dysocjacji elektrolitycznej K** :

$K = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3$

◀ Wzór na obliczanie stałej dysocjacji elektrolitycznej

Przykład 38.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz K .
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie stałej dysocjacji elektrolitycznej

Oblicz stałą dysocjacji elektrolitycznej, jeżeli w stanie równowagi chemicznej w roztworze elektrolitu o objętości równej 1 dm³ znajduje się 0,6 mola cząsteczek niezdisocjowanych AB, a 0,4 mola uległo dysocjacji, tworząc 0,4 mola jonów A⁺ i 0,4 mola jonów B⁻.

1 Dane: $[AB] = 0,6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ Szukane: $K = ?$

$[A^+] = 0,4 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 $[B^-] = 0,4 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

2 $K = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}$
 $K = \frac{0,4 \cdot 0,4}{0,6}$

$K = 0,27$

3 Stała dysocjacji elektrolitycznej wynosi 0,27.

Równowaga chemiczna, która ustala się podczas dysocjacji elektrolitycznej, w roztworach słabych elektrolitów **zostaje zaburzona przez zmianę stężenia jonów**, np. w wyniku dodania mocnego elektrolitu, który zawiera taki sam jon jak słaby elektrolit. Wówczas, zgodnie z regułą przekory, następuje przesunięcie równowagi chemicznej w kierunku cząsteczek niezdisocjowanych.

Na przykład dodanie roztworu mocnego kwasu (zwiększenie stężenia jonów H_3O^+) do roztworu słabego kwasu lub jego soli powoduje wzrost liczby niezdisocjowanych cząsteczek tego kwasu w roztworze. Podobny proces zachodzi w roztworach słabych zasad lub ich soli pod wpływem dodania mocnej zasady (zwiększenie stężenia jonów OH^-).

Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory → patrz s. 127

Stopień dysocjacji elektrolitycznej α – stosunek liczby moli cząsteczek zdysocjowanych na jony do całkowitej liczby moli cząsteczek elektrolitu wprowadzonych do roztworu.

Stopień dysocjacji elektrolitycznej α

Oprócz stałej dysocjacji elektrolitycznej miarą mocy elektrolitu jest stopień dysocjacji elektrolitycznej α . Wartość ta informuje, ile cząsteczek w danym elektrolicie występuje w postaci jonów. **Stopień dysocjacji elektrolitycznej α** jest to stosunek liczby moli cząsteczek zdysocjowanych na jony do całkowitej liczby moli cząsteczek elektrolitu wprowadzonych do roztworu. Podaje się go w procentach lub jako wartość bezwymiarową. Znając stopień dysocjacji elektrolitycznej i stężenie elektrolitu (liczbę moli w 1 dm³ roztworu), można obliczyć stężenie jonów w roztworze, np. jonów oksoniowych (kationów wodoru) w roztworach kwasów.

Stopień dysocjacji elektrolitycznej oblicza się ze wzorów:

$$\alpha = \frac{n_z}{n_w}$$

$$\alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100 \%$$

gdzie:

α – stopień dysocjacji elektrolitycznej ($0 \leq \alpha \leq 1$ lub $0 \% \leq \alpha \leq 100 \%$), %,
 n_z – liczba moli cząsteczek zdysocjowanych na jony, mol,
 n_w – całkowita liczba moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu, mol.

$\alpha = 1$

mocny elektrolit

$\alpha < 1$

słaby elektrolit

Przykład 39.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Ustal wartość n_w .
- 3 Oblicz n_z .
- 4 Napisz odpowiedź.

Obliczanie liczby moli jonów w roztworze

Oblicz liczbę moli jonów oksoniowych w 1 dm³ roztworu kwasu fluorowodorowego o stężeniu 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i stopniu dysocjacji $\alpha = 8 \%$.

1 Dane:

$C_m = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 $\alpha = 8 \%$
 $V_r = 1 \text{ dm}^3$

Szukane:

$n_z = ?$

2 Stężenie molowe HF jest równe liczbie moli HF zawartych w 1 dm³ roztworu. Liczba moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu wynosi $n_w = 0,1 \text{ mol}$.

3 Liczbę moli cząstek zdysocjowanych, równą liczbie moli jonów H₃O⁺, oblicza się następująco:

$$n_z = \frac{n_w \cdot \alpha}{100 \%}$$
$$n_z = \frac{0,1 \text{ mol} \cdot 8 \%}{100 \%}$$

$n_z = 0,008 \text{ mol}$

4 Liczba moli jonów oksoniowych w roztworze wynosi 0,008 mola.

Obliczanie za pomocą wzoru:

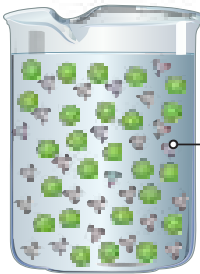
$$\alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100 \%$$

Czynniki wpływające na wartość stopnia dysocjacji elektrolitycznej

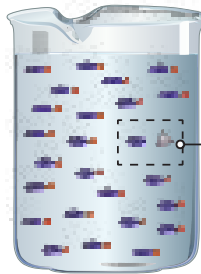
Stopień dysocjacji elektrolitycznej zależy od:

- ▶ rodzaju elektrolitu – dla mocnych elektrolitów $\alpha = 1$, dla słabych elektrolitów $\alpha < 1$ (rys. 33.),

roztwór HCl



roztwór CH₃COOH



$\alpha = \frac{25}{25} \cdot 100 \%$
 $\alpha = 100 \%$

$\alpha = \frac{1}{25} \cdot 100 \%$
 $\alpha = 4 \%$

Modele:

● anionu chlorkowego Cl⁻
● kationu oksoniowego H₃O⁺

● kwasu octowego CH₃COOH
● anionu octanowego CH₃COO⁻

Rys. 33. Schemat dysocjacji mocnego elektrolitu ($\alpha = 100 \%$) i słabego elektrolitu ($\alpha = 4 \%$).

- ▶ stężenia roztworu – α wzrasta, gdy stężenie elektrolitu się zmniejsza, a w roztworach bardzo rozcieńczonych jest bliskie 1 (tabela 11.); tłumaczy się to tym, że w roztworze rozcieńczonym istnieje małe prawdopodobieństwo łączenia się jonów elektrolitu w obojętne cząsteczki,

Tabela 11. Stopień dysocjacji elektrolitycznej roztworów HNO₂ o różnych stężeniach

$C_{\text{HNO}_2}, \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	α
1,00	0,023
0,10	0,072
0,01	0,210

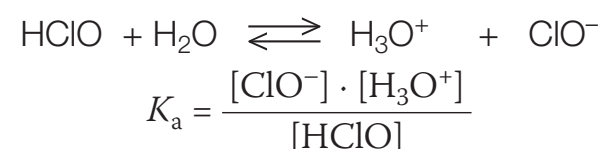
- ▶ temperatury – α nieznacznie wzrasta wraz ze wzrostem temperatury,
- ▶ obecności innych substancji w roztworze – dodanie takich jonów, jakie powstają w wyniku dysocjacji, zmniejsza α , jednocześnie cofając ten proces.

Stopień dysocjacji elektrolitycznej może służyć wyłącznie do porównywania mocy elektrolitów o takim samym stężeniu molowym.

Prawo rozcieńczeń Ostwalda

Zależność między stałą a stopniem dysocjacji elektrolitycznej opisuje **prawo rozcieńczeń Ostwalda**. Stosuje się je do obliczania stałej lub stopnia dysocjacji słabego elektrolitu o znanym stężeniu.

Na przykład kwas chlorowy(I), który jest słabym elektrolitem, dysocjuje zgodnie z równaniem:



Stopień dysocjacji α kwasu chlorowego(I) można wyznaczyć ze wzoru:

$$\alpha = \frac{C_z}{C}$$

gdzie:

α – stopień dysocjacji elektrolitycznej,

C_z – równowagowe stężenie molowe cząstek zdysocjowanych na jony, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

C – początkowe stężenie molowe elektrolitu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Stężenie poszczególnych jonów w stanie równowagi w tym roztworze wynosi:

$$C_z = [\text{ClO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+],$$

$$[\text{ClO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = C \cdot \alpha,$$

z kolei równowagowe stężenie cząsteczek niezdisocjowanych jest równe:

$$[\text{HClO}] = C - [\text{H}_3\text{O}^+] = C - C \cdot \alpha,$$

$$[\text{HClO}] = C(1 - \alpha).$$

Po podstawieniu obliczonych stężeń do wyrażenia na stałą dysocjacji elektrolitycznej HClO otrzymuje się **matematyczne przedstawienie prawa rozcieńczeń Ostwalda**:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]} \quad K_a = \frac{C \cdot \alpha \cdot C \cdot \alpha}{C(1 - \alpha)} \quad K_a = \frac{C^2 \cdot \alpha^2}{C(1 - \alpha)}$$

Zatem ogólnie:

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}$$

gdzie:

K – stała dysocjacji elektrolitycznej, podawana jako wartość bezwymiarowa,

α – stopień dysocjacji elektrolitu, podawany jako wartość bezwymiarowa,

C – początkowe stężenie molowe elektrolitu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Dla słabych elektrolitów, gdy $\alpha \leq 0,05$ lub $\frac{C}{K} \geq 400$, wartość $(1 - \alpha)$ jest w przybliżeniu równa 1. Wówczas wzór określający prawo rozcieńczeń Ostwalda przyjmuje postać uproszczoną:

$$K = \alpha^2 \cdot C$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$$

◀ Uproszczony wzór na prawo rozcieńczeń Ostwalda, gdy $\alpha \leq 0,05$.

Stałe dysocjacji kwasów i zasad dla słabych elektrolitów można przedstawić także w postaci następujących wyrażeń:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_a - [\text{H}_3\text{O}^+]} \quad K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_b - [\text{OH}^-]}$$

Jeśli $\alpha \leq 5\%$ lub $\frac{C}{K} \geq 400$, to $C_a - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx C_a$, a $C_b - [\text{OH}^-] \approx C_b$.

Wówczas wzory mają uproszczoną postać: $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_a}$, $K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_b}$, gdzie:

K_a – stała dysocjacji elektrolitycznej kwasu, podawana jako wartość bezwymiarowa,

K_b – stała dysocjacji elektrolitycznej zasady, podawana jako wartość bezwymiarowa,

C_a – początkowe stężenie molowe kwasu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

C_b – początkowe stężenie molowe zasady, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Przykład 40.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane. Odczytaj z tablic (s. 374) wartość stałej dysocjacji kwasu mrówkowego.
- 2 Sprawdź, czy do obliczeń można zastosować uproszczony wzór na prawo rozcieńczeń Ostwalda.
- 3 Oblicz α .
- 4 Napisz odpowiedź.

Obliczanie stopnia dysocjacji elektrolitycznej elektrolitu o znanym stężeniu

Oblicz stopień dysocjacji elektrolitycznej kwasu mrówkowego HCOOH w roztworze o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

1 Dane: $C = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **Szukane:** $\alpha = ?$

$$K_a = 1,78 \cdot 10^{-4}$$

$$2 \quad \frac{C}{K_a} = \frac{0,1}{1,78 \cdot 10^{-4}}$$

$$\frac{C}{K_a} = 561,80, \text{ czyli } > 400, \text{ a zatem } K_a = \alpha^2 \cdot C$$

$$3 \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1,78 \cdot 10^{-4}}{0,1}}$$

$$\alpha = 0,042$$

4 Stopień dysocjacji elektrolitycznej wynosi 0,042, czyli 4,2 %.

Prawo rozcieńczeń Ostwalda ▶

Przykład 41.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz C.
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie stężenia molowego słabego kwasu

Oblicz stężenie molowe słabego kwasu, wiedząc, że stała dysocjacji tego kwasu wynosi $K_a = 2 \cdot 10^{-3}$, a stopień dysocjacji $\alpha = 0,035$.

- | | |
|---|----------------------------|
| 1 Dane:
$K_a = 2 \cdot 10^{-3}$
$\alpha = 0,035$ | Szukane:
$C = ?$ |
|---|----------------------------|

$$K_a = \alpha^2 \cdot C$$

$$2 \quad C = \frac{K_a}{\alpha^2}$$

$$C = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{(0,035)^2}$$

$$C = 1,63 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

- 3 Stężenie molowe kwasu wynosi $1,63 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Przykład 42.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane. Odczytaj z tablic (s. 374) wartość stałej dysocjacji amoniaku.
- 2 Oblicz C.
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie stężenia molowego słabej zasady

Oblicz stężenie molowe amoniaku, wiedząc, że jego stopień dysocjacji wynosi $\alpha = 10 \%$.

- | | |
|--|----------------------------|
| 1 Dane:
$K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$
$\alpha = 10 \%$ | Szukane:
$C = ?$ |
|--|----------------------------|

$$K_b = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}$$

$$2 \quad C = \frac{K_b(1 - \alpha)}{\alpha^2}$$

$$C = \frac{1,78 \cdot 10^{-5}(1 - 0,1)}{(0,1)^2}$$

$$C = 1,60 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

- 3 Stężenie molowe amoniaku wynosi $1,60 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Ważne w temacie *Stała dysocjacji elektrolitycznej, stopień dysocjacji elektrolitycznej*

1. Obliczam stopień dysocjacji elektrolitycznej

$$\alpha = \frac{n_z}{n_w} \quad \alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100 \%$$

słaby kwas słaba zasada

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_a} \quad \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_a} \cdot 100 \%$$

$$\alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{C_b} \quad \alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{C_b} \cdot 100 \%$$

Stała dysocjacji elektrolitycznej, stopień dysocjacji elektrolitycznej

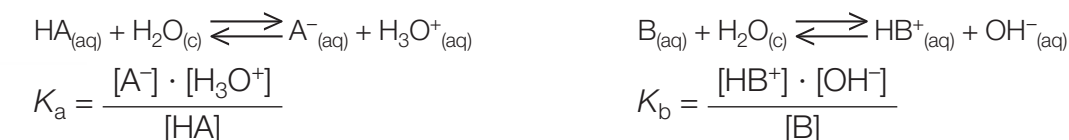
2. Wykonuję obliczenia z wykorzystaniem prawa rozcieńczeń Ostwalda

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}$$

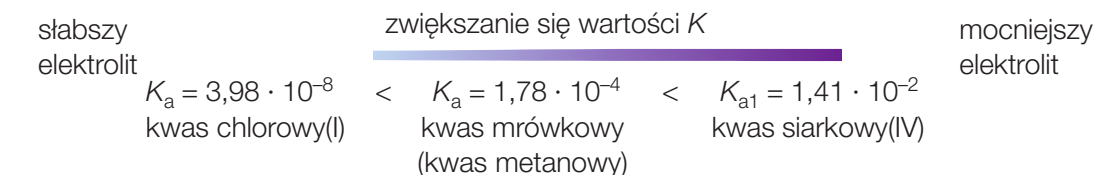
Gdy $\alpha \leq 0,05$ lub $\frac{C}{K} \geq 400$, to:

$$\bullet K = \alpha^2 \cdot C \quad \bullet K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_a} \quad \bullet K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_b}$$

3. Wykonuję obliczenia z zastosowaniem pojęcia stałej dysocjacji elektrolitycznej



4. Porównuję moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji



gdzie:

K_{a1} – stała pierwszego etapu dysocjacji elektrolitycznej kwasów wieloprotonowych,
 K_a – stała dysocjacji elektrolitycznej kwasów jednoprotowych.

Stała dysocjacji elektrolitycznej K – stosunek iloczynu stężeń jonów, powstających podczas dysocjacji elektrolitycznej, do stężenia cząsteczek niezdisocjowanych, pozostających w równowadze chemicznej z jonami.

Stopień dysocjacji elektrolitycznej α – stosunek liczby moli cząsteczek zdysocjowanych na jony do całkowitej liczby moli cząsteczek elektrolitu wprowadzonych do roztworu.

Zadania do tematu



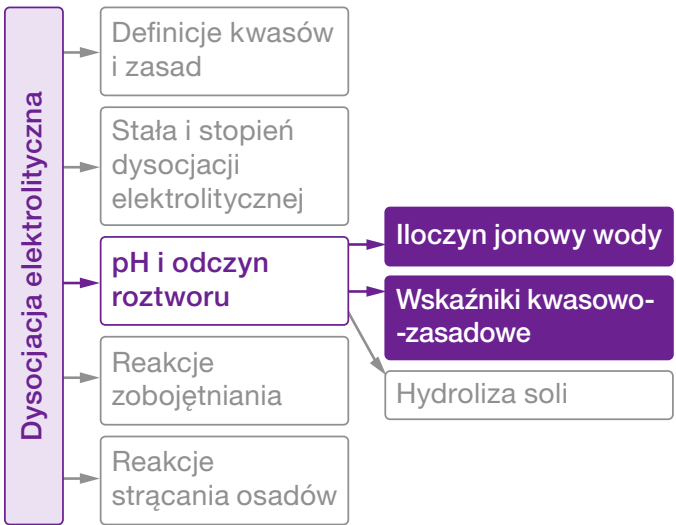
1. Oblicz stopień dysocjacji elektrolitycznej elektrolitu, wiedząc, że w roztworze o objętości 1 dm^3 i stężeniu $2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ znajdują się $0,2$ mola cząsteczek zdysocjowanych i $0,8$ mola cząsteczek niezdisocjowanych.
2. Oblicz stałą dysocjacji elektrolitycznej roztworu elektrolitu, który w stanie równowagi chemicznej zawiera $0,8$ mola cząsteczek niezdisocjowanych AB oraz $0,2$ mola cząsteczek zdysocjowanych.

13

Odczyn wodnych roztworów substancji, pH

Ważne w tym temacie:

- pojęcie *iloczyn jonowy wody*
- obliczenia z zastosowaniem pojęć: *pH, iloczyn jonowy wody*
- przewidywanie odczynu roztworu po reakcji substancji
- właściwości gleby
- rodzaje zanieczyszczeń powietrza, wody i gleby



Jony oksoniowe H_3O^+ (kationy wodoru H^+) występujące w roztworach kwasów decydują o kwasowych właściwościach tych roztworów. Jony wodorotlenkowe OH^- obecne w roztworach zasad wpływają na ich właściwości zasadowe.

Cechą charakteryzującą kwasowe lub zasadowe właściwości roztworu jest jego odczyn. Odczyn wodnego roztworu substancji można określić m.in. na podstawie barwy zanurzonego w nim uniwersalnego papierka wskaźnikowego (fot. 50.).



Fot. 50. Uniwersalny papierek wskaźnikowy w roztworze o odczynie kwasowym przyjmuje barwy od pomarańczowej do czerwonej, a w zasadowym – od zielonej do granatowej.

Odczyn roztworów

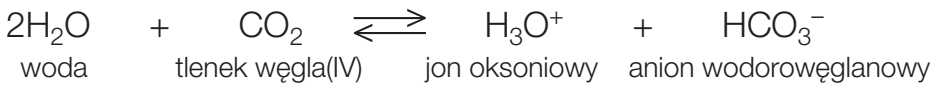
Roztwory mogą mieć odczyn kwasowy, zasadowy lub obojętny.

Nadmiar jonów:

- ▶ oksoniowych H_3O^+ (kationów wodoru H^+) w roztworze powoduje **odczyn kwasowy** roztworu,
- ▶ wodorotlenkowych OH^- – **odczyn zasadowy**.

Jeśli jonów H_3O^+ (H^+) jest tyle samo co OH^- , wówczas roztwór ma **odczyn obojętny**.

Oprócz kwasów i wodorotlenków zmianę stężenia jonów H_3O^+ i OH^- w wodzie mogą powodować także inne substancje. Na przykład **tlenek węgla(IV)**, **chlorowodór**, **amoniak** – reagując z wodą – **zaburzają jej równowagę jonową**. Woda nasycona CO_2 , czyli popularna woda gazowana, ma odczyn kwasowy, ponieważ zachodzi w niej reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:



lub w uproszczeniu:



W wyniku tej reakcji chemicznej **zwiększa się stężenie jonów oksoniowych H_3O^+** . Odczyn kwasowy mają także inne napoje gazowane, np. napoje typu cola (fot. 51.).

Gdy do wody wprowadzi się gazowy amoniak, zajdzie reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:



Powoduje ona **zwiększenie liczby jonów wodorotlenkowych OH^-** w wodzie i zasadowy odczyn roztworu.

Właściwości roztworów kwasowych, zasadowych i obojętnych przedstawia tabela 12.

Tabela 12. Różnice między właściwościami roztworów o odczynach kwasowym, zasadowym i obojętnym

Rodzaj odczynu		Kwasowy	Zasadowy	Obojętny
Stężenie jonów H_3O^+ (H^+)		większe od stężenia jonów wodorotlenkowych $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$	mniejsze od stężenia jonów wodorotlenkowych $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$	równe stężeniu jonów wodorotlenkowych $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
Przykłady roztworów i równania dysocjacji		$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$ $\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	$\text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{OH}^-$	$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$
Barwa wskaźników	oranż metylowy	czerwona	żółta	żółta
	fenoloftaleina	bezbarwna	różowoczerwona (malinowa)	bezbarwna

Iloczyn jonowy wody K_w

Cząsteczki wody w minimalnym stopniu ulegają dysocjacji elektrolitycznej, w wyniku której powstają jony oksoniowe H_3O^+ (kationy wodoru H^+) i wodorotlenkowe OH^- :



Fot. 51. Na odczyn kwasowy napojów typu cola wpływa obecność jonów H_3O^+ powstających w wyniku dysocjacji elektrolitycznej H_3PO_4 .

Równowaga reakcji jest przesunięta w lewo, czyli w stronę powstawania niezdisocjowanych cząsteczek wody. **Stała równowagi** tej reakcji chemicznej w temperaturze 25 °C wynosi:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{lub w uproszczeniu} \quad K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

W równaniu stężenie niezdisocjowanych cząsteczek wody $[\text{H}_2\text{O}]$, czyli liczba moli wody w 1 dm³ (1000 g) wody, jest stałe i wynosi:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1 \text{ dm}^3} \quad [\text{H}_2\text{O}] = 55,6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{55,6} \quad \text{lub w uproszczeniu} \quad K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{55,6}$$

$$K = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Pomnożenie obydwu stron wzoru na stałą równowagi K przez praktycznie stałe stężenie wody H_2O daje stałą K_w , nazywaną iloczynem jonowym wody, którą podaje się jako wartość bezwymiarową.

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad \text{lub w uproszczeniu} \quad K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$K_w = 55,6 \cdot 1,8 \cdot 10^{-16}$$

$$K_w = 10^{-14}$$

Iloczyn jonowy wody K_w – iloczyn stężeń jonów H_3O^+ i OH^- obecnych w wodzie w stanie równowagi. W temperaturze 25 °C iloczyn jonowy wody wynosi $1 \cdot 10^{-14}$.

Iloczyn jonowy wody to iloczyn stężeń jonów H_3O^+ i OH^- obecnych w wodzie w stanie równowagi. W temperaturze 25 °C iloczyn jonowy wody wynosi:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad K_w = 1 \cdot 10^{-14}$$

Oznacza to, że:

- ▶ w czystej wodzie i w roztworach obojętnych stężenia obydwu jonów są takie same i wynoszą:
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
- ▶ w roztworach kwasowych $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$, czyli stężenie jonów przybiera wartości $10^0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \geq [\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ oraz $10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} > [\text{OH}^-] \geq 10^{-14} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
- ▶ w roztworach zasadowych $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$, czyli stężenie jonów przybiera wartości $10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} > [\text{H}_3\text{O}^+] \geq 10^{-14} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ oraz $10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} < [\text{OH}^-] \leq 10^0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

W celu uproszczenia obliczeń na liczbach o ujemnym wykładniku potęgi wartość iloczynu jonowego wody przekształca się do postaci logarytmu dziesiętnego pomnożonego przez -1 i definiuje się jako:

$$\text{p}K_w = -\log K_w = -\log 10^{-14}$$

$\text{p}K_w = 14$, gdzie $\text{p}K_w$ oznacza wartość logarytmu dziesiętnego z iloczynu jonowego wody pomnożoną przez -1 .

Logarytm dziesiętny liczby x to wykładnik potęgi, do której należy podnieść liczbę 10, aby otrzymać liczbę x .

$$\log_{10} x = y \quad \text{tzn.: } 10^y = x$$

$$\begin{aligned} \log 1 &= 0, \text{ bo } 10^0 = 1 \\ \log 10 &= 1, \text{ bo } 10^1 = 10 \\ \log 100 &= 2, \text{ bo } 10^2 = 100 \\ \log 1000 &= 3, \text{ bo } 10^3 = 1000 \end{aligned}$$

Przykład 43.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Napisz równania reakcji dysocjacji zachodzących w roztworze.
- 3 Oblicz stężenie $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
- 4 Oblicz stężenie jonów OH^- .
- 5 Oblicz stężenie jonów H_3O^+ .
- 6 Napisz odpowiedź.

Obliczanie stężenia jonów oksoniowych

Sporządzono roztwór wodorotlenku wapnia – rozpuszczono 1 g substancji w 1 dm³ wody w temperaturze 25 °C.

Oblicz stężenie jonów oksoniowych H_3O^+ w tym roztworze.

1 Dane:

$$m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 1 \text{ g}$$

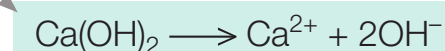
$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ dm}^3$$

Szukane:

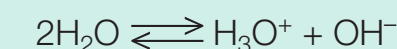
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = ?$$

2

Należy zapisać równania dysocjacji wodorotlenku wapnia oraz wody. Wodorotlenek wapnia jest mocnym elektrolitem, dlatego można przyjąć, że w rozcieńczonym roztworze dysocjuje całkowicie:



W wyniku dysocjacji elektrolitycznej mocnej zasady w roztworze zwiększa się stężenie jonów OH^- . Powoduje to przesunięcie się równowagi dysocjacji wody w lewo.



3

$$M_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{m}{M} \quad n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{1 \text{ g}}{74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \quad n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 0,014 \text{ mol}$$

$$C_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{n}{V} \quad C_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{0,014 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} \quad C_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 0,014 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

4

Stężenie jonów wodorotlenkowych OH^- powstających w wyniku dysocjacji $\text{Ca}(\text{OH})_2$ jest 2 razy większe od stężenia wodorotlenku wapnia.

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot C_{\text{Ca}(\text{OH})_2} \quad [\text{OH}^-] = 2 \cdot 0,014 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,028 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad [\text{OH}^-] = 2,8 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

5

Iloczyn jonowy wody K_w w temperaturze 25 °C wynosi 10^{-14} .

$$[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}$$

$$2,8 \cdot 10^{-2} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{2,8 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,57 \cdot 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

6

Stężenie jonów oksoniowych H_3O^+ w roztworze wynosi $3,57 \cdot 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Teoria Brønsteda–Lowry’ego
→ patrz s. 153

Iloczyn jonowy wody a sprzężone pary kwas–zasada

Wartość iloczynu jonowego wody K_w umożliwia określenie mocy kwasów i zasad, które tworzą sprzężone pary kwas–zasada zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego (tabela 13.). Stałą dysocjacji elektrolitycznej kwasu K_a oraz stałą dysocjacji elektrolitycznej sprzężonej z nim zasady K_b można przedstawić za pomocą wyrażenia:

$$K_w = K_a \cdot K_b$$

- gdzie:
- K_w – iloczyn jonowy wody, wartość bezwymiarowa,
 - K_a – stała dysocjacji elektrolitycznej kwasu, wartość bezwymiarowa,
 - K_b – stała dysocjacji elektrolitycznej zasady, wartość bezwymiarowa.
- Im mocniejszy jest kwas, tym słabsza jest sprzężona z nim zasada.
 - Im słabszy jest kwas, tym mocniejsza jest sprzężona z nim zasada.

Tabela 13. Moc kwasów i zasad tworzących sprzężone pary

pK _a	Nazwa kwasu	Wzór kwasu	Wzór zasady	Nazwa zasady	pK _b
Mocny kwas			Bardzo słaba zasada		
	jodowodorowy	HI	I [−]	jon jodkowy	
	chlorowy(VII)	HClO ₄	ClO ₄ [−]	jon chloranowy(VII)	
	bromowodorowy	HBr	Br [−]	jon bromkowy	
	chlorowodorowy	HCl	Cl [−]	jon chlorkowy	
	siarkowy(VI)	H ₂ SO ₄	HSO ₄ [−]	jon wodorosiarczanowy(VI)	
	chlorowy(V)	HClO ₃	ClO ₃ [−]	jon chloranowy(V)	
	azotowy(V)	HNO ₃	NO ₃ [−]	jon azotanowy(V)	
	jon oksoniowy	H ₃ O ⁺	H ₂ O	woda	
1,92	jon wodorosiarczanowy	HSO ₄ [−]	SO ₄ ^{2−}	jon siarczanowy(VI)	12,08
3,37	azotowy(III)	HNO ₂	NO ₂ [−]	jon azotanowy(III)	10,63
3,45	fluorowodorowy	HF	F [−]	jon fluorkowy	10,55
4,75	octowy	CH ₃ COOH	CH ₃ COO [−]	jon octanowy	9,25
6,37	węglowy	H ₂ CO ₃	HCO ₃ [−]	jon wodorowęglanowy	7,63
6,89	siarkowodorowy	H ₂ S	HS [−]	jon wodorosiarczkowy	7,11
9,25	jon amonowy	NH ₄ ⁺	NH ₃	amoniak	4,75
9,31	cyjanowodorowy	HCN	CN [−]	jon cyjankowy	4,69
10,25	jon wodorowęglanowy	HCO ₃ [−]	CO ₃ ^{2−}	jon węglanowy	3,75
10,56	jon metyloamoniowy	CH ₃ NH ₃ ⁺	CH ₃ NH ₂	metyloamina	3,44
	woda	H ₂ O	OH [−]	jon wodorotlenkowy	
	amoniak	NH ₃	NH ₂ [−]	jon amidkowy	
	wodór	H ₂	H [−]	jon wodorkowy	
	metan	CH ₄	CH ₃ [−]	anion metylowy	
	jon wodorotlenkowy	OH [−]	O ^{2−}	jon tlenkowy	
Bardzo słaby kwas			Mocna zasada		

Źródło: Atkins P., Jones L., Laverman L., *Chemia ogólna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2020.

pH roztworu i skala pH

Odczyn roztworu zależy od stężeń obecnych w nim jonów H₃O⁺ (H⁺) i OH[−]. Stężenia te w większości roztworów są bardzo małe, dlatego wyraża się je za pomocą wartości logarytmów dziesiętnych pomnożonych przez −1. Tak zdefiniowane wartości oznacza się jako pH i pOH. **pH roztworu to wartość logarytmu dziesiętnego ze stężenia jonów oksoniowych** (kationów wodoru) pomnożona przez −1:

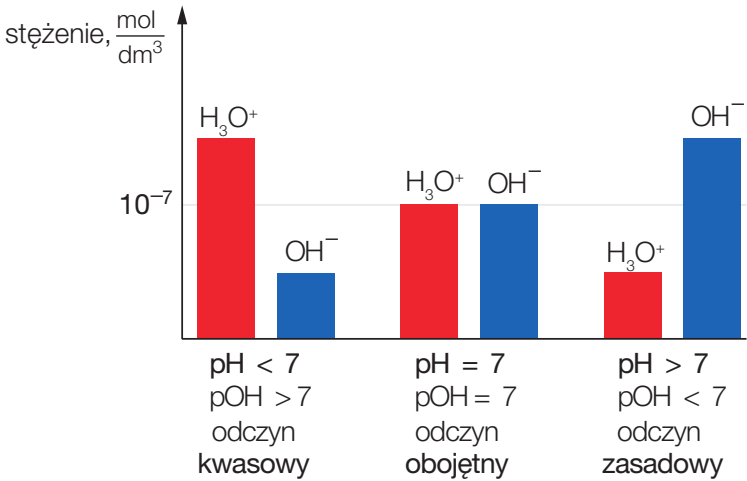
$pH = -\log [H_3O^+]$ lub $pH = -\log [H^+]$, czyli $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ lub $[H^+] = 10^{-pH}$

Natomiast wartość logarytmu dziesiętnego ze stężenia jonów wodorotlenkowych pomnożona przez −1 to pOH roztworu:

$pOH = -\log [OH^-]$, czyli $[OH^-] = 10^{-pOH}$

Znajomość stężenia jonów OH[−] w roztworze umożliwia obliczenie wartości stężenia jonów H₃O⁺ (H⁺) i odwrotnie (rys. 34.). Na przykład:

- w roztworze o odczynie kwasowym, gdy $[H_3O^+] = 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
to $[OH^-] = 10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
pH = 3
pOH = 11
- w roztworze o odczynie zasadowym, gdy $[H_3O^+] = 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
to $[OH^-] = 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
pH = 10
pOH = 4
- w roztworze o odczynie obojętnym $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
pH = pOH = 7



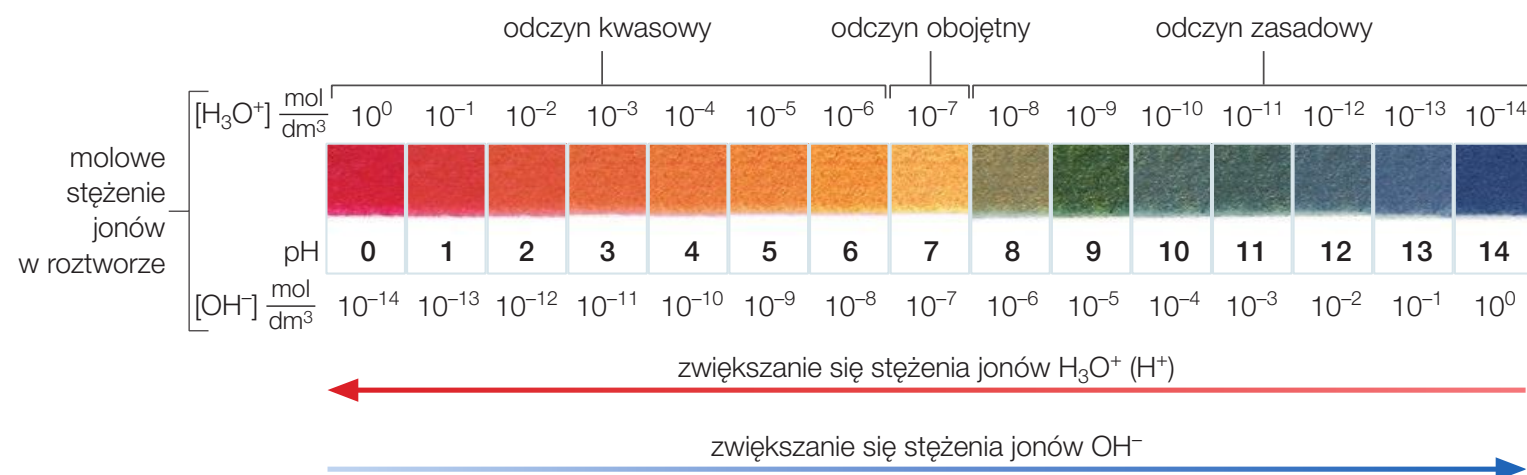
Rys. 34. Zależność odczynu roztworu od stężeń jonów H₃O⁺ i OH[−] w temperaturze 25 °C.

Rozcieńczanie roztworu o:

- odczynie kwasowym powoduje **zwiększanie** się wartości jego **pH**, ale maksymalnie do wartości pH = 7 (odpowiadającej pH czystej wody),
- odczynie zasadowym powoduje **zmniejszanie** się wartości jego **pH**, ale jedynie do wartości pH = 7.

Skala pH (rys. 35., s. 174) odnosi się do wartości iloczynu jonowego wody K_w i w temperaturze 298 K ma zakres od 0 do 14.

Stała wartość iloczynu jonowego wody K_w powoduje, że stężenia jonów H_3O^+ oraz OH^- są ze sobą ściśle powiązane.



Rys. 35. Skala pH służy do określania kwasowości lub zasadowości roztworu wodnego.

Przykład 44.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Napisz równanie reakcji dysocjacji kwasu HX.
- 3 Oblicz $[H_3O^+]$.
- 4 Oblicz pH.
- 5 Napisz odpowiedź.

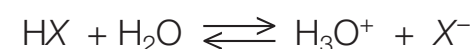
Obliczanie wartości pH roztworu

Stopień dysocjacji elektrolitycznej kwasu jednoprotowego o wzorze HX i stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ wynosi 1 %. Oblicz wartość pH tego roztworu.

1 Dane:
 $C_m = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 $\alpha = 1 \%$

Szukane:
 pH = ?

2 Równanie reakcji dysocjacji kwasu jednoprotowego HX ma postać:



3 Gdyby stopień dysocjacji α wynosił 100 %, wówczas stężenie kationów H_3O^+ (równe stężeniu jonów X^-) wynosiłoby $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i byłoby równe wartości stężenia kwasu HX.

Jednak $\alpha = 1 \%$, czyli $\alpha = 0,01$, więc:

$$[H_3O^+] = 0,01 \cdot 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[H_3O^+] = 0,001 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

4 $pH = -\log [H_3O^+]$

$$pH = -\log (10^{-3})$$

$$pH = 3$$

5 Wartość pH tego roztworu wynosi 3.

Przykład 45.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Ustal wzór na α .
- 3 Oblicz $\Delta\alpha$.
- 4 Oblicz $\Delta[H_3O^+]$.

Obliczanie stopnia dysocjacji, stężenia kationów oksoniowych oraz pH po rozcieńczeniu roztworu

Oblicz, jak zmienia się stopień dysocjacji, stężenie kationów oksoniowych oraz pH roztworu kwasu octowego (kwasu etanowego) o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ po jego 100-krotnym rozcieńczeniu ($K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$).

1 Dane:
 $C_1 = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$
 $\frac{C_2}{C_1} = 0,01$

Szukane:

$$\Delta\alpha = ?$$

$$\Delta[H_3O^+] = ?$$

$$\Delta pH = ?$$

2 Należy obliczyć $\frac{C_1}{K_a}$ oraz $\frac{C_2}{K_a}$ w celu określenia, który wzór na α należy zastosować.

$$\frac{C_1}{K_a} = \frac{1}{1,75 \cdot 10^{-5}}$$

$$\frac{C_2}{K_a} = \frac{0,01}{1,75 \cdot 10^{-5}}$$

$$\frac{C_1}{K_a} = 57142,86$$

$$\frac{C_2}{K_a} = 571,43$$

$\frac{C_1}{K_a} > 400$ oraz $\frac{C_2}{K_a} > 400$, zatem można zastosować wzór uproszczony $K_a = \alpha^2 \cdot C$, czyli $\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$

$$\Delta\alpha = \frac{\alpha_2}{\alpha_1}$$

$$\frac{\alpha_2}{\alpha_1} = \frac{\sqrt{\frac{K_a}{C_2}}}{\sqrt{\frac{K_a}{C_1}}}$$

$$K_a = \text{const.}$$

$$\frac{\alpha_2}{\alpha_1} = \sqrt{\frac{C_1}{C_2}}$$

$$\frac{\alpha_2}{\alpha_1} = \sqrt{\frac{C_1}{0,01 \cdot C_1}}$$

$$\frac{\alpha_2}{\alpha_1} = \sqrt{\frac{1}{0,01}}$$

$$\frac{\alpha_2}{\alpha_1} = \sqrt{100}$$

$$\frac{\alpha_2}{\alpha_1} = 10$$

$$\alpha_2 = 10 \cdot \alpha_1$$

$$\Delta[H_3O^+] = \frac{[H_3O^+]_2}{[H_3O^+]_1}$$

$$\frac{[H_3O^+]_2}{[H_3O^+]_1} = \frac{\alpha_2 \cdot C_2}{\alpha_1 \cdot C_1}$$

$$\frac{[H_3O^+]_2}{[H_3O^+]_1} = 10 \cdot 0,01$$

$$\frac{[H_3O^+]_2}{[H_3O^+]_1} = 0,1$$

$$[H_3O^+]_2 = 0,1 \cdot [H_3O^+]_1$$

ciąg dalszy przykładu na s. 176

początek przykładu
na s. 175

5 Oblicz ΔpH .

6 Napisz
odpowiedź.

$$\begin{aligned} 5 \quad \text{pH}_1 &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_1 \\ \text{pH}_1 &= -\log 0,1 \\ \text{pH}_1 &= 1 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pH}_2 &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_2 \\ \text{pH}_2 &= -\log (0,1 \cdot 0,1) \\ \text{pH}_2 &= -\log 0,01 \\ \text{pH}_2 &= 2 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta\text{pH} &= \text{pH}_2 - \text{pH}_1 \\ \Delta\text{pH} &= 2 - 1 \\ \Delta\text{pH} &= 1 \end{aligned}$$

6 Stopień dysocjacji wzrośnie 10-krotnie, stężenie jonów H_3O^+ zmniejszy się 10-krotnie, a pH zwiększy się o 1.

Przykład 46.

Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane
i szukane.

2 Oblicz stężenie jonów
 OH^- w roztworze
NaOH.

3 Oblicz stężenie jonów
 H_3O^+ w roztworze HCl.

4 Oblicz liczbę moli
jonów H_3O^+ i OH^-
w roztworach
HCl i NaOH.

Obliczanie wartości pH roztworu – substancje zmieszane w ilościach niestechiometrycznych

Oblicz pH roztworu otrzymanego w wyniku zmieszania 300 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu o $\text{pH} = 10$ i 200 cm^3 kwasu chlorowodorowego o $\text{pH} = 2$.

1 Dane:

$$V_{\text{NaOH}} = 300 \text{ cm}^3$$

$$\text{pH}_1 = 10$$

$$V_{\text{HCl}} = 200 \text{ cm}^3$$

$$\text{pH}_2 = 2$$

Szukane:

$$\text{pH}_3 = ?$$

2 Ponieważ wiadomo, że pH roztworu NaOH jest równe 10, stężenie jonów OH^- w tym roztworze można obliczyć, korzystając z zależności: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} \quad \text{pOH} = 14 - 10 \quad \text{pOH} = 4$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \quad [\text{OH}^-] = 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

3 Ponieważ wiadomo, że pH roztworu HCl jest równe 2, można obliczyć stężenie jonów H_3O^+ w tym roztworze.

$$\text{pH} = 2 \quad \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

4 Oba roztwory zawierają mocne elektrolity, dlatego można założyć ich 100-procentową dysocjację.



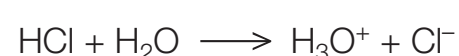
$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{NaOH}}$$

$$n_{\text{OH}^-} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$$

$$n_{\text{OH}^-} = 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,3 \text{ dm}^3$$

$$n_{\text{OH}^-} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n_{\text{OH}^-} = 0,03 \text{ mmol}$$



$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{HCl}}$$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}$$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,2 \text{ dm}^3$$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 2 \text{ mmol}$$

$$n_{\text{OH}^-} < n_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

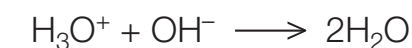
ciąg dalszy przykładu na s. 177

początek przykładu
na s. 176

5 Oblicz pH
otrzymanego
roztworu.

6 Napisz odpowiedź.

5 Jony H_3O^+ i OH^- w reakcji zobojętniania biorą udział w stosunku 1 : 1:



Wiedząc, że $n_{\text{OH}^-} < n_{\text{H}_3\text{O}^+}$, należy obliczyć **nadmiar liczby moli jonów H_3O^+** w roztworze otrzymanym w wyniku zmieszania roztworów HCl i NaOH.

$$x = n_{\text{OH}^-} - n_{\text{H}_3\text{O}^+} \quad x = 2 \text{ mmol} - 0,03 \text{ mmol} \quad x = 1,97 \text{ mmol}$$

Trzeba przyjąć, że objętość roztworu jest sumą objętości mieszanych roztworów, ponieważ zawierają one ten sam rozpuszczalnik. Efekt zmiany objętości w wyniku zmieszania może więc być pominięty.

$$V = 300 \text{ cm}^3 + 200 \text{ cm}^3 \quad V = 500 \text{ cm}^3 \quad V = 0,5 \text{ dm}^3$$

Następnie należy obliczyć stężenie jonów H_3O^+ w roztworze otrzymanym po zmieszaniu roztworów NaOH i HCl:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{x}{V} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1,97 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,5 \text{ dm}^3} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,94 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pH}_3 = -\log (3,94 \cdot 10^{-3}) \quad \text{pH}_3 = 2,4$$

6 pH roztworu otrzymanego w wyniku zmieszania roztworów NaOH i HCl jest równe 2,4.

Pomiar wartości pH

Skala pH w temperaturze 25°C ma zakres od 0 (dla mocnych kwasów) do 14 (dla mocnych zasad). **Uniwersalne papierki wskaźnikowe** umożliwiają szybkie określenie przybliżonej wartości pH roztworu. Pomiaru dokonuje się zwykle poprzez zanurzenie papierka w roztworze danej substancji, a następnie porównanie jego barwy ze skalą barw umieszczoną na opakowaniu (fot. 52.). Jest to jednak mało dokładny sposób, gdyż określa wartość pH z dokładnością do ok. 0,5 jednostki. **Precyzyjne pomiary pH wykonuje się, stosując pehametry** (fot. 53.).



Fot. 52. Sok z ogórka ma odczyn obojętny (żółta barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego), a sok z pomarańczy – kwasowy (pomarańczowa barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego).



Fot. 53. Pehametry służą do wykonywania pomiarów pH.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe

Do ustalenia odczynu roztworu używa się m.in. wskaźników kwasowo-zasadowych. Zarówno zmiana barwy wskaźnika w roztworze, jak i brak takiej zmiany informują o tym, jaki odczyn ma roztwór. Do najczęściej stosowanych wskaźników kwasowo-zasadowych zalicza się m.in. uniwersalne papierki wskaźnikowe, oranż metylowy i fenoloftaleinę.

Wskaźniki i zakres ich zmiany barw

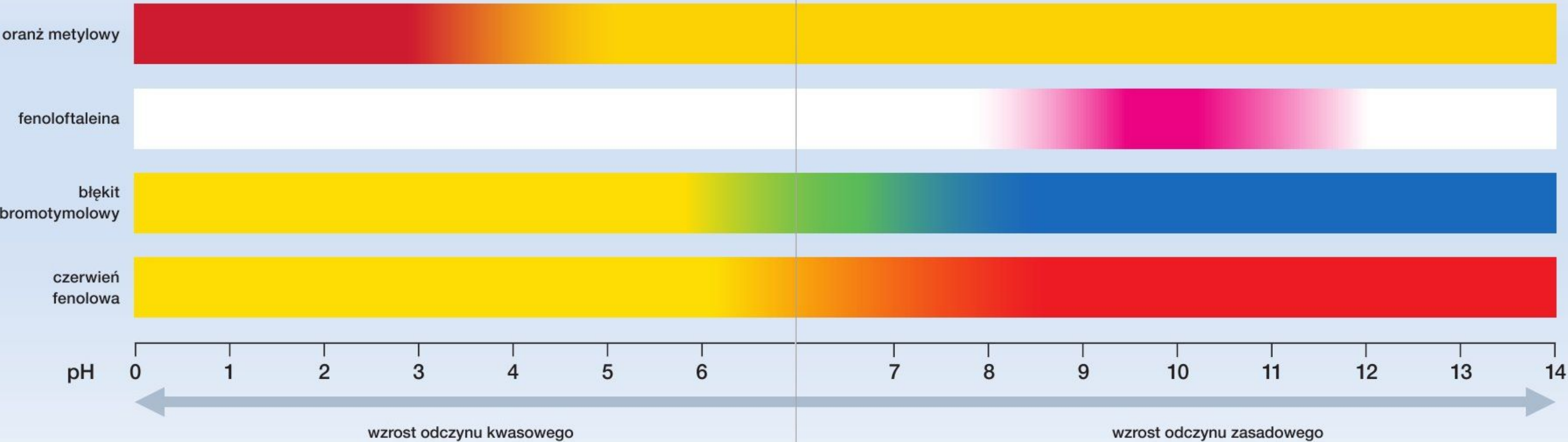
Wykorzystywane w laboratoriach wskaźniki kwasowo-zasadowe to przeważnie słabe kwasy lub zasady organiczne, których cząsteczki w postaci niezdysocjowanej mają inne barwy niż jony powstające w wyniku dysocjacji. Zmiana barwy wskaźnika w określonych zakresach pH umożliwia określenie, czy roztwór ma odczyn kwasowy, obojętny czy zasadowy.

Oranż metylowy stosuje się do wykrywania roztworów o **odczynie kwasowym** ($\text{pH} < 7$), ponieważ przy pH niższym niż 3,1 jest czerwony, a przy wyższym niż 4,4 – żółty. Natomiast fenoloftaleinę wykorzystuje się do wykrywania roztworów o **odczynie zasadowym** ($\text{pH} > 7$), ponieważ wyraźnie zmienia ona swoją barwę przy pH od 8,0 do 10,0.

Nazwa wskaźnika kwasowo-zasadowego	Zakres pH zmiany barwy
oranż metylowy	3,1–4,4
fenoloftaleina	8,0–10,0
błękit bromotymolowy	6,0–7,6
czerwień fenolowa	6,4–8,6

Przykłady wskaźników kwasowo-zasadowych

Każdy wskaźnik ma określony zakres pH, w którym zmienia barwę. Dzięki temu można określić odczyn badanego roztworu.

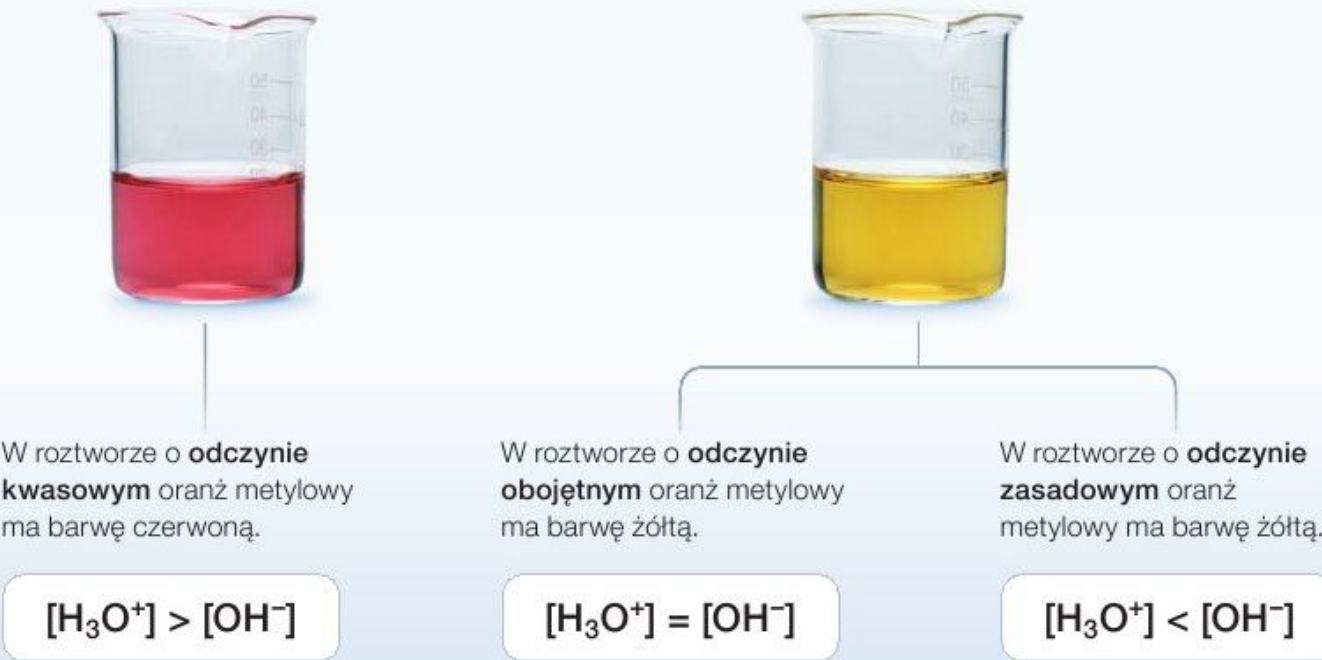


Przyczyny zmiany barwy wskaźników

O barwie wskaźnika kwasowo-zasadowego decyduje równowaga chemiczna jego dysocjacji. W zależności od odczynu roztworu, do którego został dodany wskaźnik, równowaga chemiczna dysocjacji może zostać przesunięta w prawo lub lewo.

W przypadku **oranżu metylowego** (słabego kwasu organicznego) w roztworze o odczynie:

- ▶ **kwasowym** – równowaga chemiczna, zgodnie z regułą przekory, jest przesunięta **w lewo**, czyli w stronę cząsteczek niezdysocjowanych,
- ▶ **obojętnym** – liczba niezdysocjowanych cząsteczek wskaźnika oraz liczba jego jonów **pozostają w równowadze chemicznej**,
- ▶ **zasadowym** – równowaga chemiczna jest przesunięta **w prawo**, czyli w stronę jonów.



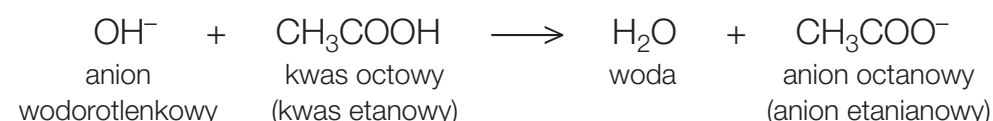
Roztwory buforowe

Bufory (roztwory buforowe) to roztwory, których **wartość pH się nie zmienia po dodaniu niewielkich ilości kwasów albo zasad**.

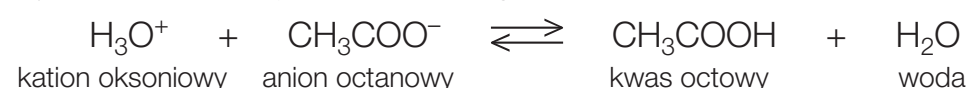
Buforami są mieszaniny roztworów zawierających sprzężone pary kwas–zasada według teorii Brønsteda–Lowry'ego, np.:

- ▶ mieszanina roztworu słabego kwasu oraz soli tego kwasu i mocnej zasady (np. bufor octanowy $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$),
- ▶ mieszanina roztworu słabej zasady oraz soli tej zasady i mocnego kwasu (np. bufor amonowy $\text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$),
- ▶ mieszanina roztworów dwóch wodorosoli (np. bufor fosforanowy $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaH}_2\text{PO}_4$).

Bufor octanowy to mieszanina kwasu octowego (kwasu etanowego) i octanu sodu (etanianu sodu). Sprzężoną parę kwas–zasada w tym roztworze stanowią cząsteczki CH_3COOH i jony CH_3COO^- . Po dodaniu zasady do roztworu zawierającego bufor octanowy zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:



Z kolei po dodaniu kwasu do roztworu zawierającego bufor octanowy zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:



Ze względu na duże stężenie jonów octanowych w roztworze, równowaga reakcji chemicznej tych jonów z jonami oksoniowymi jest silnie przesunięta w prawo – w kierunku niezdysocjowanych cząsteczek kwasu.

Wiele płynów ustrojowych człowieka to roztwory buforowe. Utrzymanie stałego pH w organizmie gwarantuje aktywność enzymów oraz może chronić przed drobnoustrojami. U zdrowego człowieka pH płynów ustrojowych jest dokładnie określone, a jego odchylenia są oznaką zaburzeń oraz chorób.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe występujące w środowisku przyrodniczym

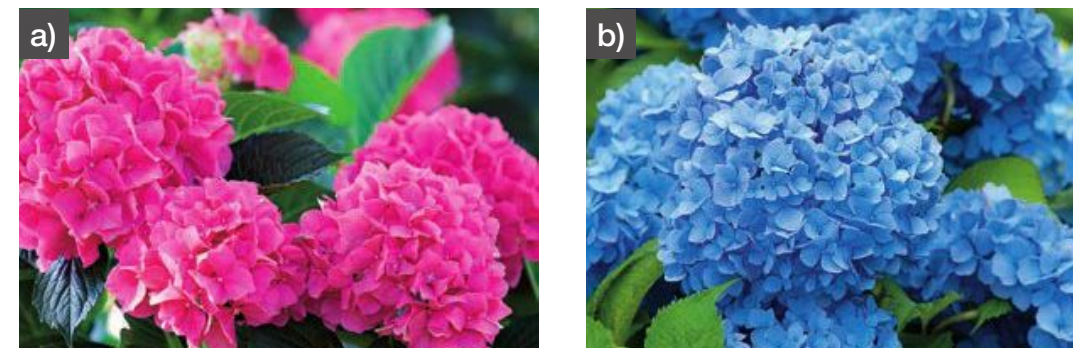
Odczyn roztworu określa się za pomocą wskaźników kwasowo-zasadowych. Są to **substancje, które mają inny kolor w roztworach kwasów, a inny w roztworach zasad**. Funkcję wskaźników może pełnić wiele występujących w środowisku przyrodniczym substancji, np.:

- ▶ sok z czerwonej kapusty – wykazuje zróżnicowane zabarwienie w zależności od odczynu badanego roztworu (fot. 54.); przyjmuje barwy od czerwonej w roztworach silnie kwasowych (np. w wodnym roztworze HCl) do niebieskiej w roztworach silnie zasadowych (np. w wodnym roztworze NaOH),



Fot. 54. Barwa soku z czerwonej kapusty, stosowanego w postaci roztworów wodnego lub alkoholowego, zmienia się w zależności od odczynu badanego roztworu.

- ▶ esencja herbaciana, która blednie w roztworze o odczynie kwasowym, np. po dodaniu soku cytrynowego,
 - ▶ sok buraczany – w roztworze o odczynie kwasowym ma barwę czerwono-fioletową, a w roztworze o odczynie zasadowym – niebieskofioletową lub brązową.
- Barwniki kwiatów niektórych roślin (np. hortensji) służą jako wskaźniki odczynu gleby (fot. 55.).



Fot. 55. Płatki kwiatów hortensji mają różną barwę w zależności od odczynu gleby, na której rosną. Barwa hortensji na glebie o odczynie: a) zasadowym, b) kwasowym.

Wpływ odczynu na środowisko przyrodnicze

Znajomość odczynu ma duże znaczenie w wielu dziedzinach życia, m.in. w rolnictwie. Odczyn gleby i pH decydują o tym, jakie rośliny można na niej uprawiać. pH gleby można zmienić, stosując **nawozy naturalne i sztuczne**.



Doświadczenie 22.

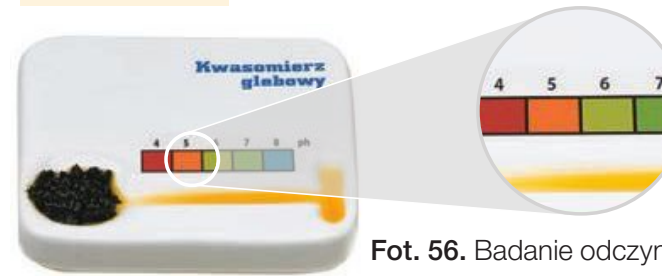
Badanie odczynu gleby

Odczynniki: próbka gleby.

Sprzęt laboratoryjny: kwasomierz Helliga.

Instrukcja: Niewielką ilość gleby wsyp do okrągłego zagłębienia w płytce kwasomierza i lekko ugnieć. Dodawaj kroplami płyn Helliga, aż nad powierzchnią próbki utworzy się warstwa płynu. Odczekaj 2–3 min, a następnie przechyl lekko płytkę kwasomierza, aby płyn przepłynął do kanałka. Odczytaj wartość pH, porównując barwę odczynnika ze skalą umieszczoną na kwasomierzu.

- ▶ **Obserwacje:** Płyn Helliga zabarwił się na żółto (fot. 56.).



Fot. 56. Badanie odczynu gleby kwasomierzem Helliga.

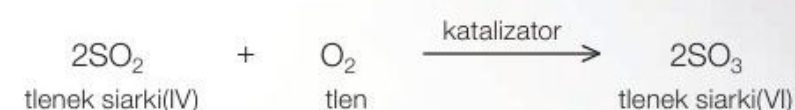
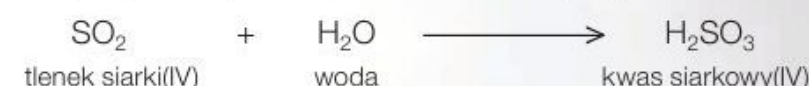
- ▶ **Wniosek:** Wartość pH badanej gleby odczytana ze skali umieszczonej na kwasomierzu wynosi 5, zatem gleba ma odczyn kwasowy.

Zanieczyszczenia środowiska przyrodniczego

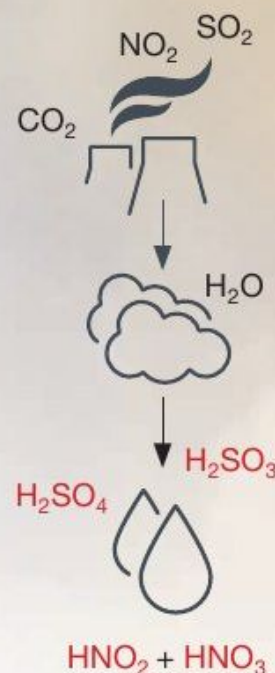
Ochrona powietrza to kluczowy element w walce z zanieczyszczeniami środowiska przyrodniczego. Wszystkie substancje, które powodują skażenie powietrza, wracają na Ziemię razem z opadami i zanieczyszczają wodę oraz glebę.

Jakie pierwiastki i związki chemiczne zanieczyszczają powietrze, wodę i glebę?

- ▶ **Sole metali** takich jak m.in.: ołów, rtęć, miedź, cynk, kadm, arsen, wapń, glin i mangan.
- ▶ **Pyły** zawierające metale, m.in.: glin, żelazo, mangan i ich związki.
- ▶ **Tlenki azotu, węgla i siarki** – niektóre z nich łączą się w atmosferze z parą wodną i tworzą tzw. kwaśne opady:



- ▶ **Sole azotu i fosforu**, m.in. saletra amonowa NH_4NO_3 , superfosfat $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.
- ▶ **Związki organiczne**, m.in. freony.



Do badania jakości powietrza wykorzystuje się m.in. drony.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

Jakość powietrza określa się, korzystając z odpowiednich norm. Gdy podane w nich dopuszczalne wartości zanieczyszczeń zostają przekroczone, stanowi to zagrożenie dla naszego zdrowia i życia. Stężenie w powietrzu substancji tworzących smog podaje się w jednostce **ppm** [czyt. pi pi em] [od ang. *parts per milion* – części na milion].

Wyszukaj i zaprezentuj

Sprawdź, jaki jest bieżący stan powietrza w regionie, w którym mieszkasz. Porównaj go z obecnym stanem powietrza w innym wybranym regionie Polski. Skorzystaj z **Bieżących danych pomiarowych** publikowanych na stronie internetowej Głównego Inspektoratu Ochrony Środowiska.

Jakie są źródła zanieczyszczeń powietrza, wody i gleby?

Największym zagrożeniem dla czystości powietrza, wody i gleby jest działalność człowieka.

- ▶ **Energetyka**, m.in.: elektrownie, ciepłownie i elektrociepłownie.
- ▶ **Przemysł**, m.in.: metalurgiczny, spożywczy, farmaceutyczny, ciężki (przeróbka ropy naftowej, cementownie, hutnictwo).
- ▶ **Transport**, m.in.: samochodowy, kolejowy, powietrzny i wodny.
- ▶ **Gospodarka komunalna**, m.in. gromadzenie i utylizacja odpadów stałych (wysypiska) oraz ścieków (oczyszczalnie).
- ▶ **Gospodarka rolna**, m.in. nawożenie gleby, hodowla bydła.

Jakie są skutki zanieczyszczeń powietrza, wody i gleby?

Zanieczyszczenia powietrza, wody i gleby wpływają negatywnie na zdrowie ludzi, zwierząt, roślin, stan wód i gleby oraz klimat.



Kwaśne opady

Tlenki SO_2 , NO_2 w postaci kwaśnych opadów wracają na Ziemię i niszczą środowisko przyrodnicze, m.in. roślinność.



Zanieczyszczenie wód

Zakwaszenie i zanieczyszczenie wód powierzchniowych związkami fosforu i azotu powoduje ich eutrofizację i wymieranie organizmów wodnych.



Globalne ocieplenie

Zwiększenie emisji gazów cieplarnianych do atmosfery wpływa na zmiany klimatu, co skutkuje m.in. topnieniem lodowców.



Smog

Tlenki, m.in. SO_2 , NO_2 , wraz z parą wodną osadzają się na cząstkach pyłów sadzy i tworzą drażniącą mgłę przemysłową. Może ona powodować m.in. stany zapalne oczu i płuc oraz rozwój chorób serca.

Właściwości sorpcyjne gleby

Większość roślin najlepiej rośnie na glebie o odczynie obojętnym lub lekko kwasowym. Gleby o odczynie kwasowym zwykle mają niewielką zawartość jonów wapnia. Dlatego do podwyższenia wartości ich pH często stosuje się związki wapnia (tlenek wapnia i wodorotlenek wapnia) – jest to tzw. wapnowanie gleby.

Odczyn gleby można też regulować m.in. dzięki jej **właściwościom sorpcyjnym**, czyli zdolności do pochłaniania gazów z powietrza, cząsteczek lub jonów z roztworów oraz mikroorganizmów i drobnych cząstek z zawiesin znajdujących się w tej glebie. Umożliwia to odżywianie roślin przez system korzeniowy. Gleba pochłania też wiele związków chemicznych, w tym toksycznych, dlatego przyczynia się do oczyszczania wód opadowych i gruntowych.

Wapń i jego związki chemiczne → patrz s. 237

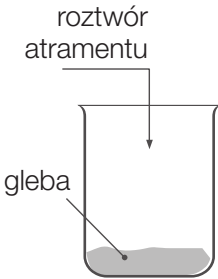
Właściwości sorpcyjne gleby – zdolność gleby do pochłaniania gazów z powietrza, cząsteczek lub jonów z roztworów oraz mikroorganizmów i drobnych cząstek z zawiesin znajdujących się w tej glebie.



Doświadczenie 23.

Badanie właściwości sorpcyjnych gleby

Odczynniki: próbka gleby, atrament, woda.
Szkoło i sprzęt laboratoryjny: zlewki, lejek, sączeek z bibuły, bagietka.
Instrukcja: Do pierwszej zlewki wsyp 10 g gleby, następnie wlej 50 cm³ roztworu atramentu w wodzie (w proporcji objętościowej 1 : 9) (schemat). Zawartość zlewki dokładnie wymieszaj i odstaw na 30 min. Po upływie tego czasu przesącz otrzymaną zawiesinę. Opisz wygląd przesączu.



Obserwacje: Przesącz jest bezbarwny (fot. 57.).



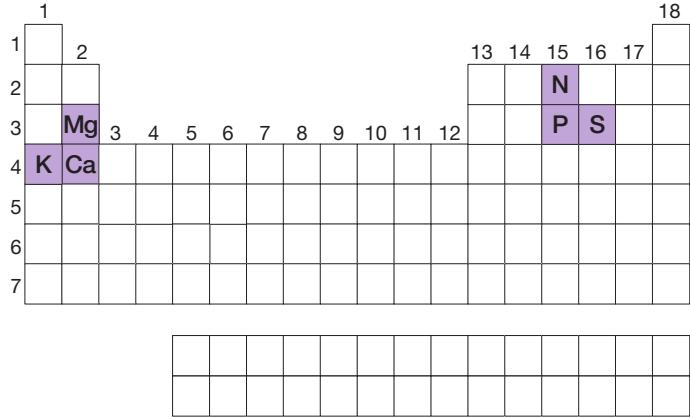
Fot. 57. Cząstki barwnika atramentu zostały zatrzymane przez cząstki gleby.

Wniosek: Gleba zaabsorbowała cząstki barwnika atramentu, a zatem ma właściwości sorpcyjne.

Nawozy a środowisko przyrodnicze

Niewłaściwa lub zbyt intensywna uprawa roślin powoduje, że zasób składników odżywczych w glebie szybko się wyczerpuje. W celu poprawy jakości gleby i wzbogacenia jej w substancje odżywcze niezbędne do prawidłowego wzrostu roślin oraz zwiększenia plonów stosuje się nawozy naturalne i sztuczne (tabela 14., s. 186). Składnikami nawozów są m.in. związki potasu, magnezu, wapnia, azotu, siarki i fosforu (rys. 36.). Skład i dawka nawozu powinny być dostosowane do rodzaju nawożonej gleby oraz do gatunków i odmian odżywianych w ten sposób roślin (fot. 58.).

Zastosowania azotowców → patrz s. 274



Rys. 36. Najważniejsze pierwiastki chemiczne niezbędne do rozwoju roślin.

Nawozy naturalne to substancje pochodzenia organicznego, wytwarzane z materiałów naturalnych, takich jak m.in.:

- kompost,
- obornik,
- torf.

Stosowanie nawozów naturalnych jest częścią **zrównoważonego rolnictwa i ogrodnictwa**, które dąży do minimalizowania negatywnego wpływu działalności człowieka na środowisko przyrodnicze.

Nawozy sztuczne (nawozy mineralne) to preparaty wytwarzane w wyniku procesów przemysłowych. Stosowanie nawozów sztucznych powinno być zrównoważone i zgodne z zalecanymi dawkami oraz terminami ich użycia.



Fot. 58. Przy uprawie rzepaku stosuje się nawozy potasowe. Przed wysiewem rzepaku rozrzuca się na ziemi nawóz i miesza go z nią.

Tabela 14. Rodzaje nawozów i ich przykłady

Nawozy naturalne	Nawozy sztuczne		
	fosforowe	azotowe	potasowe
• kompost (szczątki roślinne i domowe odpady organiczne) • sproszkowane skały wapienne • popiół drzewny	• superfosfaty, np. $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	• amonowe, np. NH_4Cl • saletry: → norweska $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ → chilijska NaNO_3	• chlorkowe, np. KCl • siarczanowe, np. K_2SO_4 • saletra indyjska KNO_3

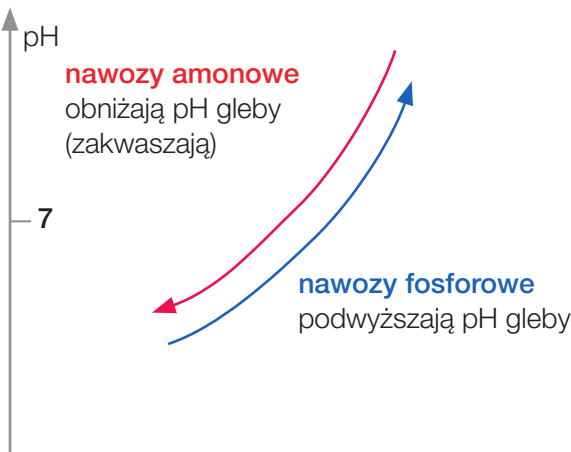
W uprawach często stosuje się wieloskładnikowe nawozy sztuczne, zawierające związki azotu (N), fosforu (P) i potasu (K). Są one nazywane nawozami NPK (od symboli chemicznych odpowiednich pierwiastków). Do głównych rodzajów nawozów sztucznych zaliczane są:

Azotowce
→ patrz s. 265

Litowce
→ patrz s. 228

- ▶ **nawozy azotowe** – azot jest pierwiastkiem chemicznym niezbędnym do wzrostu roślin i syntezy aminokwasów,
- ▶ **nawozy fosforowe** – fosfor bierze udział we wszystkich procesach życiowych zachodzących w roślinach,
- ▶ **nawozy potasowe** – potas poprawia odporność roślin oraz jakość owoców i warzyw,
- ▶ **nawozy wieloskładnikowe** – zawierają kombinację związków azotu, fosforu i potasu, a niekiedy także innych mikroelementów.

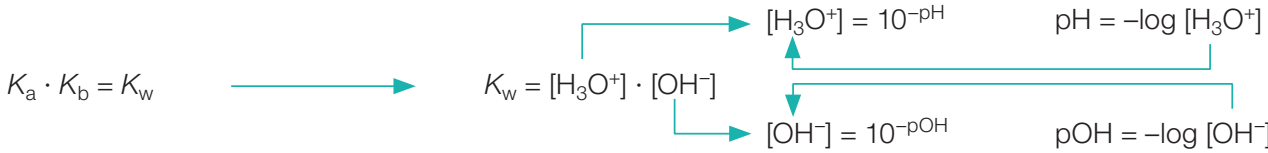
Stosowanie nawozów może wpływać na odczyn gleby (rys. 37.), dlatego należy regularnie monitorować pH gleby. Pozwala to utrzymać optymalne warunki do wzrostu roślin. Istotne jest także stosowanie odpowiednich ilości nawozów. Dostarczanie ich nadmiernych ilości może prowadzić do przenawożenia, które przyczynia się m.in. do obniżenia jakości gleby (degradacji gleby) oraz nadmiernego rozrostu glonów (eutrofizacji) w zbiornikach wodnych.



Rys. 37. Wpływ nawozów sztucznych na pH gleby.

Ważne w temacie **Odczyn wodnych roztworów substancji, pH**

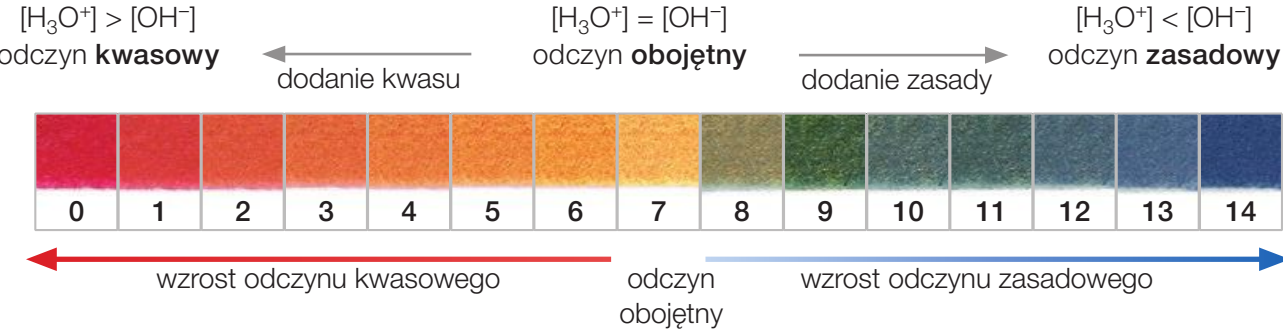
1. Wykonuję obliczenia z zastosowaniem pojęć **pH**, **pOH** i **iloczyn jonowy wody**



Odczyn wodnych roztworów substancji, pH

2. Określam odczyn roztworu

Odczyn roztworu zależy od stężeń molowych obecnych w nim jonów H_3O^+ (H^+) i OH^- oraz ich wzajemnego stosunku:



Iloczyn jonowy wody K_w – iloczyn stężeń jonów H_3O^+ i OH^- obecnych w wodzie w stanie równowagi. W temperaturze 25 °C iloczyn jonowy wody wynosi $1 \cdot 10^{-14}$.

Właściwości sorpcyjne gleby – zdolność gleby do pochłaniania gazów z powietrza, cząsteczek lub jonów z roztworów oraz mikroorganizmów i drobnych cząstek z zawiesin znajdujących się w tej glebie.

Zadania do tematu



1. Oblicz stężenie jonów oksoniowych w roztworze o **pH = 5**.
2. Do roztworu o **pH = 10** dodano roztwór pewnej substancji, który spowodował zmianę wartości na **pH = 6**. **Określ odczyn dodanego roztworu**.



Informacja do zadań 3. i 4.

Dane są trzy roztwory wodorotlenków metali 1. i 2. grupy układu okresowego. Stężenia kationów metali w tych roztworach ($T = 25\text{ °C}$) przedstawiono w tabeli.

Roztwór I	$[\text{Ba}^{2+}] = 0,5\text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
Roztwór II	$[\text{K}^+] = 0,5\text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
Roztwór III	$[\text{Na}^+] = 0,4\text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

3. U szereguj roztwory I–III według wzrastającej wartości **pH**.
4. Ustal, jakie powinno być stężenie molowe kwasu chlorowego(III), aby liczba kationów wodoru w roztworze tego kwasu była 10-krotnie mniejsza od liczby anionów wodorotlenkowych w roztworze III. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

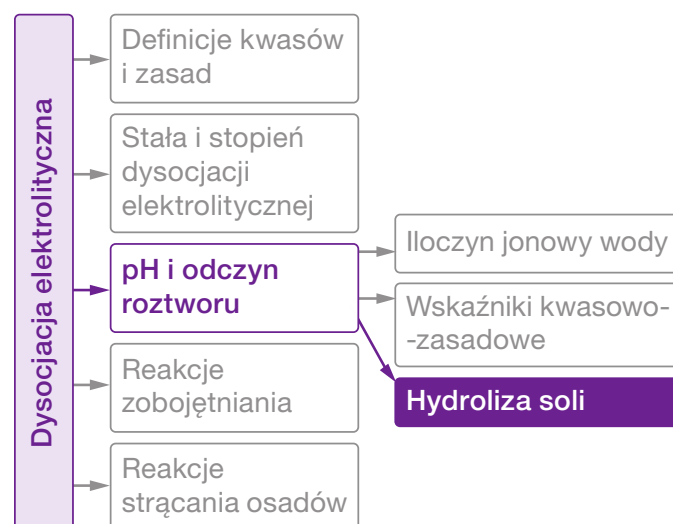
14 Hydroliza soli



Fot. 59. Barwa wskaźnika – błękitu tymolowego – w roztworach kwasów i zasad.

Ważne w tym temacie:

- określanie odczynów wodnych roztworów soli zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego
- równania reakcji wybranych soli z wodą



Wodne roztwory kwasów mają odczyn kwasowy, wodne roztwory zasad – odczyn zasadowy (fot. 59.). A zatem jaki odczyn mają wodne roztwory soli? Można to sprawdzić doświadczalnie.

Badanie odczynu wodnych roztworów soli



Doświadczenie 24.



ZnCl_2

Badanie odczynu wodnych roztworów soli

Odczynniki: roztwory: chlorku cynku, siarczanu(VI) amonu, węglanu potasu, chlorku sodu, octanu amonu (etanianu amonu).

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, uniwersalne papierki wskaźnikowe.

Instrukcja: Do pięciu probówek wlej kolejno wodne roztwory soli: do 1. – chlorku cynku, do 2. – siarczanu(VI) amonu, do 3. – węglanu potasu, do 4. – chlorku sodu, do 5. – octanu amonu (schemat). Następnie w probówkach zanurz uniwersalne papierki wskaźnikowe.



Obserwacje: Wszystkie badane sole dobrze rozpuszczają się w wodzie i tworzą bezbarwne roztwory. Uniwersalne papierki wskaźnikowe barwią się na różne kolory (tabela 15., s. 189).

ciąg dalszy doświadczenia na s. 189

początek doświadczenia na s. 188

Tabela 15. Badanie odczynu wodnych roztworów soli

Wzory soli	ZnCl_2	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	K_2CO_3	NaCl	$\text{CH}_3\text{COONH}_4$
Barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego	1 czerwona	2 czerwona	3 zielononiebieska	4 żółta	5 żółta

Wniosek: Roztwory chlorku sodu i octanu amonu mają odczyn obojętny, chlorku cynku i siarczanu(VI) amonu – kwasowy, a węglanu potasu – zasadowy.

Hydroliza soli

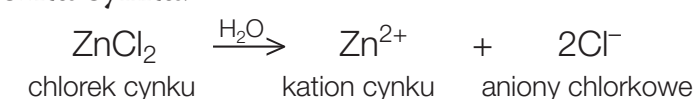
Różne odczyny roztworów soli wyjaśnia **reakcja hydrolizy**. Wszystkie **sole dobrze rozpuszczalne** w wodzie dysocjują całkowicie i w roztworze występują w postaci jonów.

Ilość jonów pochodzących od słabych elektrolitów – kwasu lub zasady – jest w roztworze ograniczona stałą dysocjacji tego kwasu lub tej zasady. Im **słabszy** jest elektrolit, tym **mniej jego jonów** może znajdować się w roztworze. Wyższe stężenia jonów w roztworach soli zakłócają równowagę dysocjacji, która jest przesunięta w kierunku cząsteczek niezdisocjowanych. W celu przywrócenia równowagi jonowej jony znajdujące się w roztworze soli reagują z wodą. W wyniku tej reakcji chemicznej, nazywanej **reakcją hydrolizy**, w roztworze pojawia się nadmiar jonów H_3O^+ (H^+) lub OH^- i odczyn roztworu staje się kwasowy lub zasadowy. Hydrolizie ulegają jony soli pochodzące od słabych kwasów i słabych zasad. **Jony pochodzące od mocnych kwasów i mocnych zasad nie ulegają reakcji hydrolizy.**

Wodne roztwory soli o odczynie kwasowym

W doświadczeniu 24., s. 188 wodne roztwory chlorku cynku ZnCl_2 (probówka 1.) oraz siarczanu(VI) amonu $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (probówka 2.) miały **odczyn kwasowy**. W probówkach 1. i 2. zaszły następujące procesy:

Dysocjacja chlorku cynku:



Hydroliza soli – reakcja wody z jonami słabych kwasów lub słabych zasad powstającymi podczas dysocjacji elektrolitycznej soli.

Stała dysocjacji elektrolitycznej
→ patrz s. 157

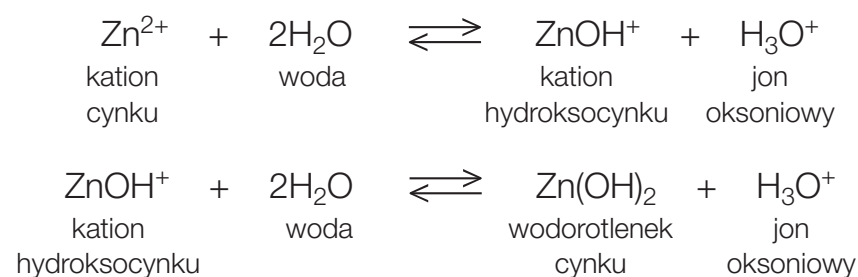
ZnCl_2 to **sól mocnego kwasu HCl i słabej zasady $\text{Zn}(\text{OH})_2$** .



Fot. 60. Wodne roztwory ZnCl_2 i $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ mają odczyn kwasowy.

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ to **sól mocnego kwasu H_2SO_4 i słabej zasady $\text{NH}_3(\text{aq})$** .

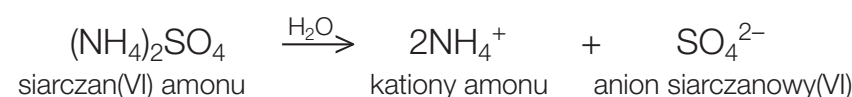
Jony cynku pochodzą od słabej zasady i reagują z wodą:



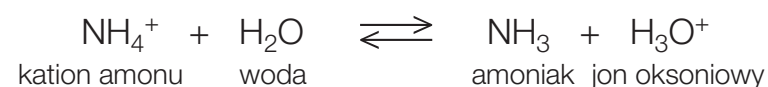
Jony H_3O^+ powstające w wyniku hydrolizy odpowiadają za **odczyn kwasowy** roztworu (fot. 60.).

Jest to **hydroliza kationowa**, bo reakcji chemicznej ulegają kationy.

Dysocjacja siarczanu(VI) amonu:



Jony amonu, pochodzące od słabej zasady, reagują z wodą:



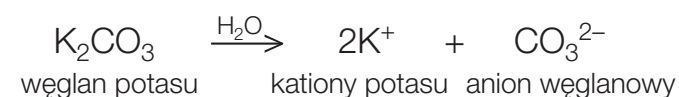
Jony H_3O^+ powstające w wyniku hydrolizy odpowiadają za **odczyn kwasowy** roztworu (fot. 60.).

Jest to **hydroliza kationowa**, bo reakcji chemicznej ulegają kationy.

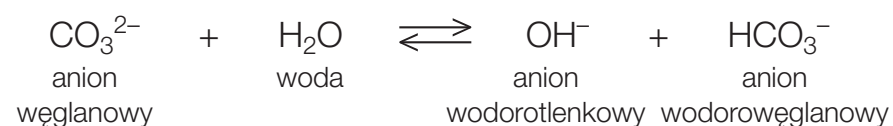
Wodne roztwory soli o odczynie zasadowym

W doświadczeniu 24., s. 188 wodny roztwór węglanu potasu K_2CO_3 (probówka 3.) miał **odczyn zasadowy**. W probówce zaszły następujące procesy:

Dysocjacja węglanu potasu:



Jony węglanowe, pochodzące od słabego kwasu, reagują z wodą:



Jony OH^- powstające w wyniku hydrolizy odpowiadają za **odczyn zasadowy** roztworu (fot. 61.).

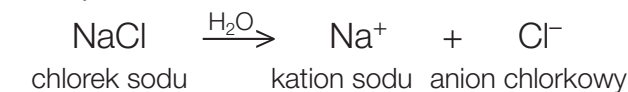
Jest to **hydroliza anionowa**, gdyż reakcji chemicznej ulegają aniony.

Wodne roztwory soli o odczynie obojętnym

W doświadczeniu 24., s. 188 **odczyn obojętny** miały wodne roztwory chlorku sodu NaCl (probówka 4.) oraz octanu amonu $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ (probówka 5.).

W probówkach 4. i 5. zaszły następujące procesy:

Dysocjacja elektrolityczna chlorku sodu:



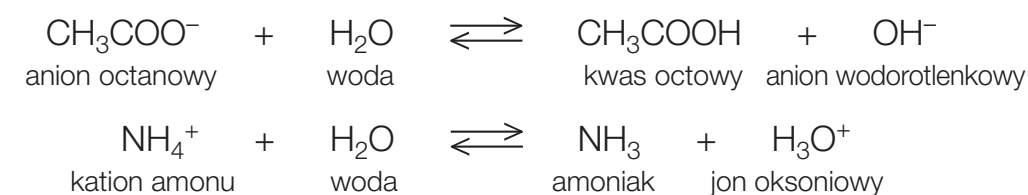
Hydroliza nie zachodzi, gdyż jony Na^+ i Cl^- pochodzące od mocnych elektrolitów nie reagują z wodą. **Odczyn roztworu jest obojętny** (fot. 62.), ponieważ **jony H_3O^+ (H^+) i OH^- są w równowadze chemicznej**, co wynika z równania:



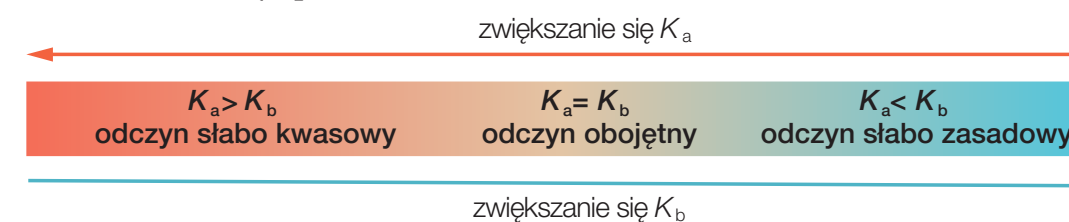
Dysocjacja elektrolityczna octanu amonu:



Jony – zarówno kationy jak i aniony – pochodzące od słabych kwasów i zasad reagują z wodą:



Roztwór ma odczyn zbliżony do obojętnego (fot. 62.), ponieważ moc kwasu i zasady jest bardzo zbliżona. Aby określić rzeczywisty odczyn roztworu, w którym zachodzi hydroliza soli słabego kwasu i słabej zasady, należy **porównać wartości stałych dysocjacji elektrolitycznej kwasu K_a i zasady K_b** (rys. 38.). Stała dysocjacji elektrolitycznej kwasu octowego $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$, natomiast stała dysocjacji elektrolitycznej amoniaku $K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$ – wodny **roztwór octanu amonu ma odczyn słabo zasadowy** ($\text{pH} > 7$).



Rys. 38. Porównanie wartości stałych dysocjacji kwasu i zasady umożliwia określenie odczynu roztworu.

Odczyn roztworu jest słabo zasadowy, ponieważ zasada jest mocniejsza od kwasu (stężenie OH^- jest nieco większe od stężenia H_3O^+).

Odczyn roztworu byłby słabo kwasowy, gdyby zasada była słabsza od kwasu (stężenie H_3O^+ byłoby nieco większe od stężenia OH^-).

Jest to **hydroliza kationowo-anionowa**, bo reakcji chemicznej ulegają kationy i aniony.

NaCl to **sól mocnego kwasu HCl i mocnej zasady NaOH** .



Fot. 62. Wodne roztwory NaCl i $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ nie powodują zmiany barwy uniwersalnego papierka wskaźnikowego.

$\text{CH}_3\text{COONH}_4$ to **sól słabego kwasu CH_3COOH i słabej zasady $\text{NH}_3(\text{aq})$** .

Rodzaje hydrolizy

Hydrolizie ulegają sole:

- ▶ mocnych kwasów i słabych zasad,
- ▶ słabych kwasów i mocnych zasad,
- ▶ słabych kwasów i słabych zasad.

Hydrolizie nie ulegają sole mocnych kwasów i mocnych zasad.
Rodzaj hydrolizy zależy od tego, które jony pochodzące z dysocjacji elektrolitycznej soli będą reagowały z wodą (tabela 16.).

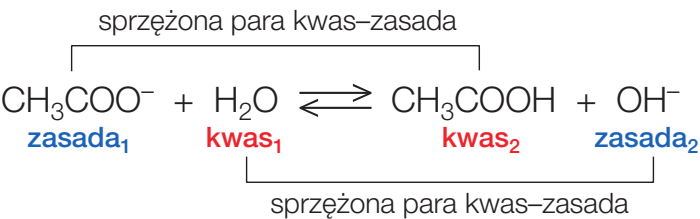
Tabela 16. Odczyn roztworu wybranych soli i rodzaje hydrolizy

Sól pochodząca od		Odczyn roztworu	Procesy zachodzące w roztworze wodnym soli
kwasu	zasady		
mocnego	mocnej	obojętny	dysocjacja elektrolityczna: $\text{NaCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
mocnego	słabej	kwasowy	• dysocjacja elektrolityczna: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-}$ • hydroliza kationowa: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$
słabego	mocnej	zasadowy	• dysocjacja elektrolityczna: $\text{K}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{K}^+ + \text{SO}_3^{2-}$ • hydroliza anionowa: $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$
słabego	słabej	obojętny lub słabo kwasowy, lub słabo zasadowy	• dysocjacja elektrolityczna: $\text{CH}_3\text{COONH}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{NH}_4^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ • hydroliza kationowo-anionowa: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ • reakcja jonów oksoniowych z jonami wodorotlenkowymi $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Hydroliza soli według teorii Brønsteda–Lowry’ego

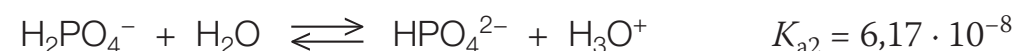
Hydrolizę soli słabego kwasu lub słabej zasady można również opisać zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego:

- ▶ **hydroliza soli słabego kwasu** to dysocjacja zasadowa anionu, który jest zasadą sprzężoną z tym kwasem. Na przykład w roztworze octanu sodu zachodzi **dysocjacja zasadowa jonu octanowego**:

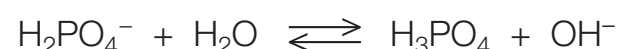


zarówno kwasu, jak i zasady Brønsteda. W roztworze wodnym tej wodorosoli zachodzą zatem dwa procesy:

► **dysocjacja kwasowa (hydroliza kationowa) jonu H_2PO_4^- :**



► **dysocjacja zasadowa (hydroliza anionowa) jonu H_2PO_4^- :**



Wartość stałej dysocjacji zasadowej tego procesu należy obliczyć, korzystając z wyrażenia na iloczyn jonowy wody. Jon H_2PO_4^- jest w równowadze z cząsteczką H_3PO_4 , zatem w wyrażeniu na iloczyn jonowy wody trzeba uwzględnić wartość stałej dysocjacji pierwszego stopnia tego kwasu (K_{a1}):

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

$$K_{b1} = \frac{K_w}{K_{a1}} \quad K_{b1} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{6,92 \cdot 10^{-3}} \quad K_{b1} = 1,44 \cdot 10^{-12}$$

Następnie należy porównać obie wartości stałych dysocjacji:

$$K_{a2} > K_{b1}$$

Wynika z tego, że w roztworze wodnym KH_2PO_4 w większym stopniu zachodzi proces dysocjacji kwasowej niż zasadowej. Zatem **odczyn wodnego roztworu KH_2PO_4 jest kwasowy**.

Z kolei wodorofosforan(V) potasu K_2HPO_4 dysocjuje pod wpływem wody na kationy potasu K^+ oraz aniony wodorofosforanowe(V) HPO_4^{2-} . Anion HPO_4^{2-} , podobnie jak H_2PO_4^- , może pełnić funkcję zarówno kwasu, jak i zasady Brønsteda. W roztworze wodnym K_2HPO_4 zachodzą dwa procesy:

► **dysocjacja kwasowa (hydroliza kationowa) jonu HPO_4^{2-} :**



► **dysocjacja zasadowa (hydroliza anionowa) jonu HPO_4^{2-} :**



Wartość stałej dysocjacji zasadowej tego procesu należy obliczyć, korzystając z wyrażenia na iloczyn jonowy wody. Jon HPO_4^{2-} jest w równowadze z jonem H_2PO_4^- , zatem w wyrażeniu na iloczyn jonowy wody trzeba uwzględnić wartość stałej dysocjacji drugiego stopnia H_3PO_4 (K_{a2}):

$$K_{b2} = \frac{K_w}{K_{a2}} \quad K_{b2} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{6,17 \cdot 10^{-8}} \quad K_{b2} = 1,62 \cdot 10^{-7}$$

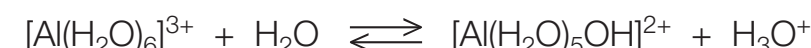
$$K_{a3} < K_{b2}$$

W roztworze wodnym wodorofosforanu(V) potasu K_2HPO_4 w większym stopniu zachodzi proces dysocjacji zasadowej niż kwasowej, dla tego **odczyn tego roztworu jest zasadowy**.

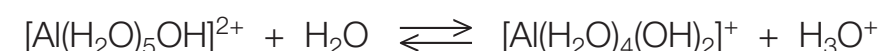
■ Hydroliza kationów z uwzględnieniem powstawania związków kompleksowych

W roztworach wodnych **soli pochodzących od słabych zasad i mocnych kwasów** zachodzi **hydroliza kationowa**. Podczas rozpuszczania niektórych soli w wodzie (zwłaszcza soli zawierających kationy metali o małej masie i dużym ładunku, np. Al^{3+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} , Cu^{2+}) powstają **uwodnione kationy metali**. Oznacza to, że niektóre kationy reagują z wodą, tworząc związki koordynacyjne, w których ligandami są cząsteczki wody, np. $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ czy $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Takie kationy ulegają dysocjacji kwasowej (hydrolizie kationowej), co prowadzi do zwiększenia stężenia jonów oksoniowych H_3O^+ w roztworze i powstania roztworu o odczynie kwasowym.

Po rozpuszczeniu w wodzie chlorku glinu AlCl_3 powstają aniony chlorkowe Cl^- oraz kationy heksaakwaglinu $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, które ulegają dysocjacji kwasowej zgodnie z równaniem:

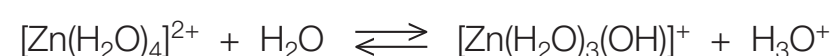
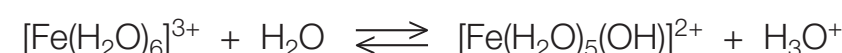
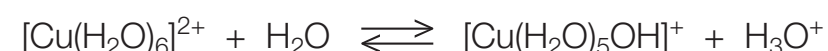
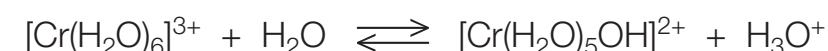


W wyniku tego procesu odskoordinowanych cząsteczek wody stopniowo są odłączane kationy wodoru, w wyniku czego powstają jony oksoniowe H_3O^+ oraz jon $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$, który może ulegać dalszej dysocjacji kwasowej:



W ten sposób może powstać wodorotlenek glinu $\text{Al}(\text{OH})_3$, który strąca się w postaci osadu.

Podobne reakcje zachodzą, kiedy w wodzie zostanie rozpuszczona inna sól, np. chlorek chromu(III) CrCl_3 albo azotan(V) miedzi(II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Uwolnione z sieci krystalicznej kationy metali tworzą z cząsteczkami wody jony koordynacyjne. Zachodzą wówczas następujące reakcje dysocjacji kwasowej uwodnionych kationów metali:



We wszystkich przypadkach mogą zachodzić dalsze stopnie dysocjacji kwasowej powstających jonów kompleksowych.

Ligandy – atomy, jony lub grupy atomów połączone z atomem centralnym.

Odczyn wodnego roztworu wodorosoli określa się na podstawie porównania wartości stałych dysocjacji kwasowej (K_a) oraz zasadowej (K_b) wodorooanionów powstałych podczas dysocjacji elektrolitycznej danej wodorosoli.

Ważne w temacie *Hydroliza soli*

Określam odczyn wodnych roztworów soli

Sól	Reakcja dysocjacji elektrolitycznej	Reakcja hydrolizy	Odczyn
mocnego kwasu i mocnej zasady	$\text{NaCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$	nie zachodzi	obojętny
mocnego kwasu i słabej zasady	$\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$	kwasowy
słabego kwasu i mocnej zasady	$\text{NaNO}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{NO}_2^-$	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$	zasadowy
słabego kwasu i słabej zasady	$\text{HCOONH}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{NH}_4^+ + \text{HCOO}^-$	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ $\text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOOH} + \text{OH}^-$ $K_a = 1,78 \cdot 10^{-4}$, $K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$ $K_a > K_b$ słabo kwasowy	słabo kwasowy
	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ $K_a = 4,47 \cdot 10^{-7}$, $K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$ $K_a < K_b$ słabo zasadowy	

Hydroliza soli

Hydroliza – reakcja wody z jonami słabych kwasów lub słabych zasad powstającymi podczas dysocjacji elektrolitycznej soli.

Zadania do tematu

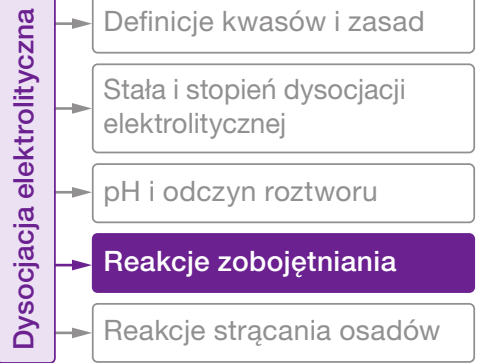


1. Stwierdzono, że roztwór pewnej soli ma pH = 5. **Wskaż nazwę soli (a–c), która uległa hydrolizie.**
- a) węglan glinu
b) siarczan(VI) glinu
c) siarczek sodu
2. **Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji, które umożliwią określenie odczynów roztworów soli o podanych nazwach (a–c).**
- a) węglan sodu
b) siarczan(VI) żelaza(II)
c) siarczan(IV) amonu
3. **Jaki odczyn mają wodne roztwory soli o podanych wzorach (a–f)? Uzasadnij swoją odpowiedź, nie zapisując równań reakcji chemicznych.**
- a) K_2S
b) Na_2SO_4
c) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
d) CuCl_2
e) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
f) NaNO_3

15 Reakcje zobojętniania

Ważne w tym temacie:

- równania reakcji zobojętniania w formie jonowej pełnej i skróconej



Wśród wielu rodzajów reakcji zachodzących między jonami w wodnych roztworach szczególną rolę odgrywają **reakcje zobojętniania**, czyli **neutralizacji** (fot. 64.).

Reakcje zobojętniania

Reakcje zobojętniania to reakcje chemiczne zachodzące między kwasami i zasadami, które prowadzą do powstania soli i wody.

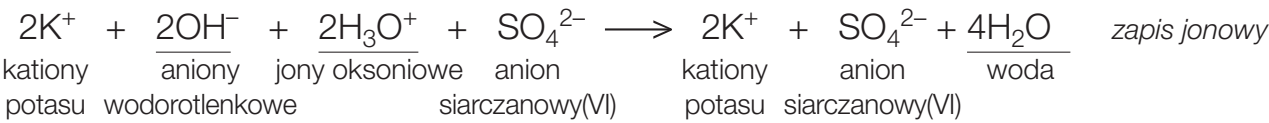
Reakcje zobojętniania polegają na łączeniu się **jonów oksoniowych** H_3O^+ (kationów wodoru H^+) z **anionami wodorotlenkowymi** OH^- , w wyniku czego **powstają niezdysocjowane cząsteczki H_2O** :



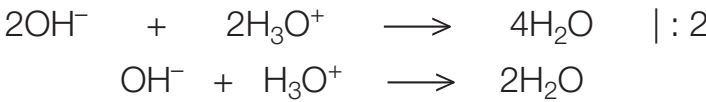
Przykładem reakcji zobojętniania jest reakcja wodorotlenku potasu (zasady potasowej) z kwasem siarkowym(VI):



zapis cząsteczkowy

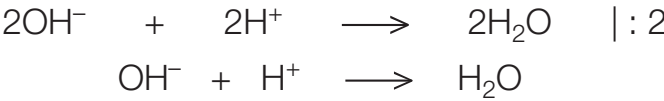
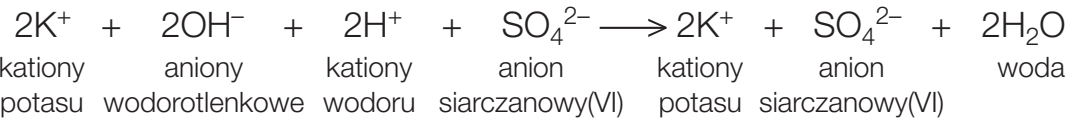


zapis jonowy



zapis jonowy skrócony

lub w uproszczeniu:



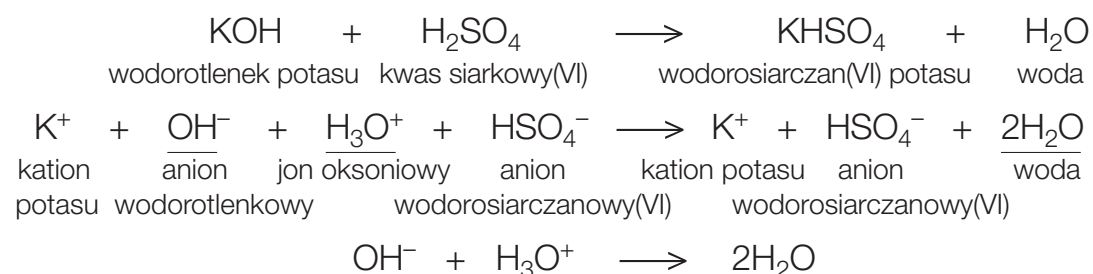
W tej reakcji chemicznej nastąpiło **całkowite zobojętnienie** kwasu siarkowego(VI) i powstał siarczan(VI) potasu.

zobojętnienie całkowite



Fot. 64. Zobojętnianie roztworu HNO_3 roztworem NaOH w obecności roztworu fenolftaleiny.

Gdy do reakcji chemicznej użyje się mniejszej ilości zasady, to **zobojętnienie będzie częściowe** i powstanie wodorosól – wodorosiarczan(VI) potasu:



Miareczkowanie alkacymetryczne

Reakcje zobojętniania są wykorzystywane do **oznaczania stężenia kwasów i zasad**. W tej metodzie badane roztwory miareczkuje się, czyli **dodaje się** do nich kroplami **odczynnik o znanym stężeniu** (titrant), a przebieg reakcji chemicznej kontroluje się za pomocą zmiany barwy wskaźników. Znajomość objętości i stężenia stosowanego odczynnika miareczkującego pozwala bardzo dokładnie obliczyć ilość substancji oznaczanej w próbce.

Miareczkowanie alkacymetryczne – metoda oznaczania stężeń kwasów i zasad, w której badane roztwory się miareczkuje – dodaje się do nich kroplami titrant, czyli odczynnik o znanym stężeniu.



Doświadczenie 25.



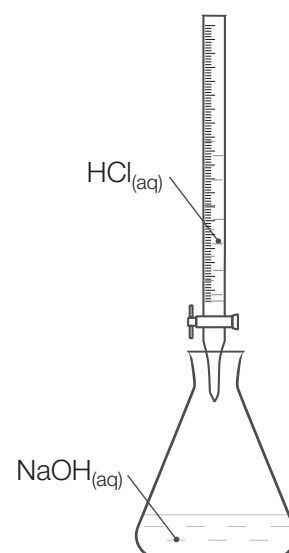
NaOH, HCl

Miareczkowanie zasady kwasem w obecności wskaźnika

Odczynniki: roztwór wodorotlenku sodu, kwas chlorowodorowy, roztwór błękitu bromotymolowego.

Szkoło i sprzęt laboratoryjny: kolba stożkowa, biureta.

Instrukcja: Do kolby stożkowej wlej 10 cm³ roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i dodaj 3 krople roztworu błękitu bromotymolowego. Biuretę napełnij kwasem chlorowodorowym o stężeniu 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Następnie wkraplaj go z biurety do kolby stożkowej, mieszając aż do momentu zmiany barwy wskaźnika.



Obserwacje: Zmiana barwy błękitu bromotymolowego z niebieskiej na zieloną (fot. 65.) następuje po dodaniu 10 cm³ kwasu chlorowodorowego, kolejne porcje kwasu powodują zmianę barwy roztworu na żółtą.

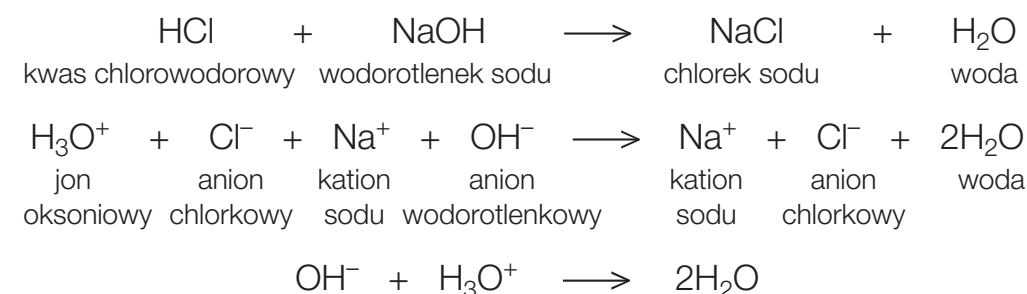


Fot. 65. Przy pH = 6,0–7,6 błękit bromotymolowy przyjmuje barwę zieloną, przy pH < 6,0 barwę żółtą, a przy pH > 7,6 barwę niebieską.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 199

początek doświadczenia na s. 198

Wniosek: Nastąpiła reakcja zobojętniania zasady sodowej kwasem chlorowodorowym. Zaszła reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:



< zapis cząsteczkowy

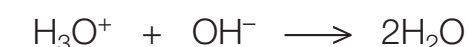
< zapis jonowy

< zapis jonowy skrócony

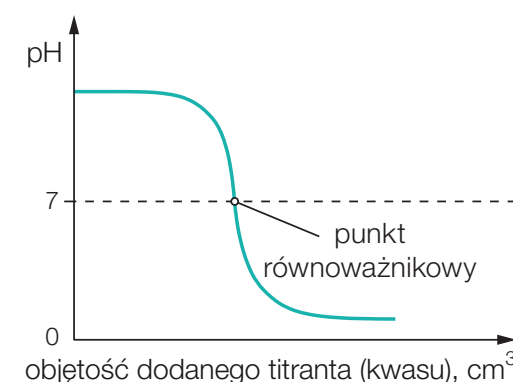
Krzywe miareczkowania alkacymetrycznego

Podczas miareczkowania alkacymetrycznego badanej substancji (analitu) pH mieszaniny ulega zmianie. Zależność zmiany pH od objętości dodanego odczynnika miareczkującego – titranta – przedstawia się za pomocą **krzywych miareczkowania** alkacymetrycznego. Moment całkowitego zobojętnienia badanej mieszaniny można określić dzięki zmianie barwy wskaźnika kwasowo-zasadowego, wobec którego przeprowadza się miareczkowanie. Titrant jest dodawany do kolby z roztworem badanej substancji do momentu zmiany barwy tego roztworu. Moment ten nazywany jest **punktem końcowym** miareczkowania (PK) i przy prawidłowo przeprowadzonym miareczkowaniu jest on zbliżony do **punktu równoważnikowego** (PR).

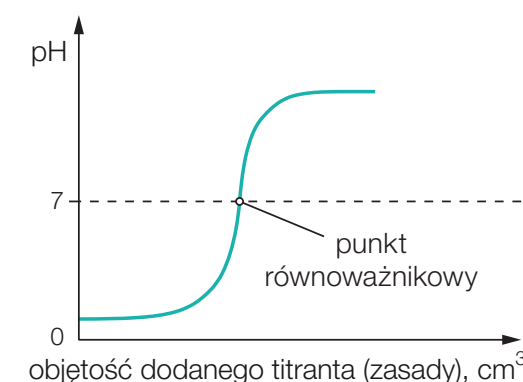
Jeśli **roztwór mocnej zasady** jest miareczkowany **roztworem mocnego kwasu** (rys. 39.) lub **roztwór mocnego kwasu – roztworem mocnej zasady** (rys. 40.), to zachodzi wówczas reakcja zobojętniania:



Znajdujące się w roztworze **kationy mocnej zasady oraz aniony mocnego kwasu** nie biorą udziału w reakcji chemicznej, **nie ulegają hydrolizie**, dlatego w punkcie równoważnikowym roztwór ma **odczyn obojętny**, czyli **pH** tego roztworu jest równe 7.



Rys. 39. Krzywa miareczkowania roztworu mocnej zasady roztworem mocnego kwasu.



Rys. 40. Krzywa miareczkowania roztworu mocnego kwasu jednoprotonowego roztworem mocnej zasady.

Krzywa miareczkowania – w miareczkowaniu alkacymetrycznym wykres zależności wartości pH roztworu od objętości dodanego titranta.

Punkt równoważnikowy (PR) – moment miareczkowania, w którym analit przereagował ilościowo z dodawanym titrantem.

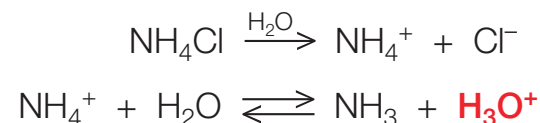
W przypadku miareczkowania:

- ▶ roztworu **mocnej zasady** roztworem **mocnego kwasu**,
 - ▶ roztworu **mocnego kwasu** roztworem **mocnej zasady**
- skok krzywej miareczkowania jest stromy, a punkt równoważnikowy występuje przy $\text{pH} = 7$. Często jako wskaźnik kwasowo-zasadowy do miareczkowania wykorzystywany jest błękit bromotymolowy, który barwi się na zielono w roztworach, których pH jest wyższe niż 6,0 i niższe niż 7,6.

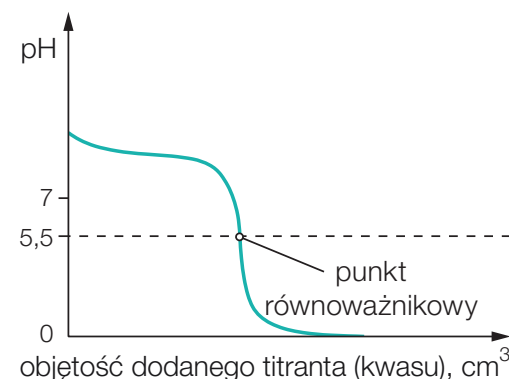
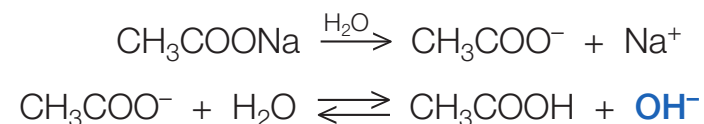
Podczas miareczkowania roztworu **słabej zasady** roztworem **mocnego kwasu** oraz roztworu **słabego kwasu** roztworem **mocnej zasady** powstają sole, które ulegają **hydrolizie**. Wpływ hydrolizy na odczyn roztworu jest największy w pobliżu punktu równoważnikowego.

W przypadku miareczkowania:

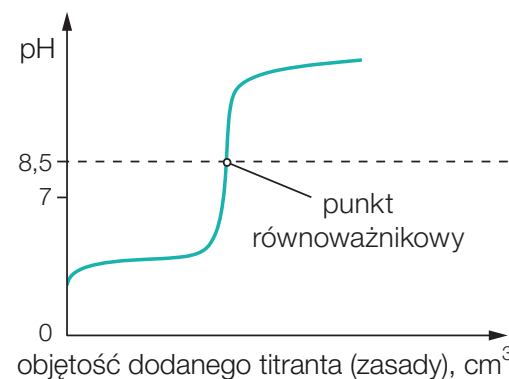
- ▶ roztworu **słabej zasady** roztworem **mocnego kwasu** punkt równoważnikowy odpowiada wartości $\text{pH} < 7$ (rys. 41.), a roztwór ma **odczyn kwasowy**, np.:



- ▶ roztworu **słabego kwasu** roztworem **mocnej zasady** punkt równoważnikowy odpowiada wartości $\text{pH} > 7$ (rys. 42.), a roztwór ma **odczyn zasadowy**, np.:



Rys. 41. Krzywa miareczkowania roztworu słabej zasady roztworem mocnego kwasu.



Rys. 42. Krzywa miareczkowania roztworu słabego kwasu jednoprotownego roztworem mocnej zasady.

Podczas miareczkowania **roztworu słabej zasady** roztworem **mocnego kwasu** jako wskaźnika kwasowo-zasadowego można użyć m.in. **oranżu metylowego**, który zmienia barwę z żółtej na czerwoną w roztworach, których pH jest niższe od 4,4, czyli zbliżone do wartości pH punktu równoważnikowego tego miareczkowania.

Natomiast podczas miareczkowania **roztworu słabego kwasu roztworem mocnej zasady** jako wskaźnik kwasowo-zasadowy stosowana może być **fenoloftaleina**. Barwi się ona na różowoczerwono (malinowo) w roztworach, których pH jest wyższe niż 8,0 i niższe niż 10,0.

Hydroliza soli
→ patrz s. 188

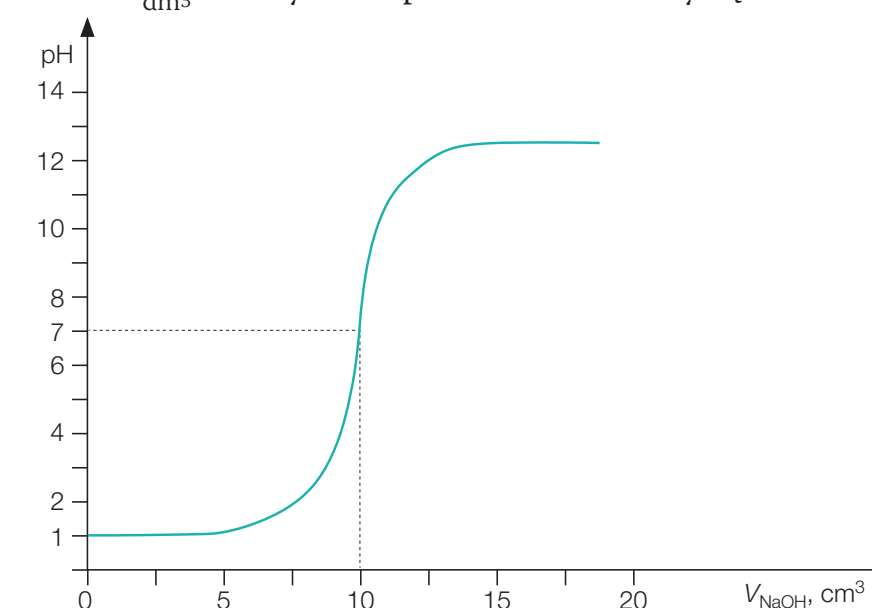
Przykład 47.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz liczbę moli NaOH.
- 3 Określ liczbę moli HCl.
- 4 Oblicz stężenie molowe roztworu kwasu.
- 5 Napisz odpowiedź.

Obliczanie stężenia molowego miareczkowanego kwasu

Reakcja zobojętniania jest wykorzystywana w miareczkowaniu alkacymetrycznym. Polega ono na kontrolowanym dodawaniu określonej objętości roztworu o znanym stężeniu (titranta) do drugiego roztworu o znanej objętości i nieznanym stężeniu (analitu). W temperaturze 25°C przeprowadzono miareczkowanie 10 cm^3 $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ o nieznanym stężeniu molowym roztworem NaOH o stężeniu $0,1\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Na wykresie przedstawiono krzywą miareczkowania.



Na podstawie odczytanej z wykresu objętości zasady zużytej do zobojętnienia oblicz stężenie molowe miareczkowanego kwasu chlorowodorowego.

- | | |
|--|--|
| 1 Dane: | Szukane: |
| $V_{\text{HCl}} = 10\text{ cm}^3$ | $C_{\text{HCl}} = ?$ |
| $V_{\text{NaOH}} = 10\text{ cm}^3$ | |
| $C_{\text{NaOH}} = 0,1\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ | |
| 2 $n_{\text{NaOH}} = 0,01\text{ dm}^3 \cdot 0,1\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ | $n_{\text{NaOH}} = 0,001\text{ mol}$ |
| 3 $\text{NaOH} + \text{HCl} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ | |
| $n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HCl}}$ | |
| 4 $C_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{HCl}}}$ | $C_{\text{HCl}} = \frac{0,001\text{ mol}}{0,01\text{ dm}^3}$ |
| | $C_{\text{HCl}} = 0,1\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ |
| 5 Stężenie molowe roztworu HCl jest równe $0,1\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. | |

Miareczkowanie alkacymetryczne

Miareczkowanie alkacymetryczne to metoda, w której reakcje zobojętniania wykorzystuje się do oznaczania stężenia roztworów kwasów i zasad. Polega ona na dodawaniu kroplami odczynnika o znanym stężeniu (titranta) do roztworu badanej substancji (analitu). Przebieg reakcji chemicznej kontroluje się za pomocą wskaźników kwasowo-zasadowych.

- 1** W kolbie umieszcza się roztwór badanej substancji (analitu) o **dokładnie odmierzonej objętości i nieznanym stężeniu** oraz wskaźnik kwasowo-zasadowy. Z kolei do biurety wlewa się titrant, którego **stężenie i objętość są dokładnie określone**.

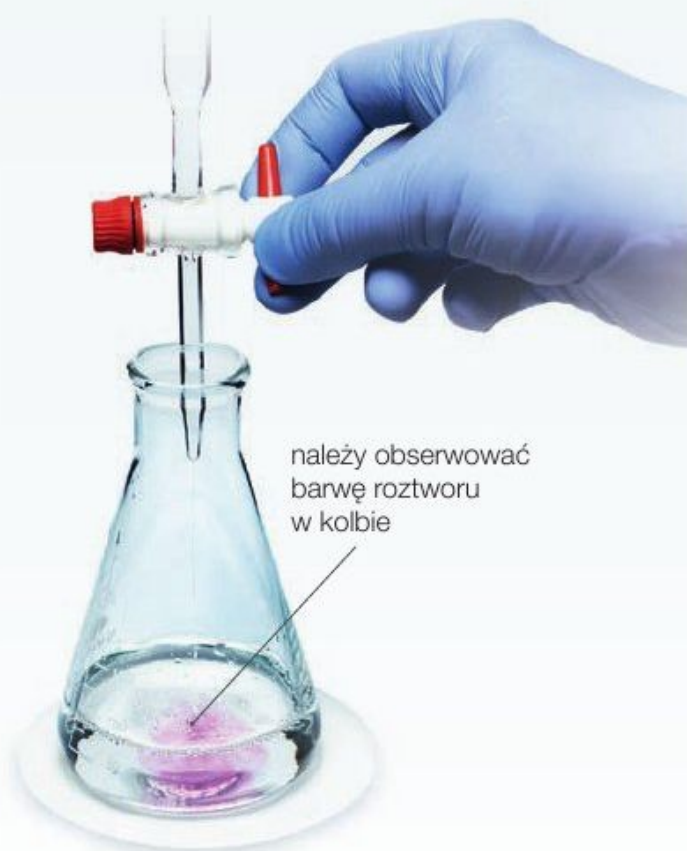
titrant, czyli roztwór kwasu (jeśli substancją badaną jest zasada) lub zasady (jeśli substancją badaną jest kwas)

roztwór badanej substancji (analitu): zasady lub kwasu + wskaźnik kwasowo-zasadowy, np. alkoholowy roztwór fenoloftaleiny

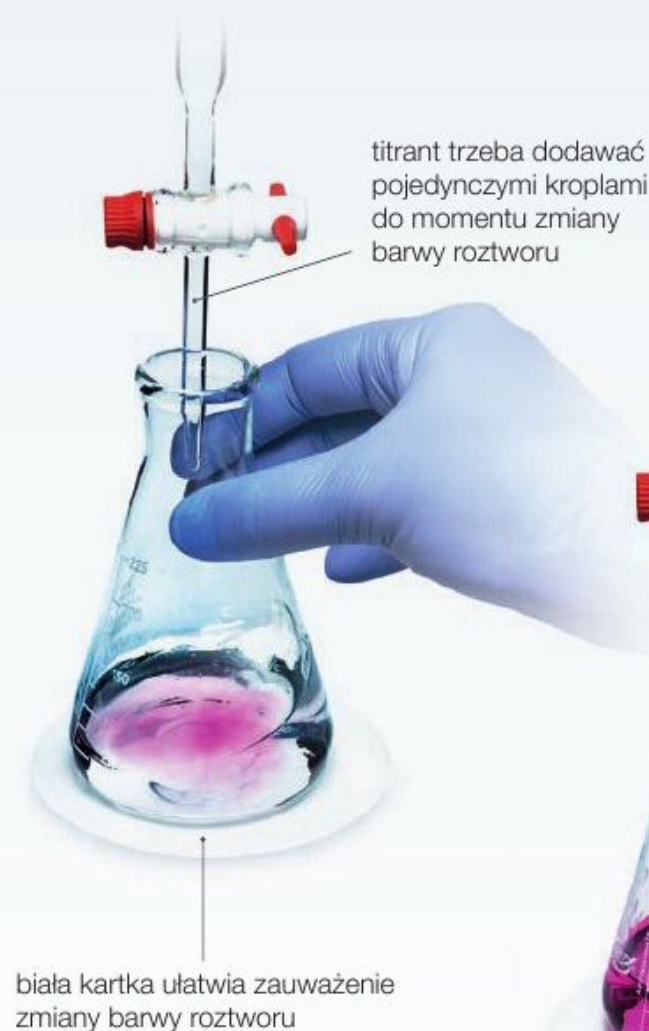


- 2** Titrant dodaje się do roztworu badanej substancji **stopniowo** – otwierając i zamykając kran biurety.

należy obserwować barwę roztworu w kolbie



- 3** Podczas miareczkowania należy **mieszać zawartość kolby**, tak aby reakcja zobojętniania zachodziła w całej objętości roztworu.



biała kartka ułatwia zauważenie zmiany barwy roztworu

- 4** Miareczkowanie **należy zakończyć w momencie**, kiedy najmniejsza możliwa do dodania objętość titranta spowoduje **trwałą zmianę barwy roztworu**. Stężenie roztworu badanej substancji można obliczyć, jeśli się zna:
- ▶ objętość roztworu badanej substancji,
 - ▶ stężenie titranta,
 - ▶ objętość titranta dodanego do kolby.

objętość titranta użytego do zobojętnienia badanej substancji odczytuje się ze skali na biurecie

trwała zmiana barwy roztworu oznacza zakończenie reakcji zobojętniania



▶ Co to jest krzywa miareczkowania alkacymetrycznego?

Krzywa miareczkowania alkacymetrycznego to wykres zależności wartości pH roztworu od objętości dodanego titranta. Wartość pH analizowanego roztworu mierzy się każdorazowo po dodaniu określonej ilości titranta. Na podstawie tych pomiarów konstruuje się wykres.

objętość dodanego titranta, potrzebną do narysowania krzywej miareczkowania, odczytuje się na skali biurety w najniższym punkcie menisku, czyli zakrzywienia powierzchni cieczy



Przykład 48.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz stopień dysocjacji kwasu octowego.
- 3 Oblicz stężenie jonów H_3O^+ .
- 4 Oblicz pH roztworu.
- 5 Napisz odpowiedź.

Obliczanie pH miareczkowanego kwasu

W temperaturze $25\text{ }^\circ\text{C}$ przeprowadzono miareczkowanie alkacymetryczne 100 cm^3 roztworu CH_3COOH o nieznanym stężeniu molowym. Do miareczkowania użyto 100 cm^3 roztworu NaOH o stężeniu $0,1\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Na podstawie wyników miareczkowania kwasu octowego obliczono, że jego stężenie wynosi $0,1\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Oblicz pH roztworu kwasu octowego.

1 Dane:

$$V_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 100\text{ cm}^3$$

$$V_{\text{NaOH}} = 100\text{ cm}^3$$

$$C_{\text{NaOH}} = 0,1\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

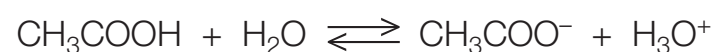
$$C_0 = 0,1\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

gdzie C_0 – stężenie początkowe kwasu octowego

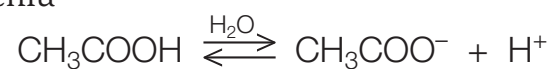
Szukane:

$$\text{pH} = ?$$

2 W roztworze zachodzi dysocjacja elektrolityczna kwasu:



lub w uproszczeniu



$$K_a = \frac{C_0 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Wartość stałej dysocjacji kwasu octowego należy odczytać z tablic (s. 374):

$$K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{Gdy } \frac{C_0}{K_a} \geq 400, \text{ to } K_a = C_0 \cdot \alpha^2$$

$$\frac{C_0}{K_a} = \frac{0,1}{1,75 \cdot 10^{-5}} \quad \frac{C_0}{K_a} = 5714$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}} \quad \alpha = \sqrt{\frac{1,75 \cdot 10^{-5}}{10^{-1}}} \quad \alpha = 1,32 \cdot 10^{-2}$$

 3 $[\text{H}_3\text{O}^+] = \alpha \cdot C_0$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,32 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{-1}\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,32 \cdot 10^{-3}\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

 4 $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$\text{pH} = 2,9$$

5 pH roztworu kwasu octowego jest równe 2,9.

Ważne w temacie Reakcje zobojętniania

Zapisuj równania reakcji zobojętniania w formie jonowej pełnej i skróconej

- forma jonowa pełna: $2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$
- forma jonowa skrócona: $\text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Reakcje zobojętniania

Miareczkowanie alkacymetryczne – metoda oznaczania stężeń kwasów i zasad, w której badane roztwory się miareczkuje – dodaje się do nich kroplami titrant, czyli odczynnik o znanym stężeniu.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe – substancje, które zmieniają barwę w zależności od odczynu roztworu.

Krzywa miareczkowania alkacymetrycznego – wykres zależności wartości pH roztworu od objętości dodanego titranta.

Punkt równoważnikowy (PR) – moment miareczkowania, w którym analit przereagował ilościowo z dodawanym titrantem.

Zadania do tematu


 ROZWIĄZ
W ZESZYCIE

1. Napisz równania reakcji całkowitego zobojętniania w postaci cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej.

a) zobojętnianie wodorotlenku sodu kwasami: H_2S , HNO_3 , H_3PO_4

b) zobojętnianie wodorotlenku wapnia kwasami: HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4

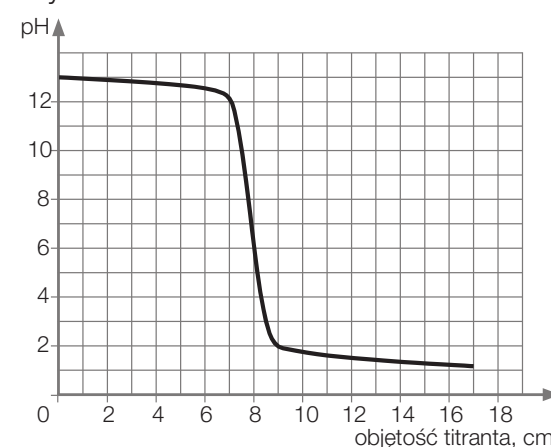
 2. Do 300 cm^3 kwasu chlorowodorowego o $\text{pH} = 1$ dodano 50 cm^3 roztworu wodorotlenku baru o stężeniu $0,2\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Określ odczyn otrzymanego roztworu. Wykonaj odpowiednie obliczenia.

 3. Oblicz, jaką objętość roztworu NaOH o stężeniu $0,1\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ należy dodać do 200 cm^3 roztworu H_2SO_4 o stężeniu $0,01\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby pH otrzymanego roztworu miało wartość 7.

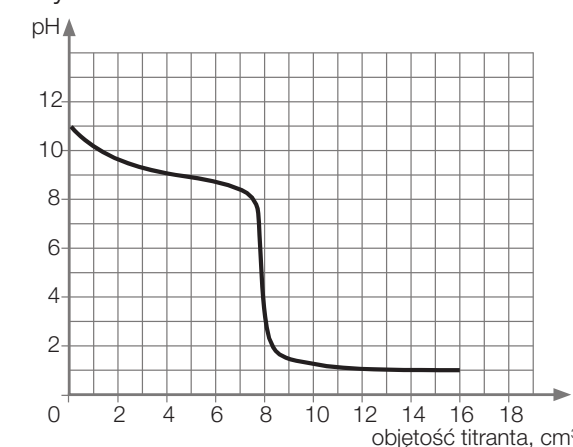
Informacja do zadań 4. i 5.

Miareczkowanie służy do określania zawartości analitu (badanej substancji) w jego roztworze na podstawie stechiometrii zachodzącej reakcji chemicznej. Polega ono na dodawaniu do roztworu badanej substancji innego roztworu o znanym stężeniu – tzw. titranta. Dodaną do roztworu analitu objętość titranta odczytuje się z biurety. W temperaturze $25\text{ }^\circ\text{C}$ poddano miareczkowaniu dwa roztwory – zasadę sodową i zasadę amonową. Każdy z roztworów miał stężenie $0,1\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Jako titranta użyto kwasu chlorowodorowego o stężeniu $0,12\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Podczas dodawania porcjami titranta dokonywano pomiarów pH roztworu. Wyniki pomiarów pH przedstawiają wykresy I i II.

wykres I



wykres II



4. Napisz numer wykresu (I lub II), który przedstawia miareczkowanie zasady sodowej.

5. Oblicz objętość roztworu, jaką poddano procesowi miareczkowania zilustrowanego na wykresie I.

Wynik podaj w cm^3 z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

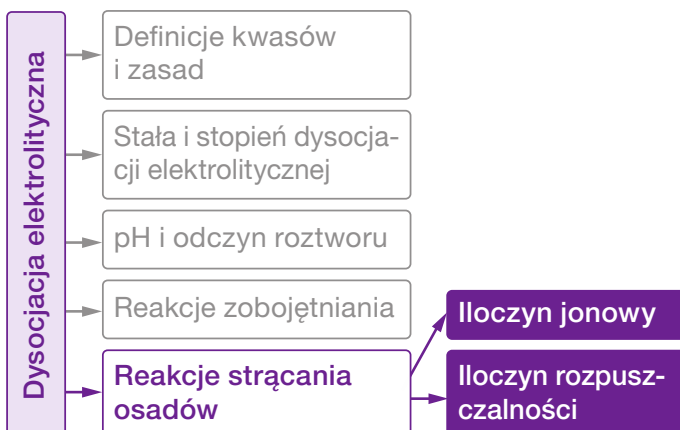


Fot. 66. Osad wodorotlenku żelaza(III).

16 Reakcje strącania osadów

Ważne w tym temacie:

- interpretacja wartości K_S
- obliczenia z zastosowaniem pojęcia *iloczyn rozpuszczalności*
- równania reakcji strącania osadów



Reakcje chemiczne w roztworach wodnych zachodzą między jonami. Jeżeli produkt takiej reakcji chemicznej dobrze rozpuszcza się w wodzie, to też występuje w postaci jonów. Jeśli jednak powstający produkt trudno rozpuszcza się w wodzie – strąca się w postaci **osadu**. Najczęściej powstają osady wodorotlenków (fot. 66.) i soli, rzadko kwasów.

■ Otrzymywanie osadów trudno rozpuszczalnych wodorotlenków

Ze względu na rozpuszczalność w wodzie wodorotlenki można podzielić na substancje:

- ▶ dobrze rozpuszczalne, np. NaOH, KOH,
- ▶ średnio rozpuszczalne, np. Ca(OH)₂,
- ▶ trudno rozpuszczalne, np. Fe(OH)₃, Al(OH)₃, Cu(OH)₂.



Doświadczenie 26.



AlCl₃, NaOH, KOH



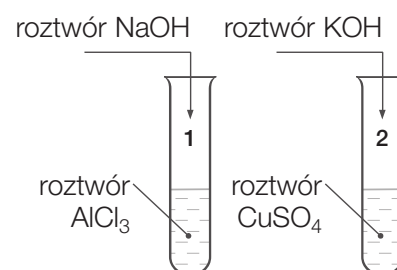
CuSO₄

Otrzymywanie osadów trudno rozpuszczalnych wodorotlenków

Odczynniki: roztwór chlorku glinu, roztwór wodorotlenku sodu, roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), roztwór wodorotlenku potasu.

Szkło laboratoryjne: probówki.

Instrukcja: Do probówki 1. z roztworem chlorku glinu dodaj kilka kropli roztworu wodorotlenku sodu, a do 2. z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) – kilka kropli roztworu wodorotlenku potasu (schemat).



▶ **Obserwacje:** W probówce 1. strąca się biały osad (fot. 67., s. 207), a w probówce 2. niebieski osad (fot. 67., s. 207).

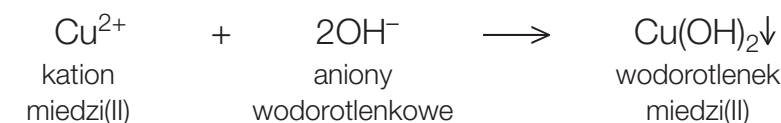
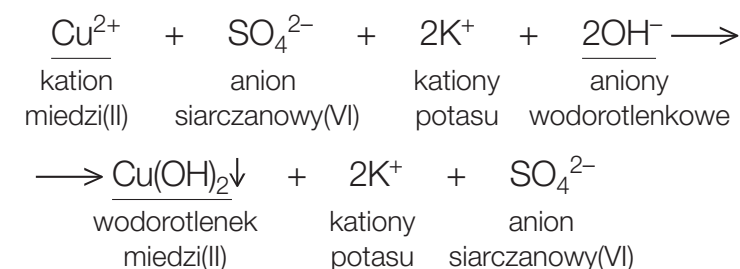
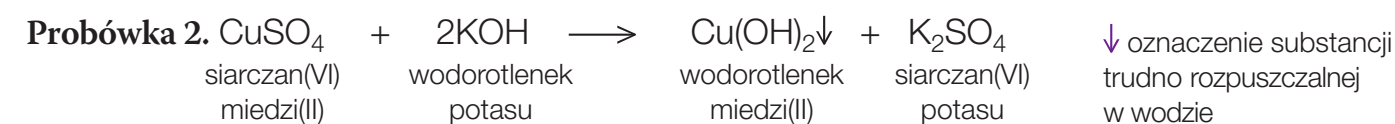
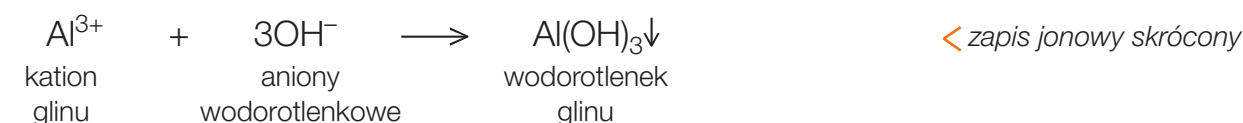
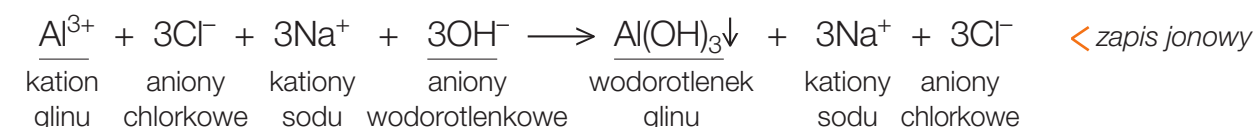
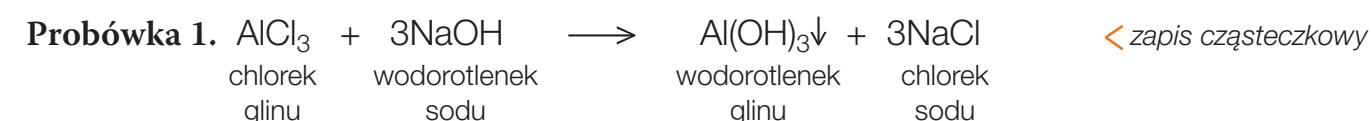
ciąg dalszy doświadczenia na s. 207

początek doświadczenia na s. 206

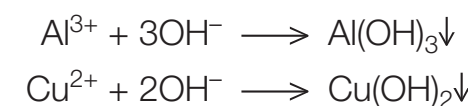


Fot. 67. Osady wodorotlenku glinu oraz wodorotlenku miedzi(II) powstają w reakcji zasad z odpowiednimi solami.

Wniosek: W probówkach powstają wodorotlenki trudno rozpuszczalne w wodzie: w probówce 1. – Al(OH)₃, a w probówce 2. – Cu(OH)₂. Reakcje chemiczne zaszły zgodnie z równaniami:



Reakcje chemiczne zachodzą tylko między jonami Al³⁺ i OH⁻ oraz Cu²⁺ i OH⁻ tworzącymi wodorotlenki trudno rozpuszczalne w wodzie:



Nie jest zatem istotne, od jakich substancji znajdujących się w roztworze te jony pochodzą.

Otrzymywanie osadów trudno rozpuszczalnych soli



Doświadczenie 27.



HCl, AgNO₃



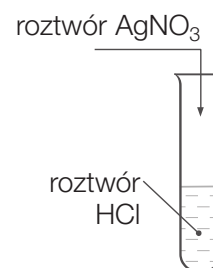
AgNO₃

Strącanie osadu trudno rozpuszczalnej soli

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, roztwór azotanu(V) srebra(I).

Szkło laboratoryjne: probówka.

Instrukcja: Do probówki z kwasem chlorowodorowym dodaj kilka kropli roztworu azotanu(V) srebra(I) (schemat).



Obserwacje: Strąca się biały, serowaty osad (fot. 68.). Po pewnym czasie osad ten ciemnieje.



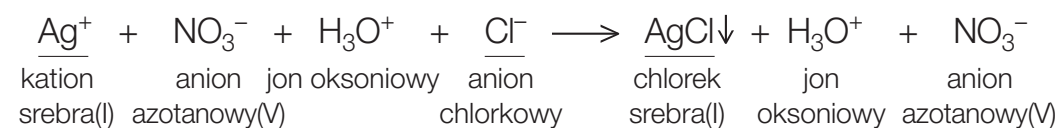
Fot. 68. Trudno rozpuszczalny w wodzie biały chlorek srebra(I) pod wpływem światła ciemnieje.

Wniosek: Produktem reakcji chemicznej jest chlorek srebra(I):

zapis cząsteczkowy



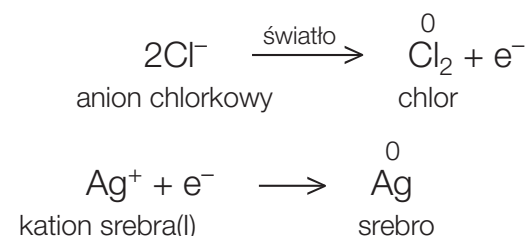
zapis jonowy



zapis jonowy skrócony



Chlorek srebra(I) ciemnieje, ponieważ ulega rozkładowi. Zachodzi reakcja fotochemiczna. Elektrony uwolnione w wyniku utleniania (pod wpływem światła) anionów chlorkowych redukują kationy srebra. W ten sposób powstaje metaliczne srebro, które odpowiada za ciemną barwę osadu:



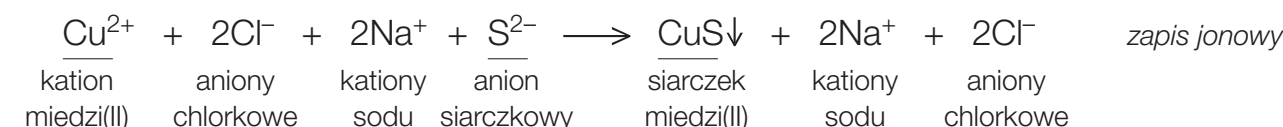
Podobnie jak osad AgCl powstają osady innych związków chemicznych trudno rozpuszczalnych w wodzie. Wystarczy mieszać ze sobą dowolne rozpuszczalne w wodzie związki chemiczne zawierające jony, które mogą wchodzić w skład osadu. Na przykład aby otrzymać osad siarczku miedzi(II), należy mieszać roztwory:

- ▶ wybranej rozpuszczalnej w wodzie soli miedzi(II), np. chlorku miedzi(II),
- ▶ jakiegokolwiek rozpuszczalnego w wodzie siarczku, np. siarczku sodu (lub kwasu siarkowodorowego).

Reakcja chemiczna będzie wówczas zachodzić zgodnie z równaniem:



zapis cząsteczkowy



zapis jonowy



zapis jonowy skrócony

Iloczyn jonowy K_j

W roztworach słabych elektrolitów oraz trudno rozpuszczalnych soli między jonami i niezdysocjowanymi cząsteczkami w roztworze nad osadem ustala się **równowaga chemiczna**. W takich przypadkach stężenie cząsteczek niezdysocjowanych jest praktycznie stałe. Iloczyn stężeń molowych jonów powstających w wyniku dysocjacji słabego elektrolitu lub trudno rozpuszczalnego związku chemicznego, podniesionych do potęg będących współczynnikami stechiometrycznymi w równaniu reakcji dysocjacji jonowej, nazywa się **iloczynem jonowym**.

Jeżeli cząsteczka związku chemicznego A_n^mB_mⁿ dysocjuje na *n* kationów A i *m* anionów B:



to iloczyn jonowy tej substancji ma postać:

$$K_j = [\text{A}^{m+}]^n \cdot [\text{B}^{n-}]^m$$

gdzie:

K_j – iloczyn jonowy, podawany jako wartość bezwymiarowa,

[A^{m+}] – stężenie molowe kationu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

[Bⁿ⁻] – stężenie molowe anionu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

n, *m* – współczynniki stechiometryczne wynikające ze wzoru substancji.

Na przykład iloczyn jonowy węglanu srebra(I) Ag₂CO₃ ma postać:

$$K_j = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CO}_3^{2-}].$$

Stężeniowa stała równowagi chemicznej K_c
→ patrz s. 120

Iloczyn jonowy K_j – iloczyn stężeń molowych kationów i anionów w roztworze elektrolitu.

Iloczyn rozpuszczalności
 K_S – iloczyn jonowy substancji trudno rozpuszczalnej znajdującej się nad osadem w jej roztworze nasyconym.

Iloczyn rozpuszczalności K_S

Iloczyn jonowy elektrolitu znajdującego się nad osadem w jego roztworze nasyconym jest nazywany **iloczynem rozpuszczalności** i oznaczany K_S . **Wartość iloczynu rozpuszczalności** określonego elektrolitu jest **stała w danej temperaturze**. Dzięki temu można obliczyć stężenia kationów i anionów w roztworach nasyconych soli trudno rozpuszczalnych w wodzie.

Na przykład iloczyn rozpuszczalności chlorku srebra(I) AgCl ma postać: $K_S = [Ag^+] \cdot [Cl^-]$ i wynosi $K_S = 1,77 \cdot 10^{-10}$.

Jeżeli $[Ag^+] = [Cl^-]$, to stężenia każdego z tych jonów w roztworze nasyconym będą równe $\sqrt{1,77 \cdot 10^{-10}}$, czyli będą wynosić $1,33 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Wartość iloczynu rozpuszczalności a strącanie osadów

Wartość iloczynu rozpuszczalności informuje o rozpuszczalności danej soli. Im **mniejszy** jest **iloczyn rozpuszczalności** K_S , tym **mniejsza** jest **rozpuszczalność** soli, czyli w danej temperaturze ta **sól łatwiej strąca się** w postaci osadu.

Strącenie osadu może nastąpić tylko wtedy, gdy **wartość iloczynu jonowego** substancji w roztworze **przekroczy wartość jej iloczynu rozpuszczalności**. Spośród związków chemicznych podanych w tabeli 17. najniższą wartość iloczynu rozpuszczalności ma fosforan(V) wapnia $Ca_3(PO_4)_2$, a osad tej soli powstanie bardzo łatwo.

Wartości iloczynu rozpuszczalności różnych związków chemicznych **można porównywać** ze sobą tylko wtedy, **gdy substancje** te mają jednakowy ilościowy skład jonowy, czyli **dysocjują na taką samą liczbę jonów**.

Tabela 17. Wartości iloczynu rozpuszczalności wybranych soli w temperaturze 25 °C

Wzór soli	Iloczyn rozpuszczalności K_S^*
Ag ₂ SO ₄	$1,20 \cdot 10^{-5}$
CaSO ₄	$4,93 \cdot 10^{-5}$
MgCO ₃	$6,82 \cdot 10^{-6}$
CaCO ₃	$3,36 \cdot 10^{-9}$
ZnCO ₃	$1,46 \cdot 10^{-10}$
AgCl	$1,77 \cdot 10^{-10}$
BaSO ₄	$1,08 \cdot 10^{-10}$
AgI	$8,52 \cdot 10^{-17}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,07 \cdot 10^{-33}$

* Na podstawie: CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition, CRC Press 2017.

Jeżeli **iloczyn stężeń jonów** w roztworze danego związku chemicznego trudno rozpuszczalnego w wodzie:

- ▶ **jest mniejszy od K_S** , to **roztwór jest nienasycony**,
- ▶ **jest równy K_S** , to układ znajduje się w stanie równowagi, czyli **roztwór jest nasycony**,
- ▶ **jest większy od K_S** , to roztwór jest przesycony i będzie **strącał się osad**.

Dodanie elektrolitu, który zawiera takie same kationy lub aniony, jakie znajdują się w nasyconym roztworze danej soli, spowoduje częściowe strącenie się osadu tej soli. Przyczyną tego jest zmiana stężenia danego jonu i przekroczenie iloczynu rozpuszczalności soli. Takie zjawisko, nazywane **efektem wspólnego jonu**, często wykorzystuje się, aby całkowicie strącić sól z roztworu.

Przykład 49.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz stężenie jonów Ca^{2+} i CO_3^{2-} po zmieszaniu roztworów.
- 3 Oblicz iloczyn stężeń jonów Ca^{2+} i CO_3^{2-} .
- 4 Porównaj iloczyn stężeń jonów Ca^{2+} i CO_3^{2-} z iloczynem rozpuszczalności K_S $CaCO_3$.
- 5 Napisz odpowiedź.

Ustalanie, czy strąci się osad substancji

Ustal, czy strąci się osad węglanu wapnia po zmieszaniu 100 cm³ roztworu azotanu(V) wapnia o stężeniu 0,01 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i 400 cm³ roztworu węglanu sodu o stężeniu 0,01 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Iloczyn rozpuszczalności K_S $CaCO_3 = 3,36 \cdot 10^{-9}$.

1 Dane:

$$K_S \text{ CaCO}_3 = 3,36 \cdot 10^{-9}$$
$$C_m \text{ Ca(NO}_3)_2 = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$
$$V_{\text{Ca(NO}_3)_2} = 100 \text{ cm}^3$$
$$C_m \text{ Na}_2\text{CO}_3 = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$
$$V_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 400 \text{ cm}^3$$

Szukane:

$$[Ca^{2+}] = ?$$
$$[CO_3^{2-}] = ?$$

$$2 \quad [Ca^{2+}] = \frac{n_{Ca^{2+}}}{V_{Ca(NO_3)_2} + V_{Na_2CO_3}} \quad [CO_3^{2-}] = \frac{n_{CO_3^{2-}}}{V_{Ca(NO_3)_2} + V_{Na_2CO_3}}$$
$$[Ca^{2+}] = \frac{C_m \text{ Ca(NO}_3)_2 \cdot V_{\text{Ca(NO}_3)_2}}{V_{\text{Ca(NO}_3)_2} + V_{\text{Na}_2\text{CO}_3}} \quad [CO_3^{2-}] = \frac{C_m \text{ Na}_2\text{CO}_3 \cdot V_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{V_{\text{Ca(NO}_3)_2} + V_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}$$
$$[Ca^{2+}] = \frac{0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,1 \text{ dm}^3}{0,1 \text{ dm}^3 + 0,4 \text{ dm}^3} \quad [CO_3^{2-}] = \frac{0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,4 \text{ dm}^3}{0,1 \text{ dm}^3 + 0,4 \text{ dm}^3}$$
$$[Ca^{2+}] = 0,002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \quad [CO_3^{2-}] = 0,008 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$3 \quad [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 0,002 \cdot 0,008$$
$$[Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

$$4 \quad [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] > K_S \text{ CaCO}_3 \quad 1,6 \cdot 10^{-5} > 3,36 \cdot 10^{-9}$$

5 Osad się strąci, ponieważ został przekroczony iloczyn rozpuszczalności.

Wartości iloczynu rozpuszczalności wybranych substancji w temperaturze 25 °C
→ patrz s. 378

Przykład 50.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Napisz równanie reakcji dysocjacji.
- 3 Napisz wyrażenie na K_S Ag_2CrO_4 .
- 4 Oblicz C_m .
- 5 Napisz odpowiedź.

Obliczanie stężenia molowego roztworu nasyconego

Oblicz stężenie molowe nasyconego roztworu Ag_2CrO_4 , jeżeli iloczyn rozpuszczalności tej soli $K_S = 1,12 \cdot 10^{-12}$.

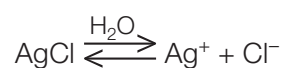
- 1 Dane:
 $K_S = 1,12 \cdot 10^{-12}$
- 2 Szukane:
 $C_m = ?$
- 3 $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{Ag}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$
- 4 $K_S = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}]$
- 5 Stężenie molowe Ag_2CrO_4 w roztworze nasyconym można oznaczyć jako x :
 $[\text{Ag}^+] = 2x$ $[\text{CrO}_4^{2-}] = x$
 Po podstawieniu do wyrażenia na iloczyn rozpuszczalności:
 $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = (2x)^2 \cdot x$ $[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = 1,12 \cdot 10^{-12}$
 $4x^3 = 1,12 \cdot 10^{-12}$ $x = \sqrt[3]{\frac{1,12 \cdot 10^{-12}}{4}}$
 $x = 6,54 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
- 5 Stężenie molowe nasyconego roztworu Ag_2CrO_4 wynosi $6,54 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Ważne w temacie Reakcje strącania osadów

1. Interpretuję wartości K_S 

- $K_{S \text{ } A_n B_m} < [A^{m+}] \cdot [B^{n-}]$ – roztwór przesycony, strąci się osad
- $K_{S \text{ } A_n B_m} = [A^{m+}] \cdot [B^{n-}]$ – układ w stanie równowagi, roztwór nasycony
- $K_{S \text{ } A_n B_m} > [A^{m+}] \cdot [B^{n-}]$ – roztwór nienasycony

2. Wykonuję obliczenia z wykorzystaniem iloczynu rozpuszczalności

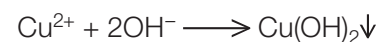
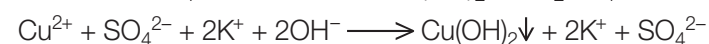
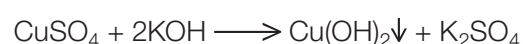


$$K_S = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$$

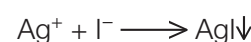
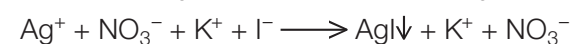
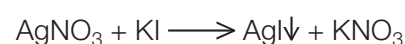
Reakcje strącania osadów

3. Zapisuję równania reakcji strącania osadów

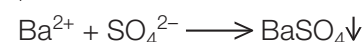
- sól 1 + wodorotlenek 1 (zasada) $\longrightarrow$ wodorotlenek 2 + sól 2



- sól 1 + sól 2 $\longrightarrow$ sól 3 + sól 4



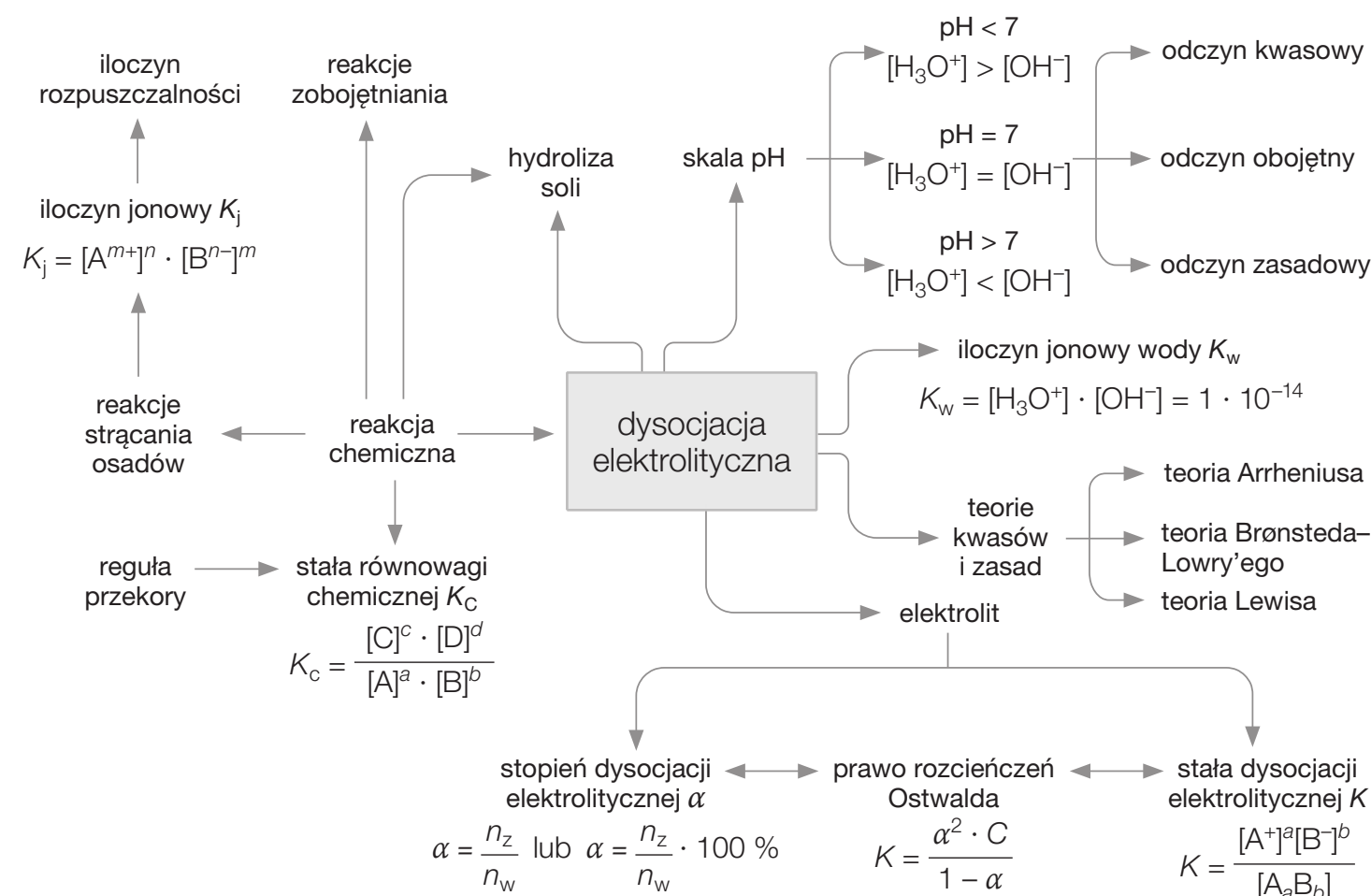
- kwas + wodorotlenek $\longrightarrow$ sól + woda



Iloczyn jonowy K_j – iloczyn stężeń molowych kationów i anionów w roztworze elektrolitu.

Iloczyn rozpuszczalności K_S – iloczyn jonowy substancji trudno rozpuszczalnej znajdującej się nad osadem w jej roztworze nasyconym.

Mapa pojęć – reakcje w wodnych roztworach



Wyjaśnienia symboli:

a, b, c, d, n, m – współczynniki stechiometryczne,
 $[A], [B], [C], [D]$ – stężenie molowe substancji, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 $[A^{m+}]$ – stężenie molowe kationu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 $[B^{n-}]$ – stężenie molowe anionu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 $[A^+], [B^-]$ – stężenia molowe produktów w stanie równowagi chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 $[A_a B_b]$ – stężenie molowe substratu w stanie równowagi chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 C – stężenie molowe elektrolitu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

K_c – stała równowagi chemicznej,
 K – stała dysocjacji elektrolitycznej,
 K_j – iloczyn jonowy,
 K_w – iloczyn jonowy wody,
 n_z – liczba moli cząsteczek zdysocjowanych na jony, mol,
 n_w – całkowita liczba moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu, mol,
 α – stopień dysocjacji elektrolitycznej.

Zadania do tematu



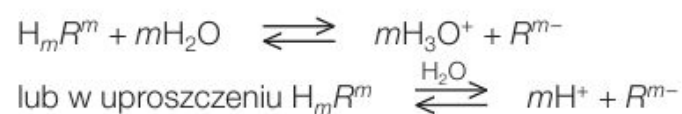
1. Roztwór w zlewce zawiera jony chlorkowe, bromkowe i jodkowe o takim samym stężeniu molowym, które wynosi $10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Do zlewki dodano roztwór azotanu(V) srebra(I). Wartości iloczynów rozpuszczalności wynoszą: $K_{S \text{ } \text{AgCl}} = 1,77 \cdot 10^{-10}$, $K_{S \text{ } \text{AgBr}} = 5,35 \cdot 10^{-13}$, $K_{S \text{ } \text{AgI}} = 8,52 \cdot 10^{-17}$.
 a) Napisz równania zachodzących reakcji chemicznych, stosując zapis jonowy skrócony.
 b) Określ, kiedy nastąpi strącenie osadu trudno rozpuszczalnej soli.
 c) Wskaż sól o najmniejszej rozpuszczalności.
 d) Wskaż, który z osadów strąci się jako pierwszy po wprowadzeniu azotanu(V) srebra(I).
 e) Podaj, w jakiej kolejności strąca się osady.
2. Ustal, czy po zmieszaniu równych objętości roztworów BaCl_2 i Na_2SO_4 o stężeniach $0,001 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ strąci się osad BaSO_4 .

Podsumowanie

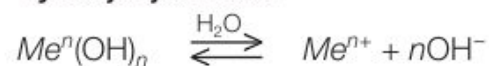
Dysocjacja elektrolityczna

Dysocjacja elektrolityczna to rozpad cząsteczek na jony – kationy i aniony – pod wpływem rozpuszczalnika (np. wody) lub temperatury:

dysocjacja kwasów



dysocjacja zasad



dysocjacja soli



Teorie kwasów i zasad

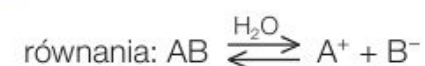
Twórcy teorii	Definicja		Przykłady reakcji chemicznych
	kwasu	zasady	
Arrhenius	substancja, która w roztworach wodnych dysocjuje na jony oksoniowe (kationy wodoru) i aniony reszt kwasowych	substancja, która w roztworach wodnych dysocjuje na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe	$HCl + H_2 O \rightarrow H_3 O^+ + Cl^-$ kwas $NaOH \xrightarrow{H_2 O} Na^+ + OH^-$ zasada
Brønsted i Lowry	substancja, która może oddać proton; donor protonów	substancja, która może przyjąć proton; akceptor protonów	$H_2 O + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ kwas zasada kwas zasada sprzężone pary kwas–zasada
Lewis	substancja z luką elektronową; akceptor pary elektronowej	substancja z wolną parą elektronową; donor pary elektronowej	$H^+ + NH_3 \rightarrow NH_4^+$ kwas zasada

Elektrolyty

Elektrolyty to substancje, których wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny.

Miarą mocy elektrolitów są:

- stała dysocjacji elektrolitycznej K , dla danego elektrolitu zależna od temperatury, która dla



$$\text{ma postać: } K = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}$$

- stopień dysocjacji elektrolitycznej α , zależny od temperatury i stężenia elektrolitu, który ma postać:

$$\alpha = \frac{n_z}{n_w} \quad \text{lub} \quad \alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100 \%$$

pH roztworów

Kwasowość i zasadowość roztworów określa ich **pH**, czyli ujemny logarytm dziesiętny ze stężenia jonów oksoniowych (w uproszczeniu kationów wodoru). **pOH** to ujemny logarytm dziesiętny ze stężenia jonów wodorotlenkowych.

$$pH = -\log [H_3 O^+] \quad [H_3 O^+] = 10^{-pH} \quad \text{lub w uproszczeniu} \quad pH = -\log [H^+] \quad [H^+] = 10^{-pH}$$

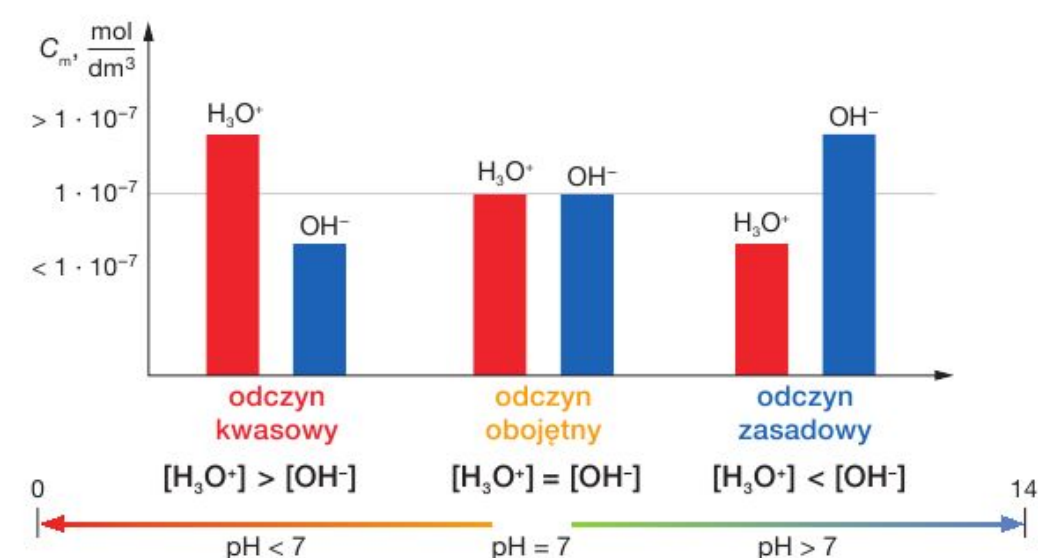
$$pOH = -\log [OH^-] \quad [OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$pH + pOH = 14$$

$$[H_3 O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \quad \text{lub w uproszczeniu} \quad [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

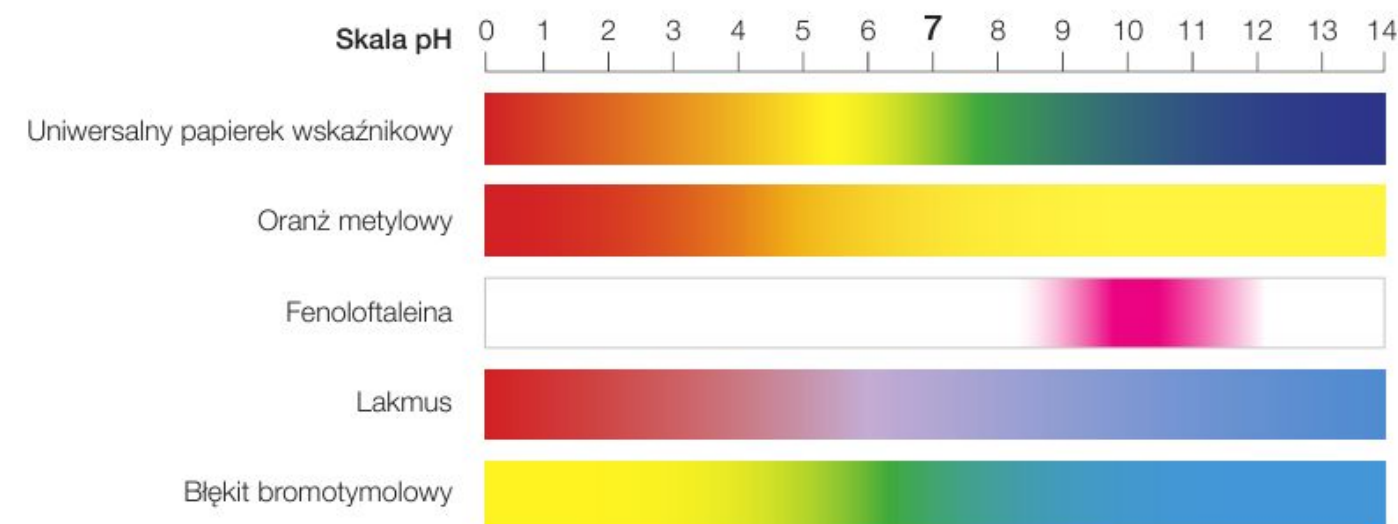
Odczyn roztworu

Skala pH dla roztworów wodnych w temperaturze 25 °C (298 K) ma zakres od 0 do 14.



Wskaźniki pH

Wskaźnik pH – substancja, której barwa zmienia się w zależności od odczynu roztworu, zwykle związek organiczny o złożonej budowie, którego formy niezdisocjowana i zdisocjowana mają różne barwy.



Reakcje chemiczne w roztworach wodnych elektrolitów

Zobojętnianie (neutralizacja)	reakcja chemiczna między jonami H_3O^+ (lub w uproszczeniu H^+) i OH^-	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$ lub w uproszczeniu $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O} \quad \text{lub} \quad \text{H}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$
Strącanie osadów	reakcja chemiczna między jonami, które, łącząc się, tworzą trudno rozpuszczalny związek chemiczny	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{AgCl}\downarrow$
Hydroliza	reakcja wody z jonami słabych kwasów lub słabych zasad powstającymi podczas dysocjacji elektrolitycznej soli	kationowa – zachodząca w roztworach soli pochodzących od mocnych kwasów i słabych zasad (odczyn kwasowy), sól dysocjuje na jony, np. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-}$ które reagują z cząsteczkami H_2O : $2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$
		anionowa – zachodząca w roztworach soli pochodzących od słabych kwasów i mocnych zasad (odczyn zasadowy), sól dysocjuje na jony, np. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ które reagują z cząsteczkami H_2O : $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{HCO}_3^-$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{HCO}_3^-$
		kationowo-anionowa – zachodząca w roztworach soli pochodzących od słabych kwasów i słabych zasad (odczyn obojętny, słabo kwasowy lub słabo zasadowy), sól dysocjuje na jony, np. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-}$ które reagują z cząsteczkami H_2O : $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{HCO}_3^-$
		nie zachodzi w roztworach soli pochodzących od mocnych kwasów i mocnych zasad

Sposób na zadania

Niżej przedstawiono etykietę, która znajduje się na butelce z kwasem chlorowodorowym (kwasem solnym) o stężeniu 10 % (procenty masowe). Jeden z piktogramów został zmazany podczas używania odczynnika.

Kwas solny 10 % (cz.d.a.)

HCl (aq)

Hydrochloric acid 10 % (pure p.a.)

Numer CAS: 7647-01-0

Numer WE: 231-595-7

V = 1 litr

M = 36,45 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$

d = 1,05 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

Podczas obliczeń należy zwrócić uwagę na jednostkę gęstości.

W temperaturze 25 °C sporządzono wodny roztwór HCl. Kolejne etapy przygotowania tego roztworu:

Etap I. Do kolby miarowej o pojemności 500 cm³ wlano ok. 200 cm³ wody destylowanej.

Etap II. Za pomocą pipety miarowej pobrano 1,5 cm³ kwasu chlorowodorowego (kwasu solnego) o stężeniu 10 % (procenty masowe) i wprowadzono go do kolby z wodą.

Etap III. Wymieszano zawartość kolby i uzupełniono ją wodą do kreski miarowej.

Etap IV. Część roztworu przelano do probówki, po czym wprowadzono do niego kilka kropli wodnego roztworu czerwieni Konga.

a) Oblicz pH otrzymanego w kolbie roztworu HCl.

Rozwiązanie:

Aby obliczyć pH roztworu kwasu chlorowodorowego, należy wykonać następujący ciąg przeliczeń:

$$C_{p1} \xrightarrow{1} C_{m1} \xrightarrow{2} n_{\text{HCl}} \xrightarrow{3} C_{m2} \xrightarrow{4} \text{pH}$$

1 Oblicz stężenie molowe roztworu HCl o stężeniu 10 % (procenty masowe).

Można wykorzystać wzór na przeliczanie stężeń, jednak należy pamiętać o tym, aby gęstość miała prawidłową jednostkę:

$$C_{m1} = \frac{C_p \cdot d}{100 \% \cdot M} \Rightarrow C_{m1} = \frac{10 \% \cdot 1050 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}}{100 \% \cdot 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \Rightarrow C_{m1} \approx 2,88 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

2 Oblicz liczbę moli HCl pobranego z butelki.

Należy pamiętać o zamianie jednostki objętości:

$$1,5 \text{ cm}^3 = 0,0015 \text{ dm}^3$$

$$n_{\text{HCl}} = C_{m1} \cdot V_1 \Rightarrow n_{\text{HCl}} = 2,88 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,0015 \text{ dm}^3 \Rightarrow n_{\text{HCl}} \approx 0,00432 \text{ mol}$$

216

217

3 Oblicz stężenie molowe przygotowanego roztworu HCl.

$$C_{m2} = \frac{n_{HCl}}{V_2} \Rightarrow C_{m2} = \frac{0,00432 \text{ mol}}{0,5 \text{ dm}^3} \Rightarrow C_{m2} = 0,00864 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

4 Oblicz pH.

Kwas chlorowodorowy jest mocnym kwasem i w roztworze wodnym dysocjuje w 100 %, zatem $C_{m2} = [H_3O^+]$.

$$C_{m2} = [H_3O^+]$$

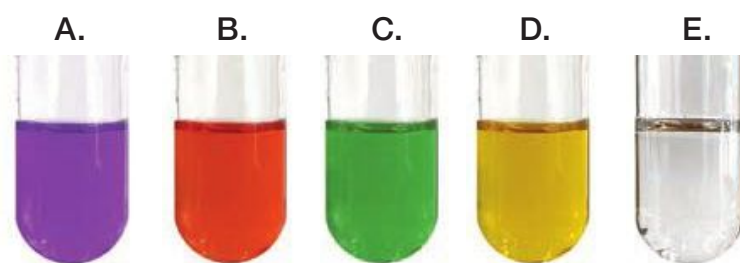
$$[H_3O^+] = 0,00864 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log 0,00864$$

$$pH = 2,06$$

b) Wskaż fotografię, która przedstawia roztwór otrzymanego kwasu chlorowodorowego z dodatkiem wodnego roztworu czerwieni Kongo.



Rozwiązanie:

W celu określenia barwy roztworu o danym pH należy skorzystać z tablic (s. 375):



Otrzymany roztwór będzie miał barwę niebieskofioletową – fotografia A.

c) W karcie charakterystyki kwasu chlorowodorowego znajdują się następujące informacje, które wskazują rodzaj zagrożenia wynikającego ze stosowania opisywanego odczynnika.

- Powoduje poważne oparzenia skóry oraz uszkodzenia oczu.
- Może powodować podrażnienie dróg oddechowych.
- Może powodować korozję metali.

Wskaż piktogram, który został zmasany na etykiecie kwasu chlorowodorowego.



Rozwiązanie:

Piktogram C – piktogram, który wskazuje, że roztwór HCl jest substancją żrącą – powoduje oparzenia skóry oraz może powodować korozję metali.

Rozwiąż Zadanie analogiczne, s. 219.

Zadanie analogiczne

W Sposobie na zadania na s. 217 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

Niżej przedstawiono etykietę, która znajduje się na butelce z wodnym roztworem wodorotlenku sodu o stężeniu 5 % (procenty masowe).

Sodu wodorotlenek roztwór 5 % (cz.d.a.)
NaOH (aq)

Numer CAS: 1310-73-2 Numer WE: 214-185-5

$M = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $d = 1,05 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

Z butelki zawierającej roztwór NaOH o stężeniu 5 % (procenty masowe) za pomocą pipety pobrano pewną objętość V cieczy i przeniesiono ją do kolby miarowej o pojemności 250 cm^3 . Po napełnieniu kolby wodą do kreski miarowej otrzymano roztwór, którego pH w temperaturze 25°C wynosiło 12,2.

a) Napisz, jaką barwę przyjmie otrzymany roztwór NaOH o $pH = 12,2$ po wprowadzeniu do niego kilku kropli wskaźnika kwasowo-zasadowego. Uzupełnij tabelę.

Użyty wskaźnik	Barwa roztworu
Etanolowy roztwór tymolaftaleiny	?
Wodny roztwór czerwieni Kongo	?
Etanolowy roztwór błękitu bromotymolowego	?

b) Oblicz objętość V pobranego z butelki roztworu NaOH o stężeniu 5 % (procenty masowe). Wynik podaj w cm^3 z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

c) Spośród podanych niżej zwrotów wskazujących rodzaj zagrożenia wskaż ten, który dotyczy NaOH i został graficznie przedstawiony za pomocą podanego na etykiecie piktogramu.

- Może intensyfikować pożar.
- Może powodować korozję metali. Powoduje poważne oparzenia skóry oraz uszkodzenia oczu.
- Działa bardzo toksycznie na organizmy wodne, powodując długotrwałe skutki.

Trening – rozwiąż zadania



Zadanie 1.

Rozpuszczono w wodzie 3 g kwasu octowego (kwasu etanowego) i otrzymano 250 cm³ roztworu. Stwierdzono, że roztwór ten zawiera $1,25 \cdot 10^{21}$ kationów oksoniowych.

Oblicz stopień dysocjacji kwasu octowego w tym roztworze.

Zadanie 2.

W 2,5 dm³ wodnego roztworu słabej zasady o wzorze ogólnym MeOH w pewnej temperaturze znajduje się $4,214 \cdot 10^{23}$ kationów metalu oraz 2,8 mola niezdysocjowanych cząsteczek MeOH.

Oblicz stałą dysocjacji zasady MeOH. Wynik podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

Zadanie 3.

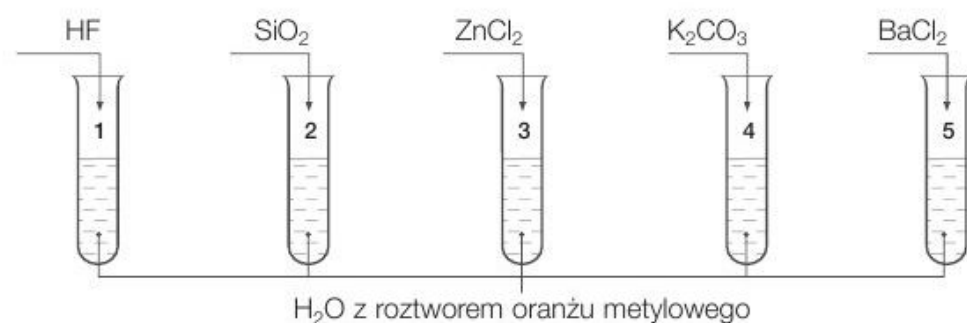
W roztworze słabego kwasu jednoprotowego o stężeniu $0,001 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ stężenie jonów H₃O⁺ wynosi $1,2 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz:

- stopień dysocjacji oraz stałą dysocjacji tego kwasu,
- stężenie niezdysocjowanych cząsteczek kwasu w roztworze,
- stopień dysocjacji tego kwasu w roztworze o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
- stężenie jonów H₃O⁺ w roztworze tego kwasu o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Na podstawie wyników obliczeń sformułuj wniosek dotyczący zależności stopnia dysocjacji słabego kwasu od stężenia molowego jego roztworu.

Zadanie 4.

Do pięciu probówek zawierających wodę z roztworem oranżu metylowego wprowadzono różne substancje i obserwowano barwy roztworów.



- Wskaż, w których probówkach zaszła reakcja dysocjacji elektrolitycznej. Napisz odpowiednie równania reakcji chemicznych.
- Określ odczyny roztworów w probówkach. Odpowiedź uzasadnij, pisząc odpowiednie równania reakcji chemicznych w postaci jonowej skróconej.
- Określ, jaką funkcję w reakcjach hydrolizy według teorii Brønsteda-Lowry'ego pełni woda.

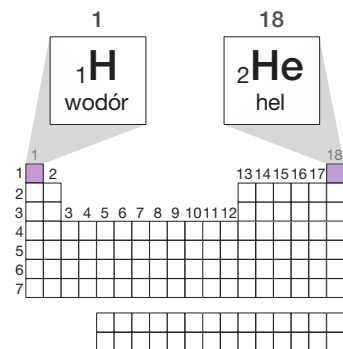
4. Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – blok s

Przypomnij sobie!

- W bloku s znajdują się pierwiastki chemiczne grup 1. i 2. układu okresowego oraz hel.
- Do 1. grupy układu okresowego należą wodór oraz litowce – bardzo aktywne metale.
- Berylowce to pierwiastki chemiczne – metale – 2. grupy układu okresowego.
- Atomy pierwiastków chemicznych należących do bloku s mają 1 lub 2 elektrony w podpowłoce ns powłoki walencyjnej.



17 Wodór i hel



Ważne w tym temacie:

- projektowanie i przeprowadzanie doświadczenia otrzymywania wodoru
- zapisywanie równań reakcji chemicznych otrzymywania wodoru
- zapisywanie równań reakcji chemicznych wodoru z niemetalami (Cl_2 , Br_2 , O_2 , N_2 , S)

Pierwiastki chemiczne bloku s

Wodór i hel

Litowce

Berylłowce

Podobieństwa i różnice

Wodór i hel pomimo tego, że należą do pierwiastków chemicznych bloku s układu okresowego, znacznie różnią się właściwościami od pozostałych pierwiastków chemicznych tego bloku. W warunkach normalnych są gazowymi niemetalami (fot. 69.), podczas gdy wszystkie pozostałe pierwiastki chemiczne bloku s to typowe metale.



Fot. 69. Wodór jest głównym składnikiem materii gwiazd (71 % masowych).

■ Występowanie wodoru w środowisku przyrodniczym

Wodór jest najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem chemicznym we wszechświecie. Na Ziemi w stanie wolnym występuje w niewielkich ilościach w górnych warstwach atmosfery oraz w gazach wulkanicznych. W postaci związanej znajduje się przede wszystkim w wodzie, ropie naftowej, gazie ziemnym oraz w organizmach roślin i zwierząt.

Właściwości wodoru

W temperaturze pokojowej wodór jest **gazem bezbarwnym**, bezwonnym, **słabo rozpuszczalnym w wodzie**. W warunkach normalnych ma najmniejszą gęstość spośród wszystkich pierwiastków chemicznych (s. 371). Jest łatwopalny, a **z tlenem tworzy mieszaninę wybuchową**. W stanie wolnym występuje w cząsteczkach dwuatomowych.

Warunki normalne

$$T = 273,15 \text{ K} = 0 \text{ } ^\circ\text{C}$$
 $p = 1013,25 \text{ hPa}$

Jądro atomu wodoru zawiera 1 proton, a w powłoce elektronowej znajduje się 1 elektron. Wodór występuje naturalnie w środowisku przyrodniczym jako mieszanina trzech izotopów: ${}^1_1\text{H}$ (prot), ${}^2_1\text{H}$ (deuter), ${}^3_1\text{H}$ (tryt) (tabela 18.).

Tabela 18. Charakterystyka izotopów wodoru

Nazwa izotopu		Prot	Deuter	Tryt
Symbol	chemiczny	${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$
	literowy	H	D	T
Liczba	protonów	1	1	1
	neutronów	0	1	2
	masowa	1	2	3
	elektronów	1	1	1
Rozpowszechnienie w środowisku przyrodniczym		99,985 %	0,015 %	ilości śladowe (ok. 10^{-16} %)

W reakcjach chemicznych atom wodoru bierze udział w tworzeniu:

- ▶ **wiązania kowalencyjnego** (podczas uwspólniania elektronu 1s),
- ▶ **wiązania jonowego** (podczas tworzenia się kationu wodoru).

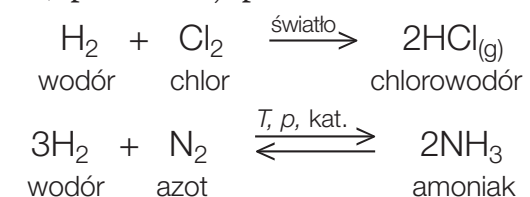
Między cząsteczkami wody H_2O , amoniaku NH_3 , fluorowodoru HF oraz związków organicznych, np. alkoholi, aminokwasów czy białek, występują **wiązania wodorowe**.

Atom wodoru dąży do uwspólnienia elektronu 1s z utworzeniem wiązania kowalencyjnego, w wyniku czego uzyskuje trwałą konfigurację elektronową atomu helu (dublet elektronowy).

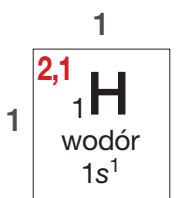
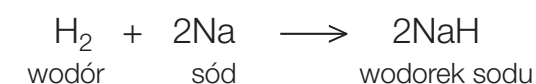
W reakcjach chemicznych niesparowany elektron wodoru łatwo tworzy wiązanie typu σ .

W związkach chemicznych atom wodoru zazwyczaj przyjmuje **stopień utlenienia I** (np. w cząsteczkach chlorowodoru HCl i siarkowodoru H_2S). Jedynie w **wodorkach metali aktywnych**: $-I$ (np. w wodorku sodu NaH , wodorku magnezu MgH_2).

Wodór w wyniku reakcji z pierwiastkami chemicznymi tworzy **wodorki**. Aby je otrzymać, z wyjątkiem fluorowodoru HF, należy użyć czynnika inicjującego reakcję chemiczną (np. w reakcji powstawania chlorowodoru HCl) lub katalizatora (np. w reakcji powstawania amoniaku NH_3):



Wodór reaguje także z metalami silnie elektrododatnimi, takimi jak lit, sód czy wapń, np.:



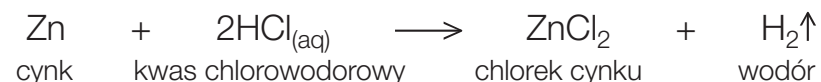
Konfiguracja elektronowa
atomu ${}_1\text{H}$:



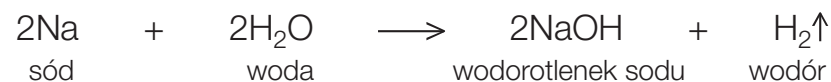
Otrzymywanie wodoru

W laboratorium wodór można otrzymać kilkoma sposobami. Najczęściej przeprowadza się **reakcje chemiczne**:

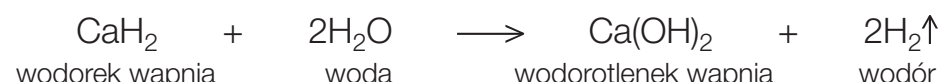
- ▶ **metali aktywniejszych chemicznie od wodoru z kwasami**, np. cynku z kwasem chlorowodorowym:



- ▶ **metali 1. i 2. grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych, z wyjątkiem berylu, z wodą**, np.:



- ▶ **wodorków metali 1. i 2. grupy układu okresowego z wodą**, np.:



Doświadczenie 28.



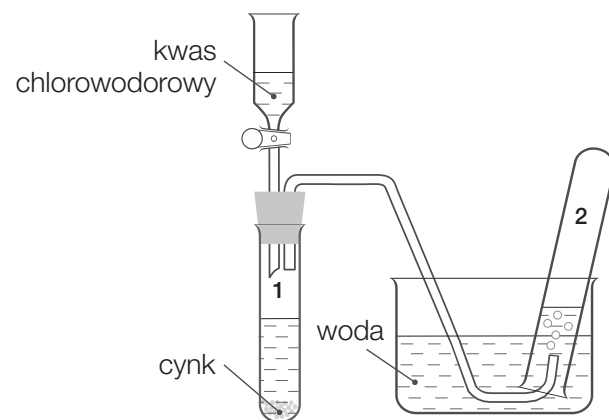
HCl

Reakcja cynku z kwasem chlorowodorowym

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, cynk (granulki), woda.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, wkraplacz, korek, rurka odprowadzająca, krystalizator, statyw z łapą metalową, łuczywo.

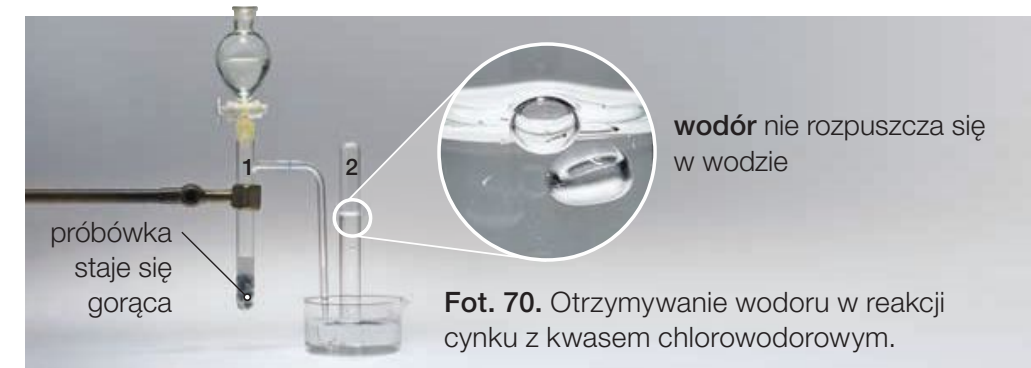
Instrukcja: Do probówki 1. wsyp rozdrobniony cynk i umocuj ją w łapie statywu, zamknij korkiem z umieszczonym w nim wkraplaczem i rurką odprowadzającą. Koniec rurki odprowadzającej umieść w krystalizatorze z wodą. Wlej do wkraplacza rozcieńczony roztwór HCl, a następnie otwórz kranik (schemat). Pierwszych porcji gazu nie zbieraj, gdyż jest to powietrze znajdujące się w probówce i rurce. Na rurkę nałóż do góry dnem probówkę 2. napełnioną wodą. Wodór zmieszany z powietrzem utworzyłby w probówce 2. mieszaninę wybuchową. Po napełnieniu gazem probówki 2. wyjmij ją z krystalizatora, trzymając do góry dnem, i zbliż do jej wylotu zapalone łuczywo.



- ▶ **Obserwacje:** Probówka 1. się nagrzewa. Wydzielają się pęcherzyki bezbarwnego gazu, który nie rozpuszcza się w wodzie (fot. 70., s. 225). Po zbliżeniu zapalonego łuczywa do wylotu probówki 2. słychać charakterystyczny dźwięk.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 225

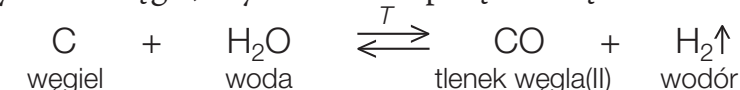
początek doświadczenia na s. 224



- ▶ **Wniosek:** Jednym z produktów reakcji chemicznej jest palny gaz – wodór.

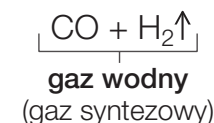
W przemyśle źródłami wodoru są: gaz ziemny (metan), ropa naftowa (węglowodory), węgle kopalne i woda. W odpowiednich warunkach ciśnienia i temperatury wodór otrzymuje się podczas:

- ▶ zgazowywania węgla, czyli działania parą wodną na rozżarzony węgiel,



- ▶ konwersji metanu, czyli działania parą wodną na metan,
- ▶ elektrolizy wody lub solanki (wodnego roztworu NaCl),
- ▶ krakingu węglowodorów. Zagadnienia dotyczące konwersji metanu oraz krakingu zostaną omówione w cz. 3. podręcznika, w dziale *Węglowodory*.

Gaz wodny – gaz wykorzystywany jako paliwo lub surowiec do wielu syntez.



Występowanie helu w środowisku przyrodniczym

Hel jest pierwiastkiem chemicznym bardzo rozpowszechnionym we wszechświecie (28 % masowych; ustępuje tylko wodorowi). Jego niska zawartość w atmosferze oraz bierność chemiczna spowodowały, że na Ziemi odkryto go stosunkowo późno. Wcześniej, dzięki zastosowaniu metod spektroskopowych, stwierdzono jego obecność na Słońcu.

Właściwości helu

Podobnie jak wszystkie helowce, w temperaturze pokojowej hel jest **gazem bezbarwnym i bezwonym**. W silnym polu elektrycznym emituje światło.

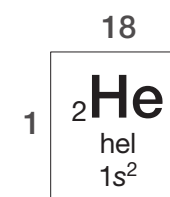
Jądro atomu helu zawiera 2 protony i 2 neutrony. Poza jądrem atomowym znajdują się 2 elektrony. Ze względu na zapełnienie orbitalu 1s (a tym samym zapełnienie pierwszej powłoki elektronowej) **hel wykazuje bierność chemiczną i występuje w postaci pojedynczych atomów**.

Otrzymywanie helu

Hel otrzymuje się ze skroplonego powietrza metodą destylacji frakcyjnej. Gdy inne składniki powietrza w wyniku skroplenia stają się cieczami, hel pozostaje gazem, ponieważ ma bardzo niską temperaturę wrzenia (najniższą wśród gazów): ok. $-268,9\text{ }^{\circ}\text{C}$ (s. 370). Następnie oczyszcza się go, przepuszczając przez warstwę węgla aktywnego.

Na skalę przemysłową hel otrzymuje się ze skroplonego gazu ziemnego, który oprócz głównego składnika (metanu) zawiera pewne ilości helu i azotu.

Konfiguracja elektronowa atomu ${}^2\text{He}$:



Zastosowania wodoru i helu

W przeszłości do napełniania balonów i sterowców wykorzystywano wodór, lecz z powodu ryzyka pożaru i wybuchu obecnie jest on zastępowany heliem.

Wodór

Ciekły wodór jest składnikiem **paliwa rakietowego**. Jest źródłem energii w nowoczesnych pojazdach wyposażonych w ogniwa paliwowe. Stanowi też surowiec w syntezie amoniaku i chlorowodoru. Stosuje się go do wytwarzania wysokich temperatur w palnikach tlenowo-wodorowych (ok. 2500 °C).

Hel

Jest niepalny i ma bardzo małą gęstość, dlatego napełnia się nim **balony i sondy meteorologiczne**. Ze względu na niską temperaturę wrzenia oraz bierność chemiczną stosuje się go do wytwarzania niskich temperatur w procesach technologicznych i badaniach naukowych. Umożliwia on utrzymywanie obojętnej atmosfery w przyrządach i komorach badawczych. W medycynie mieszaninę helu z tlenem wykorzystuje się do leczenia astmy.

-  medycyna
-  przemysł chemiczny
-  przemysł rakietowy
-  motoryzacja

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

Wodór jest wykorzystywany jako surowiec, paliwo oraz magazyn energii. Zielony wodór, czyli wodór odnawialny, uzyskuje się w procesie elektrolizy wody. Ten proces zachodzi pod wpływem energii pochodzącej ze źródeł odnawialnych, np. energii słonecznej lub energii wiatru. Wytwarzanie i stosowanie zielonego wodoru nie przyczynia się do emisji tlenu węgla(IV) CO₂ do atmosfery.

Wyszukaj i zaprezentuj

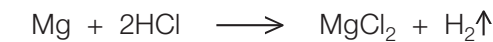
W jakich gałęziach przemysłu jest wykorzystywany zielony wodór?

Ważne w temacie Wodór i hel

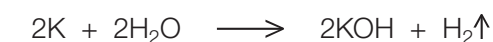
1. Zapisuję równania reakcji chemicznych otrzymywania wodoru różnymi metodami

Wodór otrzymuje się m.in. w reakcjach chemicznych:

- metal bardziej aktywnego chemicznie od wodoru z kwasem



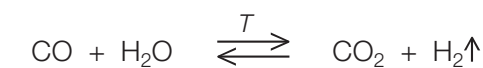
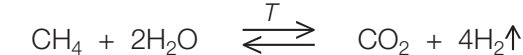
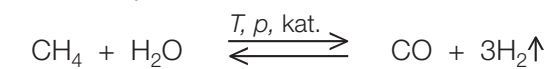
- metal 1. lub 2. grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych, z wyjątkiem berylu, z wodą



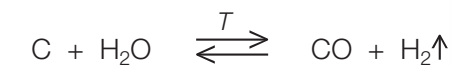
- wodorku metalu 1. lub 2. grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych z wodą



- konwersji metanu



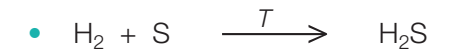
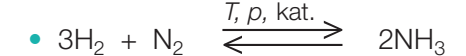
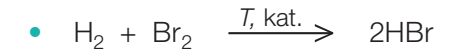
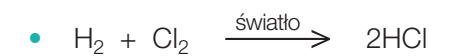
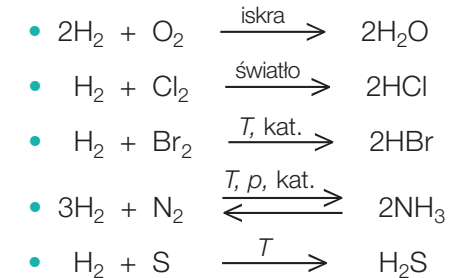
- zgazowania węgla



- elektrolizy wody lub solanki (wodnego roztworu NaCl)

- krakingu węglowodorów

2. Zapisuję równania reakcji chemicznych wodoru z niemetalami



3. Wymieniam właściwości wodoru w temperaturze pokojowej

- gaz
- bezbarny
- bezwonny
- słabo rozpuszczalny w wodzie
- łatwopalny
- tworzy z tlenem mieszaninę wybuchową

4. Wymieniam właściwości helu w temperaturze pokojowej

- gaz
- bezbarny
- bezwonny
- bierny chemicznie

Wodór i hel

Gaz wodny (CO + H₂) – gaz wykorzystywany jako paliwo lub surowiec do wielu syntez.

Zadania do tematu



- Jedną z metod przemysłowego otrzymywania wodoru jest działanie parą wodną na rozżarzony koks.
 - Napisz równanie tej reakcji chemicznej.
 - Oblicz, ile metrów sześciennych gazu wodnego można otrzymać z 1 t koksu (warunki normalne).
- Wodór jest stosowany jako reduktor m.in. w reakcji chemicznej opisanej równaniem:

$$\text{CuO} + \text{H}_2 \longrightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}.$$
 - Określ stopnie utlenienia atomów wszystkich pierwiastków chemicznych w substratach i produktach.
 - Oblicz, ile decymetrów sześciennych wodoru w warunkach normalnych potrzeba do zredukowania $3,01 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tlenu miedzi(II).

18 Litowce

1	2																	18
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12									
13	14	15	16	17														
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	
73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	
91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	
109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120	121	122	123	124	125	126	
127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140	141	142	143	144	
145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160	161	162	
163	164	165	166	167	168	169	170	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180	
181	182	183	184	185	186	187	188	189	190	191	192	193	194	195	196	197	198	
199	200	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210	211	212	213	214	215	216	
217	218	219	220	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230	231	232	233	234	
235	236	237	238	239	240	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250	251	252	
253	254	255	256	257	258	259	260	261	262	263	264	265	266	267	268	269	270	
271	272	273	274	275	276	277	278	279	280	281	282	283	284	285	286	287	288	
289	290	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300	301	302	303	304	305	306	
307	308	309	310	311	312	313	314	315	316	317	318	319	320	321	322	323	324	
325	326	327	328	329	330	331	332	333	334	335	336	337	338	339	340	341	342	
343	344	345	346	347	348	349	350	351	352	353	354	355	356	357	358	359	360	
361	362	363	364	365	366	367	368	369	370	371	372	373	374	375	376	377	378	
379	380	381	382	383	384	385	386	387	388	389	390	391	392	393	394	395	396	
397	398	399	400	401	402	403	404	405	406	407	408	409	410	411	412	413	414	
415	416	417	418	419	420	421	422	423	424	425	426	427	428	429	430	431	432	
433	434	435	436	437	438	439	440	441	442	443	444	445	446	447	448	449	450	
451	452	453	454	455	456	457	458	459	460	461	462	463	464	465	466	467	468	
469	470	471	472	473	474	475	476	477	478	479	480	481	482	483	484	485	486	
487	488	489	490	491	492	493	494	495	496	497	498	499	500	501	502	503	504	
505	506	507	508	509	510	511	512	513	514	515	516	517	518	519	520	521	522	
523	524	525	526	527	528	529	530	531	532	533	534	535	536	537	538	539	540	
541	542	543	544	545	546	547	548	549	550	551	552	553	554	555	556	557	558	
559	560	561	562	563	564	565	566	567	568	569	570	571	572	573	574	575	576	
577	578	579	580	581	582	583	584	585	586	587	588	589	590	591	592	593	594	
595	596	597	598	599	600	601	602	603	604	605	606	607	608	609	610	611	612	
613	614	615	616	617	618	619	620	621	622	623	624	625	626	627	628	629	630	
631	632	633	634	635	636	637	638	639	640	641	642	643	644	645	646	647	648	
649	650	651	652	653	654	655	656	657	658	659	660	661	662	663	664	665	666	
667	668	669	670	671	672	673	674	675	676	677	678	679	680	681	682	683	684	
685	686	687	688	689	690	691	692	693	694	695	696	697	698	699	700	701	702	
703	704	705	706	707	708	709	710	711	712	713	714	715	716	717	718	719	720	
721	722	723	724	725	726	727	728	729	730	731	732	733	734	735	736	737	738	
739	740	741	742	743	744	745	746	747	748	749	750	751	752	753	754	755	756	
757	758	759	760	761	762	763	764	765	766	767	768	769	770	771	772	773	774	
775	776	777	778	779	780	781	782	783	784	785	786	787	788	789	790	791	792	
793	794	795	796	797	798	799	800	801	802	803	804	805	806	807	808	809	810	
811	812	813	814	815	816	817	818	819	820	821	822	823	824	825	826	827	828	
829	830	831	832	833	834	835	836	837	838	839	840	841	842	843	844	845	846	
847	848	849	850	851	852	853	854	855	856	857	858	859	860	861	862	863	864	
865	866	867	868	869	870	871	872	873	874	875	876	877	878	879	880	881	882	
883	884	885	886	887	888	889	890	891	892	893	894	895	896	897	898	899	900	
901	902	903	904	905	906	907	908	909	910	911	912	913	914	915	916	917	918	
919	920	921	922	923	924	925	926	927	928	929	930	931	932	933	934	935	936	
937	938	939	940	941	942	943	944	945	946	947	948	949	950	951	952	953	954	
955	956	957	958	959	960	961	962	963	964	965	966	967	968	969	970	971	972	
973	974	975	976	977	978	979	980	981	982	983	984	985	986	987	988	989	990	
991	992	993	994	995	996	997	998	999	1000	1001	1002	1003	1004	1005	1006	1007	1008	
1009	1010	1011	1012	1013	1014	1015	1016	1017	1018	1019	1020	1021	1022	1023	1024	1025	1026	
1027	1028	1029	1030	1031	1032	1033	1034	1035	1036	1037	1038	1039	1040	1041	1042	1043	1044	
1045	1046	1047	1048	1049	1050	1051	1052	1053	1054	1055	1056	1057	1058	1059	1060	1061	1062	
1063	1064	1065	1066	1067	1068	1069	1070	1071	1072	1073	1074	1075	1076	1077	1078	1079	1080	
1081	1082	1083	1084	1085	1086	1087	1088	1089	1090	1091	1092	1093	1094	1095	1096	1097	1098	
1099	1100	1101	1102	1103	1104	1105	1106	1107	1108	1109	1110	1111	1112	1113	1114	1115	1116	
1117	1118	1119	1120	1121	1122	1123	1124	1125	1126	1127	1128	1129	1130	1131	1132	1133	1134	
1135	1136	1137	1138	1139	1140	1141	1142	1143	1144	1145	1146	1147	1148	1149	1150	1151	1152	
1153	1154	1155	1156	1157	1158	1159	1160	1161	1162	1163	1164	1165	1166	1167	1168	1169	1170	
1171	1172	1173	1174	1175	1176	1177	1178	1179	1180	1181	1182	1183	1184	1185	1186	1187	1188	
1189	1190	1191	1192	1193	1194	1195	1196	1197	1198	1199	1200	1201	1202	1203	1204	1205	1206	
1207	1208	1209	1210	1211	1212	1213	1214	1215	1216	1217	1218	1219	1220	1221	1222	1223	1224	
1225	1226	1227	1228	1229	1230	1231	1232	1233	1234	1235	1236	1237	1238	1239	1240	1241	1242	
1243	1244	1245	1246	1247	1248	1249	1250	1251	1252	1253	1254	1255	1256	1257	1258	1259	1260	
1261	1262	1263	1264	1265	1266	1267	1268	1269	1270	1271	1272	1273	1274	1275	1276	1277	1278	
1279	1280	1281	1282	1283	1284	1285	1286	1287	1288	1289	1290	1291	1292	1293	1294	1295	1296	
1297	1298	1299	1300	1301	1302	1303	1304	1305	1306	1307	1308	1309	1310	1311	1312	1313	1314	
1315	1316	1317	1318	1319	1320	1321	1322	1323	1324	1325	1326	1327	1328	1329	1330	1331	1332	
1333	1334	1335	1336	1337	1338	1339	1340	1341	1342	1343	1344	1345	1346	1347	1348	1349	1350	
1351	1352	1353	1354	1355	1356	1357	1358	1359	1360	1361	1362	1363	1364	1365	1366	1367	1368	
1369	1370	1371	1372	1373	1374	1375	1376	1377	1378	1379	1380	1381	1382	1383	1384	1385	1386	
1387	1388	1389	1390	1391	1392	1393	1394	1395	1396	1397	1398	1399	1400	1401	1402	1403	1404	
1405	1406	1407	1408	1409	1410	1411	1412	1413	1414	1415	1416	1417	1418	1419	1420	1421	1422	
1423	1424	1425	1426	1427	1428	1429	1430	1431	1432	1433	1434	1435	1436	1437	1438	1439	1440	
1441	1442	1443	1444	1445	1446	1447	1448	1449	1450	1451	1452	1453	1454	1455	1456	1457	1458	
1459																		

Ważne w tym temacie:

- zapisywanie równań reakcji chemicznych chloru, bromu i siarki z metalami: Na i K
- zapisywanie równań reakcji chemicznych metali (Na i K) z wodą i kwasami nieutleniającymi
- analizowanie właściwości fizycznych i chemicznych metali grupy 1.

Diagram illustrating the chemical block s elements:

- Wodór i hel
- Litowce**
- Berylownce
- Podobieństwa i różnice

Pierwsza grupa układu okresowego to **litowce**. Obejmuje ona pierwiastki chemiczne takie jak: lit Li, sód Na, potas K, rubid Rb, cez Cs i frans Fr. W płynach ustrojowych organizmów znajdują się jony sodu i potasu. Regulują one gospodarkę wodną, odpowiadają także za przewodzenie impulsów nerwowych.

■ Występowanie litowców w środowisku przyrodniczym

Ze względu na dużą aktywność chemiczną litowców występują one w środowisku przyrodniczym wyłącznie w postaci związków chemicznych – jako składniki skał i minerałów. Najbardziej rozpowszechnione są sód i potas (fot. 71.). Duże ilości chlorku sodu znajdują w morzach i oceanach. Pozostałe litowce spotyka się w środowisku przyrodniczym w ilościach śladowych.



Fot. 71. Wybrane litowce.

■ Właściwości litowców

Litowce to **miękkie metale o małej gęstości, srebrzystobiałej barwie i niskich temperaturach topnienia**. Są **bardzo aktywne chemicznie**, dlatego muszą być przechowywane w nafcie lub oleju parafinowym.

Właściwości
pierwiastków chemicznych
→ patrz s. 370

Jony litowców **barwią płomień palnika**, co umożliwia identyfikację tych pierwiastków chemicznych.

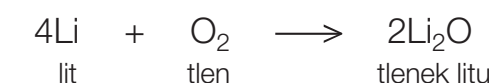
Atomy litowców mają 1 elektron walencyjny ns^1 w stanie podstawowym. Im jest on bardziej oddalony od jądra atomowego, tym słabiej jest z nim związany i łatwiej ulega oderwaniu, ponieważ wartość energii jonizacji zmniejsza się wraz ze zwiększeniem się liczby atomowej litowca. Z atomu metalu powstaje wówczas kation, np.:



Litowce mają **niską elektroujemność** i **niskie wartości energii jonizacji**. Atomy litowców w związkach chemicznych występują na **I stopniu utlenienia**.

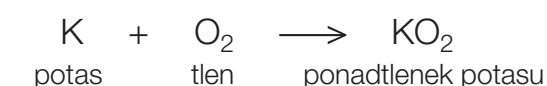
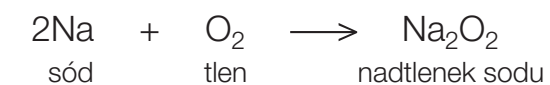
Litowce łatwo reagują z tlenem, niemetalami, wodą i kwasami.

1. Produktami reakcji chemicznych litowców z tlenem są **tlenki** (w przypadku litu), **nadtlenki** (w przypadku sodu) lub **ponadtlenki** (w przypadku pozostałych litowców), np.:

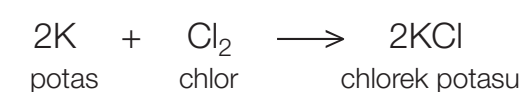
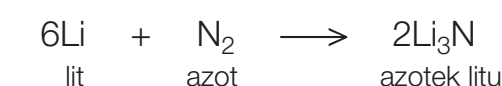
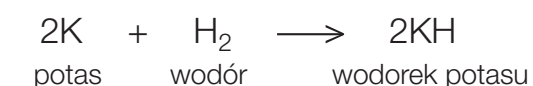


W kryształach nadtlenków występuje **jon nadtlenkowy** O_2^{2-} , a w sieci krystalicznej ponadtlenków – **jon ponadtlenkowy** O_2^- :

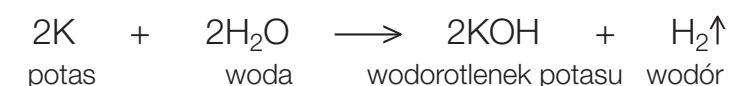
Barwy płomieni kationów
litowców
→ patrz s. 242



2. Produktami reakcji chemicznych z wodorem są **wodorki**, a z siarką – **siarczki** i wodorosiarczki. W reakcjach chemicznych litowców z azotem powstają **azotki**, a z fluorowcami – **halogenki**, np.:

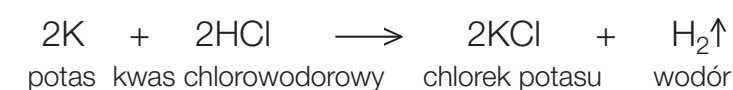


3. Produktami reakcji chemicznych litowców z wodą są **wodorotlenki** oraz wodór, np.:

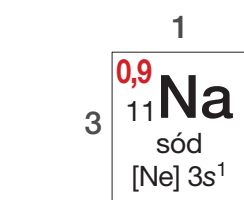


Przebieg reakcji chemicznej jest gwałtowny (fot. 72.).

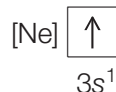
4. Litowce wypierają wodór z kwasów, tworząc **sole**, np.:



Fot. 72. Reakcja rubidu z wodą w obecności roztworu fenoloftaleiny.



Konfiguracja
elektronowa
atomu $_{11}\text{Na}$:



Sód $_{11}\text{Na}$ i jego związki chemiczne

Podobnie jak inne metale sód ma budowę krystaliczną. W jego sieci krystalicznej znajdują się jony Na^+ , między którymi porusza się chmura elektronów. W metalach i stopach występuje wiązanie metaliczne. Dzięki temu sód wykazuje wysokie przewodnictwo elektryczne i ciepłne.



Doświadczenie 29.



Badanie właściwości sodu

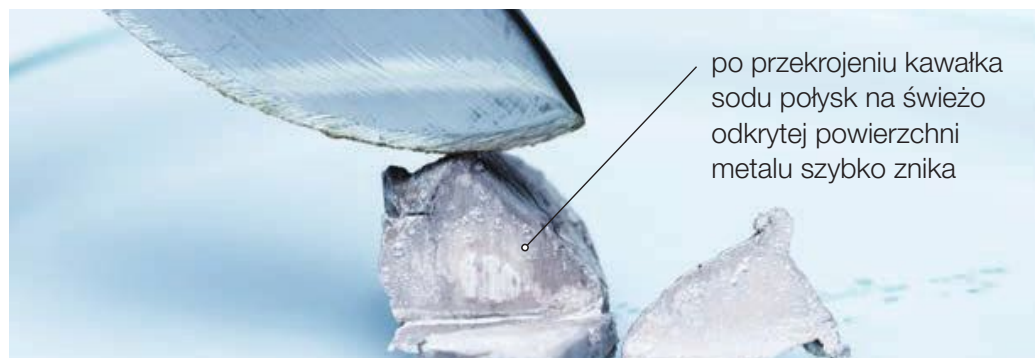
⚠ Nie dotykaj sodu metalicznego gołymi dłońmi.

Odczynniki: sód.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: szczypce, bibuła, szkiełko zegarkowe lub szalka Petriego, nóż.

Instrukcja: Wyjmij szczypcami kawałek sodu ze słoika i połóż na bibule umieszczonej na szkiełku zegarkowym lub szalce Petriego. Ostrożnie odkrój nożem kawałek sodu.

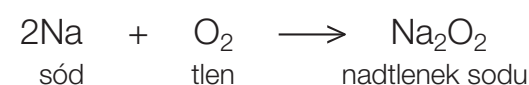
Obserwacje: Sód jest metalem (fot. 73.) o srebrzystej barwie i metalicznym połysku. Jest bardzo miękki. Po przekrojeniu metaliczny połysk szybko znika.



Fot. 73. Ze względu na dużą aktywność chemiczną sód należy przechowywać w nafcie. Chroni go ona przed dostępem powietrza i wilgoci.

Wniosek: Zachodzi reakcja utleniania sodu tlenem z powietrza. Powstaje nadtlenek sodu.

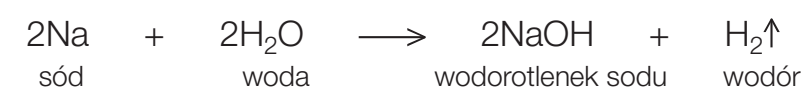
Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:



W nadtlenku sodu, podobnie jak w nadtlenku wodoru, atomy tlenu są połączone ze sobą i tworzą tzw. mostek tlenowy. Wzór strukturalny takiego połączenia w nadtlenku sodu przedstawia się następująco: $\text{Na}^+\text{O}^- - \text{O}^-\text{Na}^+$.

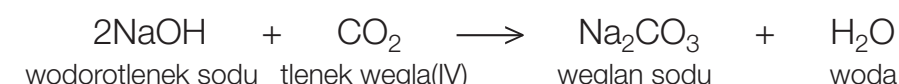
Mostek tlenowy, jako wiązanie nietrwałe, łatwo odszczepia tlen, co decyduje o utleniających właściwościach nadtlenku sodu. Powstający w tej reakcji chemicznej tlenek sodu Na_2O ma bardzo silne właściwości zasadowe.

Metaliczny sód reaguje też z wodą, wypierając z niej wodór:



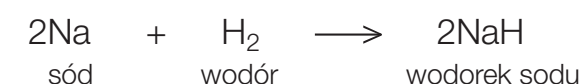
Wodorotlenek sodu – produkt tej reakcji chemicznej, nazywany także sodą kaustyczną lub ługiem sodowym – jest jednym z najczęściej stosowanych związków chemicznych tego metalu.

Wodorotlenek sodu reaguje z kwasami oraz tlenkami kwasowymi, np.:

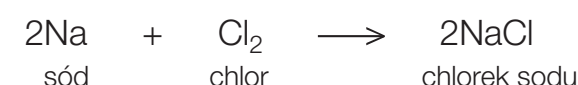


Sód łatwo reaguje z niemetalami:

▶ z wodorem tworzy bardzo reaktywny **wodorek sodu**:



▶ z gazowym chlorem – **chlorek sodu**:



▶ z siarką – **siarczek sodu**:



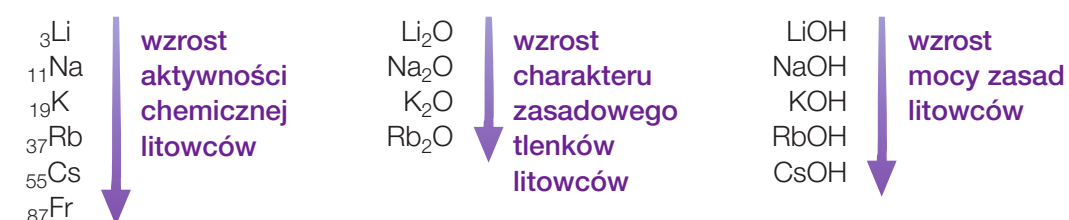
Zmiana właściwości litowców i ich związków w grupie

Wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej zwiększa się aktywność chemiczna litowców (rys. 43.).

Tlenki litowców mają charakter silnie zasadowy. W reakcji z wodą tworzą **mocne zasady**, np.:



Charakter zasadowy tlenków i moc zasad wzrasta wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej litowca. **Najmocniejszą ze znanych zasad (spośród wodorotlenków metali) jest wodorotlenek cezu CsOH .**



Rys. 43. Zmiana właściwości litowców i ich związków w grupie.

Zastosowania litowców

Najbardziej rozpowszechnionymi litowcami są sód i potas. Ich wodorotlenki są często stosowane jako odczynniki w laboratoriach chemicznych.



przemysł
i technika



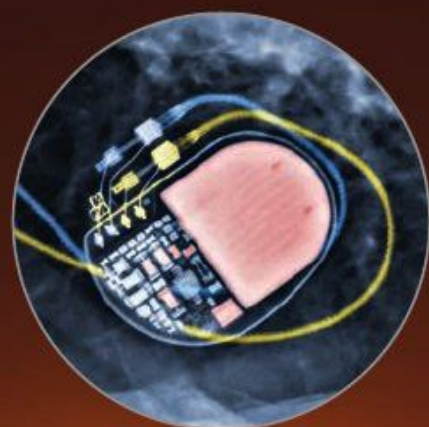
geologia



przemysł
chemiczny



baterie



■ Lit

Wykorzystuje się go w bateriach litowych i jodowo-litowych, stanowiących źródło zasilania m.in. **kardiostymulatorów** – urządzeń wytwarzających bodźce elektryczne pobudzające mięsień sercowy.

■ Sód

W **lampach sodowych**, które oświetlają ulice, pod wpływem wyładowań elektrycznych metaliczny sód przechodzi w pary sodu. Wyładowania elektryczne pobudzają pary do świecenia. Zaletą takiego światła jest duża jasność, widoczna nawet we mgle, a wadą – zafalszowywanie kolorów otoczenia (głównie zieleni).

■ Potas

Stosuje się go do określania **wieku skał wulkanicznych**.

■ Rubid

Pokrywa się nim **wnętrze fotokomórek** oraz dodaje się go do niektórych gatunków szkła.

■ Cez

Jest **katalizatorem** wielu reakcji polimeryzacji i spalania.

■ Frans

Jest bardzo nietrwałym pierwiastkiem chemicznym, dlatego wykorzystuje się go jedynie do **celów badawczych**.



Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

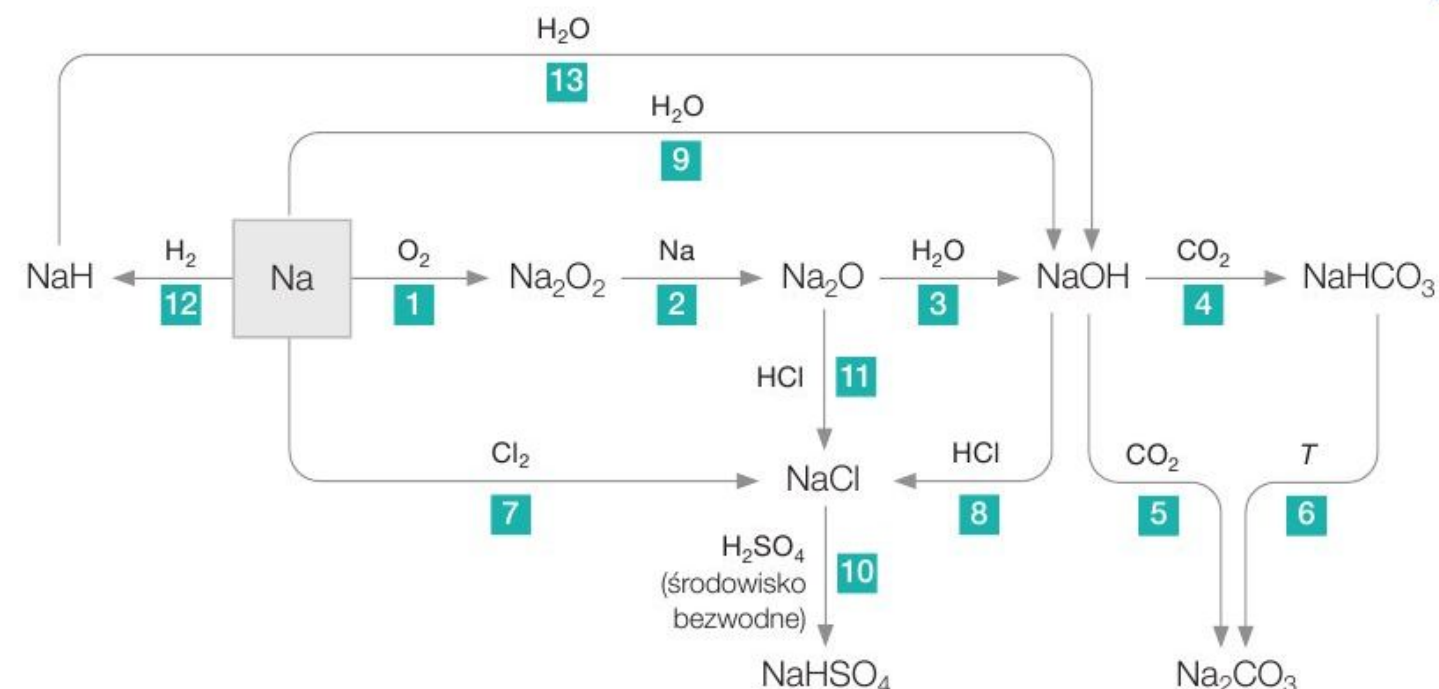
Lit jest wykorzystywany do produkcji akumulatorów litowo-jonowych. Jest metalem o najmniejszej masie atomowej, dzięki czemu masa akumulatorów litowo-jonowych również jest niewielka. Innymi zaletami takich akumulatorów są ich trwałość, długi czas użytkowania i możliwość recyklingu.

Wyszukaj i zaprezentuj

Jakie są zalety akumulatorów litowo-jonowych stosowanych w samochodach elektrycznych?



Ciągi przemian chemicznych – sód



Równania reakcji chemicznych:

- 1 $2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$
sód tlen nadtlenek sodu
- 2 $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}$
nadtlenek sodu sód tlenek sodu
- 3 $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$
tlenek sodu woda wodorotlenek sodu
- 4 $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3$
wodorotlenek sodu tlenek węgla(IV) wodorowęglan sodu
- 5 $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
wodorotlenek sodu tlenek węgla(IV) węglan sodu woda
- 6 $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{T} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
wodorowęglan sodu węglan sodu woda tlenek węgla(IV)
- 7 $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
sód chlor chlorek sodu
- 8 $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
wodorotlenek sodu kwas chlorowodorowy chlorek sodu woda
- 9 $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
sód woda wodorotlenek sodu wodór
- 10 $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$
chlorek sodu kwas siarkowy(VI) wodorosiarczan(VI) sodu kwas chlorowodorowy
- 11 $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
tlenek sodu kwas chlorowodorowy chlorek sodu woda
- 12 $2\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NaH}$
sód wodór wodorek sodu
- 13 $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
wodorek sodu woda wodorotlenek sodu wodór

Ważne w temacie *Litowce*

1. Wymieniam wybrane właściwości litowców

- metale
- miękkie
- srebrzystobiałe
- mają niskie temperatury topnienia
- mają małą gęstość
- są bardzo reaktywne

2. Opisuję, jak zmieniają się właściwości litowców w grupie

W grupie litowców wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej wzrasta aktywność chemiczna danego litowca, charakter zasadowy jego tlenków oraz moc zasad.

numer okresu	aktywność chemiczna	charakter zasadowy tlenku	moc zasad
2	zwiększa się ↓	${}^3\text{Li}$	LiOH
3		${}^{11}\text{Na}$	NaOH
4		${}^{19}\text{K}$	KOH
5		${}^{37}\text{Rb}$	RbOH
6		${}^{55}\text{Cs}$	CsOH
7		${}^{87}\text{Fr}$	

3. Zapisuję równania reakcji litowców z tlenem, wodą, kwasami i niemetalami

- Litowce reagują z tlenem, tworząc tlenki, nadtlenki i ponadtlenki
$$4\text{Li} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Li}_2\text{O}$$
$$2\text{Na} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$$
$$\text{K} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{KO}_2$$
- Litowce reagują z wodą, tworząc wodorotlenki i wodór
$$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$$
- Litowce reagują z kwasami, tworząc sole i wodór
$$2\text{K} + 2\text{HCl} \longrightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\uparrow$$
- Litowce reagują z niemetalami, tworząc sole kwasów beztle-
nowych, oraz z wodorem, tworząc wodorki, a także z azotem,
tworząc azotki
$$2\text{Na} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{NaCl}$$
$$2\text{Na} + \text{H}_2 \longrightarrow 2\text{NaH}$$

4. Wymieniam właściwości litowców odczytane z ich konfiguracji elektronowej oraz położenia w układzie okresowym

Atomy litowców w stanie podstawowym:

- mają jeden elektron walencyjny (ns^1),
- w związkach chemicznych występują na I stopniu utlenienia,
- wykazują tendencję do oddawania jednego elektronu – tworzą jednododatnie jony (kationy),
- mają niską elektroujemność,
- mają niskie wartości energii jonizacji.

Zadania do tematu



**ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE**

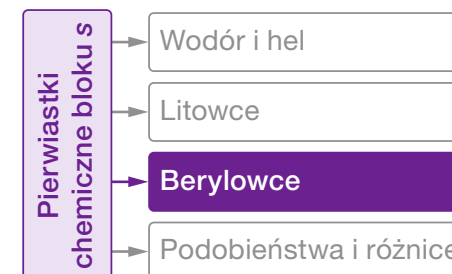
1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 233) i wykonaj polecenia (a–e).

- Wskaż numery równań reakcji chemicznych przedstawiających reakcje utleniania-redukcji.
- Podaj numery reakcji chemicznych, za pomocą których można wykazać zasadowe właściwości tlenku sodu.
- Określ odczyn wodnych roztworów związków sodu otrzymanych w reakcjach chemicznych oznaczonych numerami 3, 4, 7.
- Wskaż wzory związków chemicznych, których wodne roztwory mają $\text{pH} > 7$.
- Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji chemicznej oznaczone numerami 5 i 8.

19 Berylłowce

Ważne w tym temacie:

- zapisywanie równań reakcji chemicznych chloru, bromu i siarki z metalami: Mg, Ca
- zapisywanie równań reakcji chemicznych metali (Ca i Mg) z wodą i kwasami
- analizowanie właściwości fizycznych i chemicznych metali grupy 2.



Berylownce, czyli pierwiastki chemiczne 2. grupy układu okresowego, to: beryl Be, magnez Mg, wapń Ca, stront Sr, bar Ba i rad Ra (fot. 74.). Magnez jest czynnikiem regulującym procesy enzymatyczne, uczestniczy także w przenoszeniu impulsów nerwowych. Jest też jednym ze składników chlorofilu – zielonego barwnika w liściach i łodygach roślin. Z kolei wapń jest głównym składnikiem kości, dzięki któremu są one twarde.



Fot. 74. Wybrane berylowce.

■ Występowanie berylowców w środowisku przyrodniczym

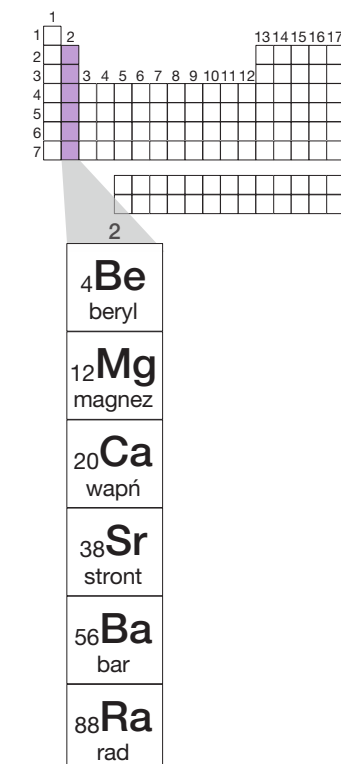
Berylowne występują w środowisku przyrodniczym wyłącznie w postaci związków chemicznych – jako składniki skał i minerałów. Magnez i wapń znajdują się wśród dziesięciu pierwiastków chemicznych najbardziej rozpowszechnionych w skorupie ziemskiej. Wapń nie występuje w stanie wolnym, ale jest składnikiem wielu skał i minerałów (kredy, wapienia, gipsu, marmuru i glinokrzemianów).

Twarda woda zawiera jony soli różnych metali, zwłaszcza wapnia i magnezu, np.: wodorowęglany, chlorki, siarczany(VI). Wodorowęglany wapnia i magnezu rozpuszczalne w wodzie podczas jej gotowania tworzą trudno rozpuszczalny osad – tzw. **kamień kotłowy**. Stront i bar występują w postaci węglanów i siarczanów, a związki radu towarzyszą złożom uranu.

■ Właściwości berylowców

Berylownce to **srebrzystobiałe metale o małej twardości, niskich temperaturach topnienia** (wyższych jednak niż temperatury topnienia litowców) oraz **małej gęstości**. Kationy niektórych berylownców **barwią płomień na charakterystyczny kolor** (fot. 77., s. 242), co umożliwia identyfikację tych pierwiastków chemicznych.

Właściwości
pierwiastków chemicznych
→ patrz s. 370



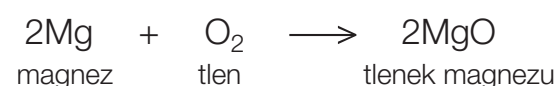
Berylownce są aktywne chemicznie, jednak mniej aktywne od litowców. Atomy berylownców mają 2 elektrony walencyjne ns^2 . W wyniku ich oddawania łatwo tworzą kationy, np.:



Berylownce mają **niską elektroujemność** i **niskie wartości energii jonizacji**. Atomy berylownców w związkach chemicznych występują na **II stopniu utlenienia**.

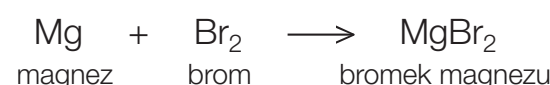
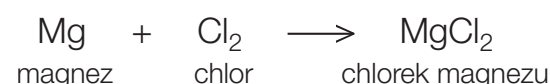
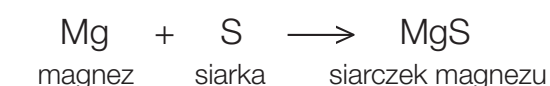
Berylownce łatwo reagują z tlenem, niemetalami, wodą i kwasami, a beryl również ze stężonymi zasadami.

1. Produktami reakcji chemicznych berylownców z tlenem są **tlenki**:

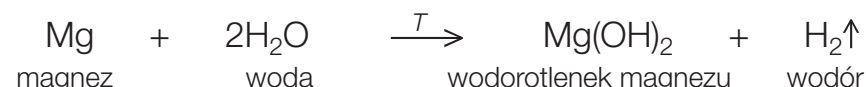


2. Produktami reakcji chemicznych berylownców z wodorem są **wodorki** (wyjątek stanowią beryl i magnez, które nie reagują z nim bezpośrednio).

3. Berylownce reagują też z siarką, fluorowcami i azotem, tworząc najczęściej związki jonowe, np.:



4. Produktami reakcji chemicznych berylownców z wodą są **wodorotlenki** oraz **wodór** (beryl i magnez reagują z wodą w wysokiej temperaturze), np.:

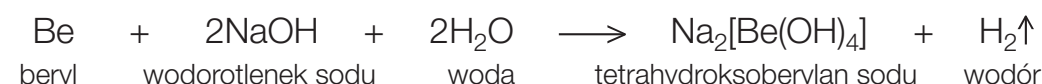


5. Produktami reakcji chemicznych berylownców z kwasami są **sole** (berylownce wypierają wodór z kwasów), np.:

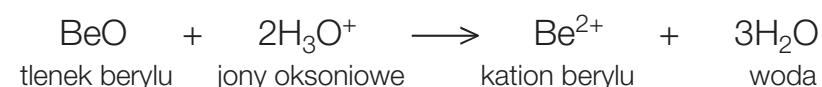


■ Właściwości chemiczne berylu i jego związków chemicznych

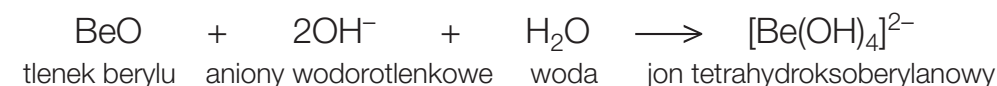
Beryl reaguje ze stężonymi zasadami. Produktami takiej reakcji chemicznej są sole oraz wodór.



Tlenek berylu jest związkiem amfoterycznym. W reakcji chemicznej **z kwasami tworzy sole**, w których **beryl jest kationem**:



Z kolei w reakcjach chemicznych **z zasadami tworzy sole**, w których **beryl wchodzi w skład anionu**:



Tlenek berylu, w odróżnieniu od tlenków innych berylownców, nie reaguje z wodą.

■ Związki koordynacyjne berylownców

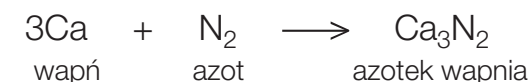
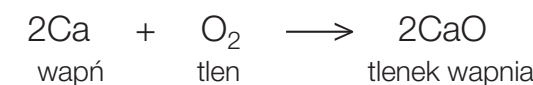
Tetrahydroksoberylan sodu $\text{Na}_2[\text{Be(OH)}_4]$ należy do **związków koordynacyjnych**, nazywanych także **związkami kompleksowymi** lub **kompleksami**. Są to związki chemiczne, których cząsteczki lub jony składają się z kilku atomów, jonów bądź cząsteczek otaczających jeden atom lub jon.

Atom albo jon przyłączający cząsteczki wiązaniami koordynacyjnymi nosi nazwę **atomu lub jonu centralnego**, a cząsteczki lub jony z nim związane to **ligandy**. Liczbę ligandów połączonych z atomem centralnym nazywa się **liczbą koordynacyjną**.

Największą tendencję do tworzenia związków koordynacyjnych spośród berylownców wykazuje beryl. Jon Be^{2+} , ze względu na mały rozmiar, łatwo przyjmuje pary elektronowe ligandów. W jonie $[\text{Be(OH)}_4]^{2-}$ jodem centralnym jest Be^{2+} , a ligandami są jony OH^- . Liczba koordynacyjna wynosi 4.

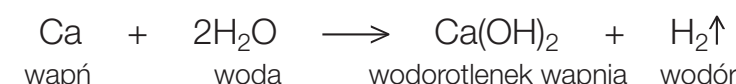
■ Wapń i jego związki chemiczne

Wapń, tak jak inne metale, jest dobrym przewodnikiem elektryczności. Jako metal aktywny chemicznie łatwo łączy się z wodą i tlenem z powietrza, dlatego przechowuje się go w naftcie (fot. 75.). Jest srebrzystoszarą, kruchą i dość twardą metal. Jego świeżo odkryta **powierzchnia** jest błyszcząca, jednak **matowieje pod wpływem powietrza**. Powstają wówczas warstwy tlenku oraz azotku wapnia:



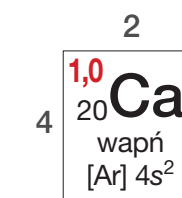
Produkty tych reakcji chemicznych zapobiegają dalszym procesom utleniania powierzchni wapnia. Proces ten nosi nazwę **pasywacji**.

Wapń reaguje z wodą, jednak znacznie wolniej niż sód. Powstaje wodny roztwór wodorotlenku o odczynie zasadowym, o czym świadczy różowoczerwona (malinowa) barwa fenoloftaleiny:

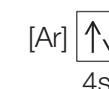


Nasycony roztwór wodorotlenku wapnia to **woda wapienna**, która służy do wykrywania tlenku węgla(IV).

Związki koordynacyjne – związki chemiczne o złożonych cząsteczkach lub jonach, w których atom lub jon (kation), zwany atomem lub jodem centralnym, jest połączony wiązaniami koordynacyjnymi z ligandami.



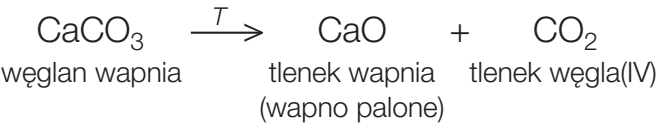
Konfiguracja elektronowa atomu $_{20}\text{Ca}$:



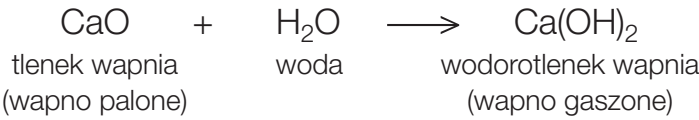
Fot. 75. Wapń, podobnie jak sód i potas, należy chronić przed wpływem czynników zewnętrznych.

Pasywacja – tworzenie się na powierzchni niektórych metali warstwy jego związku chemicznego, np. tlenku, która chroni metal przed dalszym utlenianiem.

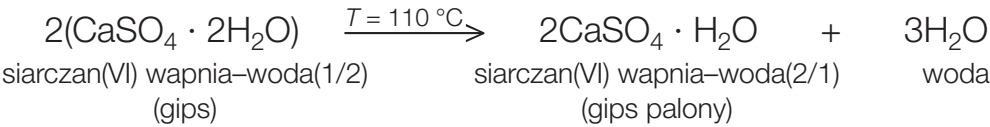
Skały wapienne pod wpływem ogrzewania w bardzo wysokiej temperaturze ulegają rozkładowi. Główny składnik wapienia – węglan wapnia CaCO_3 – rozkłada się wówczas na tlenek wapnia i tlenek węgla(IV):



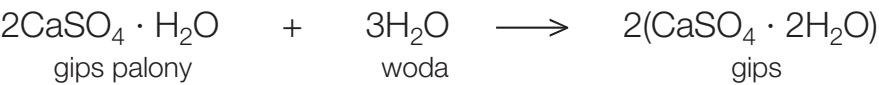
Powstały tlenek wapnia CaO może reagować z wodą. Reakcję tę nazywamy **gaszeniem wapna palonego**. Powstaje wówczas Ca(OH)_2 , czyli **wapno gaszone**:



Z kolei składnikiem **skał gipsowych** jest siarczan(VI) wapnia CaSO_4 . W wyniku wypalania skały gipsowej, której głównym składnikiem jest **gips** – minerał o wzorze $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – otrzymuje się **gips palony** $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (fot. 76.) lub **gips bezwodny** CaSO_4 .



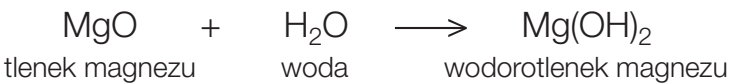
Po zmieszaniu **gipsu palonego** z wodą powstaje **zaprawa gipsowa**, która jest wykorzystywana do szpachlowania i wygładzania ścian:



■ Zmiana właściwości berylowców i ich związków w grupie

Aktywność chemiczna berylowców (rys. 44.) zwiększa się wraz ze zwiększaniem się ich liczby atomowej.

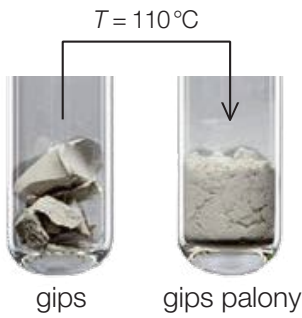
Tlenki berylowców mają charakter zasadowy. Wyjątkiem jest tlenek berylu, który jest związkiem amfoterycznym. Tlenki berylowców, z wyłączeniem tlenku berylu, w reakcji chemicznej z wodą tworzą **wodorotlenki**, np.:



Charakter zasadowy tlenków i moc zasad wzrasta wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej znajdującego się w nich berylowca.

${}^4\text{Be}$	↓ wzrost aktywności chemicznej berylowców	MgO	↓ wzrost charakteru zasadowego tlenków berylowców	Ca(OH)_2	↓ wzrost mocy zasad berylowców
${}^{12}\text{Mg}$		CaO		Sr(OH)_2	
${}^{20}\text{Ca}$		SrO		Ba(OH)_2	
${}^{38}\text{Sr}$		BaO			
${}^{56}\text{Ba}$					

Rys. 44. Zmiana właściwości berylowców i ich związków w grupie.



Fot. 76. Gips po wyprażeniu zmienia się w biały proszek.

Zastosowania berylowców

Jednym z berylowców jest wapń. Jego wodorotlenek ma wiele zastosowań. Jest wykorzystywany m.in. do produkcji nawozów oraz w budownictwie, jako składnik zaprawy murarskiej.

■ Beryl

Przepuszcza promienie X, dlatego wykonuje się z niego **okienka lamp rentgenowskich**.

■ Magnez

Stosuje się go najczęściej jako **składnik lekkich stopów**, z których są produkowane m.in. ramy rowerowe.

■ Wapń

Jego związki są stosowane do **odsiarczania** oraz osuszania **złóż metali i ropy naftowej**.

budownictwo

medycyna

przemysł petrochemiczny

przemysł metalurgiczny

■ Bar

Pełni **funkcję pochłaniacza gazów**, który umieszcza się we wnętrzu przyrządów próżniowych, np. **lampy elektronowej**. Dzięki barowi można utrzymać w danym przyrządzie próżnię.



■ Stront

Jego związki chemiczne są używane do produkcji **rakiet sygnalizacyjnych**, ponieważ emitują jasny czerwony kolor, który jest dobrze widoczny z dużych odległości i w różnych warunkach atmosferycznych.

■ Rad

Wykorzystywano go w leczeniu nowotworów i do produkcji farb luminescencyjnych. Obecnie rad **nie jest już stosowany** ze względu na dużą radioaktywność.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

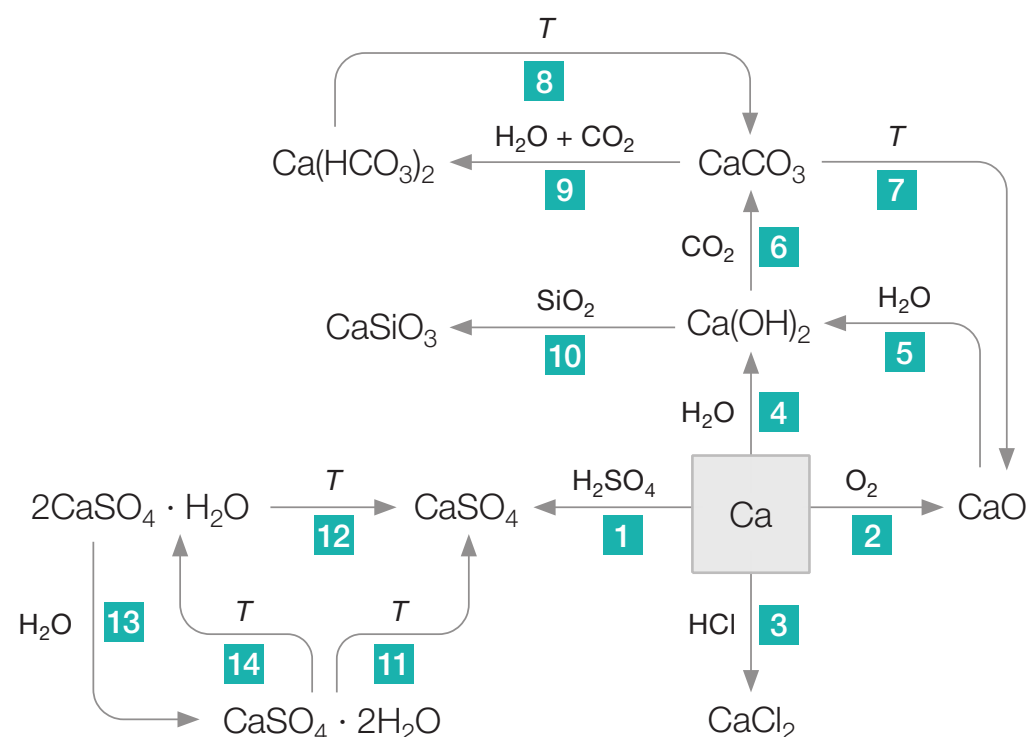
Wapń występujący w postaci tlenku lub węglanu (tzw. wapno) jest wykorzystywany w rolnictwie do poprawienia jakości gleby. Celem wapnowania gleby jest jej odkwaszenie. To dzięki zmianie odczynu gleby zwiększa się wydajność upraw. Stosowanie wapna zmniejsza potrzebę używania nawozów sztucznych.

Wyszukaj i zaprezentuj

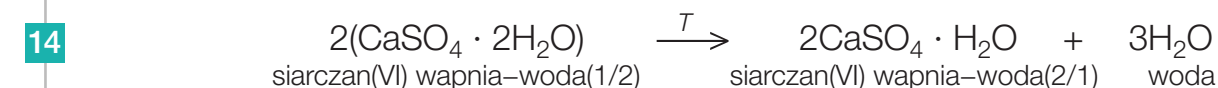
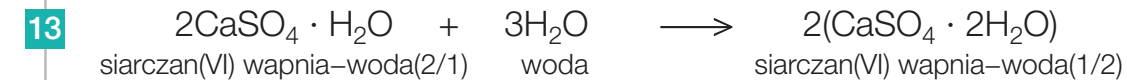
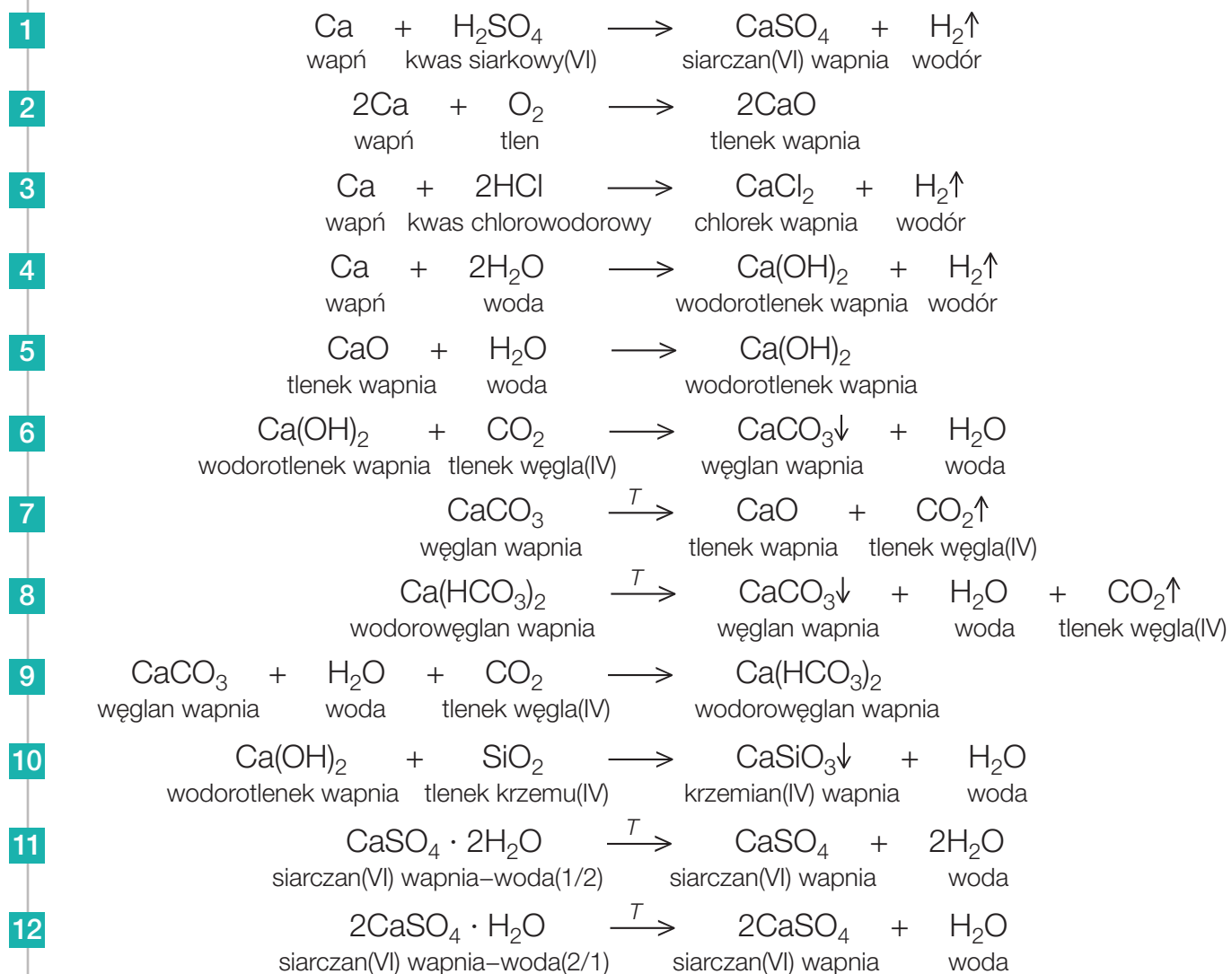
Jak związki wapnia wpływają na spulchnianie gleby?



Ciągi przemian chemicznych – wapń



Równania reakcji chemicznych:



Ważne w temacie Berylownce

1. Wymieniam wybrane właściwości berylownców

- metale
- srebrzystobiałe
- mają małą twardość
- mają małą gęstość
- mają niskie temperatury topnienia

2. Opisuję, jak zmieniają się właściwości berylownców w obrębie grupy

W grupie berylownców wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej zwiększa się aktywność chemiczna berylownców, charakter zasadowy ich tlenków oraz moc zasad.

numer okresu	aktywność chemiczna	charakter zasadowy tlenku	moc zasad
2	4Be	MgO	Ca(OH) ₂
3	12Mg	CaO	Sr(OH) ₂
4	20Ca	SrO	Ba(OH) ₂
5	38Sr	BaO	
6	56Ba		
7			

zwiększa się ↓ zwiększa się ↓ zwiększa się ↓

3. Wymieniam właściwości berylownców odczytane z ich konfiguracji elektronowej oraz ich położenia w układzie okresowym

Atomy berylownców w stanie podstawowym:

- mają dwa elektrony walencyjne (ns^2),
- w związkach chemicznych występują na II stopniu utlenienia,
- wykazują tendencję do oddawania dwóch elektronów – tworzą dwudodatnie jony (kationy),
- mają niskie wartości elektroujemności,
- mają niskie wartości energii jonizacji.

4. Zapisuję równania reakcji berylownców z tlenem, wodą i kwasami

- Berylownce reagują z tlenem, tworząc tlenki
 $2\text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{MgO}$
- Berylownce reagują z fluorowcami i siarką, tworząc związki jonowe
 $\text{Ca} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{CaCl}_2$
 $\text{Mg} + \text{S} \longrightarrow \text{MgS}$
- Berylownce reagują z wodą, tworząc wodorotlenki i wodór
 $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\uparrow$
- Berylownce reagują z kwasami, tworząc sole i wodór
 $\text{Mg} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$

Pasywacja – tworzenie się na powierzchni metalu warstwy jego związku, np. tlenku, która chroni metal przed dalszym utlenianiem.

Związki koordynacyjne – związki chemiczne o złożonych cząsteczkach lub jonach, w których atom lub jon (kation), zwany atomem lub jonem centralnym, jest połączony wiązaniami koordynacyjnymi z ligandami.

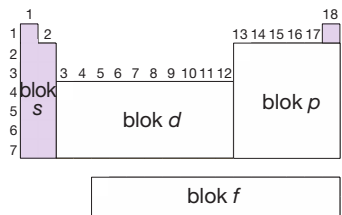
Zadania do tematu



1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 240 i 241) i wykonaj polecenia (a–d).

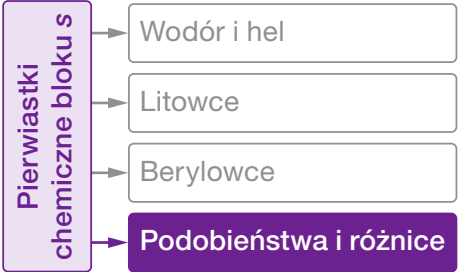
- Wskaż numery równań reakcji chemicznych, podczas których atom wapnia zmienia stopień utlenienia.
- Ustal, które reakcje chemiczne świadczą o tym, że wapń ma niższy potencjał standardowy redukcji od wodoru.
- Wskaż wzory bezwodnych soli wapnia dobrze rozpuszczalnych w wodzie, określ odczyn ich wodnych roztworów i napisz równania dysocjacji elektrolitycznej tych soli.
- Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji chemicznej oznaczonej numerem 3.

20 Blok s – podsumowanie



Ważne w tym temacie:

- opisywanie podobieństw i różnic we właściwościach pierwiastków chemicznych bloku s w grupach i okresach układu okresowego
- analizowanie i porównywanie właściwości fizycznych i chemicznych metali grup 1. i 2. układu okresowego



Blok s tworzą pierwiastki chemiczne 1. i 2. grupy układu okresowego oraz hel.

Konfiguracja elektronowa

Atomy pierwiastków chemicznych bloku s wykazują podobieństwo struktury elektronowej powłoki walencyjnej $ns - ns^1$ lub ns^2 .

Właściwości pierwiastków chemicznych bloku s

Wodór i hel, należące do pierwiastków chemicznych bloku s, są niemetalami (gazami), które różnią się właściwościami od pozostałych pierwiastków chemicznych tego bloku. Mają jednak podobną konfigurację elektronową powłoki walencyjnej, co jest przyczyną umieszczenia ich w bloku s.

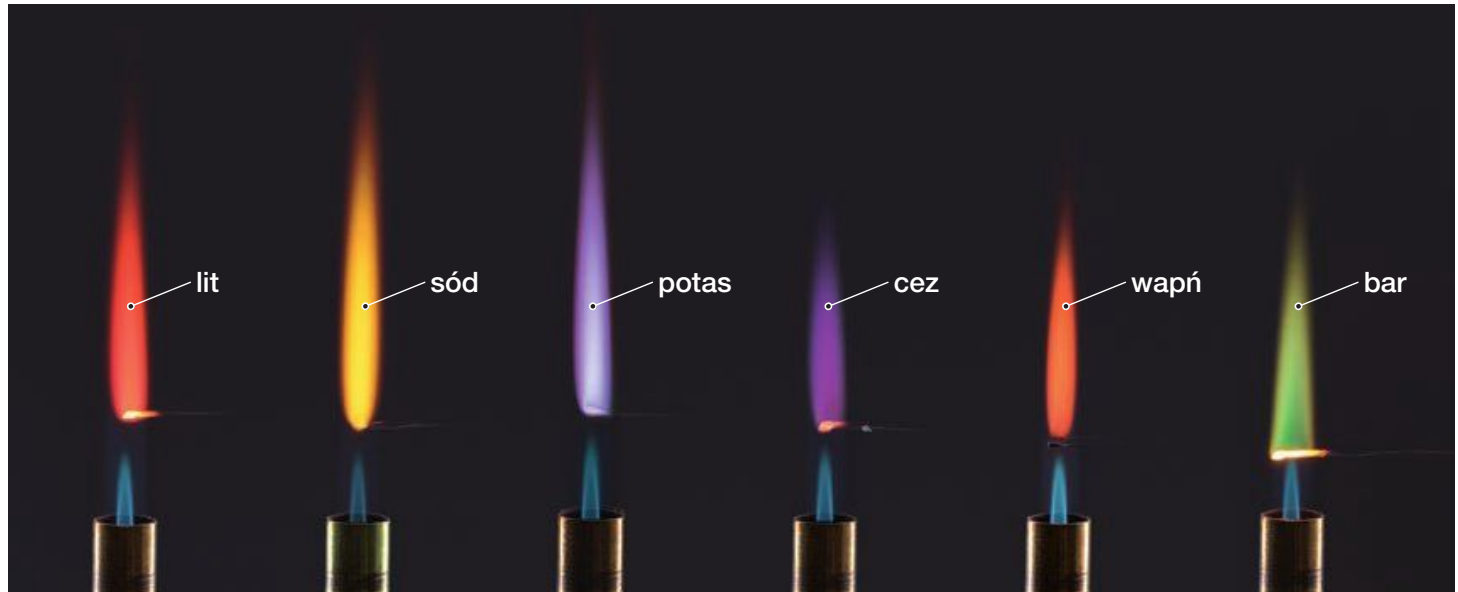
Litowce i berylownce są **srebrzystobiałymi, łatwo topliwymi metalami o małej gęstości** – stąd ich potoczna nazwa: **metale lekkie**. Łatwo wyparowują w płomieniu palnika, a ich pary **barwią płomień na charakterystyczny kolor**, co wykorzystuje się do ich wykrywania (fot. 77.).

metale lekkie

$$d < 4,5 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

metale ciężkie

$$d > 4,5 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$



Fot. 77. Barwy płomieni kationów litowców i berylownców.

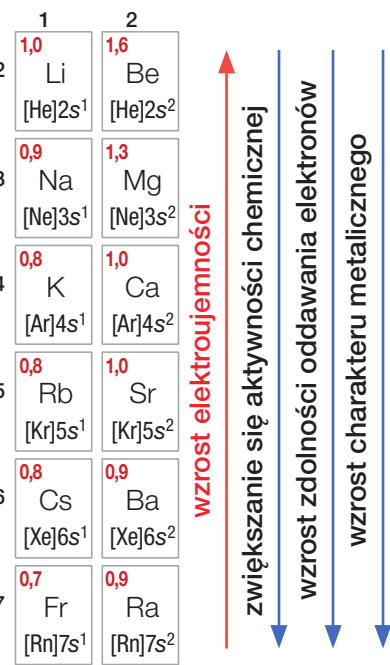
Litowce i berylownce w reakcjach chemicznych **tworzą jony dodatnie** w wyniku oddania jednego (litowce) lub dwóch (berylownce) elektronów walencyjnych. Metale bloku s są pierwiastkami elektrododatnimi, czyli charakteryzują się **niską elektroujemnością**. Najniższą elektroujemność wśród wszystkich pierwiastków chemicznych (0,7 w skali Paulinga) ma frans.

Wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastków chemicznych bloku s w grupach maleje ich elektroujemność, a zwiększają się charakter metaliczny oraz aktywność chemiczna (rys. 45.).

Atomy i jony berylownców mają mniejsze rozmiary niż atomy i jony litowców należących do tego samego okresu. Berylownce są także mniej aktywne chemicznie od litowców. Berylownce z kolei mają większą gęstość i twardość oraz wyższe temperatury topnienia i energie jonizacji niż litowce należące do tego samego okresu układu okresowego.

W wyniku reakcji chemicznych litowców i berylownców z tlenem powstają tlenki i nadtlenki o charakterze zasadowym (z wyjątkiem BeO, który jest amfoteryczny).

W reakcjach chemicznych litowców i berylownców (z wyjątkiem Be) z wodą powstają wodorotlenki i wodór, a z kwasami – sole i wodór. Pierwiastki chemiczne bloku s reagują też z niemetalami.



Rys. 45. Zmiany właściwości chemicznych litowców i berylownców.

Ważne w temacie *Blok s – podsumowanie*

1. Wymieniam wspólne właściwości metali z grupy 1. i 2. z układu okresowego

- Są srebrzystobiałymi i łatwo topliwymi metalami o małej gęstości.
- Łatwo wyparowują w płomieniu palnika, a ich pary barwią płomień na charakterystyczny kolor.
- Tworzą jony dodatnie w wyniku oddania elektronów walencyjnych.
- Są pierwiastkami elektrododatnimi, czyli charakteryzują się niską elektroujemnością.
- Zwiększanie się liczby atomowej pierwiastków chemicznych bloku s powoduje, że w grupach zmniejsza się ich elektroujemność, a zwiększają się ich charakter metaliczny oraz aktywność chemiczna.

Blok s – podsumowanie

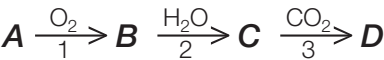
2. Porównuję wybrane właściwości metali grup 1. i 2. układu okresowego należących do tego samego okresu

- rozmiary atomów i jonów
 $r_{\text{litowca}} > r_{\text{berylownca}}$
- gęstość i twardość
 $d_{\text{litowca}} < d_{\text{berylownca}}$
- energia jonizacji
 $E_{\text{litowca}} < E_{\text{berylownca}}$
- temperatury topnienia
 $T_{\text{top.litowca}} < T_{\text{top.berylownca}}$
- aktywność chemiczna
 $a_{\text{litowce}} > a_{\text{berylownce}}$

Zadania do tematu

ROZWIĄZ
W ZESZYCIE

1. Poniższy schemat ilustruje cykl przemian, jakim ulega pierwiastek chemiczny bloku s. Produkt końcowy nie rozpuszcza się w wodzie.



a) Wybierz symbole lub wzory chemiczne, które należy wpisać w miejsce liter A, B, C, D.

K	K ₂ O	KOH	Ca	Fe(OH) ₂
Fe	Li	Li ₂ O	K ₂ CO ₃	FeCO ₃
LiOH	Al ₂ (CO ₃) ₃	CaO	Al ₂ O ₃	Li ₂ CO ₃
CaCO ₃	Al(OH) ₃	Ca(OH) ₂	FeO	

b) Napisz w formie cząsteczkowej równania reakcji chemicznych oznaczonych cyframi 1, 2 i 3.

2. Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji chemicznej, w której:

- a) atomy wapnia przekształcają się w jony wapnia, tworząc sól,
b) atomy cezu przekształcają się w jony cezu, tworząc tlenek,
c) atomy baru przekształcają się w jony baru, tworząc wodorotlenek.

3. Tlenek pewnego jednowartościowego pierwiastka chemicznego bloku s reaguje z wodą, tworząc związek chemiczny, którego wodny roztwór barwi fenoloftaleinę na różowoczerwono (malinowo). Tlenek ten zawiera ok. 17 % masowych tlenu. Podaj jego wzór sumaryczny.

4. Pewien berylowiec tworzy tlenek reagujący z wodą. Otrzymany roztwór barwi uniwersalny papierek wskaźnikowy na niebiesko. Masa cząsteczkowa tego tlenku wynosi 153 u. Podaj wzór sumaryczny tego tlenku.

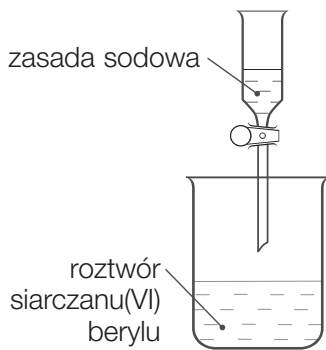
5. Zaprojektuj doświadczenie pozwalające ustalić charakter chemiczny tlenku berylu.

- a) Dobierz odpowiednie odczynniki.
b) Narysuj schemat doświadczenia.
c) Podaj przewidywane obserwacje.
d) Sformułuj wniosek.
e) Napisz w formie cząsteczkowej i jonowej równania reakcji chemicznych.

6. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie. Zaobserwowano, że w trakcie przeprowadzanego doświadczenia wydzielił się osad, który w wyniku dodawania kolejnych porcji zasady sodowej rozpuścił się. Na podstawie tej obserwacji postawiono następującą hipotezę: *Nadmiar jonów OH⁻ spowodował rozpuszczenie stałego Na₂SO₄.* Oceń, czy postawiona hipoteza jest poprawna, czy błędna. Uzasadnij odpowiedź.

7. W celu porównania właściwości fizycznych i chemicznych wybranych metali 1. i 2. grupy układu okresowego: Ca, K i Mg uczniowie wykonali doświadczenia chemiczne. Dopasuj obserwacje i wnioski uczniów (a–e) do symbolu metalu.

- a) Kawałek metalu wyjęty z nafty jest miękki; można go kroić nożem.
b) Kawałek metalu wrzucony do zimnej wody nie reaguje z nią; reakcja chemiczna zachodzi dopiero po podgrzaniu wody do temperatury wrzenia.
c) Kawałek metalu wrzucony do wody unosi się na jej powierzchni, reaguje z nią z wydzielaniem palnego gazu i dużej ilości energii.
d) Produktem gazowym reakcji chemicznej jest wodór.
e) Kawałek metalu wrzucony do zimnej wody reaguje z nią; wydziela się gaz; w czasie doświadczenia chemicznego roztwór mętnieje.



Podsumowanie

Porównanie wybranych właściwości metali grup 1. i 2. układu okresowego i ich związków chemicznych

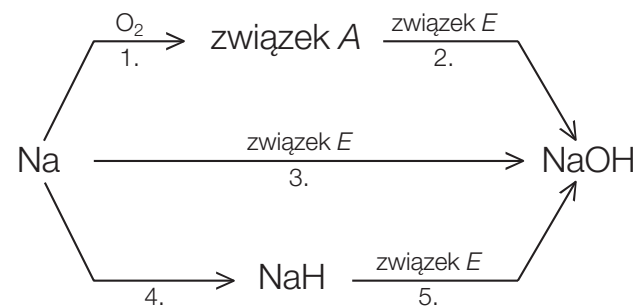
Symbol i nazwa		Blok konfiguracyjny i skrócona konfiguracja elektronowa (stan podstawowy)	Typowe stopnie utlenienia	Charakter chemiczny	
				tlenków E ₂ ⁿ O _n ^{II}	wodorotlenków M ⁿ (OH) _n ^I
wzrost elektrofiliowości, zmniejszanie się aktywności chemicznej ↓	K potas	s [Ar] 4s ¹	I	K ₂ O – zasadowy K ₂ O + H ₂ O → 2KOH	KOH – zasadowy
	Na sól	s [Ne] 3s ¹	I	Na ₂ O – zasadowy Na ₂ O + H ₂ O → 2NaOH	NaOH – zasadowy
	Ca wapń	s [Ar] 4s ²	II	CaO – zasadowy CaO + H ₂ O → Ca(OH) ₂	Ca(OH) ₂ – zasadowy
	Mg magnez	s [Ne] 3s ²	II	MgO – zasadowy MgO + H ₂ O → Mg(OH) ₂	Mg(OH) ₂ – zasadowy

Równania reakcji chemicznych metali grup 1. i 2. układu okresowego

Symbol i nazwa		Reakcje metali		
		z niemetalami	z wodą	z kwasami
wzrost elektrofiliowości, zmniejszanie się aktywności chemicznej ↓	K potas	K + O ₂ → KO ₂ 2K + H ₂ → 2KH 2K + Cl ₂ → 2KCl 2K + S → K ₂ S	2K + 2H ₂ O → 2KOH + H ₂ ↑	2K + 2HCl → 2KCl + H ₂ ↑
	Na sól	2Na + O ₂ → Na ₂ O ₂ 2Na + Cl ₂ → 2NaCl 2Na + S → Na ₂ S	2Na + 2H ₂ O → 2NaOH + H ₂ ↑	2Na + 2HCl → 2NaCl + H ₂ ↑
	Ca wapń	2Ca + O ₂ → 2CaO Ca + H ₂ → CaH ₂ Ca + Cl ₂ → CaCl ₂	Ca + 2H ₂ O → Ca(OH) ₂ + H ₂ ↑	Ca + 2HCl → CaCl ₂ + H ₂ ↑
	Mg magnez	2Mg + O ₂ → 2MgO Mg + Cl ₂ → MgCl ₂ Mg + S → MgS	Mg + 2H ₂ O $\xrightarrow{T}$ Mg(OH) ₂ + H ₂ ↑	Mg + 2HCl → MgCl ₂ + H ₂ ↑

Sposób na zadania

Przeprowadzono ciąg reakcji chemicznych, które przedstawiono na poniższym schemacie.



Wiadomo, że:

- przemiany 1. i 4. to reakcje syntezy,
- do przeprowadzenia reakcji 2., 3. i 5. użyto tego samego odczynnika – związku E.

a) Napisz wzór sumaryczny związku A i wzór elementarny (empiryczny) związku A.

Pamiętaj, że w reakcji chemicznej sodu z tlenem powstaje nie tlenek sodu, ale nadutlenek sodu. Wzór elementarny określa stosunek liczby atomów poszczególnych pierwiastków w danym związku chemicznym i jest wyrażony za pomocą najmniejszych liczb całkowitych.

Wzór sumaryczny:

Wzór elementarny:

Rozwiązanie:

Wzór sumaryczny: Na_2O_2

Wzór elementarny: NaO

b) Napisz w formie cząsteczkowej równania reakcji 3., 4. i 5.

Równanie 3. reakcji chemicznej:

Równanie 4. reakcji chemicznej:

Równanie 5. reakcji chemicznej:

Rozwiązanie:

Aby z nadutlenku sodu, sodu i wodoru sodu otrzymać wodorotlenek sodu, należy użyć wody.

W reakcji chemicznej sodu z wodą powstają wodorotlenek sodu i wodór.

Równanie 3. reakcji chemicznej: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

Przemiana 4. jest reakcją syntezy, co oznacza, że w tej przemianie powstaje tylko jeden produkt.

Równanie 4. reakcji chemicznej: $2\text{Na} + \text{H}_2 \longrightarrow 2\text{NaH}$

W reakcji wodoru sodu z wodą, podobnie jak w reakcji 3., powstają wodorotlenek sodu i wodór.

Równanie 5. reakcji chemicznej: $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$

c) Uzupełnij tabelę. Napisz, jaki typ kryształu (molekularny, kowalencyjny, jonowy, metaliczny) tworzą wskazane reagenty opisanych przemian.

Pamiętaj, że:

- kryształy metaliczne tworzą metale i stopy metali,
- kryształy jonowe tworzą substancje jonowe, czyli takie, które zawierają co najmniej jedno wiązanie jonowe,
- kryształy molekularne (cząsteczkowe) tworzą substancje, które występują w postaci cząsteczek,
- kryształy kowalencyjne tworzą substancje, które nie występują w postaci cząsteczek. W sieci kryształu kowalencyjnego znajdują się uporządkowane atomy połączone siecią wiązań kowalencyjnych.

Substancje	Na	NaH	Związek A	Związek E
Typ kryształu				

Rozwiązanie:

Substancje	Na	NaH	Związek A	Związek E
Typ kryształu	metaliczny	jonowy	jonowy	molekularny

Rozwiąż Zadanie analogiczne.

Zadanie analogiczne



W Sposobie na zadania na s. 246 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

Przeprowadzono ciąg reakcji chemicznych, które przedstawiono na poniższym schemacie.



Wiadomo, że:

- związek A jest substancją jonową, która składa się z dwóch rodzajów jonów – kationów baru i pewnych anionów, z których każdy zawiera dwa atomy tlenu,
- przemiana 1. to reakcja syntezy, w której powstaje jeden produkt,
- przemiana 2. to reakcja analizy (rozkładu), w której powstają dwa produkty – jeden z nich w warunkach normalnych jest substancją stałą, a drugi jest gazem.

a) Napisz wzór sumaryczny związku A oraz narysuj wzór elektronowy anionu wchodzącego w skład tego związku. Zaznacz kreskami wiążące i wolne pary elektronowe. Określ, do jakiego typu kryształu (molekularny, kowalencyjny, jonowy, metaliczny) należy związek A.

b) Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji chemicznej oznaczonej numerem 2.

c) Przygotowano dwie zlewki z kwasem chlorowodorowym. Do każdej zlewki wprowadzono inny reagent. Do zlewki 1. wprowadzono metaliczny bar, a do zlewki 2. – tlenek baru.

Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji chemicznych, które zaszły w zlewkach 1. i 2.

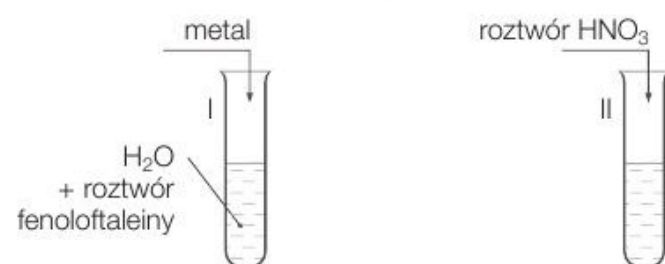
Trening – rozwiąż zadania



Zadanie 1.

Próbkę srebrzystoszarego metalu o masie 500 mg, należącego do 2. grupy układu okresowego, wrzucono do wody z dodatkiem roztworu fenoloftaleiny. Metal opadł na dno i przereagował z wodą z wydzieleniem bezbarwnego gazu, a roztwór zabarwił się na różowoczerwono.

Po zakończeniu reakcji chemicznej metalu z wodą do mieszaniny poreakcyjnej dodawano roztwór kwasu azotowego(V), aż roztwór zrobił się bezbarwny. W tym celu zużyto 25 cm³ roztworu tego kwasu o stężeniu 1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Doświadczenie chemiczne przedstawiono na schemacie.



- Podaj dwie właściwości fizyczne opisanego metalu.
- Wykonaj odpowiednie obliczenia i podaj nazwę metalu.
- Napisz, stosując zapis cząsteczkowy, równania reakcji chemicznych zachodzących w opisanym doświadczeniu.

Zadanie 2.

O pewnym pierwiastku X wiadomo, że:

- należy do bloku konfiguracyjnego s,
- na dwóch ostatnich powłokach ma łącznie 9 elektronów,
- wszystkich całkowicie zajętych orbitali ma łącznie 18.

Uzupełnij tabelę. Napisz symbol pierwiastka X oraz dane dotyczące jego położenia w układzie okresowym.

Symbol pierwiastka	Numer grupy	Numer okresu
?	?	?

Zadanie 3.

Pewien metal X należący do bloku s tworzy z anionami wodorooortofosforanowymi(V) sól dobrze rozpuszczalną w wodzie. Wiadomo, że stosunek masowy kationów metalu do anionów wodorooortofosforanowych(V) w tej soli wynosi 0,8125.

Napisz wzór sumaryczny opisaney soli.

5. Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – blok p

Przypomnij sobie!

- W bloku p znajdują się pierwiastki chemiczne grup 13.–18. układu okresowego.
- Nazwy grup 13.–18. to: 13. grupa – borowce, 14. grupa – węglowce, 15. grupa – azotowce, 16. grupa – tlenowce, 17. grupa – fluorowce, 18. grupa – helowce.
- Atomy pierwiastków chemicznych należące do bloku p mają elektrony walencyjne w podpowłokach ns i np powłoki walencyjnej.

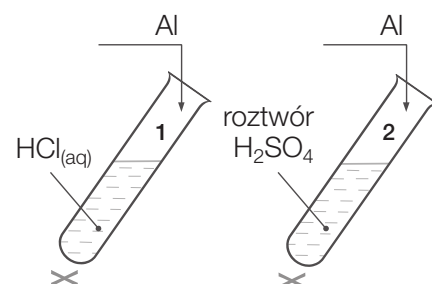


**Doświadczenie 30.**HCl, H₂SO₄**Działanie mocnych kwasów nieutleniających na glin**

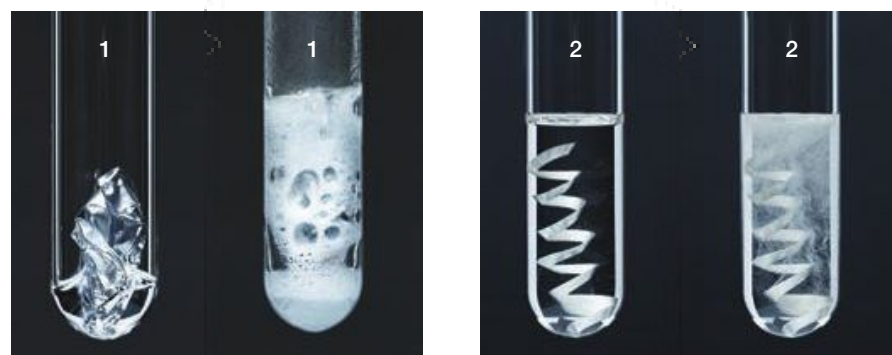
Odczynniki: kwas chlorowodorowy, roztwór kwasu siarkowego(VI), aluminiowy drut.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, palnik gazowy.

Instrukcja: Do probówki 1. wlej 3 cm³ rozcieńczonego kwasu chlorowodorowego, a do 2. wlej 3 cm³ rozcieńczonego roztworu kwasu siarkowego(VI). Następnie do obu probówek wrzucić po kawałku glinu. Zawartość probówek ogrzewaj w płomieniu palnika (schemat).



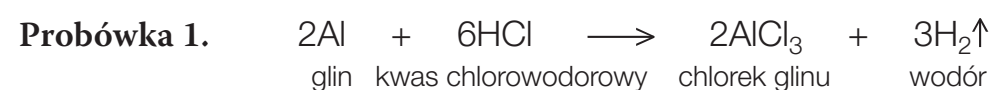
Obserwacje: W probówkach wydzielają się pęcherzyki bezbarwnego gazu (fot. 79.).



Fot. 79. Reakcje kwasu chlorowodorowego i kwasu siarkowego(VI) z glinem.

Wniosek: Glin reaguje z rozcieńczonymi roztworami kwasów. W wyniku tych reakcji chemicznych powstają odpowiednie sole (chlorek glinu w probówce 1. i siarczan(VI) glinu w probówce 2.) oraz wodór.

Równania zachodzących reakcji chemicznych:

**Pasywacja glinu**

Reakcja chemiczna glinu z kwasem azotowym(V), czyli kwasem utleniającym, przebiega inaczej niż z kwasami nieutleniającymi.

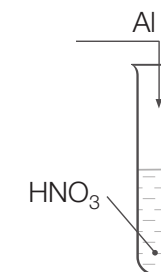
**Doświadczenie 31.**HNO₃**Pasywacja glinu w kwasie azotowym(V)**

! Zachowaj szczególną ostrożność. Podczas nalewania stężonego roztworu HNO₃ stosuj okulary i rękawice ochronne.

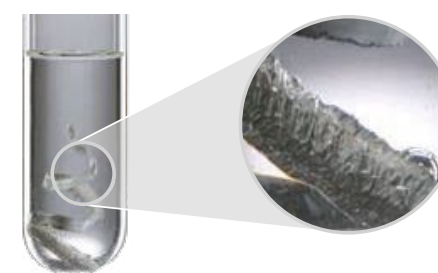
Odczynniki: stężony roztwór kwasu azotowego(V), aluminiowy drut.

Szkło laboratoryjne: probówka.

Instrukcja: Do probówki wlej niewielką ilość stężonego roztworu kwasu azotowego(V). Zanurz w nim aluminiowy drut (schemat) oczyszczony wcześniej papierem ściernym.



Obserwacje: Powierzchnia metalu pokrywa się jasną, matową warstwą (fot. 80.).



warstwa tlenku izoluje metal od czynników zewnętrznych

Fot. 80. Pasywacja glinu w kwasie azotowym(V).

Wniosek: Pod wpływem stężonego roztworu kwasu azotowego(V), który ma silne właściwości utleniające, na powierzchni metalu tworzy się ochronna warstwa **tlenku glinu**.

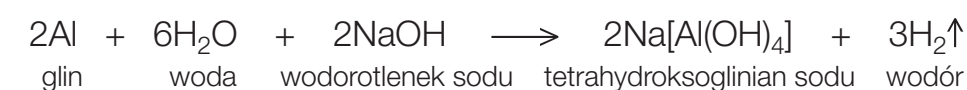
Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:



W doświadczeniu 31. zaszła **pasywacja glinu** – na powierzchni metalu utworzyła się cienka warstwa tlenku glinu Al₂O₃, która powoduje, że glin nie reaguje ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V) HNO₃. Dzięki tej właściwości glin może być stosowany do wyrobu cystern, w których przewozi się stężony roztwór HNO₃. Pasywacja glinu zachodzi także pod wpływem stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI).

Reakcje glinu z zasadami

Glin reaguje ze **stężonymi zasadami**. W reakcji glinu z wodorotlenkiem sodu powstaje **tetrahydroksoglinian sodu** i wydzielą się wodór:



Przy nadmiarze jonów wodorotlenkowych OH⁻ powstaje **heksahydroksoglinian sodu** Na₃[Al(OH)₆].

Pasywacja – tworzenie się na powierzchni metalu warstwy jego związku, np. tlenku, która chroni metal przed dalszym utlenianiem.

Związki chemiczne glinu – tlenek i wodorotlenek

Oczyszczony i sproszkowany glin spala się gwałtownie w powietrzu. W wyniku tej reakcji chemicznej powstaje biały proszek – **tlenek glinu** Al_2O_3 (fot. 81.), który nie reaguje z wodą.

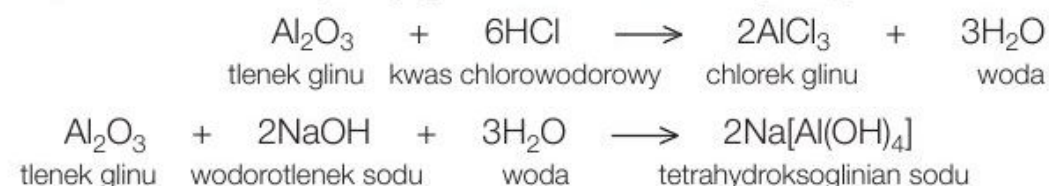


Al_2O_3 to biała substancja stała

Fot. 81. Tlenek glinu Al_2O_3 ma charakter amfoteryczny.

Amfoteryczność – zdolność związku chemicznego do reagowania z kwasami i zasadami.

Tlenek glinu reaguje natomiast z mocnymi kwasami i zasadami, tworząc sole, co wskazuje na jego **charakter amfoteryczny**:



Związkiem glinu o właściwościach **amfoterycznych** jest również **wodorotlenek glinu** $\text{Al}(\text{OH})_3$. Reaguje on zarówno z kwasami, jak i z zasadami. W reakcji chemicznej z wodorotlenkiem sodu powstaje najpierw tetrahydroksoglinian sodu:

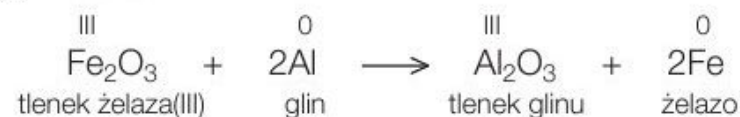


a w nadmiarze roztworu wodorotlenku sodu – heksahydroksoglinian sodu:



Aluminotermia

Czysty glin łączy się łatwo z tlenem, dlatego stosuje się go do redukcji tlenków innych metali. Powstają wówczas czyste metale. Zapalenie mieszaniny tlenku żelaza(III) i pyłu glinowego za pomocą wstążki magnezowej może spowodować podwyższenie temperatury reakcji chemicznej do ok. 3000 °C. Następuje wówczas redukcja tlenku żelaza(III) do metalicznego płynnego żelaza:



Fot. 82. W wyniku reakcji glinu z tlenkiem żelaza(III) oprócz tlenku glinu i żelaza powstaje także duża ilość energii.

Egzoenergetyczną reakcję redukcji tlenków metali z użyciem pyłu glinowego nazywa się **aluminotermią** lub **reakcją termitową** (fot. 82.). Proces ten jest wykorzystywany podczas spawania i zgrzewania oraz stanowi podstawę działania amunicji zapalającej.

Zastosowania borowców

Jednym z borowców jest bor, który stosuje się jako dodatek do stopów metali, ponieważ podwyższa ich wytrzymałość.



przemysł metalurgiczny



produkcja nawozów sztucznych



produkcja fotodiod



przemysł lotniczy

Bor

Jeden ze związków boru – boraks $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – jest ważnym składnikiem mydeł i krochmalu. Służy także do zabezpieczania przed ogniem, dezynfekowania owoców oraz do odchwaszczania.

Ind

Wykorzystuje się go do produkcji termometrów oporowych, przyrządów optycznych i **paneli słonecznych**.

Tal

Połączenia chemiczne bardzo toksycznego talu stosuje się głównie jako **trucizny** do przeprowadzania deratyzacji. Antidotum na zatrucie talem jest błękit pruski – sól zawierająca anion $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ i kationy Fe^{3+} oraz K^+ .

Glin

Stopy glinu, takie jak magnal czy duraluminium, stosuje się w **przemśle lotniczym**, okrętowym i samochodowym.

Gal

Niektóre jego związki chemiczne emitują niebieskie światło, co zostało wykorzystane w **fotodiodach**.



Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

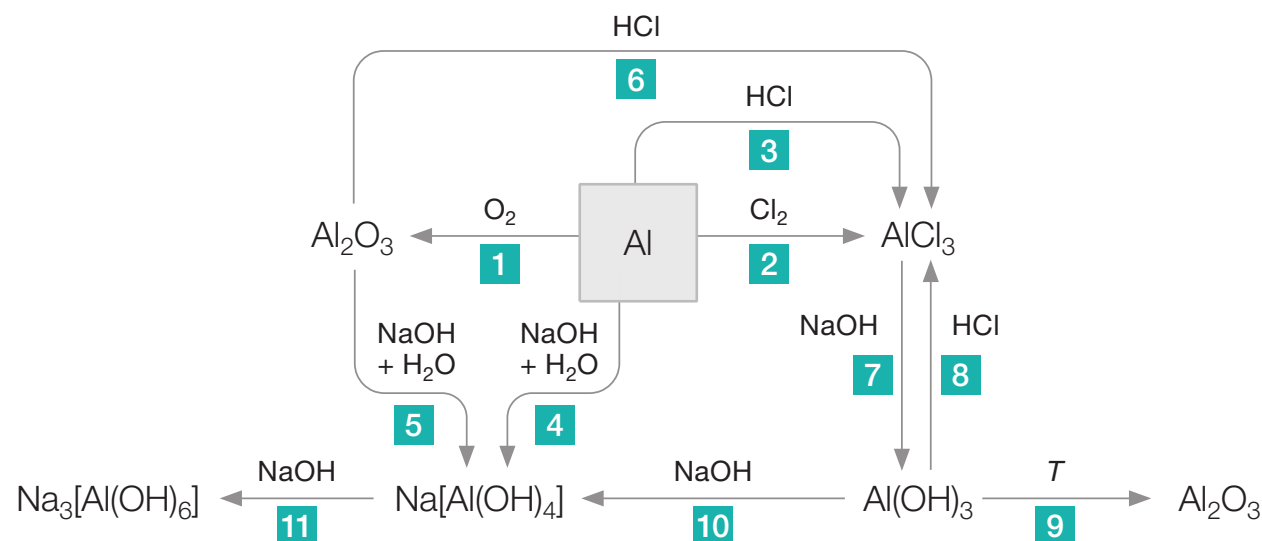
Włókna borowe m.in. ze względu na dużą wytrzymałość mechaniczną są wykorzystywane do produkcji materiałów kompozytowych. Stosowanie takich materiałów w przemyśle lotniczym oraz motoryzacyjnym pozwala wyprodukować lżejsze konstrukcje. Redukcja masy pojazdów umożliwia zużycie mniejszej ilości paliwa i ograniczenie emisji gazów cieplarnianych.

Wyszukaj i zaprezentuj

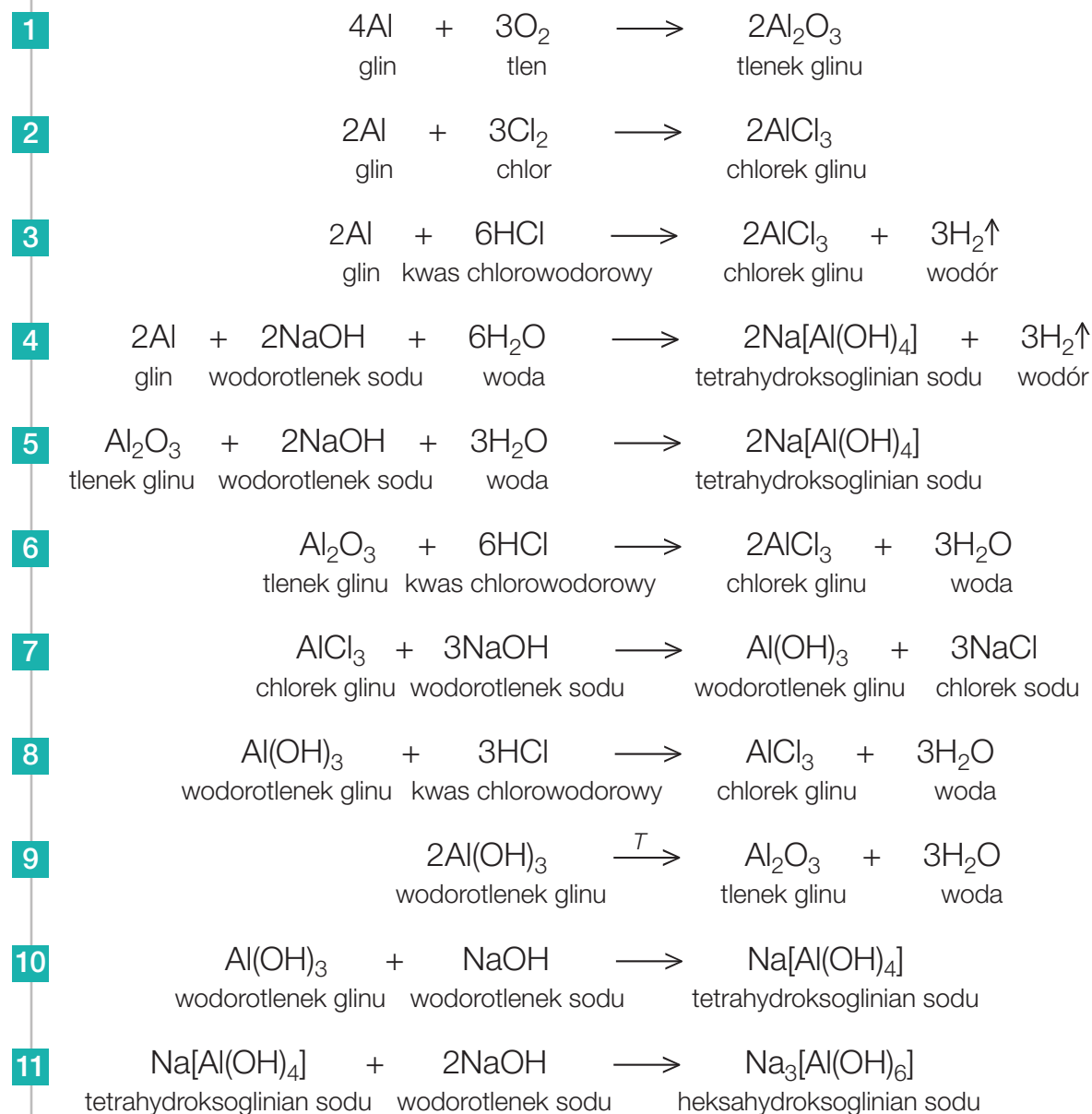
W jakich gałęziach przemysłu jest wykorzystywany bor?



Ciągi przemian chemicznych – glin



Równania reakcji chemicznych:



Ważne w temacie **Borowce**

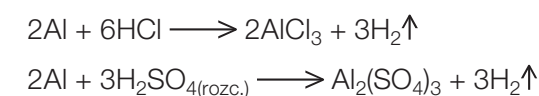
1. Wymieniam właściwości borowców

- substancje stałe
- niemetale (B) i metale (Al, Ga, In, Tl)
- atomy w stanie podstawowym mają konfigurację zewnętrzną powłoki ns^2np^1
- atomy w stanie podstawowym mają 3 elektrony walencyjne
- w związkach chemicznych ich atomy występują głównie na III stopniu utlenienia
- wykazują tendencję do oddawania 3 elektronów – tworzą kationy, np. Al^{3+}
- mogą uwspólniać 3 elektrony i tworzyć związki chemiczne o budowie kowalencyjnej

2. Wymieniam właściwości glinu

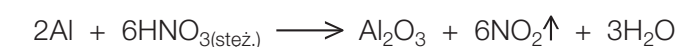
- metal
- kruchy
- lekki
- łamliwy
- metaliczny połysk
- srebrzystobiała barwa

4. Zapisuję równania reakcji glinu z kwasami nieutleniającymi



5. Zapisuję równania reakcji stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V) z glinem

W stężonym roztworze HNO_3 glin ulega pasywacji – pokrywa się warstwą Al_2O_3 :



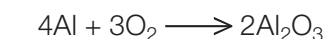
W rozcieńczonym roztworze kwasu azotowego(V) powstaje m.in. sól glinu:



Borowce

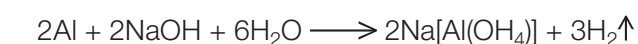
3. Opisuję, na czym polega zjawisko pasywacji glinu

Pod wpływem tlenu z powietrza na powierzchni glinu tworzy się cienka warstwa tlenku glinu, która chroni metal przed dalszym utlenianiem:



Pasywacja glinu zachodzi także pod wpływem stężonych roztworów kwasów utleniających: kwasu azotowego(V) i kwasu siarkowego(VI), dlatego glin jest wykorzystywany do produkcji cystern, w których przewozi się stężony roztwór HNO_3 .

6. Zapisuję równania reakcji glinu z zasadami



Pasywacja – tworzenie się na powierzchni metalu warstwy jego związku, np. tlenku, która chroni metal przed dalszym utlenianiem.

Aluminotermia (reakcja termitowa) – egzoenergetyczna reakcja redukcji tlenków metali z użyciem pyłu glinowego.

Amfoteryczność – zdolność związku chemicznego do reagowania z kwasami i zasadami.

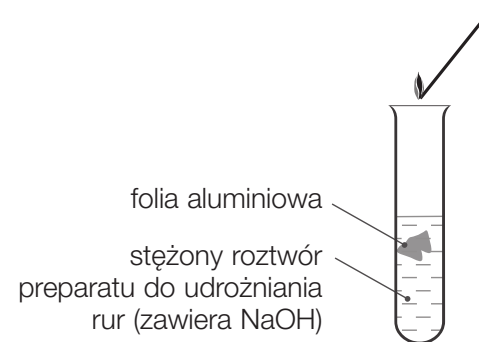
Zadania do tematu



- 1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 256) i wykonaj polecenia (a–d).**
- Podaj numery równań reakcji chemicznych, które potwierdzają amfoteryczne właściwości tlenku glinu.
 - Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji chemicznej oznaczonej numerem 10.
 - Wskaż numery równań reakcji chemicznych, które nie są reakcjami utleniania-redukcji.
 - Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, podczas którego zachodzi reakcja chemiczna oznaczona numerem 7. Narysuj schemat, podaj przewidywane obserwacje i sformułuj wniosek.
- 2. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie.**
-
- Schemat przedstawia sześć probówek, w których przeprowadzono reakcje chemiczne:
- Probówka 1: roztwór NaOH + roztwór AlCl_3
 - Probówka 2: roztwór KOH + roztwór $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 - Probówka 3: Al_2O_3 + H_2O
 - Probówka 4: $\text{NH}_3(\text{aq})$ + roztwór AlCl_3
 - Probówka 5: roztwór HCl + $\text{Al}(\text{OH})_3$
 - Probówka 6: roztwór NaOH + $\text{Al}(\text{OH})_3$
- Wskaż numery probówek, w których otrzymano wodorotlenek glinu.
 - Wskaż numery probówek, w których otrzymano sole.
 - Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji chemicznych zachodzących w poszczególnych probówkach lub zaznacz, że reakcja chemiczna nie zachodzi.
 - Określ charakter chemiczny wodorotlenku glinu.
- 3. Gal jest mieszaniną dwóch izotopów, z których jeden ma 38, a drugi 40 neutronów w jądrze atomowym. Oblicz zawartość procentową atomów każdego z izotopów, jeśli masa atomowa galu wynosi 69,723 u.**
- 4. Oblicz, w której reakcji chemicznej powstanie więcej wodoru (w warunkach normalnych) – w reakcji 27 g glinu z 1 molem KOH czy z 1 molem HCl.**

5. Stałe paliwo stosowane podczas startu wahadłowców składa się ze sproszkowanego glinu i chloranu(VII) amonu. Katalizatorem reakcji chemicznej zachodzącej podczas spalania tego paliwa jest tlenek żelaza(III). **Napisz równanie reakcji zachodzącej podczas spalania stałego paliwa wykorzystywanego podczas startu wahadłowców.** Uwzględnij warunki, w jakich ta reakcja przebiega, jeżeli jej produktami są: woda, bezbarwny, obojętny tlenek brunatniejący w kontakcie z tlenem, tlenek amfoteryczny i sól glinu zawierająca atom chloru na najniższym stopniu utlenienia.

6. Przeprowadzono doświadczenie przedstawione na schemacie. Zapisano następujące obserwacje:
1. Folia aluminiowa się rozpuściła.
 2. Powstał klarowny roztwór.
 3. Wydzieliły się pęcherzyki gazu.
 4. Słychać było charakterystyczny odgłos gazu spalającego się u wylotu probówki.
- a) **Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji chemicznej zachodzącej w probówce.**
- b) **Napisz dwa wnioski wynikające z przeprowadzonego doświadczenia chemicznego.**
- 
- folia aluminiowa
- stężony roztwór preparatu do udrożniania rur (zawiera NaOH)



22 Węglowce

Ważne w tym temacie:

- podobieństwa we właściwościach pierwiastków 14. grupy układu okresowego

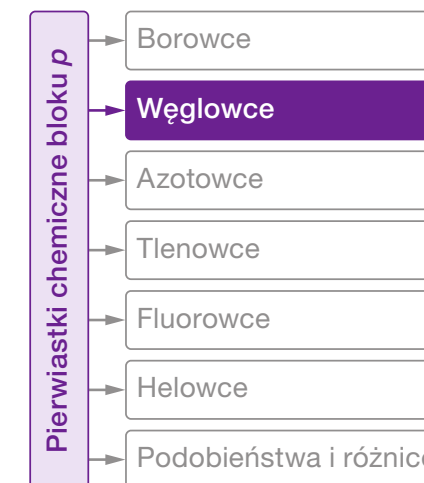


Diagram illustrating the distribution of elements by group (vertical column) in the periodic table. The groups are numbered 1 through 16. The elements are arranged in rows corresponding to their periods. The elements are: 1 (H), 2 (He), 3 (Li), 4 (Be), 5 (B), 6 (C), 7 (N), 8 (O), 9 (F), 10 (Ne), 11 (Na), 12 (Mg), 13 (Al), 14 (Si), 15 (P), 16 (S), 17 (Cl), 18 (Ar). The elements are arranged in a grid where the columns represent groups and the rows represent periods. The elements are: 1 (H), 2 (He), 3 (Li), 4 (Be), 5 (B), 6 (C), 7 (N), 8 (O), 9 (F), 10 (Ne), 11 (Na), 12 (Mg), 13 (Al), 14 (Si), 15 (P), 16 (S), 17 (Cl), 18 (Ar).

Węglowce (fot. 83.), czyli pierwiastki chemiczne 14. grupy układu okresowego, występują w środowisku przyrodniczym głównie w związkach chemicznych, jako składniki skał i minerałów. Węgiel znajduje się we wszystkich organizmach. Największą gęstość spośród węglowców mają ołów. Pozostałe węglowce to: węgiel C, krzem Si, german Ge oraz cyna Sn.



Fot. 83. Wybrane węglowce.

■ Właściwości węglowców

Węglowce w warunkach normalnych są **substancjami stałymi**. Ich charakter metaliczny rośnie wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej. Węgiel i krzem są niemetalami, a german, cyna i ołów to metale. Wszystkie węglowce tworzą odmiany alotropowe. Odmiany alotropowe węgla to m.in.: **diament, grafit, fulereny i grafen** – znacznie różniące się właściwościami fizycznymi. Zostaną one omówione w cz. 4. podręcznika w dziale *Chemia organiczna jako chemia związków węgla*.

Atomy węglowców w stanie podstawowym mają **4 elektrony walencyjne ns^2np^2** .

Alotropia – występowanie pierwiastka chemicznego w różnych odmianach krystalicznych lub cząsteczkowych.

Większość wiązań chemicznych węglowców z innymi pierwiastkami ma charakter kowalencyjny, jednak cyna i ołów tworzą jony Sn^{2+} i Pb^{2+} .

W związkach chemicznych atomy węglowców występują **zazwyczaj na IV stopniu utlenienia**, rzadziej na II, np.: CO, SiO, GeO. Dla cyny i ołowiu typowy jest II stopień utlenienia.

Związki chemiczne węglowców z tlenem

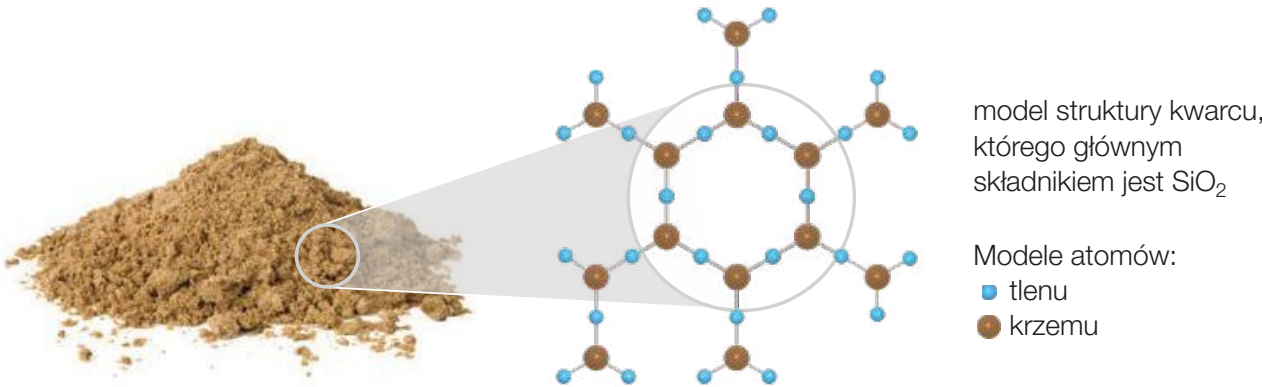
Węglowce łączą się w wysokich temperaturach z tlenem. W wyniku tych reakcji chemicznych powstają **tlenki**, które wykazują zróżnicowany charakter chemiczny. Te, w których atom węglowca występuje na II stopniu utlenienia, są z reguły mniej kwasowe niż ich odpowiedniki zawierające atom węglowca na IV stopniu utlenienia (tabela 20.).

Tabela 20. Charakter chemiczny tlenków pierwiastków 14. grupy układu okresowego

Wzór tlenku	Charakter chemiczny	Wzór tlenku	Charakter chemiczny
CO	obojętny	CO ₂	kwasowy
SiO	obojętny	SiO ₂	kwasowy
GeO	obojętny	GeO ₂	amfoteryczny
SnO	amfoteryczny	SnO ₂	amfoteryczny
PbO	amfoteryczny	PbO ₂	amfoteryczny

Tlenek krzemu(IV)

Tlenek krzemu(IV) jest najbardziej rozpowszechnionym w środowisku przyrodniczym związkiem krzemu. Tlenek krzemu(IV) jest substancją stałą. Ma wysoką temperaturę topnienia, nie rozpuszcza się w wodzie, nie reaguje z kwasami (z wyjątkiem HF), na gorąco reaguje z mocnymi zasadami, co świadczy o jego słabo kwasowym charakterze, i występuje w kilku odmianach, jako kwarc, krystobalit oraz trydymit. Tlenek krzemu(IV) jest głównym składnikiem piasku (fot. 84.).



Fot. 84. Piasek to luźna skała kwarcu złożona głównie z ziaren wielkości 0,1–2,0 mm.

Właściwości i zastosowania tlenku krzemu(IV) zostały opisane w cz. 1. podręcznika w dziale *Systematyka związków nieorganicznych*.

Kwarc może występować m.in. jako bezbarwny kryształ górski, fioletowy ametyst czy żółty cytryn. Podobnie jak inna odmiana SiO₂ – krystobalit – kamienie te są powszechnie używane do wyrobu biżuterii. Kolejną odmianą SiO₂ występującą w środowisku przyrodniczym jest trydymit, z którego produkuje się ognioodporną porcelanę.

Tlenek krzemu(IV) jest surowcem do produkcji szkła. Szkło jest substancją bezpostaciową. Oznacza to, że w przeciwieństwie do tlenku krzemu(IV) ma nieuporządkowaną strukturę wewnętrzną. Szkło nie ma też ściśle określonej temperatury topnienia. Można jedynie podać zakres temperatur, w jakich mięknie. Miękkie szkło można dowolnie formować.

Związki chemiczne węglowców z innymi niemetalami

Węglowce tworzą również połączenia z:

- ▶ fluorowcami – powstają **halogenki**, np. CCl₄,
- ▶ siarką – **siarczki**, np. CS₂,
- ▶ azotem – **azotki**, np. Si₃N₄,
- ▶ wodorem.

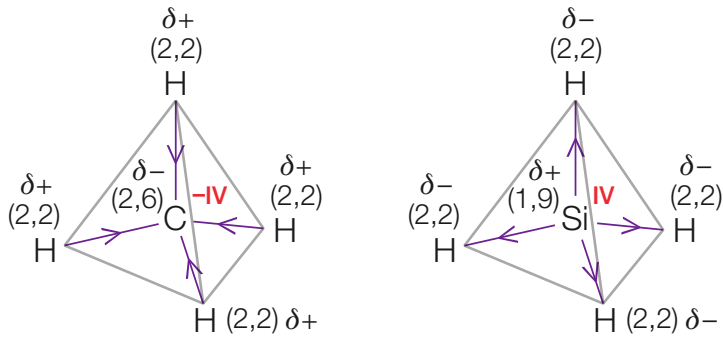
W związkach chemicznych pierwiastków 14. grupy układu okresowego z wodorem występują wiązania kowalencyjne. Wyjątkowe właściwości mają połączenia wodoru z węglem, tzw. **węglowodory**. Tworzące je atomy węgla w wyniku łączenia się ze sobą tworzą łańcuchy lub pierścienie (rys. 46.).



Rys. 46. Modele węglowodorów: a) heksanu C₆H₁₄, w którym atomy węgla tworzą łańcuch, b) benzenu C₆H₆, w którym atomy węgla tworzą pierścień.

Krzem, podobnie jak węgiel, tworzy z wodorem łańcuchowe związki chemiczne. Są to **silany**, np.: Si₂H₆, Si₃H₈, Si₄H₁₀. German tworzy z wodorem **germanowodory**, np.: Ge₂H₆, Ge₄H₁₀, a cyna i ołów – wodorki: SnH₄ i PbH₄.

Wyższa elektroujemność węgla (2,6 w skali Paulinga) w stosunku do elektroujemności krzemu (1,9 w skali Paulinga) powoduje, że w cząsteczce metanu CH₄ atomowi węgla przypisuje się stopień utlenienia –IV, podczas gdy atomowi krzemu w SiH₄ – stopień utlenienia IV (rys. 47.):



Rys. 47. Modele budowy metanu CH₄ i silanu SiH₄.

Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane:



Zastosowania węglowców

Pierwszym pierwiastkiem chemicznym w tej grupie jest węgiel – najbardziej popularny surowiec energetyczny.



środek
odrdzewiający



tworzywa
sztuczne



produkcja
światłowodów

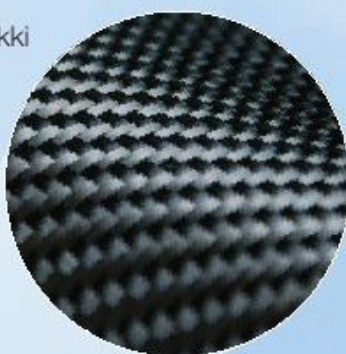


przemysł
elektryczny

Węgiel

Materiał konstrukcyjny składający się głównie z włókien węglowych to karbon. Produkuje się z niego m.in. **rowery**. Z kolei węgiel aktywny to antidotum na lekkie zatrucia pokarmowe.

karbon jest lekki
i wytrzymały



Krzem

Półprzewodnik i podstawowy składnik elementów elektronicznych takich jak **tranzystory**.

German

Służy do produkcji rdzeni **światłowodów**. Dodaje się go także do szkła optycznego.

Cyna

Stosuje się ją do **zabezpieczania** innych metali **przed korozją**. Cyną pokrywa się m.in. puszki do przechowywania żywności.

Ołów

Z ołowiu wytwarza się **pociski karabinowe** i konstruuje płyty do akumulatorów.



Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

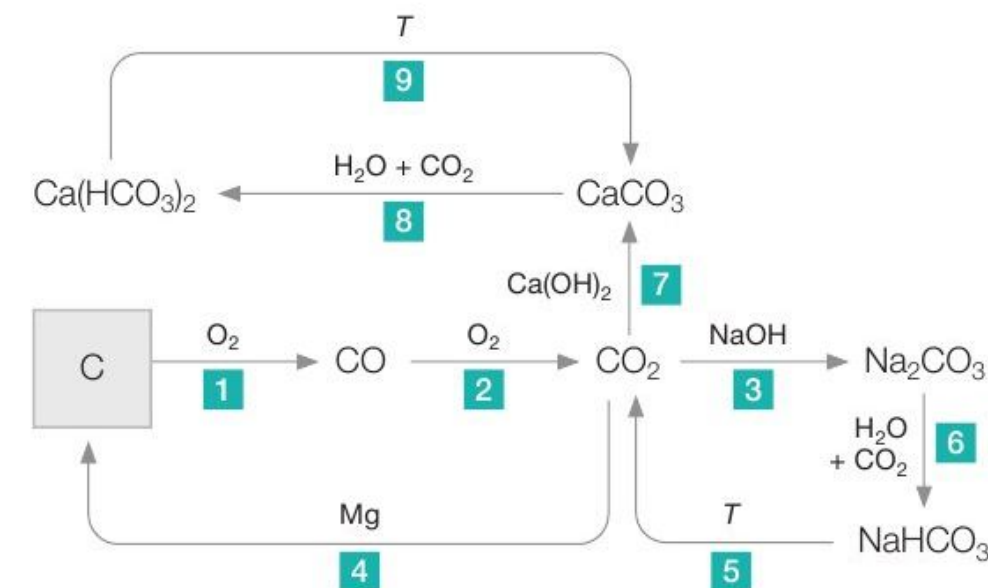
Krzem jest trwałym i odpornym na warunki atmosferyczne pierwiastkiem chemicznym. Stosuje się go m.in. do produkcji ogniw fotowoltaicznych, w których energia słoneczna jest przetwarzana w energię elektryczną. Wykorzystanie paneli fotowoltaicznych ogranicza emisję gazów cieplarnianych.



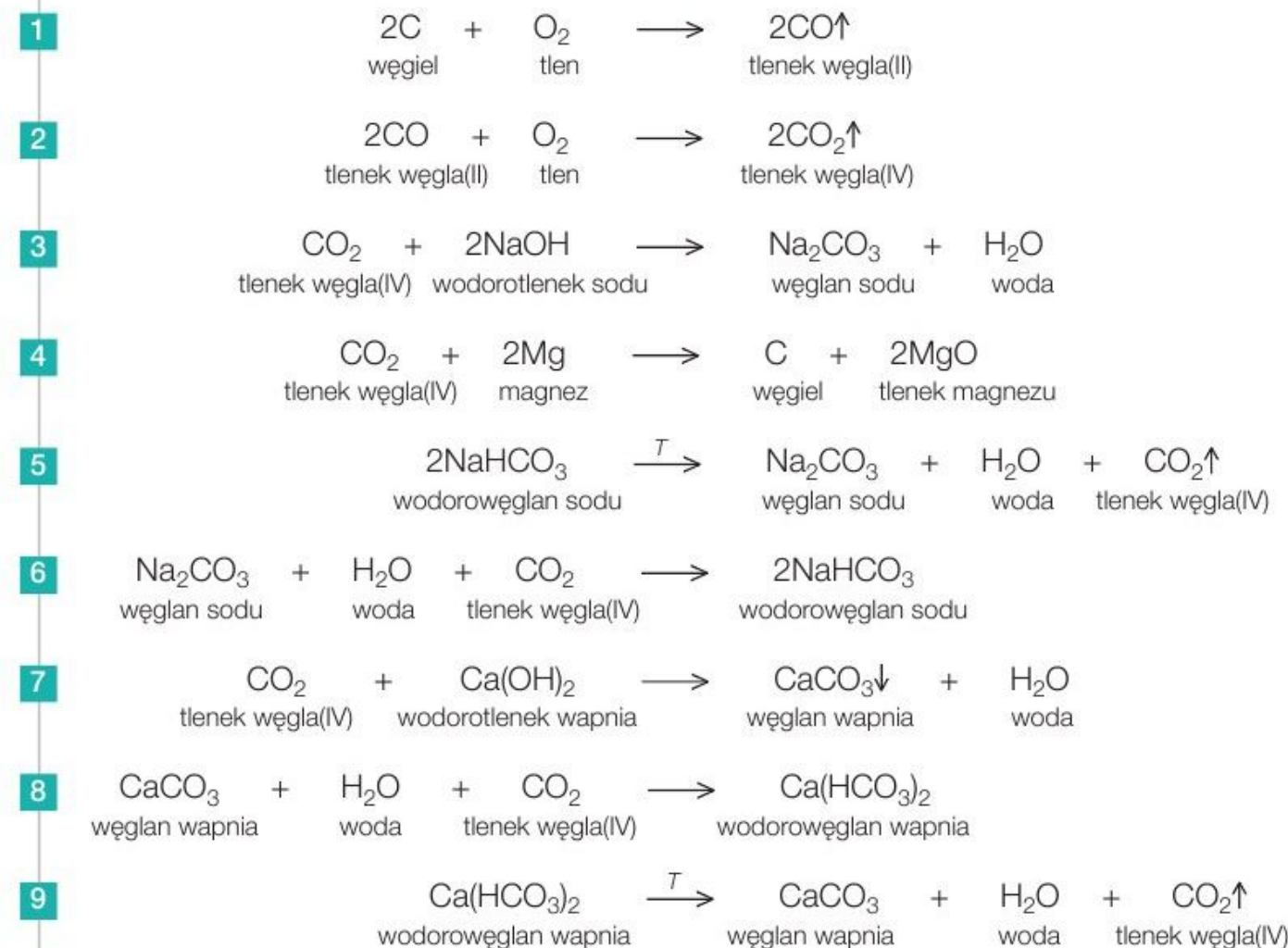
Wyszukaj i zaprezentuj

Jakie są zalety stosowania paneli fotowoltaicznych?

Ciągi przemian chemicznych – węgiel



Równania reakcji chemicznych:



Ważne w temacie *Węglowce*

Wymieniam właściwości węglowców

- substancje stałe
- niemetale (C, Si) i metale (Ge, Sn, Pb)
- atomy w stanie podstawowym mają konfigurację zewnętrzną powłoki ns^2np^2
- atomy w stanie podstawowym mają 4 elektrony walencyjne
- atomy w związkach nieorganicznych zazwyczaj występują na II lub IV stopniu utlenienia
- z innymi pierwiastkami łączą się zazwyczaj wiązaniami kowalencyjnymi

Węglowce

Alotropia – występowanie pierwiastka chemicznego w różnych odmianach krystalicznych lub cząsteczkowych.

Zadania do tematu



**ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE**

1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 263) i wykonaj polecenia (a–d).

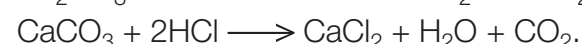
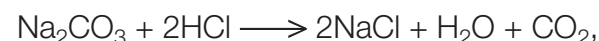
- Napisz wzory elektronowe cząsteczek związków chemicznych, które są produktami reakcji chemicznych oznaczonych numerami 1 i 2. Określ, czy cząsteczki te mają budowę polarną. Uzasadnij odpowiedź.
- Napisz, jaki odczyn mają roztwory substancji otrzymanych w reakcjach oznaczonych numerami 3 i 6. Odpowiedź uzasadnij, zapisując odpowiednie równania reakcji chemicznych.
- Przeprowadzono doświadczenie chemiczne, podczas którego zaszła reakcja chemiczna oznaczona numerem 4. Napisz przewidywane obserwacje z tego doświadczenia chemicznego.
- Wskaż numery równań reakcji chemicznych, w których atom węgla zmienia swój formalny stopień utlenienia.

► Informacja do zadań 2.–3.

Dana jest mieszanina trzech substancji stałych: SiO_2 , Na_2CO_3 i CaCO_3 o masie 10,0 g i nieznaney zawartości węglanów, co przedstawiono w poniższej tabeli.

Składnik	SiO ₂	Na ₂ CO ₃	CaCO ₃
Liczba moli składnika w mieszaninie o masie 10,0 g	0,111	y	z

2. W celu określenia składu mieszaniny wykonano doświadczenie chemiczne, w którym stwierdzono, że do całkowitego przereagowania obydwu węglanów będących składnikami mieszaniny potrzeba $32,25 \text{ cm}^3$ kwasu chlorowodorowego o stężeniu $2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Zachodzą wówczas reakcje opisane równaniami:



Uwzględniając podaną w tabeli liczbę moli SiO_2 w wyjściowej mieszaninie, oblicz, ile moli Na_2CO_3 i ile moli CaCO_3 zawierała wyjściowa mieszanina (oblicz y oraz z). Przyjmij następujące wartości mas molowych: $\text{SiO}_2 - 60 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, $\text{Na}_2\text{CO}_3 - 106 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, $\text{CaCO}_3 - 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Wynik podaj z dokładnością do trzeciego miejsca po przecinku.

3. Zawarty w mieszaninie tlenek krzemu(IV) nie reaguje z kwasem chlorowodorowym, a może reagować z wodorotlenkiem sodu w procesie stapiania.
- a) **Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji chemicznej zachodzącej w czasie stapiania tlenku krzemu(IV) z wodorotlenkiem sodu.**
- b) **Ustal, o jakim charakterze chemicznym tlenku krzemu(IV) świadczą jego zdolność do reakcji z wodorotlenkiem sodu i brak reakcji z kwasem chlorowodorowym.**

23 Azotowce

Ważne w tym temacie:

- podobieństwa we właściwościach pierwiastków 15. grupy układu okresowego
- reakcje chemiczne rozcieńzonego i stężonego kwasu azotowego(V) z Al, Fe, Cu, Ag



1
2
3
4
5
6
7

13 14 15 16 17

3 4 5 6 7 8 9 10 11 12

15

7 **N**
azot

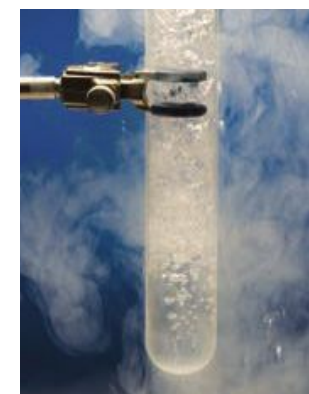
15 **P**
fosfor

33 **As**
arsen

51 **Sb**
antymon

83 **Bi**
bizmut

Azot to pierwszy pierwiastek chemiczny 15. grupy układu okresowego, czyli **azotowców** (fot. 85.). W stanie wolnym jest składnikiem powietrza, stanowi ok. 78 % tej mieszaniny gazów. Jest też składnikiem wielu związków organicznych, m.in. białek i kwasów nukleinowych. Fosfor P nie występuje w środowisku przyrodniczym w stanie wolnym, jedynie w związkach chemicznych. Jest pierwiastkiem chemicznym powszechnie występującym w skorupie ziemskiej. Pozostałe azotowce – arsen As, antymon Sb i bizmut Bi – są mało rozpowszechnione w środowisku przyrodniczym. Występują głównie jako tlenki i siarczki oraz w śladowych ilościach w stanie wolnym.



azot (ciekły)



fosfor (biały)



arsen



bizmut

Fot. 85. Wybrane azotowce

Właściwości azotowców

Azot N w warunkach normalnych jest **gazem**, a pozostałe azotowce to **substancje stałe**. Charakter metaliczny azotowców, podobnie jak pierwiastków chemicznych w innych grupach układu okresowego, wzrasta wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej. Azot, fosfor i arsen są **nietmetalami**, a antymon i bizmut to **metale**.

Atomy azotowców w stanie podstawowym mają konfigurację elektronową powłoki walencyjnej ns^2np^3 . W związkach chemicznych zazwyczaj

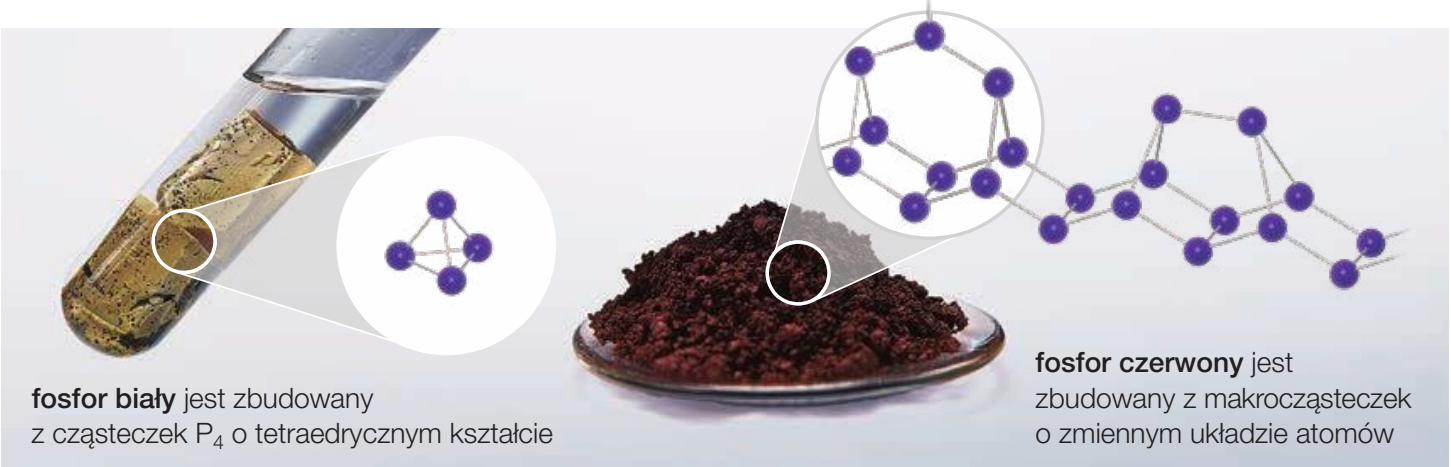
tworzą wiązania kowalencyjne. W sieci krystalicznej azotków i fosforów metali azot i fosfor występują w postaci jonów N^{3-} i P^{3-} , a bizmut w roztworach soli tworzy jony Bi^{3+} . W związkach chemicznych atomy azotowców mogą przyjmować **stopnie utlenienia od –III do V**. Najczęściej jednak są to: –III, III i V. W miarę zwiększania się liczby atomowej azotowców zmniejsza się charakter kwasowy ich tlenków.

■ Odmiany alotropowe azotowców

Azotowce występują w różnych odmianach alotropowych – wyjątkiem jest azot. Fosfor ma kilka odmian alotropowych, z czego najczęściej spotykane są trzy:



- ▶ **fosfor biały** (fot. 86.), w postaci cząsteczek P_4 , należy przechowywać pod wodą, bo zapala się w powietrzu; jest bardzo toksyczny;
- ▶ **fosfor czerwony** (fot. 86.) otrzymywany jest w wyniku ogrzewania fosforu białego w temperaturze ok. 250 °C w warunkach beztlenowych;
- ▶ **fosfor czarny** ma metaliczny połysk i przewodzi prąd; jest mało aktywny chemicznie i stanowi najtrwalszą odmianę alotropową fosforu.



Fot. 86. Fosfor biały i fosfor czerwony różnią się wyglądem, budową wewnętrzną i właściwościami.

Arsen występuje jako **arsen szary** (stalowoszara, krucha substancja o metalicznym połysku), **arsen żółty** i **arsen czarny**. Z kolei antymon tworzy dwie odmiany alotropowe: metaliczną i bezpostaciową – czarną. Azotowce, z wyjątkiem fosforu białego, są nieaktywne chemicznie.

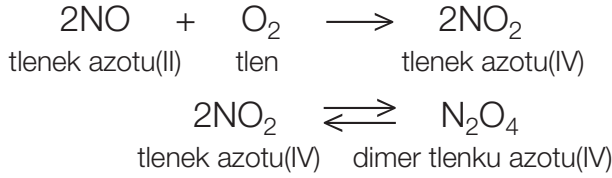
■ Związki chemiczne azotowców

Azotowce tworzą z metalami **azotki**, np. Li_3N , Mg_3N_2 , oraz **fosforki**, np. Na_3P , w których atom azotowca przyjmuje stopień utlenienia –III.

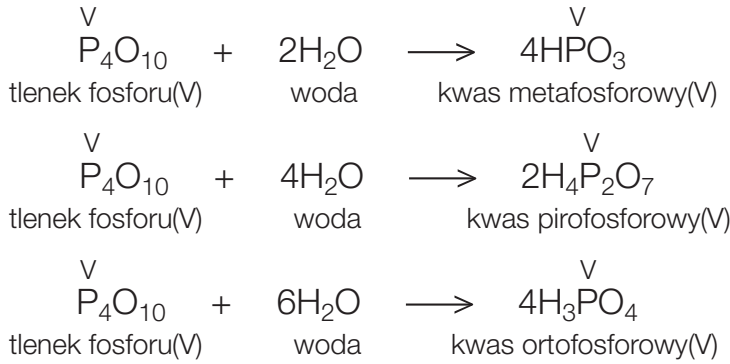
Azotowce trudno łączą się z **tlenem**. Wyjątkiem jest fosfor biały, który świeci w wyniku intensywnego utleniania się w powietrzu do P_4O_{10} . Właściwość tę nazywa się **chemiluminescencją**. Azot łączy się bezpośrednio z tlenem jedynie w bardzo wysokich temperaturach (powyżej 1000 °C) oraz podczas wyładowań atmosferycznych, tworząc NO.

Chemiluminescencja – świecenie substancji wywołane energią wydzielaną podczas niektórych reakcji chemicznych; nie towarzyszy jej podwyższenie temperatury.

W wyniku jedno- lub wieloetapowych przemian tego związku chemicznego można otrzymać inne **tlenki azotu**: N_2O , N_2O_3 , N_2O_4 , N_2O_5 , NO_2 , np.:



W reakcjach chemicznych z tlenem aktywniejszy chemicznie od azotu jest fosfor, który tworzy dwa tlenki: tlenek fosforu(III) P_4O_6 i tlenek fosforu(V) P_4O_{10} . Wzory elementarne tych związków (P_2O_3 i P_2O_5) nie odzwierciedlają ich rzeczywistej struktury. W reakcjach z wodą tlenki te tworzą wiele kwasów różniących się stechiometrycznym stosunkiem wody do tlenku. Najbardziej rozpowszechnione kwasy pochodzące od tlenku fosforu(V) to:



Reakcja chemiczna tlenku fosforu(V) z wodą zachodzi bardzo gwałtownie. Ze względu na silne właściwości higroskopijne tlenek fosforu(V) jest stosowany do usuwania wilgoci, np. w aparaturze chemicznej.

Pozostałe azotowce również tworzą tlenki (tabela 21.), w których ich atomy występują na stopniach utlenienia III lub V.

Tabela 21. Charakter chemiczny tlenków pierwiastków 15. grupy układu okresowego

Wzór tlenku	Charakter chemiczny	Wzór tlenku	Charakter chemiczny
N_2O	obojętny	P_4O_{10}	kwasowy
NO	obojętny	As_2O_3	amfoteryczny
N_2O_4	kwasowy	As_2O_5	kwasowy
N_2O_3	kwasowy	Sb_2O_3	amfoteryczny
NO_2	kwasowy	Sb_2O_5	kwasowy
N_2O_5	kwasowy	Bi_2O_3	zasadowy
P_4O_6	kwasowy	Bi_2O_5	kwasowy

Pierwiastki chemiczne 15. grupy układu okresowego łączą się również z innymi niemetalami, takimi jak **fluorowce** i **siarka**. Jedynie atomy azotu występują w takich połączeniach tylko na III stopniu utlenienia, atomy pozostałych pierwiastków 15. grupy występują w związkach chemicznych na III i V stopniu utlenienia.

Wodorki azotowców są związkami kowalencyjnymi o wzorze ogólnym EH_3 (E – symbol azotowca). Woderek azotu (amoniak) NH_3 ma charakter zasadowy, pozostałe wodorki – obojętne.

Właściwości azotu $_7N$

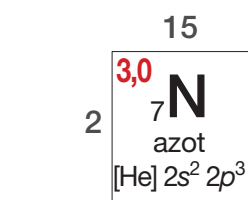
Azot tworzy trwałe **cząsteczki dwuatomowe**. Jest gazem bezbarwnym, bezwonny i bez smaku. Azot wrze w temperaturze $-195,8\text{ }^{\circ}\text{C}$. W wodzie rozpuszcza się znacznie gorzej od tlenu.

Ciekły azot (fot. 85., s. 265) jest jedną z głównych substancji stosowanych w **kriogenice**, czyli technice wytwarzania i utrzymywania bardzo niskich temperatur [gr. *krýos* – mróz, *génos* – pochodzenie]. Kriogenicę wykorzystuje się m.in.: w badaniach przestrzeni kosmicznej, biologii, medycynie i w przemyśle spożywczym.

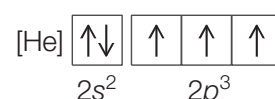
Atomy azotu w związkach chemicznych występują na $-III$, I , II , III , IV , V stopniu utlenienia.

Związki chemiczne azotu – amoniak

Ważnym związkiem chemicznym azotu jest **amoniak** o wzorze NH_3 . Jego roztwór wodny nazywa się **wodą amoniakalną**.



Konfiguracja elektronowa atomu $_7N$:



Doświadczenie 32.



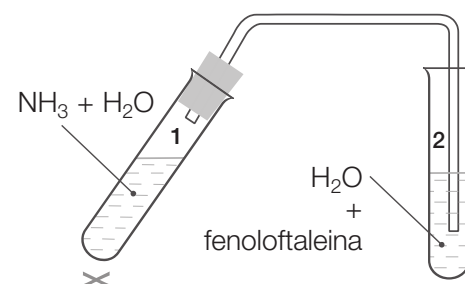
Badanie właściwości amoniaku

! Doświadczenie wykonaj pod wyciągiem (dygestorium). Nie wdychaj otrzymanego gazu.

Odczynniki: woda amoniakalna, woda, roztwór fenoloftaleiny.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korek z rurką odprowadzającą.

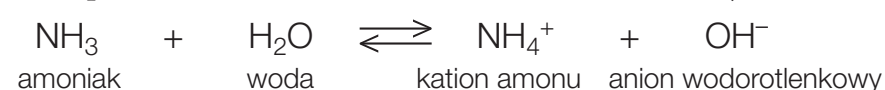
Instrukcja: Probówkę 1. z wodą amoniakalną zamknij korkiem z rurką odprowadzającą i delikatnie ogrzewaj. Wydzielający się gaz wprowadzaj do probówki 2. zawierającej wodę z fenoloftaleiną (schemat).



Obserwacje: W probówce 1. wydziela się bezbarwny gaz o charakterystycznym, drażniącym zapachu, rozpuszczalny w wodzie. Pod jego wpływem roztwór w probówce 2. barwi się na różowoczerwono (malinowo).

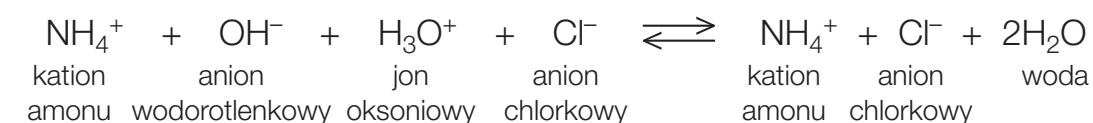
Wniosek: Otrzymany gaz to amoniak o gęstości mniejszej od gęstości powietrza. Amoniak rozpuszczony w wodzie tworzy wodę amoniakalną, która ma odczyn zasadowy.

Podczas rozpuszczania amoniaku w wodzie zachodzi reakcja chemiczna:



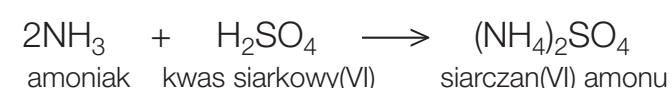
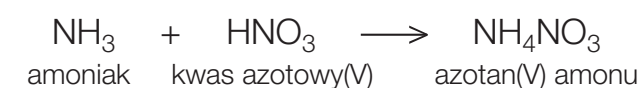
Dzięki znajdującym się w roztworze jonom wodorotlenkowym OH^- woda amoniakalna ma **odczyn zasadowy**. Równowaga tej reakcji chemicznej jest przesunięta w lewo, co znaczy, że roztwór dysocjuje na jony w niewielkim stopniu.

Właściwości zasadowe wody amoniakalnej ujawniają się w reakcjach z kwasami. Powstają wówczas **sole amonowe**. Przykładem takiej reakcji chemicznej jest powstawanie chlorku amonu (fot. 87.):

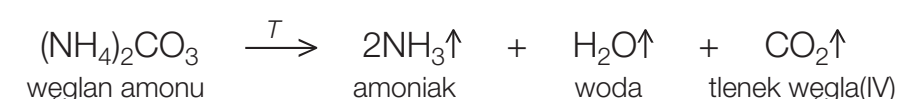


Fot. 87. Białą chmurę, która powstaje nad zlewkami z wodą amoniakalną oraz z kwasem chlorowodorowym, tworzą mikroskopijnej wielkości kryształki chlorku amonu NH_4Cl .

Z kwasami reaguje też gazowy amoniak, w wyniku czego tworzą się sole amonu. Dowodzi to jego zasadowego charakteru. Przykładami takich reakcji chemicznych mogą być reakcje otrzymywania soli kwasu azotowego(V) – azotanu(V) amonu oraz siarczanu(VI) amonu:



Sole amonu dobrze rozpuszczają się w wodzie, a ogrzewane łatwo ulegają rozkładowi z wydzieleniem gazowego amoniaku:



Związki chemiczne azotu – tlenki

Azot tworzy z tlenem kilka tlenków (tabela 22.), w których atomy azotu występują na różnych stopniach utlenienia: tlenek azotu(I) N₂O, tlenek azotu(II) NO, tlenek azotu(IV) NO₂ oraz tlenek azotu(V) N₂O₅.

Tabela 22. Tlenki azotu

Wzór sumaryczny i nazwa tlenku	Stopnie utlenienia atomów azotu	Wzór elektronowy	Charakter chemiczny
N ₂ O tlenek azotu(I)	I	$\text{N}\equiv\text{N}\rightarrow\overline{\text{O}}$	obojętny
NO tlenek azotu(II)	II	$\cdot\text{N}=\text{O}$	obojętny
N ₂ O ₃ tlenek azotu(III) (tritlenek diazotu)	III	$\text{O}=\text{N}-\text{N}=\text{O}$	kwasowy
NO ₂ tlenek azotu(IV)	IV	$\text{O}=\text{N}\cdot$	kwasowy
N ₂ O ₅ tlenek azotu(V)	V	$\text{O}=\text{N}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$ (w stanie gazowym)	kwasowy

Tlenek azotu(II) NO jest nierozpuszczalnym w wodzie bezbarwnym gazem.

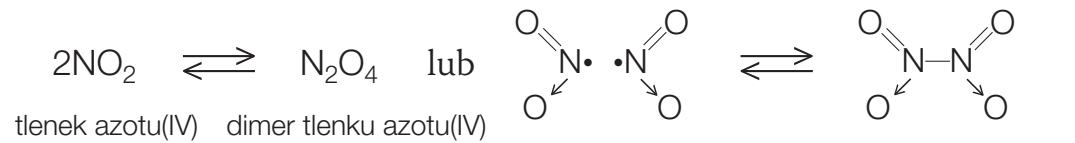
Cząsteczka tlenku azotu(II) NO ma jeden niesparowany elektron:

$$\cdot\text{N}=\text{O}$$

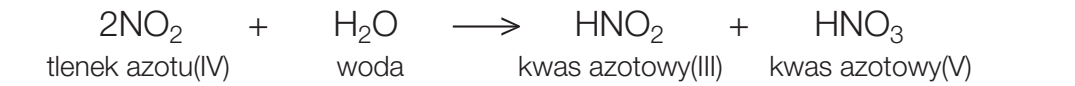
Taka budowa powoduje, że NO jest bardzo reaktywny w stanie gazowym, w którym występuje w postaci pojedynczych cząsteczek. W stanie ciekłym i stałym **NO tworzy dimery**, w cząsteczkach których nie ma już niesparowanych elektronów. Tlenek azotu(II) łatwo utlenia się w powietrzu do tlenku azotu(IV), który jest czerwono-brunatnym, trującym gazem o charakterystycznym, duszącym zapachu. Cząsteczki NO₂ również mają niesparowany elektron, dlatego łatwo łączą się w N₂O₄, na co wskazuje odbarwienie się NO₂ podczas ogrzewania (fot. 88.):



Fot. 88. Dimeryzacja NO₂.

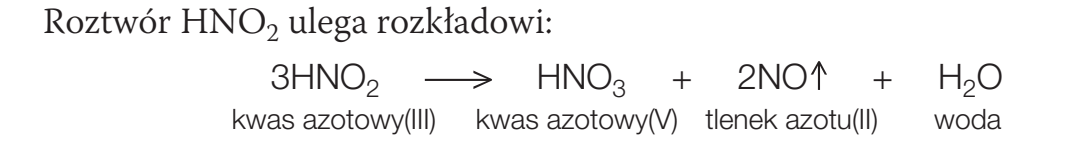
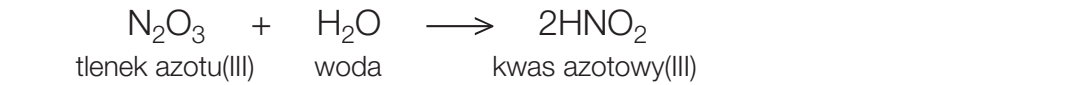


Tlenek azotu(IV) rozpuszczony w wodzie tworzy mieszaninę kwasu azotowego(III) HNO₂ i kwasu azotowego(V) HNO₃:

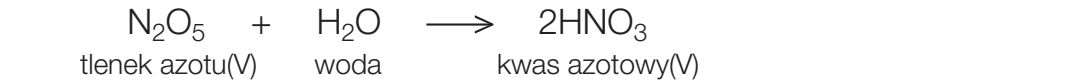


Związki chemiczne azotu – kwasy

Kwas azotowy(III) HNO₂ jest kwasem słabym i nietrwałym. Jego tlenkiem kwasowym jest tlenek azotu(III) (tritlenek diazotu):



Tlenkiem kwasowym **kwasu azotowego(V)** jest tlenek azotu(V):



Doświadczenie 33.



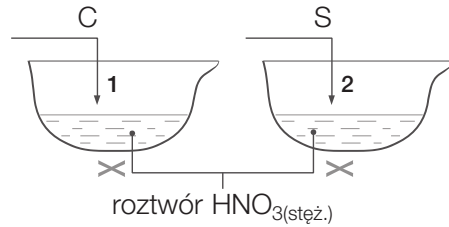
Badanie właściwości stężonego roztworu kwasu azotowego(V)

Doświadczenie wykonaj pod wyciągiem (dygestorium). Zachowaj szczególną ostrożność. Podczas nalewania HNO₃ stosuj okulary i rękawice ochronne.

Odczynniki: stężony roztwór kwasu azotowego(V), węgiel drzewny, sproszkowana siarka.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: parownice porcelanowe, palnik gazowy.

Instrukcja: Do dwóch parownic wlej po 2 cm³ stężonego roztworu kwasu azotowego(V) i ostrożnie ogrzej prawie do wrzenia. Następnie delikatnie wrzuć do parownicy 1. kawałek węgla drzewnego, a do 2. – trochę sproszkowanej siarki (schemat).



Obserwacje: Węgiel i siarka zapalają się w ogrzanym stężonym roztworze kwasu azotowego(V). Z parownic unosi się czerwono-brunatny gaz.

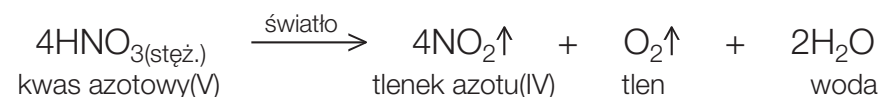
Wniosek: Stężony roztwór kwasu azotowego(V) jest tak silnym utleniaczem, że wiele substancji zapala się w nim jak w czystym tlenie. W tych reakcjach chemicznych powstaje gaz – tlenek azotu(IV):



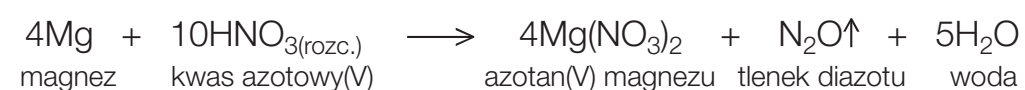


Fot. 89. Rozcieńczony roztwór HNO_3 jest bardziej odporny na działanie światła, ale ma słabsze właściwości utleniające od roztworu stężonego.

Stężony roztwór **kwasu azotowego(V) HNO_3** (maksymalne stężenie ok. 68 %) jest cieczą bezbarwną, silnie żrącą, o gęstości większej od gęstości wody ($d_{\text{HNO}_3} = 1,4 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) i ostrej woni. Niszczy tkaniny, barwniki i papier, pozostawia na skórze żółte plamy oraz trudno gojące się rany oparzeniowe. Stężony roztwór kwasu azotowego(V) pod wpływem światła ulega rozkładowi do tlenku azotu(IV), tlenu i wody:

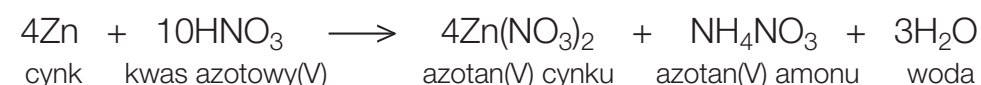


Kwas azotowy(V) utlenia prawie wszystkie metale, nie reaguje m.in. ze złotem i platyną. W zależności od stężenia roztworu kwasu (fot. 89.) i zdolności redukujących metali otrzymuje się różne produkty reakcji chemicznych, np.:

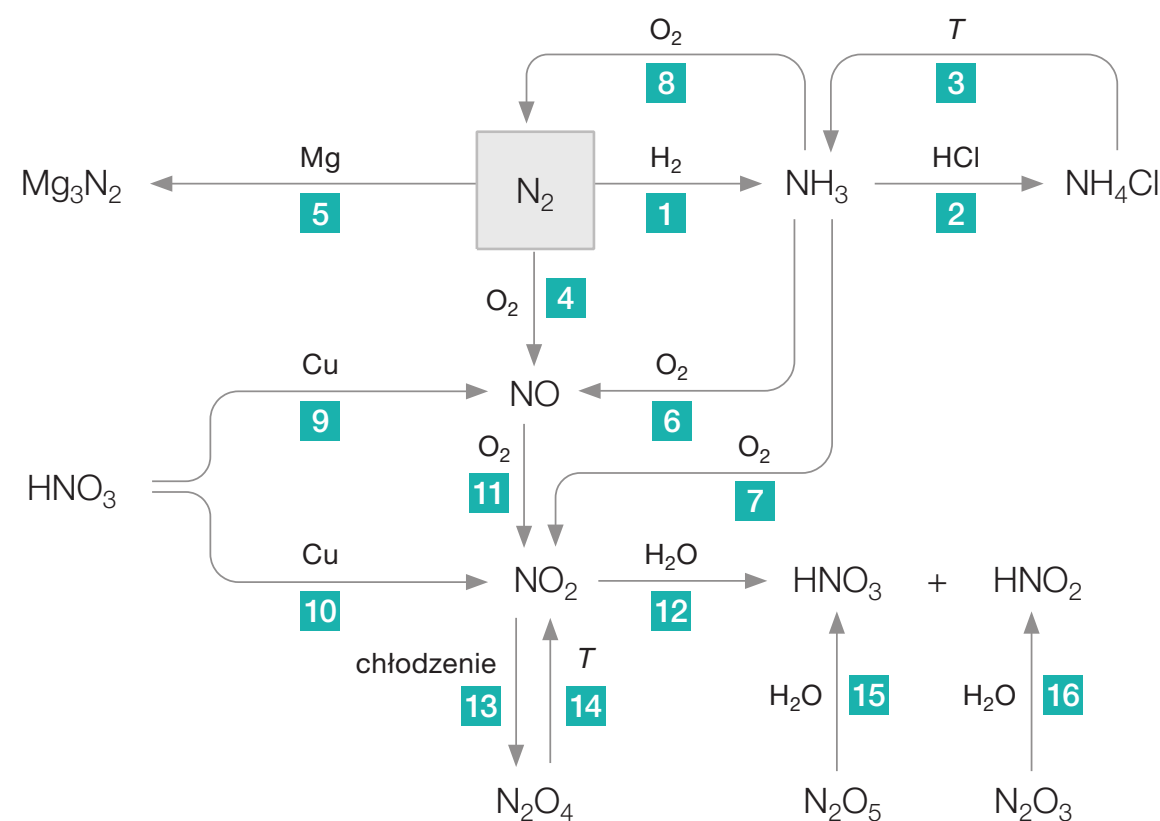


Solami kwasu azotowego(V) są azotany(V), np.: azotan(V) magnezu $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, azotan(V) sodu NaNO_3 , azotan(V) amonu NH_4NO_3 , azotan(V) żelaza(III) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

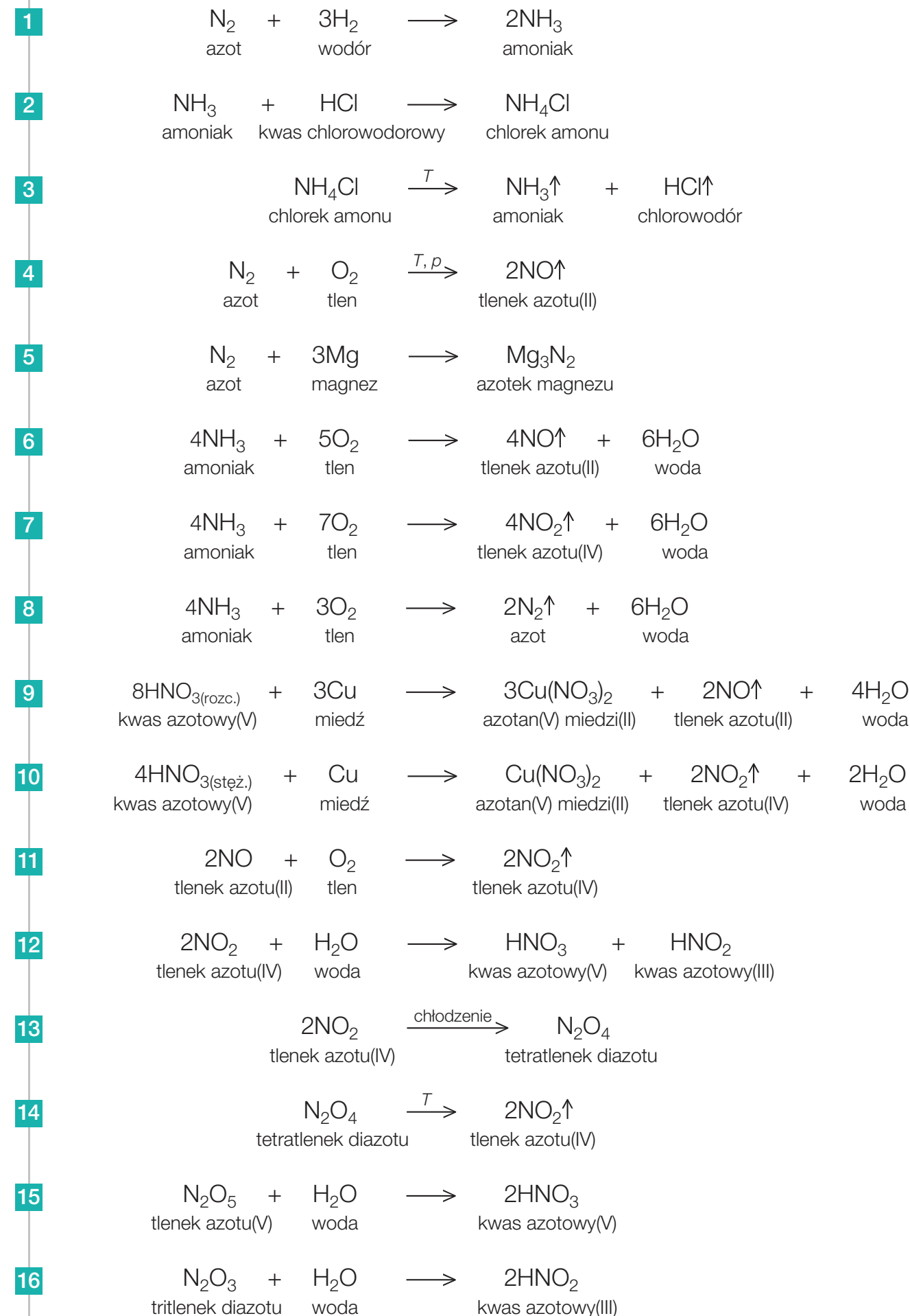
Silniejsze reduktory, np. cynk, mogą redukować kwas azotowy(V) do amoniaku, który tworzy z HNO_3 azotan(V) amonu:



Ciągi przemian chemicznych – azot



Równania reakcji chemicznych:



Zastosowania azotowców

Związki chemiczne zawierające azot i fosfor są składnikami większości nawozów, których stosowanie pozwala zmienić odczyn gleby i uzupełnić niedobory znajdujących się w niej składników mineralnych.



Azot

Ciekły azot jest stosowany do szybkiego **zamrażania żywności**, a w laboratoriach – do uzyskiwania bardzo niskich temperatur. Gazowym azotem są napełniane opakowania z chipsami. Gaz ten pomaga zachować świeżość i chroni przed zgnieceniem zawartości opakowania podczas transportu.

Fosfor

Fosfor biały jest wykorzystywany w przemyśle zbrojeniowym do produkcji **bomb zapalających** oraz zasłon dymnych. Fosfor czerwony to jeden ze składników drasek znajdujących się na pudełkach od zapalek.

Antymon

Antymon jest wykorzystywany do **produkcji urządzeń półprzewodnikowych**, np. diod i czujników wykrywających promieniowanie podczerwone.

Arsen

Jest **dotądkiem do stopów miedzi (brązów)**, szkła i stopów ołowiu. Stosuje się go również do produkcji materiałów półprzewodnikowych i impregnacji drewna.

Bismut

Dodatek bizmutu powoduje, że stopy metali topią się w niskiej temperaturze. Dzięki temu można je stosować m.in. w jubilerstwie do lutowania (**stop Wooda**) oraz do odlewania elementów precyzyjnych (**stop Rosego**).

-  produkcja nawozów sztucznych
-  przemysł metalurgiczny
-  przemysł spożywczy
-  jubilerstwo



Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

Związki azotu i fosforu są wykorzystywane do produkcji nawozów stosowanych w rolnictwie i ogrodnictwie. Nawozy azotowe i fosforowe pobudzają rośliny do szybszego wzrostu oraz poprawiają jakość plonów.

Wyszukaj i zaprezentuj

Jak są produkowane nawozy azotowe?



Ważne w temacie Azotowce

1. Wymieniam właściwości azotowców

- gazy (N) i substancje stałe (P, As, Sb, Bi)
- niemetale (N, P, As) i metale (Sb, Bi)
- atomy w stanie podstawowym mają konfigurację zewnętrzną powłoki ns^2np^3
- atomy w stanie podstawowym mają 5 elektronów walencyjnych
- atomy w związkach nieorganicznych zazwyczaj występują na –III, III lub V stopniu utlenienia
- z innymi pierwiastkami łączą się zazwyczaj wiązaniami kowalencyjnymi

Azotowce

2. Przewiduję i opisuję przebieg reakcji rozcieńzonego i stężonego roztworu kwasu azotowego(V) z Al, Fe, Cu, Ag

Symbol chemiczny metalu	Stężenie roztworu HNO ₃ , %	Przykładowe równanie reakcji chemicznej
Cu, Ag	< 20	nie reaguje
Cu, Ag, Al, Fe	ok. 30	$3\text{Cu} + 8\text{HNO}_{3(\text{rozcz.})} \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
Cu, Ag	ok. 60	$\text{Cu} + 4\text{HNO}_{3(\text{stęż.})} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Al, Fe	ok. 60	zachodzi zjawisko pasywacji $2\text{Al} + 6\text{HNO}_{3(\text{stęż.})} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$

Alotropia – występowanie pierwiastka chemicznego w różnych odmianach krystalicznych lub cząsteczkowych.

Zadania do tematu



ROZWIĄZ
W ZESZYCIE

1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 272 i 273) i wykonaj polecenia (a–d).

- Wskaż numer reakcji chemicznej, w której azot ulega reakcji dysproporcjonowania.
- Jaki odczyn mają wodne roztwory substancji otrzymanych w reakcjach chemicznych, których równania oznaczono numerami 1, 2, 9 i 15? Odpowiedź uzasadnij.
- Określ, jak w warunkach izotermicznych zwiększenie ciśnienia wpływa na wydajność reakcji chemicznych, których równania oznaczono numerami 1, 4 i 14.
- Wskaż numery równań reakcji chemicznych, które nie są reakcjami utleniania-redukcji.



2. W środowisku przyrodniczym arsen występuje głównie w postaci siarczków. Czysty arsen uzyskuje się z rud arsenopirytu FeAsS przez ich prażenie. Zachodzi wówczas reakcja chemiczna przedstawiona równaniem: $\text{FeAsS} \rightarrow \text{FeS} + \text{As}$.

W związkach chemicznych atomy arsenu przyjmują różne stopnie utlenienia. Do najważniejszych związków arsenu należą: arsenowodór AsH_3 oraz tlenki As_2O_3 i As_2O_5 . Arsenowodór wykazuje silne właściwości redukujące, np. w reakcji z azotanem(V) srebra(I) wydziela się srebro, powstają kwas arsenowy(III) H_3AsO_3 oraz kwas azotowy(V) HNO_3 . Substratem w tej reakcji chemicznej jest woda. Tlenek arsenu(III) o wzorze As_2O_3 jest nazywany potocznie arsenikiem. W reakcji z kwasem chlorowodorowym tworzy chlorek arsenu(III), z kolei w reakcji z wodnym roztworem NaOH tworzy tetrahydroksoarsenian(III) sodu lub heksahydroksoarsenian(III) sodu.

- Napisz konfigurację elektronową atomu arsenu w stanie podstawowym oraz skróconą konfigurację elektronową w jonach As^{3+} i As^{5+} . Wyjaśnij, dlaczego tylko te jony są trwałe.
- Podaj najniższy i najwyższy stopień utlenienia atomu arsenu w związkach chemicznych.
- Podaj liczbę wiązań koordynacyjnych w cząsteczce tlenku arsenu(III) i w cząsteczce tlenku arsenu(V).
- Przedstaw w formie jonowej z uwzględnieniem liczby oddawanych i pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy) równania reakcji utleniania i redukcji. Napisz wzory substancji będących utleniaczem oraz reduktorem w tych reakcjach chemicznych.

Znanych jest wiele związków tlenowców z fluorowcami, np.: I_2O_5 , Cl_2O , Cl_2O_7 , SF_4 , SCl_4 , SeBr_2 , SeCl_4 , TeCl_2 , TeCl_4 .

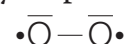
Właściwości tlenu ${}_8\text{O}$

Tlen jest pierwiastkiem chemicznym **niezbędnym do oddychania**. Podtrzymuje też procesy spalania i umożliwia rozkład (butwienie) szczątków organizmów. Organizmy wodne pobierają go z wody. Po obniżeniu zawartości tlenu w powietrzu do ok. 15 % dochodzi do zaburzeń funkcjonowania ludzkiego organizmu. Oddychanie czystym tlenem jest niewskazane (fot. 91.), gdyż powoduje przyspieszenie procesów przemiany materii, co może być przyczyną zatrucia organizmu.

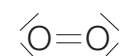
Cząsteczka tlenu O_2 :

- ▶ w stanie podstawowym ma dwa elektrony niesparowane.

We wzorze elektronowym tej cząsteczki parę elektronową tworzącą wiązanie pojedyncze oznacza się kreską, a dwa niesparowane elektrony – kropkami przy odpowiednich atomach:



- ▶ w stanie wzbudzonym ma sparowane elektrony. We wzorze elektronowym tej cząsteczki dwie pary elektronowe tworzące wiązanie podwójne oznacza się dwiema kreskami:



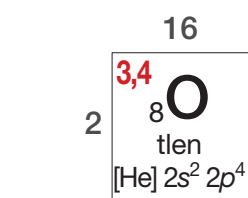
Dzięki takiej budowie cząsteczki tlen jest bardzo aktywny chemicznie. Jako pierwiastek chemiczny o wysokiej elektroujemności (3,4 w skali Paulinga) jego atom bardzo łatwo przyciąga elektrony i tworzy jony O^{2-} . Atom tlenu w związkach chemicznych występuje najczęściej na **–II stopniu utlenienia**, ale też na –I (w nadtlenukach) lub II (we fluorku tlenu OF_2).

Otrzymywanie tlenu

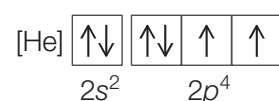
Po raz pierwszy tlen otrzymano w 1774 r. w wyniku ogrzewania toksycznego tlenku rtęci(II) (fot. 92.). W warunkach laboratoryjnych tlen można otrzymać w wyniku rozkładu związków, które są mniej toksyczne niż tlenek rtęci(II), np. nadtlenu wodoru H_2O_2 (w obecności tlenku manganu(IV)), manganianu(VII) potasu KMnO_4 lub chloranu(V) potasu:



Fot. 92. Reakcja rozkładu tlenku rtęci(II).



Konfiguracja elektronowa atomu ${}_8\text{O}$:



Fot. 91. W butli gazowej nurków głębinowych znajduje się mieszanka tlenu, azotu i helu.



Doświadczenie 34.

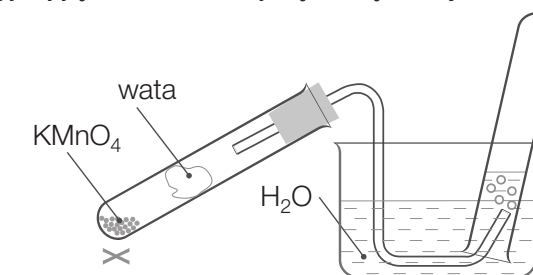


Otrzymywanie tlenu z manganianu(VII) potasu

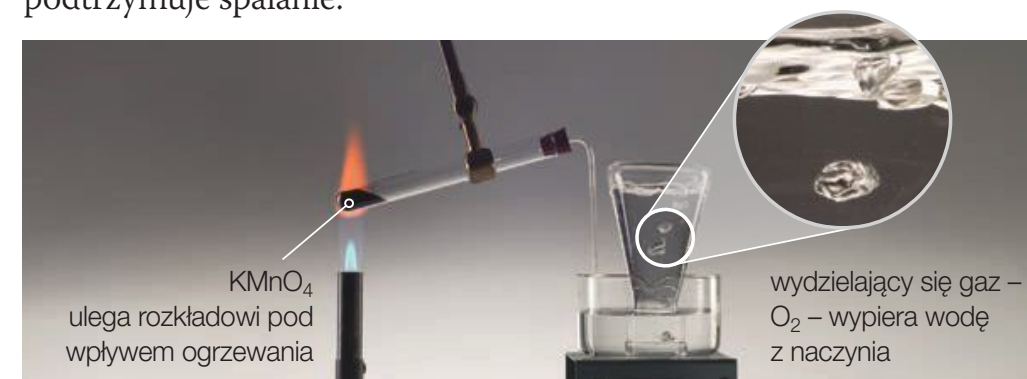
Odczynniki: manganian(VII) potasu, woda.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korek z rurką odprowadzającą, krystalizator, palnik gazowy, wata.

Instrukcja: Do probówki wsyp niewielką ilość manganianu(VII) potasu i włóż kawałek waty, który zapobiegnie przemieszczaniu się kryształów podczas ogrzewania. Probówkę zamknij korkiem z rurką odprowadzającą. W krystalizatorze z wodą umieść dnem do góry probówkę napełnioną wodą. Następnie probówkę z manganianem(VII) potasu ostrożnie ogrzewaj w płomieniu palnika, a wylot rurki odprowadzającej umieść w probówce znajdującej się w krystalizatorze (schemat). Gdy gaz wyprze całą wodę z probówki, wyjmij ją i włóż do niej tłące się łuczywo.



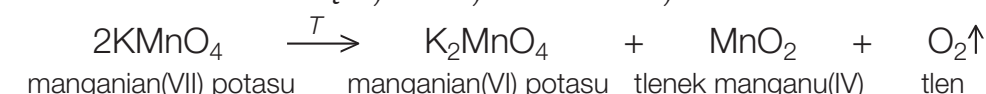
Obserwacje: Ogrzewanie manganianu(VII) potasu powoduje wydzielanie się bezbarwnego i bezwonnego gazu (fot. 93.). Umieszczone w nim tłące się łuczywo zapala się jasnym płomieniem. Powstający gaz podtrzymuje spalanie.



Fot. 93. Otrzymywanie tlenu w reakcji rozkładu KMnO_4 .

Wniosek: Zachodzi reakcja rozkładu termicznego KMnO_4 . Jednym z jej produktów jest tlen.

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:



Tlen ma gęstość nieco większą od gęstości powietrza. W bardzo niewielkim stopniu rozpuszcza się w wodzie, dlatego można go zbierać nad wodą.

Do celów technicznych tlen można otrzymać przez elektrolizę wody lub w procesie destylacji skroplonego powietrza.

Związki chemiczne tlenu – tlenki

Tlen reaguje z większością pierwiastków chemicznych, tworząc **tlenki**.



Doświadczenie 35.



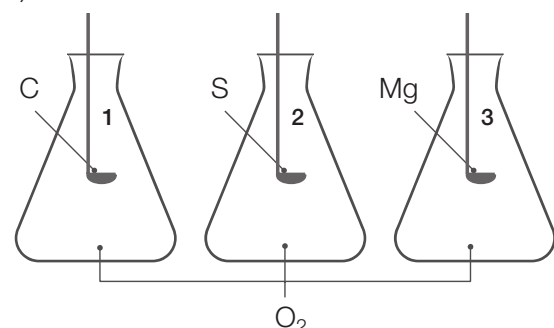
Spalanie węgla, siarki i magnezu w tlenie

! Doświadczenie wykonaj pod wyciągiem (dygestorium).

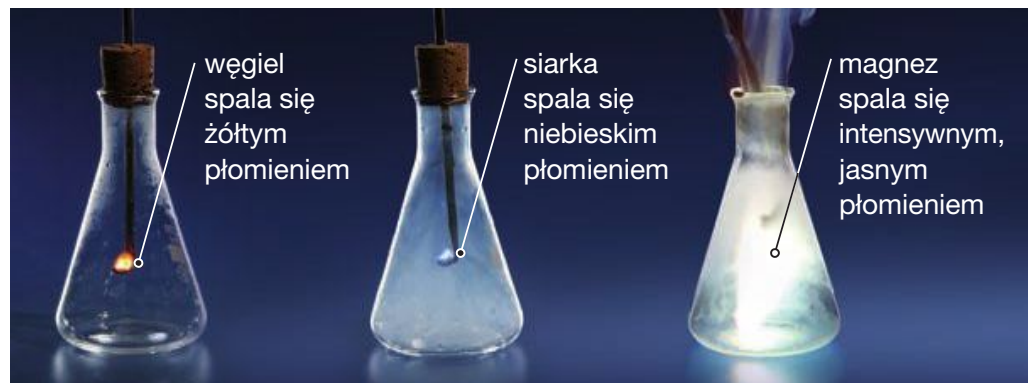
Odczynniki: tlen, węgiel drzewny, siarka, wióry magnezu.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolby stożkowe, tyżka do spalań, palnik gazowy.

Instrukcja: Napełnij trzy kolby tlenem. Następnie na tyżce do spalań wprowadź do nich kolejno: do 1. – rozżarzony węgiel drzewny, do 2. – grudkę palącej się siarki, a do 3. – zapalone w płomieniu palnika wióry magnezu (schemat).



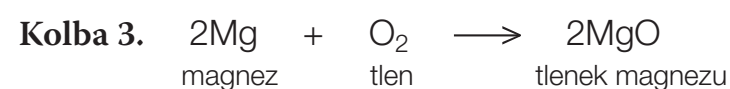
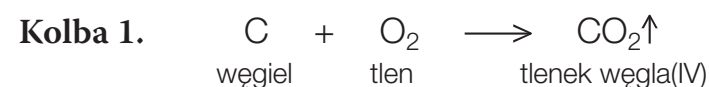
Obserwacje: W każdej kolbie stożkowej substancje zapaliły się jasnym płomieniem (fot. 94.).



Fot. 94. Spalanie w tlenie: węgla, siarki i magnezu.

Wniosek: We wszystkich kolbach zaszły reakcje spalania, których produktami są odpowiednie tlenki.

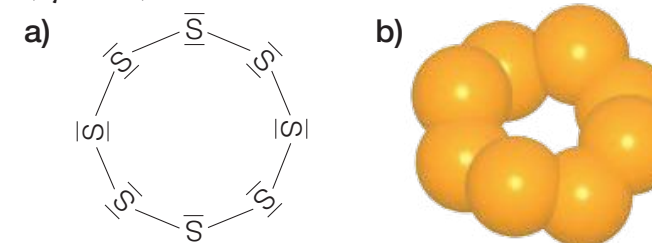
Równania zachodzących reakcji chemicznych:



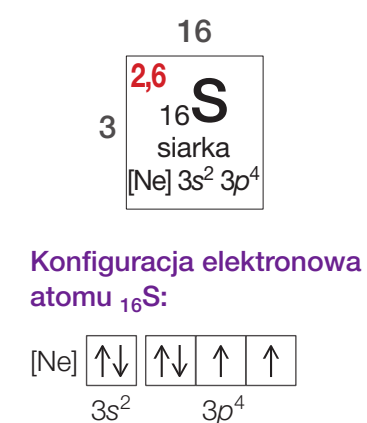
Spalanie substancji w tlenie zachodzi intensywniej niż ich spalanie w powietrzu.

Właściwości siarki $_{16}\text{S}$

W stanie stałym siarka występuje w postaci pierścieniowych cząsteczek S_8 (rys. 49.).



Rys. 49. Cząsteczka siarki S_8 :
a) wzór strukturalny,
b) model czaszowy.



Istnieje kilka odmian alotropowych siarki. Najważniejsze z nich to różniące się budową krystaliczną: **siarka rombowa** i **siarka jednoskośna** (fot. 95.). Są one trwałe tylko w określonym przedziale temperatur i ciśnień. Obie odmiany występują w formie pierścieniowych cząsteczek S_8 . Atomy siarki w związkach chemicznych występują zwykle na **–II, IV, VI stopniu utlenienia**.



Fot. 95. Siarka rombowa jest trwała w temperaturze $< 96^\circ\text{C}$. W wyższej temperaturze przekształca się w siarkę jednoskośną. Jest to przemiana odwracalna.

Doświadczenie 36.

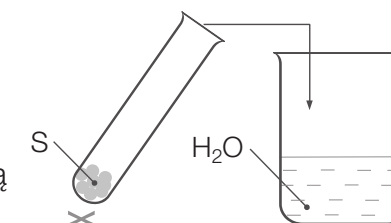
Otrzymywanie siarki plastycznej

! Doświadczenie wykonaj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: siarka, woda.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, zlewka, palnik gazowy.

Instrukcja: Ogrzej w probówce niewielką ilość siarki, aż będzie płynna, a następnie przelej ją ostrożnie do zlewki z zimną wodą (schemat).



Obserwacje: Podczas ogrzewania siarka w probówce rozgrzewa się i topi. Tworzy się żółta ciecz. W zimnej wodzie stopiona siarka zastyga (fot. 96.).



Wniosek: W wyniku szybkiego oziębiania stopionej siarki powstaje siarka plastyczna.

Siarka plastyczna jest bezpostaciowa i przekształca się w trwałą odmianę rombową. Podczas powolnego oziębiania stopiona siarka przechodzi w odmianę jednoskośną, a gwałtownie oziębiona – zastyga i staje się brunatną, plastyczną masą, która z czasem robi się twarda, krucha i żółta. Bardzo gwałtowne ostudzenie ciemnobrunatnych par siarki powoduje powstanie żółtego proszku, nazywanego **kwiatem siarczanym**.

■ Związki chemiczne siarki – tlenki

Spalana w tlenie lub w powietrzu siarka tworzy **tlenek siarki(IV) SO₂**. Jest to bezbarwny gaz o charakterystycznym, duszącym zapachu, bardzo drażniący, szkodliwy dla śluzówki przełyku oraz układu oddechowego. Ma właściwości bakteriobójcze.

Doświadczenie 37.



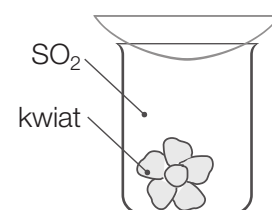
Badanie właściwości tlenku siarki(IV)

! Doświadczenie wykonaj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: siarka, barwny kwiat.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, łyżka do spalań, szkiełko zegarkowe.

Instrukcja: W wysokiej zlewce spal na łyżce do spalań niewielką ilość sproszkowanej siarki. Następnie do zlewki włóż kwiat o kolorowych płatkach (np. czerwoną różę) i przykryj szkiełkiem zegarkowym (schemat).



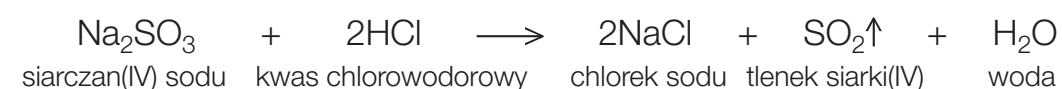
► **Obserwacje:** Płatki czerwonej róży (fot. 97.) pod wpływem tlenku siarki(IV) odbarwiają się.



Fot. 97. Czerwona róża w naczyniu z SO₂ po kilku minutach całkowicie traci swój kolor.

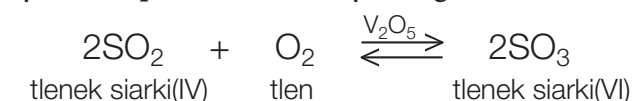
► **Wniosek:** Tlenek siarki(IV) ma właściwości wybielające.

Tlenek siarki(IV) SO₂ można otrzymać w laboratorium w reakcji siarczanu(IV) sodu Na₂SO₃ z mocnym kwasem:



Jest to reakcja chemiczna mocnego kwasu z solą kwasu o mniejszej mocy.

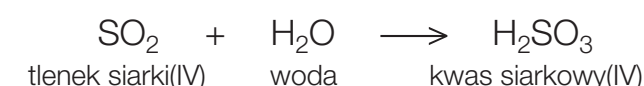
Ważnym połączeniem siarki z tlenem jest **tlenek siarki(VI) SO₃**. Można go otrzymać w procesie katalitycznego utlenienia tlenku siarki(IV):



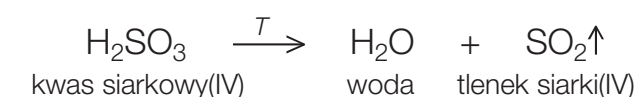
Katalizatorami tego procesu mogą być rozdrobniona platyna lub tlenki wanadu, chromu i żelaza. Optymalna temperatura procesu wynosi 400 °C.

■ Związki chemiczne siarki – kwasy tlenowe

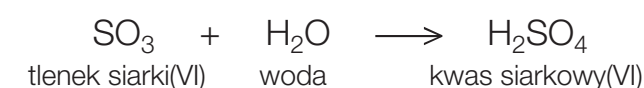
Tlenek siarki(IV) i tlenek siarki(VI) reagują z wodą. W reakcji tlenku siarki(IV) z wodą powstaje **kwas siarkowy(IV)**:



H₂SO₃ jest kwasem nietrwałym, który rozkłada się podczas ogrzewania zgodnie z równaniem:



Tlenek siarki(VI) jest tlenkiem kwasowym **kwasu siarkowego(VI)**:



Doświadczenie 38.



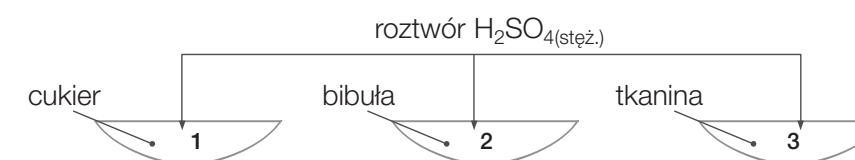
Badanie właściwości stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI)

! Zachowaj szczególną ostrożność. Podczas nalewania H₂SO₄ stosuj okulary i rękawice ochronne.

Odczynniki: cukier, roztwór kwasu siarkowego(VI), woda.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: szkiełka zegarkowe, bibuła, tkanina, szczypce, wkrapłacz.

Instrukcja: Na trzech szkiełkach zegarkowych umieść kolejno: na 1. – cukier, na 2. – skrawek bibuły, a na 3. – kawałek tkaniny. Na każdą substancję nanieś ostrożnie po 2 krople stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) (schemat). Po chwili tkaninę ze szkiełka 3. chwyć szczypcami i wypłucz pod bieżącą wodą.



ciąg dalszy doświadczenia na s. 284

początek doświadczenia na s. 283

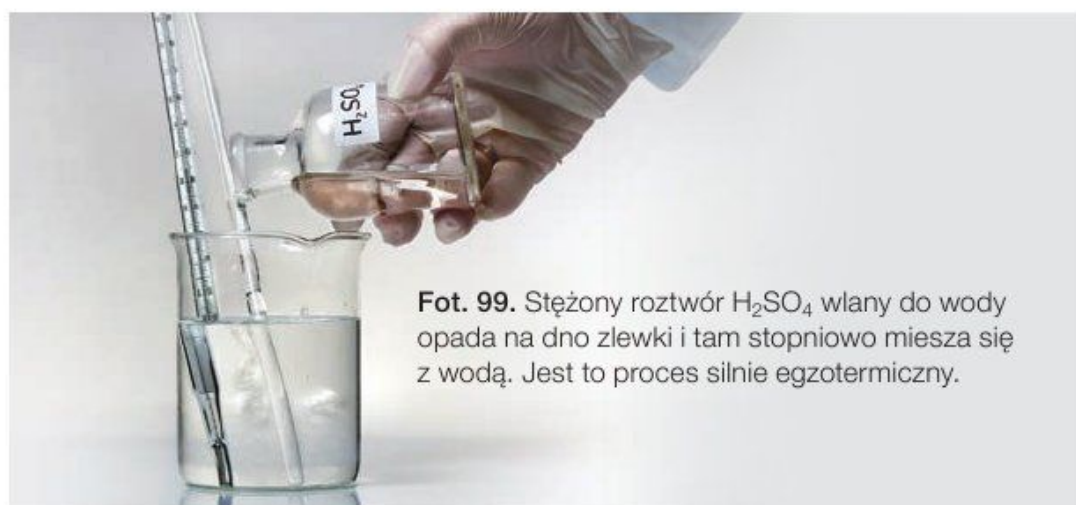
Obserwacje: Cukier i bibuła, na które naniesiono stężony roztwór kwasu siarkowego(VI), szczeniały, a na tkaninie pojawiły się dziury (fot. 98.).



Fot. 98. Wpływ stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) na cukier, bibułę i tkaninę.

Wniosek: Substancje pod wpływem stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) ulegają zwęgleniu.

Stężony roztwór kwasu siarkowego(VI), zawierający maksymalnie 98 % (procenty masowe) H_2SO_4 , to bezbarwna, oleista ciecz o gęstości większej od gęstości wody. Jest **żrący** i **silnie higroskopijny**, dlatego **powoduje zwęglenie substancji organicznych**. Aby rozcieńczyć jego roztwór, **należy zawsze wlewać kwas do wody** (fot. 99.). Odwrotne postępowanie może spowodować rozpryskiwanie się wody i kwasu, a w konsekwencji – poparzenia.

Fot. 99. Stężony roztwór H_2SO_4 wlewany do wody opada na dno zlewki i tam stopniowo miesza się z wodą. Jest to proces silnie egzotermiczny.

■ Związki chemiczne siarki – siarkowodór i kwas siarkowodorowy

Siarka, podobnie jak tlen, reaguje z wodorem, w wyniku czego powstaje **siarkowodór**:



Siarkowodór to silnie trujący, bezbarwny, palny **gaz o charakterystycznym zapachu zgniłych jaj**. Jest produktem beztlenowego rozkładu substancji, których składnikiem jest siarka. H_2S występuje w gazach wulkanicznych, jest też składnikiem niektórych wód mineralnych. Siarkowodór można otrzymać w reakcji mocnego kwasu z siarczkiem będącym solami słabego kwasu siarkowodorowego.

Doświadczenie 39.



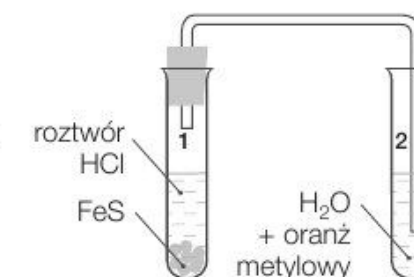
Otrzymywanie siarkowodoru z siarczku żelaza(II) i kwasu chlorowodorowego

! Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium). Nie wdychaj powstającego gazu.

Odczynniki: siarek żelaza(II), kwas chlorowodorowy, roztwór oranżu metylowego, woda.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korek z rurką odprowadzającą.

Instrukcja: Do probówki 1. wsyp niewielką ilość siarczku żelaza(II) i dodaj niewielką ilość kwasu chlorowodorowego. Probówkę 1. zamknij korkiem z rurką odprowadzającą. Koniec rurki wprowadź do probówki 2., zawierającej wodę z roztworem oranżu metylowego (schemat).

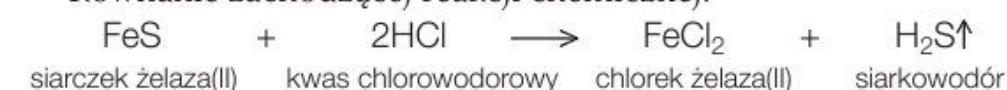


Obserwacje: Z probówki wydzielają się pęcherzyki bezbarwnego gazu o ostrym zapachu. Gaz ten rozpuszcza się w wodzie, zmieniając barwę oranżu metylowego z żółtej na czerwoną (fot. 100.).

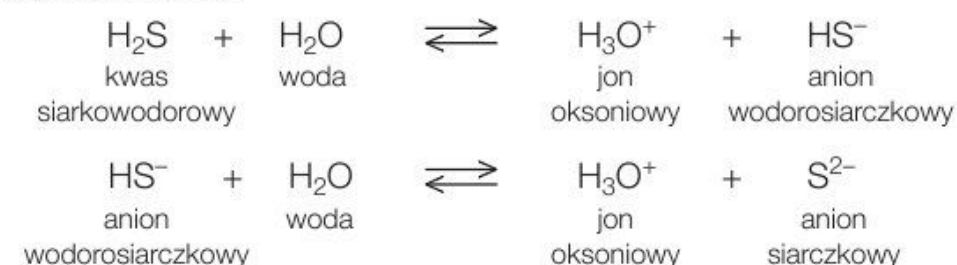
Fot. 100. Czerwona barwa roztworu zawierającego oranż metylowy wskazuje na obecność kwasu (jonów H_3O^+ w roztworze).

Wniosek: W reakcji chemicznej kwasu chlorowodorowego z siarczkiem żelaza(II) powstaje **siarkowodór**.

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:



Wodny roztwór siarkowodoru to **kwas siarkowodorowy**. Ulega on dysocjacji stopniowej:



Zastosowania tlenowców

Pierwszym pierwiastkiem chemicznym w grupie tlenowców jest tlen. Wykorzystuje się go w procesach przemysłowych, np. w hutnictwie.

przemysł
i technikaprzemysł
chemicznyprzemysł
energetycznyprzemysł
hutniczy

■ Tlen

Mieszanie tlen z azotem napelnia się butle w **aparatach tlenowych** używanych do oddychania przez nurków, alpinistów i wszędzie tam, gdzie stężenie tlenu jest niższe niż 15 %. Wykorzystuje się go także do spawania metali w płomieniu acetylenowo-tlenowym.

■ Siarka

Używa się jej do produkcji **sztucznych ogni** oraz w procesie wulkanizacji kauczuku. Preparaty siarkowe są pomocne w leczeniu chorób skórnych, m.in. trądziku.

■ Selen

Szara odmiana selenu przewodzi prąd pod wpływem światła. Tę właściwość wykorzystano w tzw. **mostkach selenowych i fotokomórkach**, stosowanych w urządzeniach sygnalizacyjnych i pomiarowych lub jako prostowniki prądu zmiennego. Selen barwi szkło na czerwono.

■ Tellur

Jest wykorzystywany do produkcji **detektorów podczerwieni** oraz jako dodatek do stopów ołowiu. Barwi szkło na niebiesko.

■ Polon

Stanowi **źródło cząstek α i neutronów** stosowanych w badaniach naukowych, m.in. w Europejskiej Organizacji Badań Jądrowych CERN. Uzyskuje się z niego energię wykorzystywaną np. na statkach kosmicznych. Jest także używany do produkcji broni atomowej.



Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

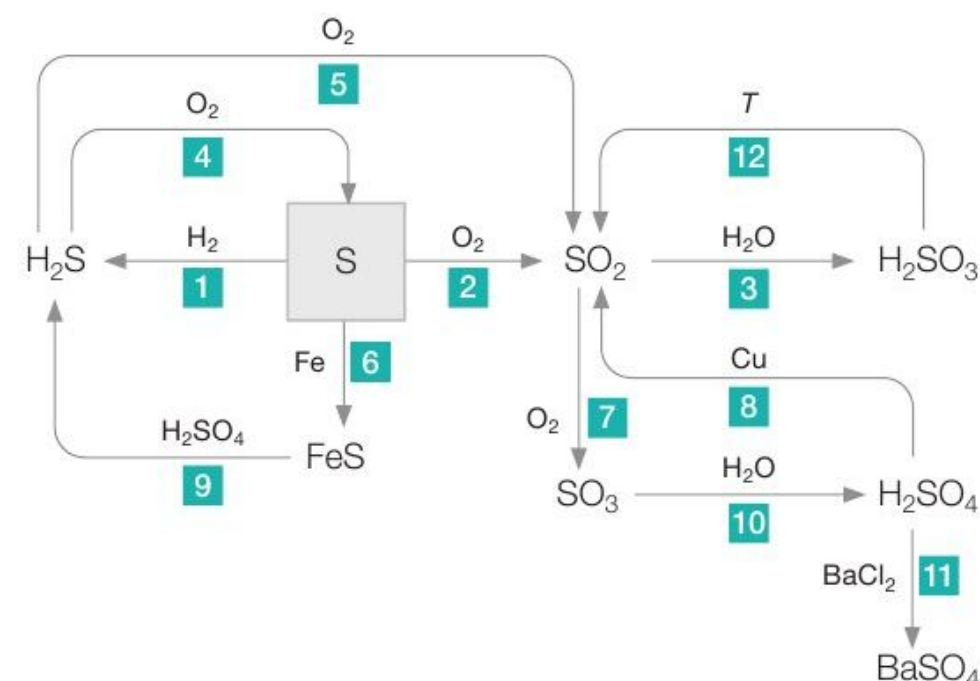
Ozon O_3 ze względu na właściwości m.in. bakteriobójcze i grzybobójcze stosuje się do odkażania wody, np. w basenach. Dezynfekcja pomieszczeń z wykorzystaniem ozonu, czyli ozonowanie, to skuteczna metoda usuwania nieprzyjemnych zapachów i alergenów. Jako gaz rozprzestrzenia się w całym dezynfekowanym pomieszczeniu. Znacznie ułatwia to neutralizowanie m.in. szkodliwych substancji. Ozon, o silnych właściwościach utleniających, jest toksyczny dla organizmów żywych.

Wyszukaj i zaprezentuj

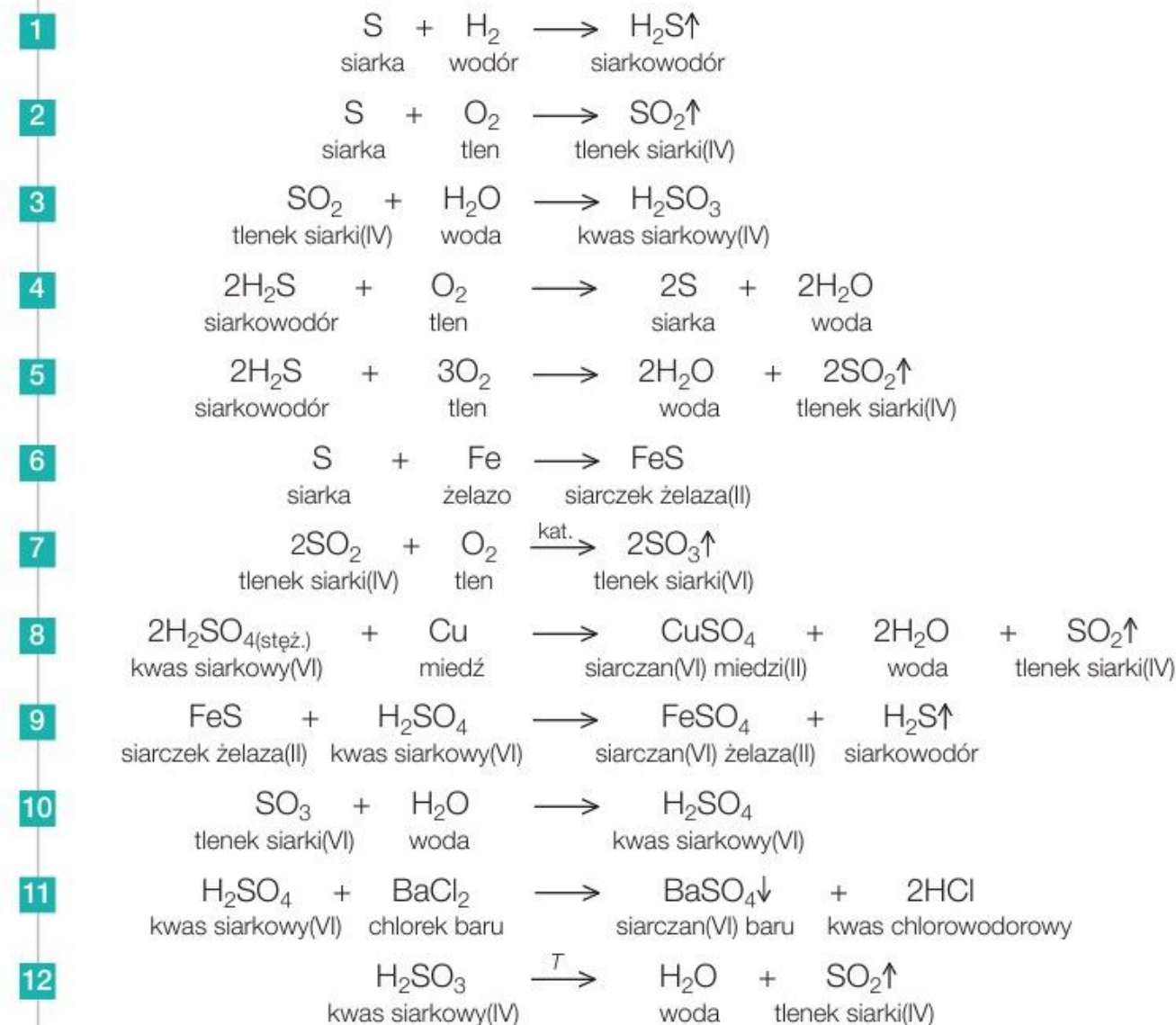
Jakie środki ostrożności należy zachować podczas ozonowania?



Ciągi przemian chemicznych – siarka



Równania reakcji chemicznych:

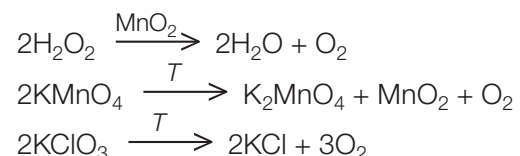


Ważne w temacie *Tlenowce*

1. Wymieniam właściwości tlenowców

- gazy (O) i substancje stałe (S, Se, Te, Po)
- niemetale (O, S, Se, Te) i metale (Po)
- atomy w stanie podstawowym mają konfigurację zewnętrzną powłoki ns^2np^4
- atomy w stanie podstawowym mają 6 elektronów walencyjnych
- reagują z tlenem, tworząc tlenki o charakterze kwasowym

2. Piszemy równania reakcji otrzymywania tlenu



Tlenowce

Zadania do tematu



- Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 287) i wykonaj polecenia (a–d).**
 - Napisz wzory elektronowe cząsteczek H_2S i SO_2 . Określ rodzaj wiązań chemicznych w cząsteczkach tych związków chemicznych. Określ, czy cząsteczki tych związków chemicznych mają budowę polarną.
 - O jakich właściwościach kwasu siarkowego(IV) świadczy przebieg reakcji chemicznej oznaczonej numerem 12?
 - Wskaż numer reakcji chemicznej, która umożliwia porównanie mocy kwasów.
 - Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, podczas którego zachodzi reakcja chemiczna oznaczona numerem 8. Napisz obserwacje, wnioski oraz równanie zachodzącej reakcji chemicznej w formie jonowej skróconej. Określ, jakiego roztworu kwasu siarkowego(VI) należy użyć w tej reakcji chemicznej – rozcieńczonego czy stężonego. Odpowiedź uzasadnij.
- W celu otrzymania tlenu przeprowadzono dwie reakcje rozkładu. W pierwszej reakcji użyto 100 g manganianu(VII) potasu, a w drugiej 100 g chloranu(V) potasu. **Czy w obydwu reakcjach chemicznych otrzymano jednakowe objętości tlenu (odmierzonego w warunkach normalnych)? Odpowiedź uzasadnij.**
- Do reakcji chemicznej użyto 14 g opiłków żelaza i 11 g sproszkowanej siarki.
 - Napisz równanie tej reakcji chemicznej.**
 - Oblicz zawartość procentową (procent masowy) siarki w mieszaninie poreakcyjnej.**
- Masowa zawartość procentowa pierwiastka chemicznego Z w pewnym nietrwałym związku chemicznym o wzorze XZ_2 wynosi 54,3 %. O pierwiastku chemicznym X wiadomo, że:
 - jego atom nie charakteryzuje się najmniejszym promieniem atomowym w swojej grupie,
 - stan kwantowy żadnego z elektronów atomu tego pierwiastka chemicznego (w stanie podstawowym) nie jest opisywany poboczną (orbitalną) liczbą kwantową większą lub równą 2,
 - jego atom w stanie podstawowym ma parzystą liczbę elektronów walencyjnych,
 - atom tego pierwiastka chemicznego (w stanie podstawowym) ma wśród elektronów walencyjnych dwa razy więcej elektronów sparowanych niż elektronów niesparowanych.
 - Napisz symbol pierwiastka chemicznego X.**
 - Ustal symbol pierwiastka chemicznego Z. Wykonaj odpowiednie obliczenia.**

25 Fluorowce

Ważne w tym temacie:

- porównanie właściwości fizycznych i chemicznych fluorowców
- projektowanie doświadczenia pozwalającego otrzymać chlor
- badanie aktywności chemicznej fluorowców
- równania reakcji wodoru z fluorowcami (Cl_2 , Br_2) oraz chloru i bromu z metalami (Na , K , Mg , Ca , Fe , Cu)

Pierwiastki chemiczne bloku p

- Borowce
- Węglowce
- Azotowce
- Tlenowce
- Fluorowce**
- Helowce
- Podobieństwa i różnice

1
2
3
4
5
6
7

8 9 10 11 12

13 14 15 16 17

17

9 **F**
fluor

17 **Cl**
chlor

35 **Br**
brom

53 **I**
jod

85 **At**
astat

Fluorowce, czyli pierwiastki chemiczne 17. grupy układu okresowego, występują w środowisku przyrodniczym w wielu związkach chemicznych, jako składniki skał i minerałów. Woda morska zawiera znaczne ilości chlorków, bromków i jodków. Fluor bierze udział w procesie mineralizacji tkanek kostnych. Jod jest składnikiem hormonów tarczycy – tyroksyny i trójjodotyroniny. **Brom** (w temperaturze $T = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$ i pod ciśnieniem $p = 1013,25\text{ hPa}$) **jest ciemnobrunatną cieczą** (fot. 101.) – drugim oprócz rtęci pierwiastkiem chemicznym występującym w ciekłym stanie skupienia w temperaturze pokojowej.



Fot. 101. Wybrane fluorowce.

Właściwości fluorowców

Fluor i chlor (w temperaturze $T = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$ i pod ciśnieniem $p = 1013,25\text{ hPa}$) są gazami o zielonożółtej barwie i ostrym zapachu. **Jod i astat** to szaro-czarne **substancje stałe** o metalicznym połysku. Ogrzewany jod łatwo sublimuje, czyli przechodzi bezpośrednio ze stanu stałego w stan gazowy, z pominięciem stanu ciekłego. Wszystkie fluorowce są **niemetalami**.

Chlor i brom rozpuszczają się w wodzie, tworząc odpowiednio wodę chlorową i wodę bromową. Rozpuszczają się również w rozpuszczalnikach niepolarnych, takich jak benzyna, tetrachlorometan CCl_4 , chloroform CHCl_3 i siarczki węgla(IV) CS_2 . **Jod praktycznie nie rozpuszcza się w wodzie**, natomiast dobrze rozpuszcza się w rozpuszczalnikach

organicznych oraz w roztworach jodków litowców, np. w roztworze jodku potasu KI.

Pierwiastki chemiczne 17. grupy układu okresowego są **aktywnymi chemicznie niemetalami**. Wszystkie, z wyjątkiem astatu, tworzą cząsteczki dwuatomowe: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . Atomy fluorowców w związkach chemicznych przyjmują **stopnie utlenienia od –I do VII, a najczęściej –I, I, III, V i VII**. Jedynie atomy **fluoru** mają zawsze taki sam **stopień utlenienia –I**.

Atomy fluorowców w stanie podstawowym mają konfigurację elektronową powłoki walencyjnej ns^2np^5 , co wskazuje na możliwość uzyskania trwałej konfiguracji elektronowej przez przyłączenie w reakcjach chemicznych jednego elektronu. W ten sposób wszystkie fluorowce **łatwo tworzą aniony X^-** , np.: F^- , Cl^- , Br^- czy I^- .

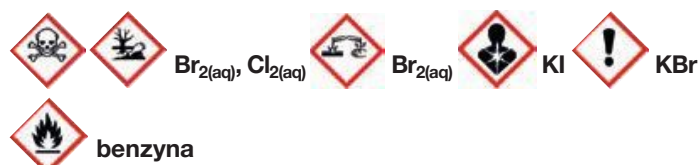
Fluorowce są pierwiastkami chemicznymi o **właściwościach utleniających i wysokiej elektroujemności** (najbardziej elektroujemny ze wszystkich pierwiastków chemicznych jest fluor: 4,0 w skali Paulinga). Zwiększanie się liczby atomowej powoduje, że łatwość przyłączania elektronu się zmniejsza. Dlatego jod ma słabsze właściwości utleniające niż fluor, chlor i brom.

■ Porównanie aktywności chemicznej fluorowców

Aktywność chemiczną fluorowców można porównać, przeprowadzając odpowiednie doświadczenie chemiczne.



Doświadczenie 40.

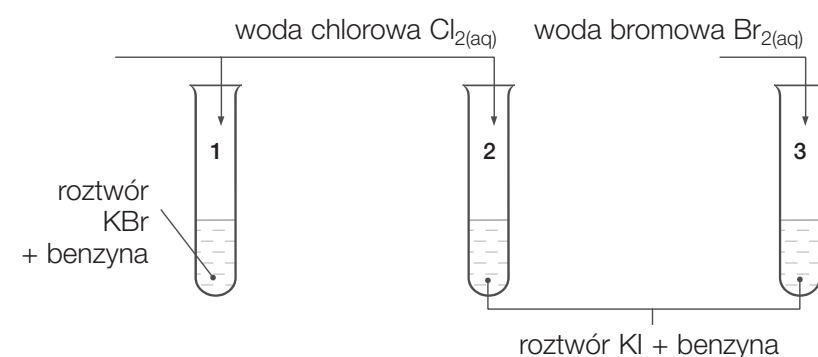


Porównanie aktywności chemicznej fluorowców

Odczynniki: bromek potasu, jodek potasu, benzyna, woda chlorowa, woda bromowa.

Szkło laboratoryjne: probówki.

Instrukcja: Do trzech probówek wlej po 2 cm³ roztworów: do 1. probówki – bromku potasu, do 2. i do 3. – jodku potasu. Następnie do każdej probówki dolej benzyny, po czym wody chlorowej do probówek 1. i 2., a do 3. – wody bromowej (schemat). Probówki zamknij korkami i wstrząśnij probówkami.



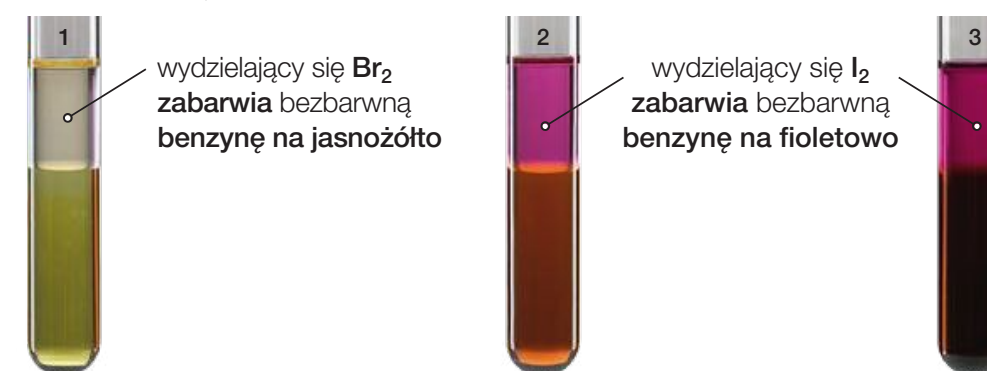
ciąg dalszy doświadczenia na s. 291



Doświadczenie należy wykonać pod wyciągiem (dygestorium).

początek doświadczenia na s. 290

Obserwacje: Benzyna w każdej probówce tworzy bezbarwną górną warstwę. Roztwór w probówce 1. pod wpływem wody chlorowej zabarwił się na żółtopomarańczowo (fot. 102.), a po wstrząśnięciu warstwa benzynowa ma barwę – jasnożółtą. W probówkach 2. i 3. warstwa benzynowa zabarwiła się na fioletowo (fot. 102.).



Fot. 102. Badanie aktywności chemicznej fluorowców: chloru i bromu (probówka 1.), chloru i jodu (probówka 2.), bromu i jodu (probówka 3.).

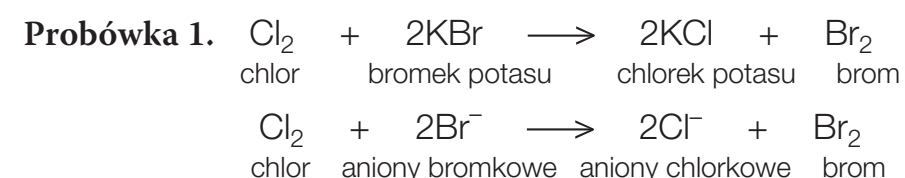
Wniosek: W wyniku reakcji chemicznej:

- wody chlorowej i jonów Br^- powstaje brom Br_2 (probówka 1.),
- wody chlorowej z jonami I^- powstaje jod I_2 (probówka 2.),
- wody bromowej z jonami I^- także powstaje jod I_2 (probówka 3.).

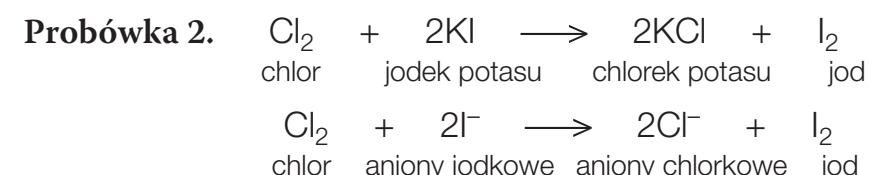
Brom został wyparty przez Cl_2 z roztworu KBr (probówka 1.), a jod – z roztworu swojej soli KI zarówno przez Cl_2 (probówka 2.), jak i przez Br_2 (probówka 3.).

Chlor jest zatem aktywniejszy chemicznie od bromu i jodu, a brom – od jodu.

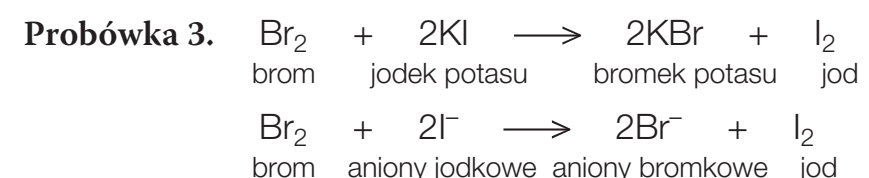
Zachodzące procesy redoks można przedstawić za pomocą równań:



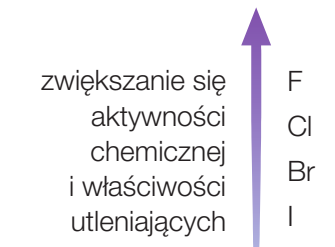
Cl_2 jest **utleniaczem** (sam się redukuje), a jon Br^- jest **reduktorem** (sam się utlenia).



Cl_2 jest **utleniaczem**, a jon I^- jest **reduktorem**.



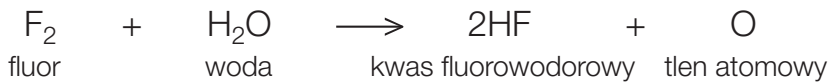
Br_2 jest **utleniaczem**, a jon I^- jest **reduktorem**.



Rys. 50. Zmiany aktywności chemicznej i właściwości utleniających fluorowców.

Potencjał standardowy półogniwa
→ patrz s. 51

Fluor, ze względu na swoją dużą aktywność chemiczną (rys. 50.), wprowadzony do roztworu wodnego dowolnego halogenku **reaguje z wodą, a nie z anionem fluorowca**, wypierając z niej atom tlenu:



Fluorowiec o mniejszej liczbie atomowej ma większą aktywność chemiczną od fluorowca o większej liczbie atomowej i wypiera go z roztworu jego soli zawierającej jego aniony.

Aktywność chemiczna fluorowców jest ściśle związana z ich potencjałami standardowymi redukcji. Wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej fluorowców, wartości ich potencjałów standardowych redukcji maleją, co potwierdza, że fluor jest najbardziej aktywnym fluorowcem (tabela 23.).

Tabela 23. Potencjały standardowe redukcji fluorowców

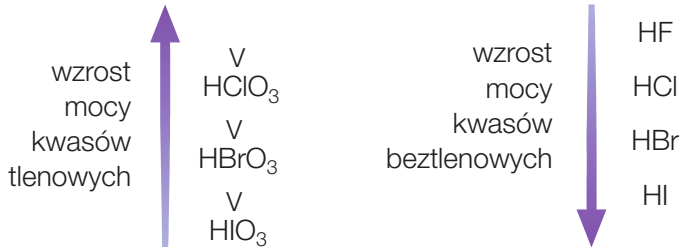
Równanie reakcji	E°, V
$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	2,866
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	1,358
$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	1,066
$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	0,536

Związki chemiczne fluorowców

Tlenki fluorowców są na ogół związkami nietrwałymi. Powstają w sposób pośredni, a nie na skutek bezpośredniej syntezy z pierwiastków chemicznych. Wszystkie są **tlenkami kwasowymi**.

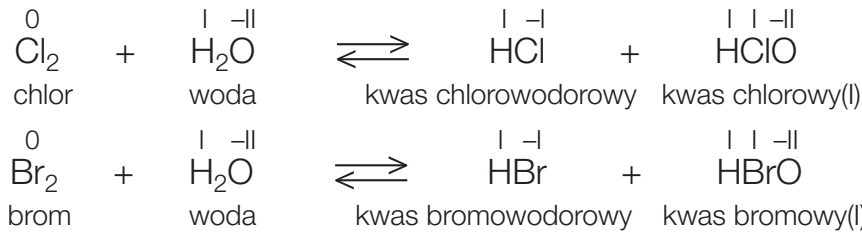
Fluorowce, oprócz fluoru, tworzą wiele **kwasów tlenowych**. Moc tych kwasów wzrasta wraz ze zmniejszaniem się liczby atomowej fluorowca (rys. 51.), a także wraz ze zwiększaniem się liczby atomów tlenu w cząsteczce kwasu.

Wszystkie fluorowce tworzą z wodorem **fluorowcowodory** HX (o budowie kowalencyjnej), które w wodnych roztworach mają właściwości kwasowe. Moc tych **kwasów beztlenowych** wzrasta wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej fluorowca (rys. 51.). Jest to spowodowane osłabieniem wiązania H–X, następującym w miarę zwiększania się rozmiarów atomów fluorowca. Zwiększa się wówczas łatwość odszczepiania jonów H^+ , co sprzyja powstawaniu jonów H_3O^+ w roztworze, czyli wzrasta moc takiego kwasu. **Sole kwasów fluorowcowodorowych**, w których fluorowce tworzą anion prosty, są nazywane halogenkami.



Rys. 51. Zmiana mocy kwasów fluorowców.

W wodnych roztworach chloru i bromu zachodzą reakcje chemiczne prowadzące do powstania odpowiednich kwasów:



Procesy te są przykładami **reakcji dysproporcjonowania** (dysmutacji), czyli równoczesnego utleniania i redukcji tego samego pierwiastka chemicznego.

Moc kwasów tlenowych chloru i bromu wzrasta wraz ze zwiększaniem się stopnia utlenienia atomów tych pierwiastków chemicznych (rys. 52.)

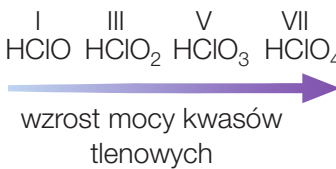
Fluorowce łatwo tworzą związki chemiczne z metalami. W wyniku połączenia z metalami 1. i 2. grupy układu okresowego powstają **sole** o wiązaniach jonowych. W związkach chemicznych z metalami na wyższych stopniach utlenienia mogą występować wiązania kowalencyjne spolaryzowane.

Fluorowce często łączą się z innymi niemetalami, np.: SF_6 , PCl_3 , PCl_5 , CCl_4 , a także wzajemnie ze sobą: ClF , ClF_3 , BrF , ICl , IBr .

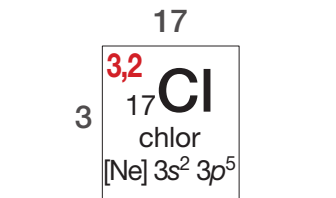
Właściwości chloru $_{17}\text{Cl}$

Chlor (w temperaturze $T = 25^\circ\text{C}$ i pod ciśnieniem $p = 1013,25 \text{ hPa}$) jest **zielonożółtym gazem** (fot. 101., s. 289) o gęstości 2,5-krotnie większej od gęstości powietrza. Ma charakterystyczny **duszący zapach** i jest **bardzo trujący**. **Dość dobrze rozpuszcza się w wodzie**, a powstały roztwór nazywa się wodą chlorową $\text{Cl}_{2(\text{aq})}$. Atomy chloru w związkach chemicznych występują na **–I, I, III, V, VII stopniu utlenienia**.

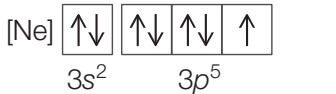
Reakcje dysproporcjonowania
→ patrz s. 36



Rys. 52. Zmiana mocy kwasów tlenowych chloru.



Konfiguracja elektronowa atomu $_{17}\text{Cl}$:



Doświadczenie 41.



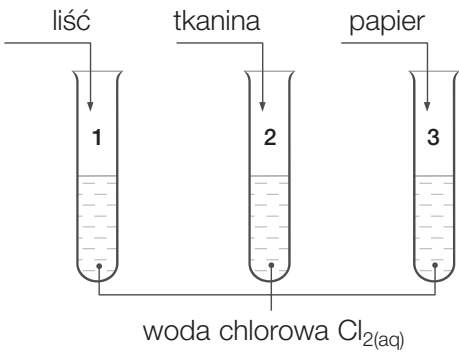
Działanie chloru na substancje barwne

! Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: woda chlorowa, zielony liść, barwna tkanina, papier, atrament.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korki.

Instrukcja: Do trzech probówek zawierających wodę chlorową dodaj kolejno: do 1. probówki – zielony liść, do 2. – skrawek wilgotnej, kolorowej tkaniny, do 3. – kawałek wilgotnego papieru zabarwionego atramentem (schemat). Zamknij probówki korkami.



ciąg dalszy doświadczenia na s. 294

początek doświadczenia na s. 293

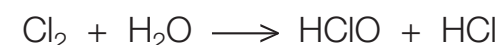
Obserwacje: Substancje we wszystkich probówkach odbarwiają się (fot. 103.).



Fot. 103. Wpływ wody chlorowej na barwniki w: liściu, tkaninie, atramencie.

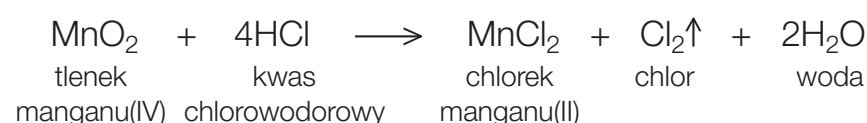
Wniosek: Woda chlorowa ma właściwości wybielające, m.in. dzięki powstawaniu silnie utleniającego kwasu chlorowego(I).

Równanie zachodzącej reakcji dysproporcjonowania $\text{Cl}_{2(aq)}$:



Otrzymywanie chloru

Chlor można otrzymać w wyniku reakcji chemicznej stężonego kwasu chlorowodorowego z manganianem(VII) potasu lub tlenkiem manganu(IV):



Doświadczenie 42.



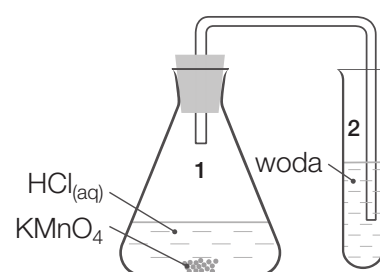
Otrzymywanie chloru

! Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium), zachowując szczególną ostrożność.

Odczynniki: stężony kwas chlorowodorowy, manganian(VII) potasu, woda.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolba stożkowa, wkraplacz, probówka, korek, rurka odprowadzająca, statyw, tyżeczka porcelanowa.

Instrukcja: Do kolby wsyp tyżeczkę manganianu(VII) potasu i wkraplaj stężony kwas chlorowodorowy do wystąpienia wyraźnych objawów reakcji chemicznej. Kolbę zamknij korkiem z rurką odprowadzającą (schemat).



ciąg dalszy doświadczenia na s. 295

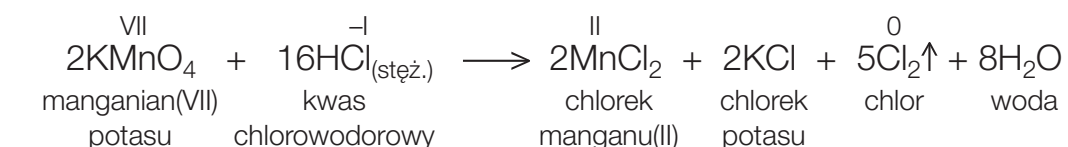
początek doświadczenia na s. 294

Obserwacje: W kolbie wydziela się zielonożółty gaz, który powoduje, że ciecz w probówce 2. barwi się na jasnożółto. Wyczuwalny jest charakterystyczny, duszący zapach.

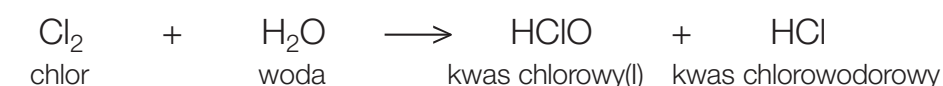
Wniosek: Stężony kwas chlorowodorowy reaguje z manganianem(VII) potasu. Produktem tej reakcji chemicznej jest chlor, który reaguje z wodą – powstaje woda chlorowa.

Zaszły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:

Kolba stożkowa



Probówka



Związki chemiczne chloru

Chlor reaguje z metalami, m.in. z sodem.



Doświadczenie 43.



Reakcja chloru z sodem

! Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium). Zachowaj szczególną ostrożność. Nie dotykaj sodu metalicznego.

Odczynniki: chlor, sód, woda destylowana, roztwór azotanu(V) srebra(I).

Szkło laboratoryjne: kolba stożkowa.

Instrukcja: Do kolby stożkowej wypełnionej chlorem wrzuć niewielki kawałek sodu (schemat). Następnie, po zakończeniu reakcji chemicznej, wlej do kolby niewielką ilość wody destylowanej i dodaj kilka kropli roztworu azotanu(V) srebra(I).

Obserwacje: Sód gwałtownie spala się w chlorze (fot. 104.). Powstaje biała substancja, która dobrze rozpuszcza się w wodzie. W wyniku dodania do jej roztworu azotanu(V) srebra(I) strąca się biały, serowaty osad. Reakcjom chemicznym towarzyszy emisja światła i dużej ilości ciepła.

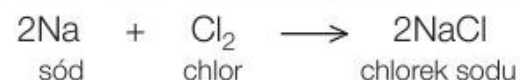
Fot. 104. Kolba, w której przebiega reakcja chemiczna chloru z sodem, silnie się nagrzewa.



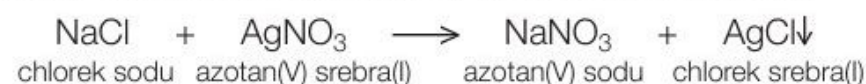
ciąg dalszy doświadczenia na s. 296

początek doświadczenia na s. 295

Wniosek: Chlor reaguje gwałtownie z metalami aktywnymi chemicznie. Reakcja chemiczna przebiega zgodnie z równaniem:



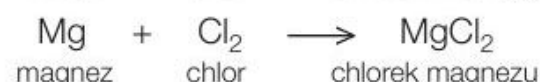
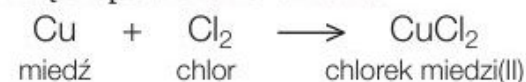
W roztworze wodnym powstałej soli obecne są jony: Na^+ i Cl^- . Po dodaniu do roztworu azotanu(V) srebra(I) powstaje trudno rozpuszczalny w wodzie biały, serowaty osad chlorku srebra(I):



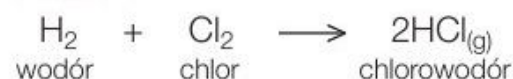
zapis cząsteczkowy

zapis jonowy skrócony

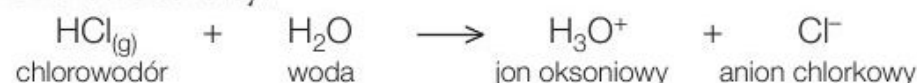
Chlor reaguje również z innymi metalami, a produktami tych reakcji chemicznych są odpowiednie chlorki:



Chlor bezpośrednio łączy się także z wodorem. W ten sposób powstaje gazowy chlorowódor:



Chlorowódor rozpuszcza się w wodzie, w wyniku czego powstaje kwas chlorowodorowy:



Chlor tworzy wiele połączeń z tlenem. Należą do nich tlenki chloru, kwasy tlenowe chloru (tabela 24.) oraz ich sole (chlorany). W związkach tych atomy chloru występują na różnych stopniach utlenienia. Ważnym tlenkiem chloru jest tlenek chloru(VII) Cl_2O_7 – bezbarwna ciecz, bardzo silny utleniacz. Jest on tlenkiem kwasowym kwasu chlorowego(VII) HClO_4 . **Chlorany**, np. chloran(I) sodu NaClO , wykazują silne właściwości bakteriobójcze.

Tabela 24. Stopnie utlenienia atomu chloru w wybranych tlenkach i kwasach tlenowych

Stopień utlenienia atomu chloru	Tlenki		Kwasy tlenowe	
	nazwa	wzór	nazwa	wzór
I	tlenek chloru(I)	Cl_2O	kwas chlorowy(I)	HClO
IV	tlenek chloru(IV)	ClO_2	–	–
V	–	–	kwas chlorowy(V)	HClO_3
VII	tlenek chloru(VII)	Cl_2O_7	kwas chlorowy(VII)	HClO_4

Zastosowania fluorowców

Fluor jest składnikiem kwasu fluorowodorowego, który wykorzystuje się do zdobienia powierzchni szklanych, ponieważ reaguje on z tlenkiem krzemu(IV) i szkłem.



produkcja szkła



medycyna



przemysł spożywczy



rolnictwo

Fluor

Jest składnikiem środków dezynfekcyjnych oraz **past do zębów**. Stosuje się go do produkcji smarów i olejów. Związek chemiczny fluoru – heksafluorek uranu UF_6 (gaz) – wykorzystuje się do rozdzielania izotopów uranu (U-235 i U-238).

Chlor

To popularny **środek wybielający** w przemyśle włókienniczym i celulozowym. Jest również składnikiem środków owadobójczych.

Brom

Stosuje się go do produkcji **pestycydów**, barwników, leków uspokajających. Wchodzi także w skład środków antydetonacyjnych dodawanych do benzyn wysokooktanowych.

Jod

Jodyna, czyli 3-procentowy roztwór jodu w etanolu, jest **środkiem odkażającym**, a promieniotwórcze izotopy jodu, m.in. ^{131}I , służą do diagnozowania i leczenia zaburzeń tarczycy. Jod wykorzystuje się w przemyśle spożywczym do otrzymywania soli jodowanej.

Astat

Stosuje się go w **radioterapii nowotworów** jako emiter cząstek α .

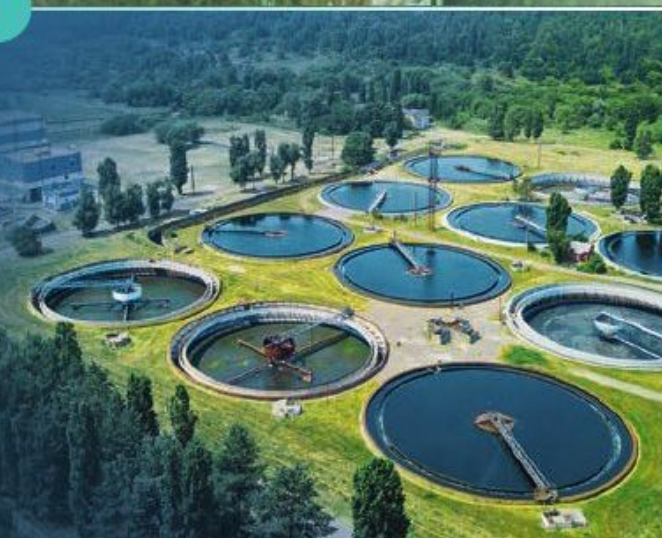


Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

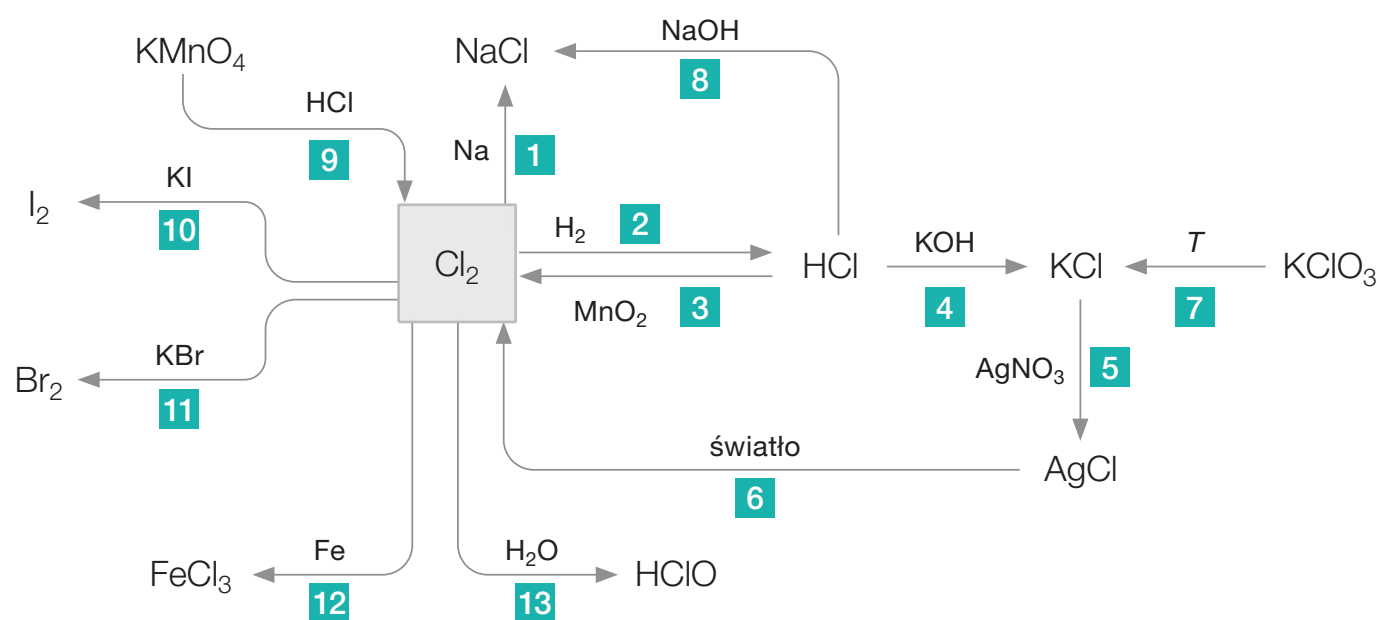
Chlor jest stosowany do dezynfekcji wody pitnej. Dzięki chlorowaniu wody giną bakterie i wirusy mogące powodować choroby lub epidemie. Jest to jedna z najtańszych i najpowszechniejszych metod dezynfekcji wody, dlatego stosuje się ją m.in. w stacjach uzdatniania wody wodociągowej.

Wyszukaj i zaprezentuj

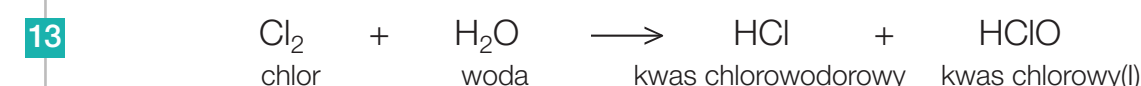
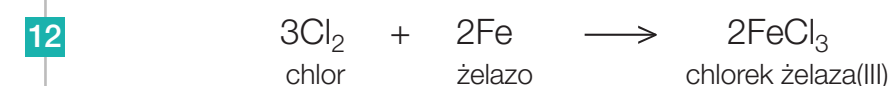
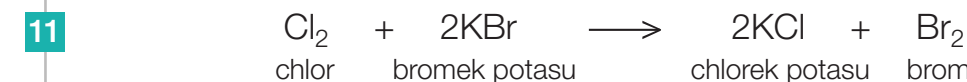
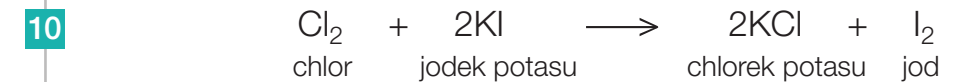
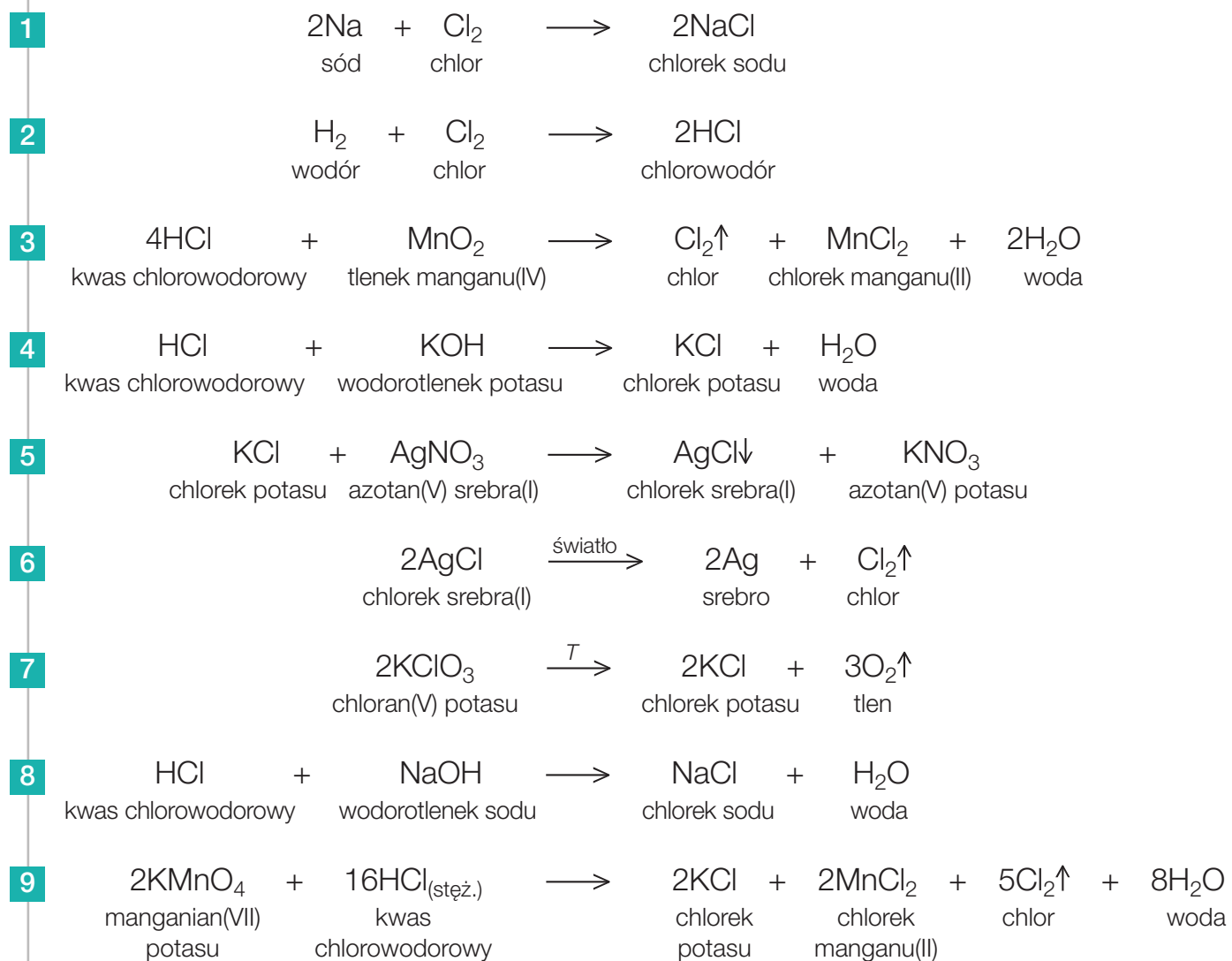
Jakie są metody dezynfekcji wody?



Ciągi przemian chemicznych – chlor



Równania reakcji chemicznych:

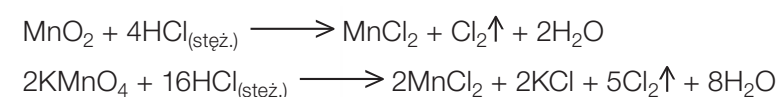


Ważne w temacie *Fluorowce*

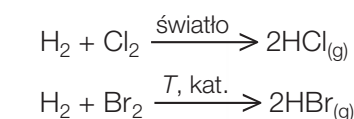
1. Analizuję i porównuję właściwości fizyczne i chemiczne fluorowców

- stany skupienia fluorowców: gazy (F, Cl), ciecz (Br) i substancje stałe (I, At)
- niemetale (F, Cl, Br, I) i metale (At)
- mają różne barwy: bladożółtą (F), zielonożółtą (Cl), ciemnobrunatną (Br), szaroczną (I)
- mają charakterystyczne zapachy
- wraz ze wzrostem liczby atomowej fluorowca temperatury topnienia i wrzenia wzrastają
- fluor i chlor są bardziej lotne niż brom i jod
- reaktywność fluorowców – maleje w grupie wraz ze wzrostem numeru okresu; fluor jest najbardziej reaktywnym pierwiastkiem w tej grupie, reaguje z prawie wszystkimi innymi pierwiastkami, często gwałtownie
- elektroujemność fluorowców maleje w grupie wraz ze wzrostem numeru okresu – fluor ma najwyższą elektroujemność spośród wszystkich pierwiastków
- tworzą związki z wieloma innymi pierwiastkami, w tym z:
 - ▶ metalami, tworząc halogenki
 - ▶ wodorem, tworząc wodorki o charakterze kwasowym

2. Piszę równania reakcji otrzymywania chloru w reakcjach $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ z MnO_2 lub z KMnO_4

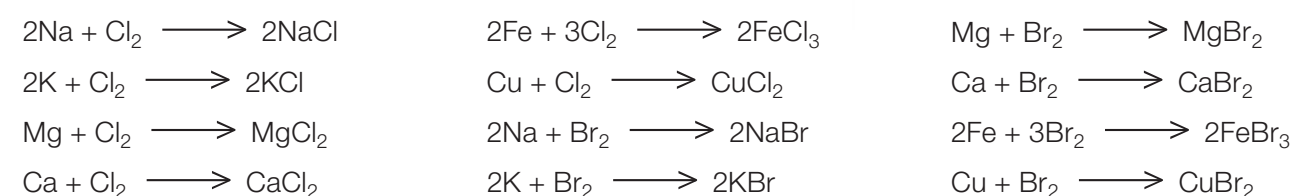


3. Piszę równania reakcji wodoru z fluorowcami (Cl_2 , Br_2)



Fluorowce

4. Piszę równania reakcji chloru i bromu z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu)



Zadania do tematu



1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 298 i 299) i wykonaj polecenia (a–c).
- a) Podaj numery równań reakcji chemicznych, które umożliwiają porównanie aktywności chemicznej fluorowców.
- b) Wskaż numery równań reakcji chemicznych, w których chlor pełni funkcję reduktora.
- c) Narysuj schemat i podaj przewidywane obserwacje do doświadczenia chemicznego, podczas którego zachodzi reakcja chemiczna o równaniu oznaczonym numerem 7.
2. Atomy dwóch fluorowców X i Y różnią się liczbą protonów w jądrze atomowym – jeden z nich ma o 18 protonów więcej niż drugi. Fluorowiec X reaguje z solą potasową fluorowca Y zgodnie ze schematem: $X_2 + 2KY \longrightarrow 2KX + Y_2$
- Ustal, jakie to pierwiastki chemiczne. Wybierz poprawną odpowiedź.
- a) X: chlor, Y: brom b) X: brom, Y: chlor c) X: jod, Y: brom d) X: brom, Y: jod
3. Wskaż substancje (a–d), których wodne roztwory po zmieszaniu nie będą reagowały ze sobą. Uzasadnij swój wybór.
- a) KI i Cl₂ b) KBr i Cl₂ c) KBr i I₂ d) KI i Br₂
4. Podaj wzór sumaryczny tlenku chloru, którego gęstość w warunkach normalnych wynosi 3,01 $\frac{g}{dm^3}$.
5. W tabeli podano wartości temperatur wrzenia wybranych wodorków fluorowców. Wskaż punkt (a–d), w którym wyjaśniono wysoką temperaturę wrzenia HF.

Wzór związku chemicznego	HF	HCl	HBr	HI
Temperatura wrzenia, °C	19,5	–85,0	–66,8	–35,4

- a) Masa atomowa fluoru jest mniejsza od mas atomowych pozostałych fluorowców.
- b) Długość wiązania H–F jest mniejsza niż wiązań w H–Cl, H–Br i H–I.
- c) Cząsteczki HF ulegają asocjacji.
- d) Cząsteczki HF w wodnym roztworze ulegają dysocjacji elektrolitycznej.

6. Tlenek chloru(IV) w reakcji z zasadami ulega dysproporcjonowaniu: $2ClO_2 + 2NaOH \longrightarrow NaClO_2 + NaClO_3 + H_2O$
- Przeprowadzono dwa doświadczenia chemiczne (I i II), w których do dwóch roztworów wodorotlenku sodu o tej samej objętości i różnym stężeniu molowym NaOH wprowadzano gazowy tlenek chloru(IV). Stosunek molowy tlenku chloru(IV) do wodorotlenku sodu w każdym z doświadczeń podano w poniższej tabeli.

Numer doświadczenia	Stosunek molowy ClO ₂ : NaOH
I	1 : 1
II	1 : 2

- Po zakończeniu obu doświadczeń stwierdzono, że w każdym z nich tlenek chloru(IV) przereagował całkowicie, zgodnie z podanym równaniem reakcji dysproporcjonowania, a odczyn obu uzyskanych roztworów był zasadowy, przy czym pH roztworu uzyskanego w doświadczeniu II było wyższe niż pH roztworu otrzymanego w doświadczeniu I.
- a) Wyjaśnij, dlaczego w doświadczeniu I odczyn uzyskanego roztworu był zasadowy.
- b) Wyjaśnij, dlaczego pH roztworu uzyskanego w doświadczeniu II było wyższe niż pH roztworu otrzymanego w doświadczeniu I.

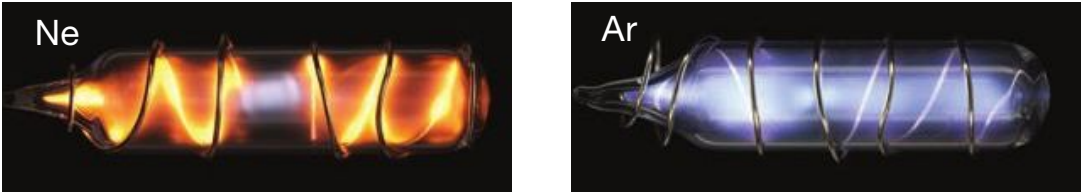
26 Helowce

Ważne w tym temacie:

- podobieństwa we właściwościach pierwiastków 18. grupy układu okresowego



Helowce, czyli pierwiastki chemiczne 18. grupy układu okresowego, nazywane są **gazami szlachetnymi**. W silnym polu elektrycznym helowce emitują światło o charakterystycznych barwach (fot. 105.).



Fot. 105. Barwy światła emitowane przez neon i argon.

Występowanie helowców w środowisku przyrodniczym

Helowce występują w atmosferze ziemskiej w niewielkich ilościach. Argon stanowi ok. 1 % (procent objętościowy) atmosfery, natomiast pozostałe helowce, czyli: hel He, neon Ne, krypton Kr, ksenon Xe oraz promieniotwórczy radon Rn, występują w śladowych ilościach.

Właściwości helowców

Helowce są bezbarwnymi i bezwonnymi gazami, bardzo trudno rozpuszczalnymi w wodzie. W odróżnieniu od innych pierwiastków gazowych **helowce występują w postaci atomów i nie tworzą cząsteczek dwuatomowych**. Są stosunkowo bierne chemicznie i mają bardzo wysokie wartości energii jonizacji. W grupie wraz ze wzrostem liczby atomowej helowców zwiększają się promień atomu oraz temperatura wrzenia.

Atomy helowców mają konfigurację elektronową powłoki walencyjnej ns^2np^6 , która jest całkowicie wypełniona 8 elektronami (oktet), a w przypadku helu $1s^2$ – 2 elektronami (dublet). Taka konfiguracja elektronowa jest **bardzo trwała**, dlatego inne pierwiastki chemiczne dążą do jej uzyskania w reakcjach chemicznych.

Zastosowania helowców

Pod wpływem działania prądu elektrycznego gazy szlachetne świecą. Zjawisko to wykorzystuje się w lampach jarzeniowych stosowanych w reklamach świetlnych.



■ Neon

Napełnia się nim lampy jarzeniowe o jasnym, czerwonym świetle, tzw. **neony**, a także lampy przeciwmgielne. Jest również używany w kriogenice do uzyskiwania niskich temperatur.

■ Argon

Jako gaz obojętny jest stosowany podczas **spawania**, jako gaz ochronny – do produkcji wysokiej czystości germanu i krzemu.



■ Krypton

Wykorzystuje się go do wypełniania żarówek o dużej mocy, a także szyb zespolonych w nowoczesnych oknach.

■ Ksenon

Światło **żarówek ksenonowych** nie męczy oczu i dobrze odwzorowuje barwy, dlatego używa się ich w reflektorach samochodowych.



medycyna



motoryzacja



spawanie



produkcja żarówek



■ Radon

Stosuje się go w radioterapii nowotworów jako źródło promieni γ .

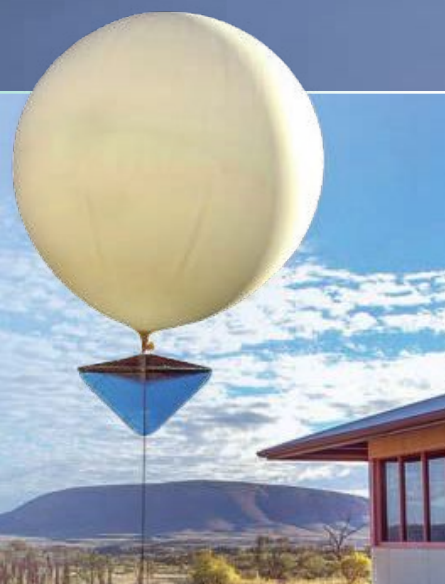


Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

Hel jest gazem niepalnym i ma gęstość mniejszą od gęstości powietrza. Dlatego jest wykorzystywany m.in. do napełniania balonów meteorologicznych. Umieszczone w nich sondy mierzą temperaturę, wilgotność, ciśnienie atmosferyczne oraz kierunek i prędkość wiatru na różnych wysokościach. Zebrane w ten sposób dane pomagają przewidywać pogodę oraz zagrożenia, np. powodzie.

► Wyszukaj i zaprezentuj

Jakie są inne zastosowania helu?



■ Związki chemiczne helowców

Do 1962 r. nie udało się otrzymać żadnego związku chemicznego helowca. Obecnie znane są związki chemiczne takich gazów szlachetnych jak krypton Kr, ksenon Xe i radon Rn. Krypton i ksenon tworzą związki z fluorem i tlenem, np.:

XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 , XeO_4 , KrF_2 i KrF_4 .

Ksenon tworzy połączenia XeZF_6 , w których Z oznacza pierwiastek chemiczny, np.: Pt, P, Sb, Si i Rb. Te związki chemiczne hydrolizują do wolnego ksenonu i jego tlenku (atom Xe na VI stopniu utlenienia), który jest bardzo silnym utleniaczem.

Znane są również nietrwałe **połączenia klatratowe helowców**, w których helowiec znajduje się wewnątrz sieci krystalicznej (jak w klatce) innego związku chemicznego [łac. *clathratus* – okratowany, zamknięty]. Nie są to jednak połączenia chemiczne (brak wiązań chemicznych). Po rozpuszczeniu lub stopieniu sieci krystalicznej następuje uwolnienie atomu helowca.

Ważne w temacie Helowce

Wymieniam właściwości helowców

- bezbarwne i bezwonne gazy
- bardzo słabo rozpuszczalne w wodzie
- radon jest pierwiastkiem promieniotwórczym
- występują w postaci atomów
- są stosunkowo bierne chemicznie
- mają bardzo wysokie wartości energii jonizacji
- emitują światło w polu elektrycznym

Helowce

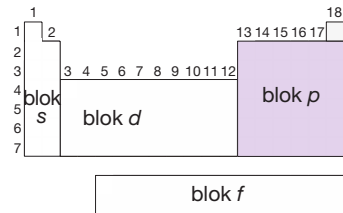
Zadania do tematu



ROZWIĄZ
W ZESZYCIE

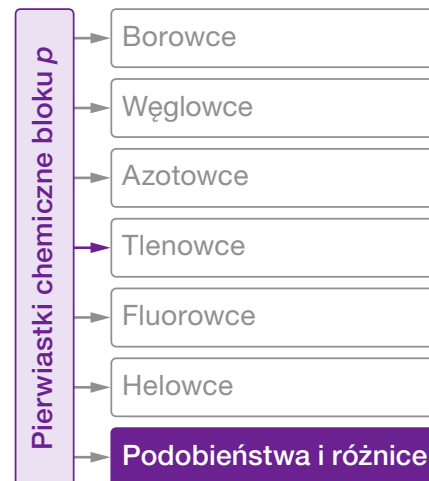
1. Przedstaw rozmieszczenie elektronów w atomie kryptonu (w stanie podstawowym) w postaci:
 - a) zapisu pełnego,
 - b) zapisu graficznego (schematu klatkowego).
2. Pewien pierwiastek chemiczny występuje w postaci trzech naturalnych izotopów o liczbach masowych 36, 38, 40. Zawartość procentowa ich atomów wynosi odpowiednio 0,337 %, 0,063 % i 99,60 %. Oblicz średnią masę atomową tego pierwiastka chemicznego oraz podaj jego nazwę.

27 Blok p – podsumowanie



Ważne w tym temacie:

- opisywanie podobieństw we właściwościach pierwiastków chemicznych bloku p w grupach układu okresowego i różnic we właściwościach tych pierwiastków chemicznych w okresach



Blok p tworzą pierwiastki chemiczne **grup od 13. do 18. układu okresowego** (oprócz helu).

Konfiguracja elektronowa

Atomy pierwiastków chemicznych bloku p rozbudowują podpowłokę np (tabela 25.) przy zapełnionej podpowłoce ns powłoki walencyjnej (ns^2np). Pierwiastki chemiczne kolejnych grup różnią się liczbą elektronów walencyjnych. Mają więc różne właściwości.

Tabela 25. Konfiguracje elektronów walencyjnych atomów wybranych pierwiastków chemicznych bloku p

Numer grupy	13	14	15	16	17	18
Symbol pierwiastka chemicznego	B	C	N	O	F	Ne
Konfiguracja elektronów walencyjnych atomu	$2s^2 2p^1$	$2s^2 2p^2$	$2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^4$	$2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^6$

Właściwości pierwiastków chemicznych bloku p

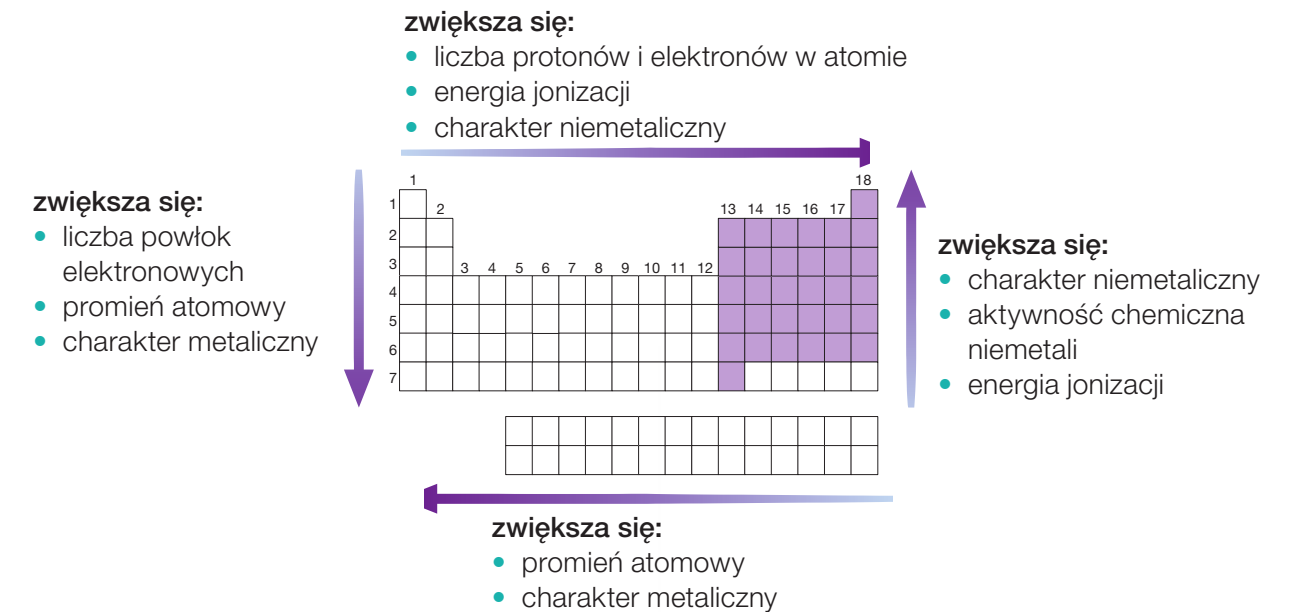
W 13. grupie układu okresowego przeważają **metale**. W każdej kolejnej grupie (o wyższym numerze) jest więcej pierwiastków chemicznych o charakterze niemetalicznym.

Atomy o małej liczbie elektronów walencyjnych (13. grupa) oddają je w reakcjach chemicznych i tworzą kationy. Jest to zachowanie charakterystyczne dla metali wykazujących niewielką elektroujemność. Atomy o większej liczbie elektronów walencyjnych, np. z grup 16. i 17., łatwiej przyłączają elektrony, w wyniku czego tworzą się aniony. Jest to zachowanie charakterystyczne dla niemetałów wykazujących wysoką elektroujemność. Łatwość tworzenia kationów, czyli charakter metaliczny, wzrasta w grupach wraz ze zwiększaniem się rozmiarów atomów pierwiastków chemicznych.

Ważne w temacie Blok p – podsumowanie

Porównuję wybrane właściwości pierwiastków grup 13.–18. układu okresowego

- atomy pierwiastków chemicznych bloku p rozbudowują podpowłokę np przy zapełnionej podpowłoce ns powłoki walencyjnej
- różnią się od siebie liczbą elektronów walencyjnych i mają różne właściwości

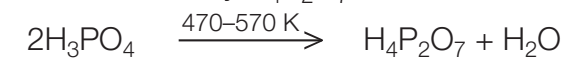


Blok p – podsumowanie

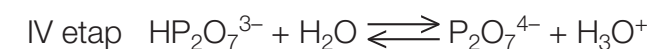
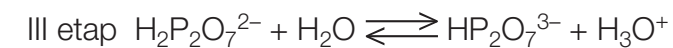
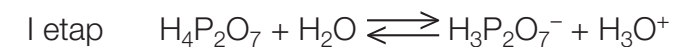
Zadania do tematu



1. Ogrzewanie kwasu fosforowego(V) w temperaturze 470–570 K prowadzi do jego odwodnienia, w którego trakcie z dwóch cząsteczek H_3PO_4 wydziela się jedna cząsteczka wody i powstaje kwas ortodifosforowy $H_4P_2O_7$:



Kwas ortodifosforowy (kwas pirofosforowy) jest kwasem czteroprotonowym, który dysocjuje w roztworze wodnym zgodnie z równaniami:



Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2012.

- Napisz wzór elektronowy (kreskowy) kwasu ortodifosforowego, jeśli wiadomo, że obydwa atomy fosforu w tym kwasie są równocenne (równoważne), przyjmują stopień utlenienia V i łączą się ze sobą poprzez atom tlenu.
- Napisz wzory drobin występujących w III etapie dysocjacji kwasu ortodifosforowego i tworzących pary kwas–zasada Brønsteda.
- Poniżej w przypadkowej kolejności przedstawiono wartości stałych dysocjacji kwasu ortodifosforowego dla poszczególnych etapów dysocjacji. Przyporządkuj wartości stałych dysocjacji do etapów.

$7,94 \cdot 10^{-3}$ $4,79 \cdot 10^{-10}$ $2,00 \cdot 10^{-7}$ $1,23 \cdot 10^{-1}$

Podsumowanie

Blok p

Blok p obejmuje pierwiastki chemiczne **13.–18. grupy układu okresowego**: borowce, węglowce, azotowce, tlenowce, fluorowce, helowce (bez helu). Atomy pierwiastków chemicznych bloku p mają rozbudowaną podpowłokę np przy wypełnionej podpowłoczce ns powłoki walencyjnej.

- Pierwiastki chemiczne kolejnych grup **różnią się od siebie liczbą elektronów walencyjnych**, co ma decydujący wpływ na ich właściwości. W 13. grupie przeważają metale. Im wyższy jest numer grupy, tym więcej jest w niej pierwiastków chemicznych o charakterze niemetalicznym.
- Wraz **ze zwiększaniem się liczby atomowej Z** w danej grupie **wzrasta charakter metaliczny** pierwiastków chemicznych i **zmniejsza się ich elektroujemność**.

Pierwiastki chemiczne o większej liczbie elektronów walencyjnych, np. tlenowce i fluorowce, tworzą **jony ujemne**, a w miarę zwiększania się liczby atomowej w grupie – również jony dodatnie.

Atomy **węglowców** mogą przyjmować stopnie utlenienia od –IV do IV, **azotowców** od –III do V, **tlenowców** od –II do V, **fluorowców** od –I do VII.

Równania reakcji chemicznych wybranych pierwiastków chemicznych grup 13.–16.

Symbol i nazwa	Reakcje	
	z metalami	z niemetalami
O tlen	Tworzy tlenki, nadrtlenki i ponadrtlenki, np.: $2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$ $\text{K} + \text{O}_2 \rightarrow \text{KO}_2$ $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$ $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$ $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$	Tworzy tlenki, np.: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}$
N azot	Tworzy azotki, np.: Ba_3N_2 , Mg_3N_2	Tworzy azotki, np.: NH_3 , Si_3N_4
S siarka	Tworzy siarczki, np.: $2\text{Na} + \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$ $2\text{K} + \text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S}$ $\text{Mg} + \text{S} \rightarrow \text{MgS}$	Tworzy siarczki, np.: H_2S , CS_2 $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$
C węgiel	Tworzy węgliki, np.: Al_4C_3 , ZrC	Tworzy węgliki, np.: SiC , B_4C
P fosfor	Tworzy fosforki, np.: Na_3P , AlP	Tworzy różne związki chemiczne, np.: PH_3 , PCl_3
Cl chlor	Tworzy chlorki, np.: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$ $2\text{K} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl}$ $\text{Mg} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2$	Tworzy różne związki chemiczne, np.: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$

Reakcje chemiczne glinu

- Charakter chemiczny tlenku: Al_2O_3 – amfoteryczny
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- Charakter chemiczny wodorotlenku: $\text{Al}(\text{OH})_3$ – amfoteryczny
 $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
 $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- Reakcje chemiczne z niemetalami:
 $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$ $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$ $2\text{Al} + 3\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$
- Reakcje z kwasami nieutleniającymi:
 $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$
- Reakcje z kwasami utleniającymi – w stężonym roztworze HNO_3 glin ulega pasywacji, tzn. pokrywa się Al_2O_3 .
 $2\text{Al} + 6\text{HNO}_{3(\text{stęż.})} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$

Porównanie właściwości wybranych niemetalu grup 13.–17.

Symbol i nazwa		Właściwości fizyczne i chemiczne	Blok konfiguracyjny i skrócona konfiguracja elektronowa (stan podstawowy)	Typowe stopnie utlenienia	Charakter chemiczny tlenków $E_2^n\text{O}_n$
wzrost elektroujemności	O tlen	• gaz (O_2) • bezbarwny • słabo rozpuszcza się w wodzie • bezwonny • podtrzymuje spalanie	p [He] $2s^2 2p^4$	–II	Tworzy tlenki, których charakter chemiczny może być: • obojętny, np. CO • kwasowy, np. SO_3 • zasadowy, np. Na_2O • amfoteryczny, np. Al_2O_3
	Cl chlor	• gaz (Cl_2) • barwa żółtozielona • dobrze rozpuszcza się w wodzie (tzw. woda chlorowa) • charakterystyczny zapach	p [Ne] $3s^2 3p^5$	–I, I, III, V, VII	• Cl_2O – kwasowy • Cl_2O_3 – kwasowy • Cl_2O_5 – kwasowy • Cl_2O_7 – kwasowy
	N azot	• gaz (N_2) • bezbarwny • słabo rozpuszcza się w wodzie • bezwonny	p [He] $2s^2 2p^3$	–III, I, II, III, IV, V	N_2O – obojętny NO – obojętny N_2O_3 – kwasowy NO_2 – kwasowy N_2O_5 – kwasowy
	S siarka	• substancja stała • barwa żółta • kilka odmian alotropowych • nie rozpuszcza się w wodzie • charakterystyczny zapach	p [Ne] $3s^2 3p^4$	–II, IV, VI	SO_2 – kwasowy SO_3 – kwasowy
	C węgiel	• substancja stała • kilka odmian alotropowych • nie rozpuszcza się w wodzie	p [He] $2s^2 2p^2$	–IV, II, IV	CO – obojętny CO_2 – kwasowy
	P fosfor	• substancja stała • kilka odmian alotropowych • nie rozpuszcza się w wodzie	p [Ne] $3s^2 3p^3$	–III, III, V	P_4O_6 – kwasowy P_4O_{10} – kwasowy

Sposób na zadania

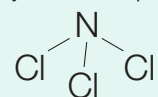
Tróchlorok azotu NCl_3 to związek chemiczny, którego:

- temperatura topnienia (pod ciśnieniem 1013 hPa) wynosi $T_t = -40\text{ }^\circ\text{C}$,
- temperatura wrzenia (pod ciśnieniem 1013 hPa) jest równa $T_w = 71\text{ }^\circ\text{C}$.

Tróchlorok azotu reaguje z parą wodą z utworzeniem amoniaku i kwasu chlorowego(II).

a) Rozstrzygnij, czy miara kąta między osiami wiązań N—Cl w cząsteczce tróchlorku azotu jest równa 120° , czy jest mniejsza niż 120° . Uzasadnij swoją odpowiedź. Odnies się do budowy cząsteczki tego związku.

Można przyjąć, że orbitale walencyjne atomu azotu mają hybrydyzację sp^3 . W takim przypadku cząsteczka NCl_3 ma budowę przestrzenną, a jej kształt to piramida trygonalna:



Miara kąta między wiązaniami N—Cl nie może wynosić 120° – kąt ten jest znacznie mniejszy.

Rozstrzygnięcie:

Uzasadnienie:

Rozwiązanie:

Rozstrzygnięcie: Miara kąta między osiami wiązań N—Cl w cząsteczce NCl_3 jest mniejsza niż 120° .

Uzasadnienie: Cząsteczka NCl_3 ma budowę przestrzenną. Kąt, który tworzy się między wiązaniami N—Cl, musi być mniejszy niż 120° .

ALBO

Kąt 120° , który występuje między osiami wiązań, jest charakterystyczny dla cząsteczki AB_3 , której atom centralny nie zawiera wolnej pary elektronowej. W przypadku cząsteczki NCl_3 atom centralny zawiera wolną parę elektronową (cząsteczka typu AB_3E), dlatego kąt między wiązaniami N—Cl będzie mniejszy niż 120° .

b) Napisz, jaki stan skupienia ma tróchlorok azotu w warunkach normalnych.

Rozwiązanie:

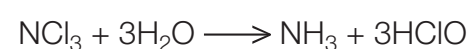
NCl_3 w warunkach normalnych ($0\text{ }^\circ\text{C}$) będzie cieczą.

Aby móc określić stan skupienia danej substancji w podanych warunkach, należy znać jej temperatury topnienia i wrzenia. Dana substancja będzie:

- substancją stałą w temperaturze niższej niż jej temperatura topnienia,
- cieczą w temperaturze między jej temperaturą topnienia i jej temperaturą wrzenia,
- gazem w temperaturze wyższej niż jej temperatura wrzenia.

c) Napisz w sposób cząsteczkowy równanie reakcji hydrolizy tróchlorku azotu.

Rozwiązanie:



Aby poprawnie napisać równanie reakcji, należy przypomnieć sobie wzory amoniaku oraz kwasu chlorowego(II) – amoniak NH_3 , kwas chlorowy(II) HClO .

Rozwiąż Zadanie analogiczne, s. 309.

Zadanie analogiczne

W Sposobie na zadania na s. 308 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

Chlorek nitrozyłu NOCl to związek chemiczny, który tworzy się podczas przygotowywania wody królewskiej, czyli mieszaniny HNO_3 i HCl . W tej reakcji oprócz NOCl powstają także woda oraz zielonożółty gazowy pierwiastek o charakterystycznym zapachu. Chlorek nitrozyłu w warunkach pokojowych jest żółtopomarańczowym gazem. Ten związek ulega w wodzie hydrolizie z utworzeniem kwasu chlorowodorowego i słabego kwasu azotowego.

a) Narysuj wzór elektronowy cząsteczki chlorku nitrozyłu, wiedząc, że atom azotu jest atomem centralnym. Zaznacz kreskami wiążące i wolne pary elektronowe. Określ typ hybrydyzacji (sp , sp^2 , sp^3) orbitali walencyjnych atomu centralnego.

Wzór elektronowy:

Typ hybrydyzacji:

b) Oblicz gęstość NOCl w warunkach normalnych.

c) Napisz w sposób cząsteczkowy równanie opisanej reakcji:

- otrzymywania chlorku nitrozyłu (reakcja 1.),
- hydrolizy chlorku nitrozyłu (reakcja 2.).

Równanie reakcji 1.:

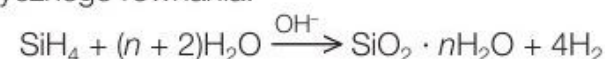
Równanie reakcji 2.:

Trening – rozwiąż zadania



Zadanie 1.

Krzem tworzy z wodorem związki zwane silanami (krzemowodorami). Najprostszy z nich – SiH_4 jest gazem o temperaturze wrzenia -112°C . Silany reagują gwałtownie z tlenem, a ich pary zapalają się w zetknięciu z powietrzem. Z czystą wodą lub wodą zakwaszoną silany nie reagują. Natomiast w obecności śladowych ilości alkaliów (w środowisku zasadowym) ulegają szybkiej hydrolizie, przechodząc w uwodnioną krzemionkę i wodór. Zachodzącą wówczas reakcję chemiczną można zapisać za pomocą schematycznego równania:



Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, t. 2, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2013.

Zadanie 1.1.

Uzupełnij poniższe zdania, podkreślając jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

W cząsteczce krzemowodoru SiH_4 orbitalom walencyjnym atomu krzemu przypisuje się hybrydyzację (sp / sp^2 / sp^3). W związku z tym cząsteczka SiH_4 przyjmuje kształt (liniowy / piramidy trygonalnej / tetraedyczny). W temperaturze -115°C krzemowodor występuje w (stałym / ciekłym / gazowym) stanie skupienia.

Zadanie 1.2.

Ustal wartość parametru stechiometrycznego n we wzorze uwodnionej krzemionki $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Wiadomo, że woda krystalizacyjna stanowi 37,5 % hydratu. Napisz równanie reakcji krzemowodoru z wodą w obecności śladowych ilości alkaliów.

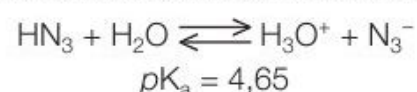
Zadanie 1.3.

Oceń czy podane informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, lub F – jeśli jest fałszywa.

1.	Tlenek krzemu(IV) tworzy kryształy molekularne, które są zbudowane z odrębnych cząsteczek. Takie struktury krystaliczne są stabilizowane przez oddziaływania międzycząsteczkowe.	P	F
2.	Wodór, który powstaje w reakcji krzemowodoru z wodą w środowisku zasadowym, jest gazem podtrzymującym spalanie.	P	F
3.	Krzemowodor jest cząsteczką przestrzenną, w której kąty między wiązaniami H—Si—H wynoszą ok. $109,5^\circ$.	P	F

Zadanie 2.

Azydek wodoru HN_3 , nazywany również kwasem azotowodorowym, to bezbarwna ciecz o nieprzyjemnym zapachu, silnie trująca i wybuchowa. Związek ten rozpuszcza się w wodzie, w której dysocjuje z odszczepieniem kationu wodoru zgodnie równaniem:



Źródło: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2012.
W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 2013.

Oblicz pH wodnego roztworu kwasu azotowodorowego o stężeniu $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Wynik końcowy napisz z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

6. Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – bloki d i f

Przypomnij sobie!

- ▶ Blok d tworzą pierwiastki chemiczne grup 3.–12. układu okresowego.
- ▶ Pierwiastki bloku d są metalami.
- ▶ Atomy większości pierwiastków chemicznych należących do bloku d mają **zapełnioną podpowłokę ns powłoki walencyjnej i rozbudowaną podpowłokę (n-1)d przedostatniej powłoki**.
- ▶ Blok f obejmuje pierwiastki chemiczne 6. i 7. okresu układu okresowego: **lantanowce i aktynowce**.



28 Chrom $_{24}\text{Cr}$

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	2																
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12								
5	6	7	8	9	10	11	12										
6	7	8	9	10	11	12											
7	8	9	10	11	12												



Fot. 106. Chrom jest twardym, kruchym metalem.

Ważne w tym temacie:

- klasyfikowanie tlenków chromu ze względu na ich charakter chemiczny
- projektowanie i przeprowadzanie doświadczenia, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny wodorotlenku chromu(III)
- badanie wpływu odczynu środowiska na przebieg reakcji utleniania-redukcji związków chromu
- przewidywanie produktów redukcji jonów dichromianowych(VI) w środowisku kwasowym i zapisywanie równania tej reakcji chemicznej

Pierwiastki chemiczne bloku d	Chrom $_{24}\text{Cr}$
	Mangan $_{25}\text{Mn}$
	Żelazo $_{26}\text{Fe}$
	Miedź $_{29}\text{Cu}$
	Podobieństwa i różnice

Chrom (fot. 106.) jest przedstawicielem **chromowców**, czyli pierwiastków chemicznych bloku *d* tworzących **6. grupę układu okresowego**. W środowisku przyrodniczym występuje w postaci związków chemicznych, głównie tlenków, a także jako składnik skał i minerałów.

Konfiguracja elektronowa atomu chromu

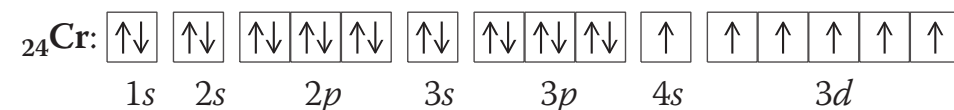
Konfiguracja elektronowa atomu chromu jest inna, niż wynika to z zasady dotyczącej zajmowania orbitali przez elektrony w kolejności wzrastania ich energii. Zgodnie z tą zasadą konfiguracja elektronowa chromu miałaby postać: $_{24}\text{Cr}$: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$.

W rzeczywistości konfiguracja elektronowa atomu chromu w stanie podstawowym jest następująca:



Atom chromu ma więc 6 elektronów walencyjnych.

Podpowłoka $3d$ może być wypełniona przez 10 elektronów. Częściowe lub całkowite jej wypełnienie jest bardziej korzystne energetycznie dla atomu niż zapełnienie podpowłoki $4s$. To odstępstwo od reguły jest nazywane **promocją elektronową**. W rezultacie **podpowłoka $3d$ jest obsadzona 5 niesparowanymi elektronami, a podpowłoka $4s$ – 1 elektronem**:



Stopnie utlenienia atomów chromu

W związkach chemicznych atom chromu przyjmuje najczęściej **stopnie utlenienia II, III i VI**, co wskazuje na udział elektronów z podpowłoki $3d$ w tworzeniu wiązań chemicznych.

Właściwości chromu

Chrom jest metalem aktywnym chemicznie. **Na powietrzu ulega pasywacji**, czyli na powierzchni metalu powstaje warstwa związku chemicznego, np. tlenku, która chroni metal przed dalszym utlenianiem.

Chrom jest odporny na działanie zarówno rozcieńzonego, jak i stężonego roztworu kwasu azotowego(V). Reaguje natomiast z kwasem chlorowodorowym i rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(VI) z wydzieleniem wodoru.

Tlenki i wodorotlenki chromu

Tlenki chromu w zależności od stopnia utlenienia atomu chromu mogą wykazywać zasadowy, amfoteryczny lub kwasowy charakter chemiczny, a wodorotlenki chromu – zasadowy lub amfoteryczny charakter chemiczny (tabela 26.).

Tabela 26. Charakter chemiczny tlenków i wodorotlenków chromu

Stopień utlenienia atomu chromu	II	III	VI
Przykłady tlenków, wodorotlenków i jonów	CrO tlenek chromu(II) Cr(OH) ₂ wodorotlenek chromu(II) ↓ H ₃ O ⁺ Cr ²⁺ jon chromu(II)	Cr ₂ O ₃ tlenek chromu(III) Cr(OH) ₃ wodorotlenek chromu(III) ↓ OH ⁻ ↓ H ₃ O ⁺ [Cr(OH) ₆] ³⁻ Cr ³⁺ jon jon heksahydroksochromianowy(III) chromu(III) CrO ₂ ⁻ jon chromianowy(III)	CrO ₃ tlenek chromu(VI) ↓ CrO ₄ ²⁻ Cr ₂ O ₇ ²⁻ jon jon chromia- dichromia- nowy(VI) nowy(VI)
Charakter chemiczny tlenków i wodorotlenków	zasadowy	amfoteryczny	kwasowy
Zmiana właściwości chemicznych	wzrost charakteru kwasowego i zwiększanie się właściwości utleniających →		

Promocja elektronowa – zaburzenie kolejności zapełniania podpowłok elektronowych niektórych pierwiastków chemicznych bloku *d*, w którego wyniku rozmieszczenie elektronów w atomie odpowiada korzystnemu energetycznie stanowi elektronów.



Doświadczenie 44.



NaOH



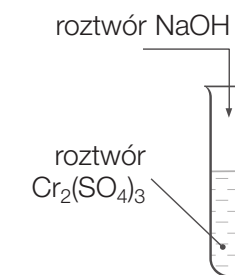
Cr₂(SO₄)₃

Otrzymywanie wodorotlenku chromu(III)

Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) chromu(III), roztwór wodorotlenku sodu.

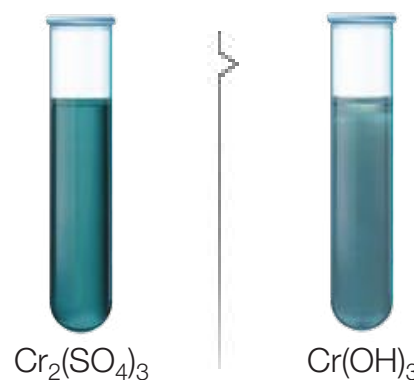
Szkło laboratoryjne: probówka, wkraplacz.

Instrukcja: Do probówki wlej 5 cm³ roztworu siarczanu(VI) chromu(III) i dodawaj kroplami roztwór wodorotlenku sodu (schemat).



ciąg dalszy doświadczenia na s. 314

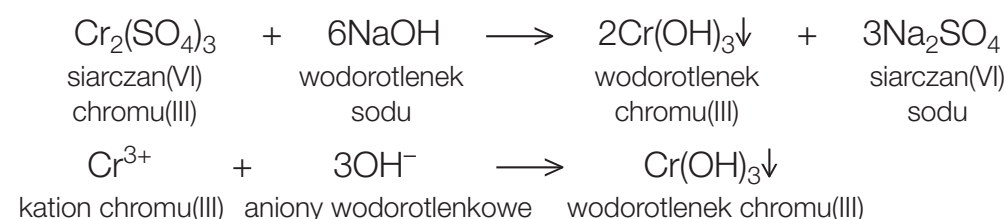
początek doświadczenia na s. 313

Obserwacje: W próbówce strąca się szarozielony osad (fot. 107.).

Fot. 107. Otrzymywanie wodorotlenku chromu(III).

Wniosek: W wyniku reakcji chemicznej powstaje trudno rozpuszczalny w wodzie **wodorotlenek chromu(III)**.

Reakcja chemiczna przebiega zgodnie z równaniem:

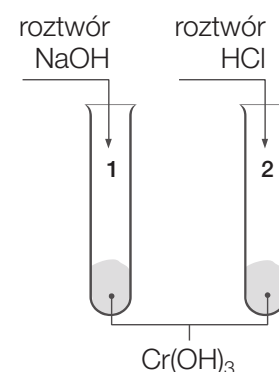
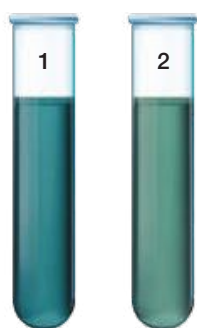


zapis cząsteczkowy

zapis jonowy skrócony

Doświadczenie 45.

NaOH, HCl

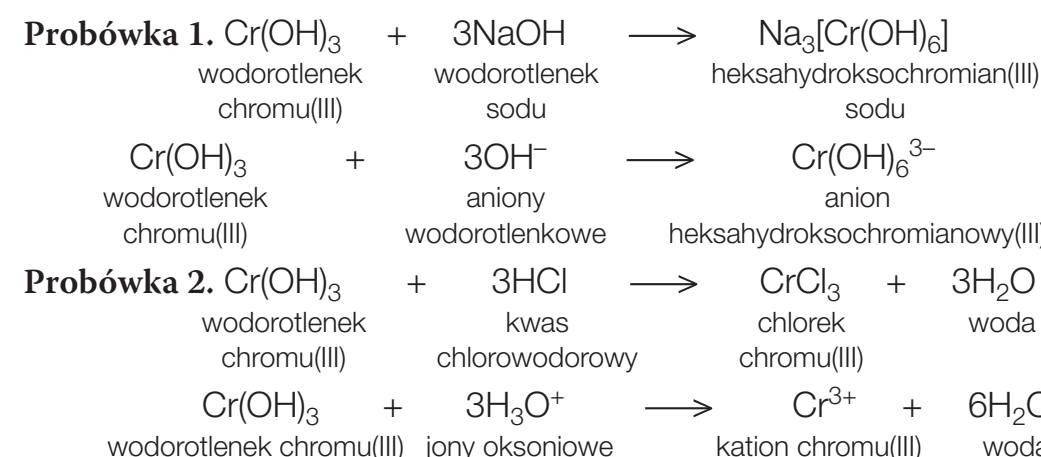
Reakcja wodorotlenku chromu(III) z kwasem i zasadą**Odczynniki:** wodorotlenek chromu(III), roztwór wodorotlenku sodu, kwas chlorowodorowy.**Szkło laboratoryjne:** próbówki.**Instrukcja:** Otrzymany w doświadczeniu 44. osad wodorotlenku chromu(III) podziel na dwie części i umieść w próbówkach 1. i 2. Następnie do próbówki 1. dodaj roztwór wodorotlenku sodu, a do 2. – kwas chlorowodorowy (schemat).**Obserwacje:** W obydwu próbówkach osad zanika, a powstające roztwory przyjmują barwy: w próbówce 1. ciemnozieloną, w próbówce 2. jasnozieloną (fot. 108.).Fot. 108. Produkty reakcji $\text{Cr}(\text{OH})_3$ z zasadą i kwasem.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 315

początek doświadczenia na s. 314

Wniosek: Wodorotlenek chromu(III) reaguje zarówno z zasadami, jak i z kwasami – ma zatem właściwości amfoteryczne. Produktami zachodzących reakcji chemicznych są odpowiednio **heksahydroksochromian(III) sodu** oraz **chlorek chromu(III)**.

Równania zachodzących reakcji chemicznych:

Amfoteryczność
→ patrz s. 254

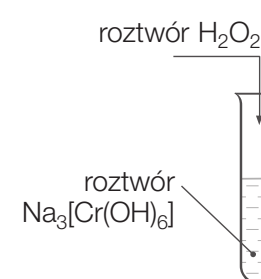
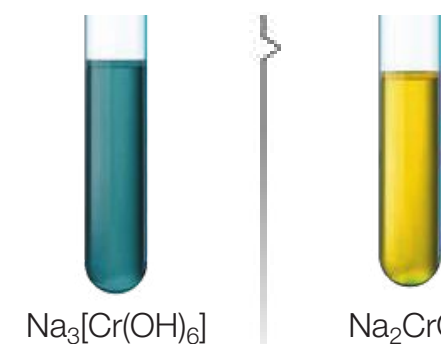
< zapis cząsteczkowy

< zapis jonowy skrócony

< zapis cząsteczkowy

< zapis jonowy skrócony

Chrom oraz inne pierwiastki chemiczne bloku d ulegają reakcjom utleniania-redukcji (redoks).

Chromiany(III) i chromiany(VI)**Doświadczenie 46.**NaOH, H₂O, Na₂CrO₄H₂O₂Na₂CrO₄**Utlenianie jonów chromu(III) nadtlenkiem wodoru w środowisku zasadowym****Odczynniki:** roztwór nadtlenku wodoru, roztwór heksahydroksochromianu(III) sodu.**Szkło laboratoryjne:** próbówka, wkraplacz.**Instrukcja:** Do otrzymanego w doświadczeniu 45. (próbówka 1.) roztworu heksahydroksochromianu(III) sodu dodawaj kroplami roztwór nadtlenku wodoru o stężeniu 15 % (schemat).**Obserwacje:** Barwa roztworu w próbówce zmieniła się z zielonej na żółtą (fot. 109.).

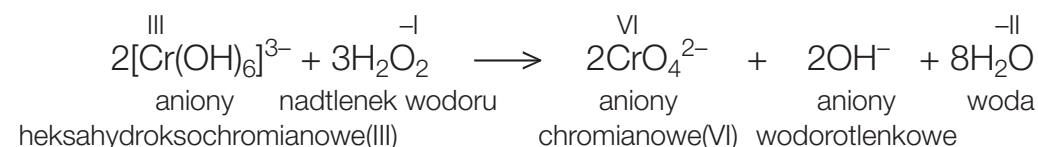
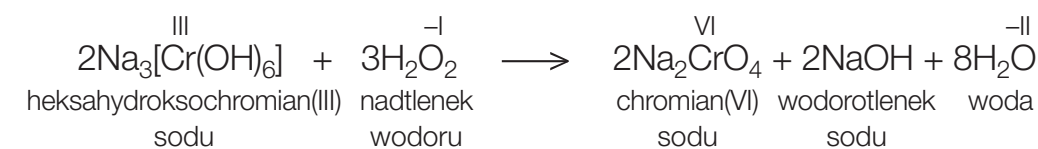
Fot. 109. Utlenianie jonów heksahydroksochromianowych(III) do jonów chromianowych(VI).

ciąg dalszy doświadczenia na s. 316

początek doświadczenia na s. 315

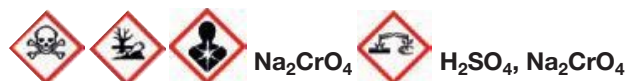
Wniosek: Jednym z produktów reakcji chemicznej jest **chromian(VI) sodu**, w którego skład wchodzi anion chromianowy(VI).

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:



W środowisku zasadowym nastąpiła reakcja utlenienia jonów heksahydroksochromianowych(III) do jonów chromianowych(VI), a utleniaczem był nadtlenek wodoru H_2O_2 .

Doświadczenie 47.

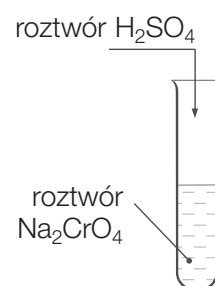


Reakcja chromianu(VI) sodu z kwasem siarkowym(VI)

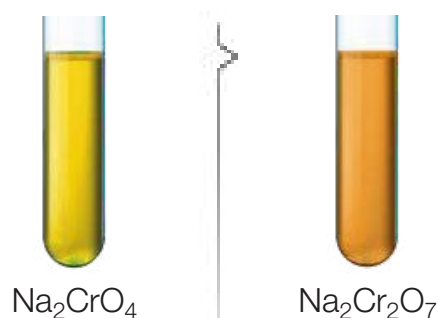
Odczynniki: roztwór chromianu(VI) sodu, roztwór kwasu siarkowego(VI).

Szkło laboratoryjne: probówka, wkraplacz.

Instrukcja: Do otrzymanego w doświadczeniu 46. roztworu chromianu(VI) sodu wkrapłaj roztwór kwasu siarkowego(VI) (schemat).



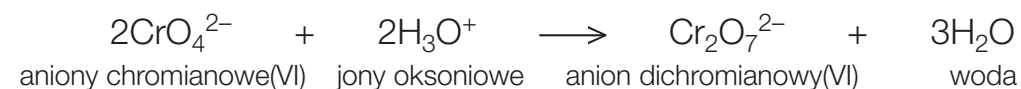
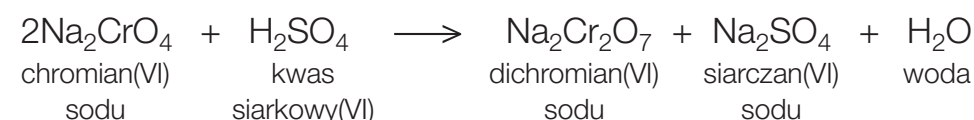
Obserwacje: Roztwór zmienił barwę z żółtej na pomarańczową (fot. 110.).



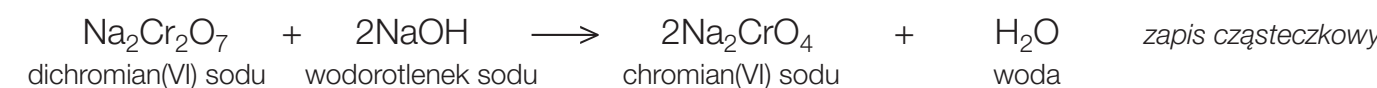
Fot. 110. Powstawanie jonów dichromianowych(VI).

Wniosek: Jednym z produktów reakcji chemicznej jest **dichromian(VI) sodu**, w którego skład wchodzi anion dichromianowy(VI).

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:

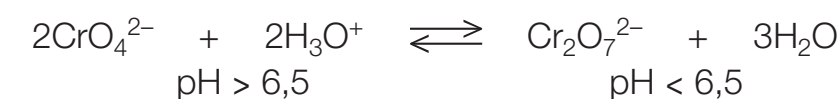


W środowisku zasadowym zachodzi reakcja odwrotna – z jonów dichromianowych(VI) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ powstają jony chromianowe(VI) CrO_4^{2-} :

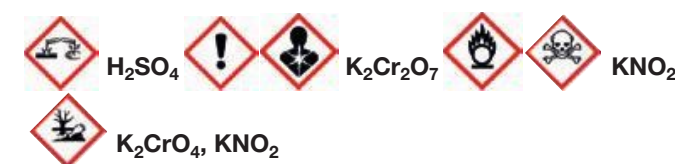


Nie są to reakcje redoks, gdyż nie zmieniają się stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w reagentach.

Jony chromianowy(VI) CrO_4^{2-} i dichromianowy(VI) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ w roztworze pozostają w równowadze chemicznej, której kierunek zależy od pH roztworu:



Doświadczenie 48.

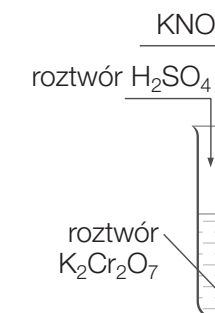


Reakcja dichromianu(VI) potasu z azotanem(III) potasu w środowisku kwasowym

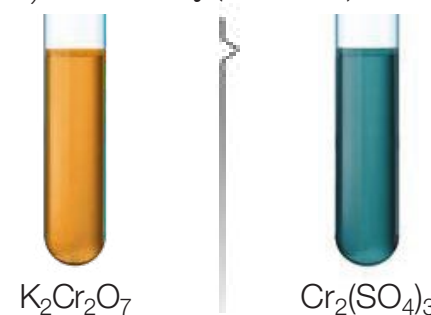
Odczynniki: roztwór dichromianu(VI) potasu, roztwór kwasu siarkowego(VI), azotan(III) potasu.

Szkło laboratoryjne: probówka.

Instrukcja: Do probówki wlej 3 cm³ roztworu dichromianu(VI) potasu. Następnie dodaj roztworu kwasu siarkowego(VI) oraz – małymi porcjami – stałego azotanu(III) potasu (schemat).



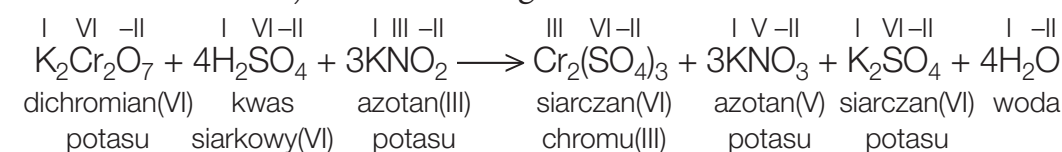
Obserwacje: Roztwór w probówce zmienia barwę z pomarańczowej na zieloną (fot. 111.).



Fot. 111. Z pomarańczowego dichromianu(VI) potasu powstaje zielony roztwór siarczynu(VI) chromu(III).

Wniosek: Jednym z produktów reakcji chemicznej jest siarczan(VI) chromu(III).

Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

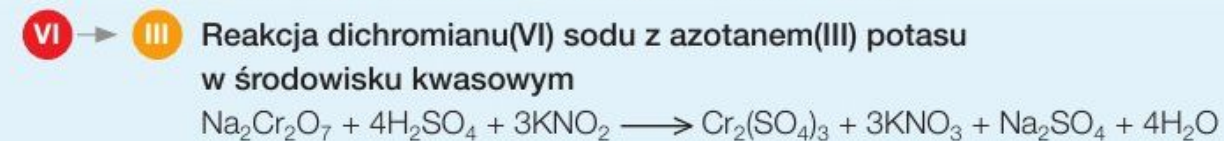
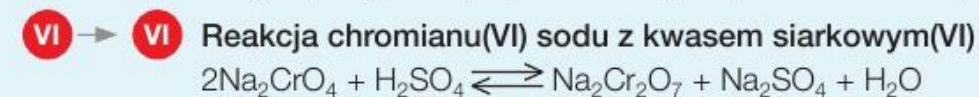
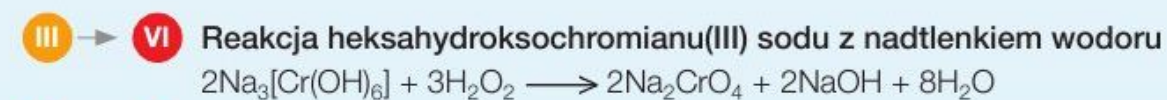
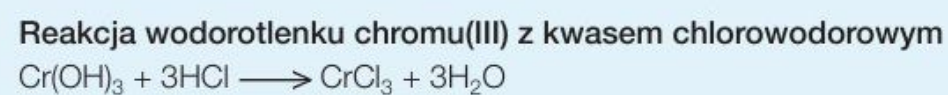
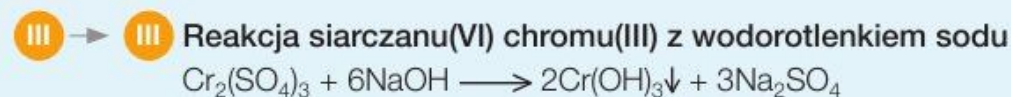
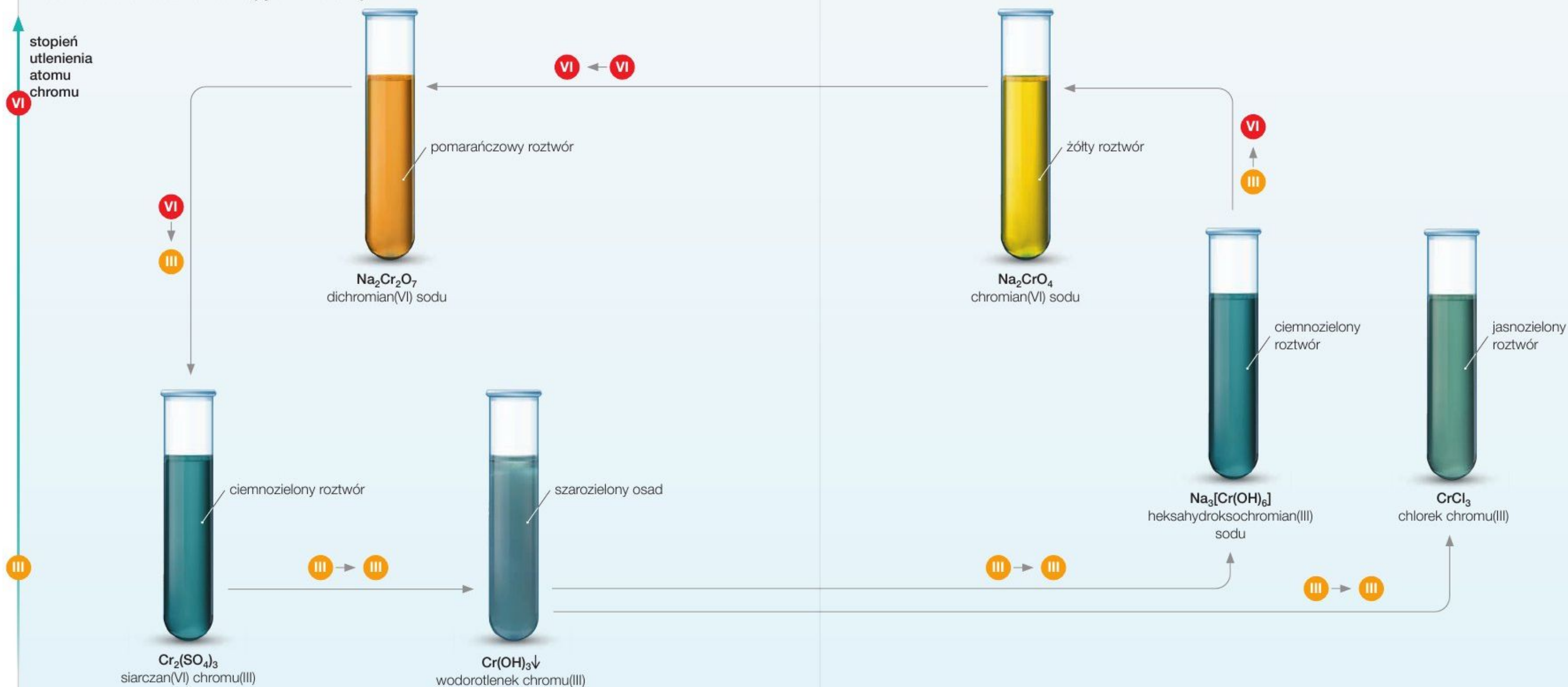
bilansowanie równania
[reakcji chemicznej]

lewa strona	prawa strona
K: 5	K: 5
Cr: 2	Cr: 2
O: 29	O: 29
H: 8	H: 8
S: 4	S: 4
N: 3	N: 3

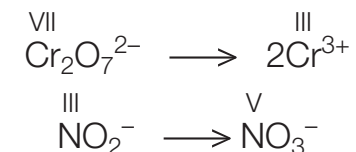
Barwy związków chemicznych zawierających atomy chromu na różnych stopniach utlenienia

Związki chemiczne chromu w zależności od stopnia utlenienia atomu chromu mają różne barwy.

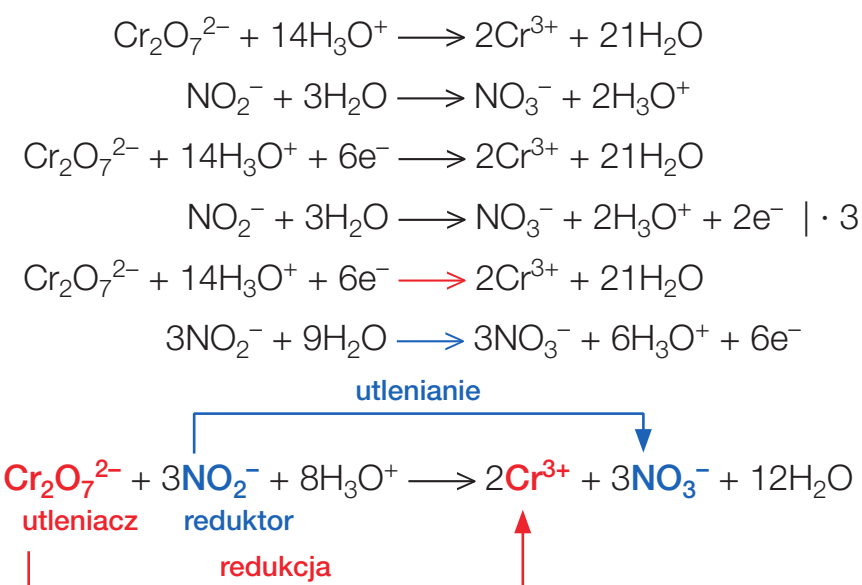
stopień
utlenienia
atomu
chromu



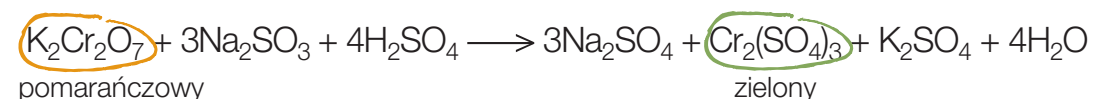
Podczas reakcji chemicznej, która zaszła w doświadczeniu 48. (s. 317) atomy chromu obniżają swój stopień utlenienia z VI do III. Anion dichromanowy(VI) jest więc utleniaczem i ulega redukcji. Atom azotu podwyższa stopień utlenienia z III do V – azotan(III) potasu jest więc reduktorem i ulega utlenieniu:



Współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu jonowo-elektronowego:



W doświadczeniu 48. (s. 317) zamiast roztworu azotanu(III) potasu KNO_2 można użyć innego reduktora, np. roztworu siarczanu(IV) sodu Na_2SO_3 . Wówczas reakcja będzie zachodziła zgodnie z równaniem:



► **Odkrycia, które zmieniły świat – chromowanie powierzchni metalowych**

Podczas chromowania przedmiotów (fot. 112.) na powierzchni metalu powstaje **warstwa ochronna**, która jest **odporna na działanie czynników atmosferycznych i chemicznych oraz na ścieranie**. Dzięki temu przedmioty metalowe są bardziej trwałe i są mniej podatne na rdzewienie. Chromowanie nadaje przedmiotom błyszczący i estetyczny wygląd. Technika ta jest wykorzystywana w różnych gałęziach przemysłu, od produkcji samochodów, poprzez lotnictwo, aż po elektronikę i sprzęt AGD.

Fot. 112. Chromowanie baterii łazienkowych zwiększa ich odporność na zużycie.

Zastosowania chromu i jego związków chemicznych

Chrom jest składnikiem stopów, które są bardzo odporne na działanie czynników mechanicznych i chemicznych. Służy także do wytwarzania powłok galwanicznych.

■ Motoryzacja

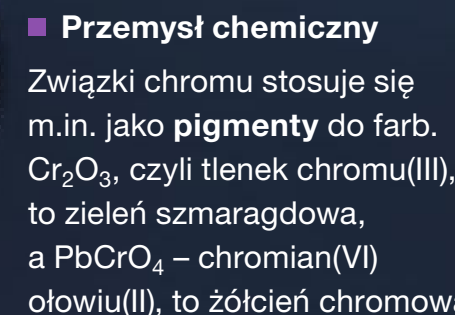
Chromowane części samochodów i motocykli (np. **zderzaki**, lusterka) mają nie tylko atrakcyjny wygląd – warstwa chromu zwiększa też ich odporność na korozję i działanie czynników atmosferycznych.

- **Przemysł farmaceutyczny**

Związki chromu są składnikami **suplementów diety**, które wspomagają zachowanie prawidłowej masy ciała.

■ **Przemysł chemiczny**

Związki chromu stosuje się m.in. jako **pigmenty** do farb. Cr_2O_3 , czyli tlenek chromu(III), to zieleń szmaragdowa, a PbCrO_4 – chromian(VI) ołowiu(II), to żółcień chromowa.

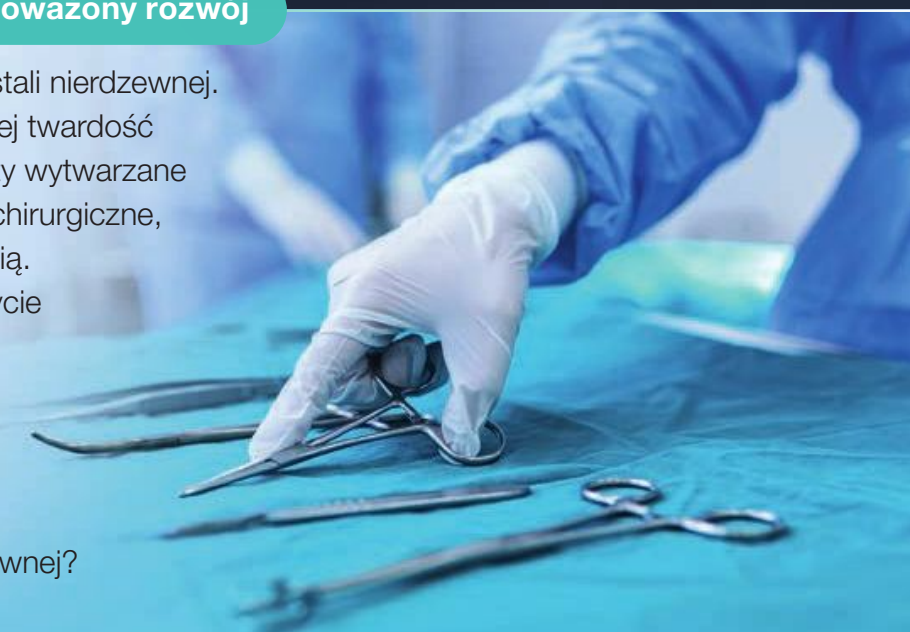


Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

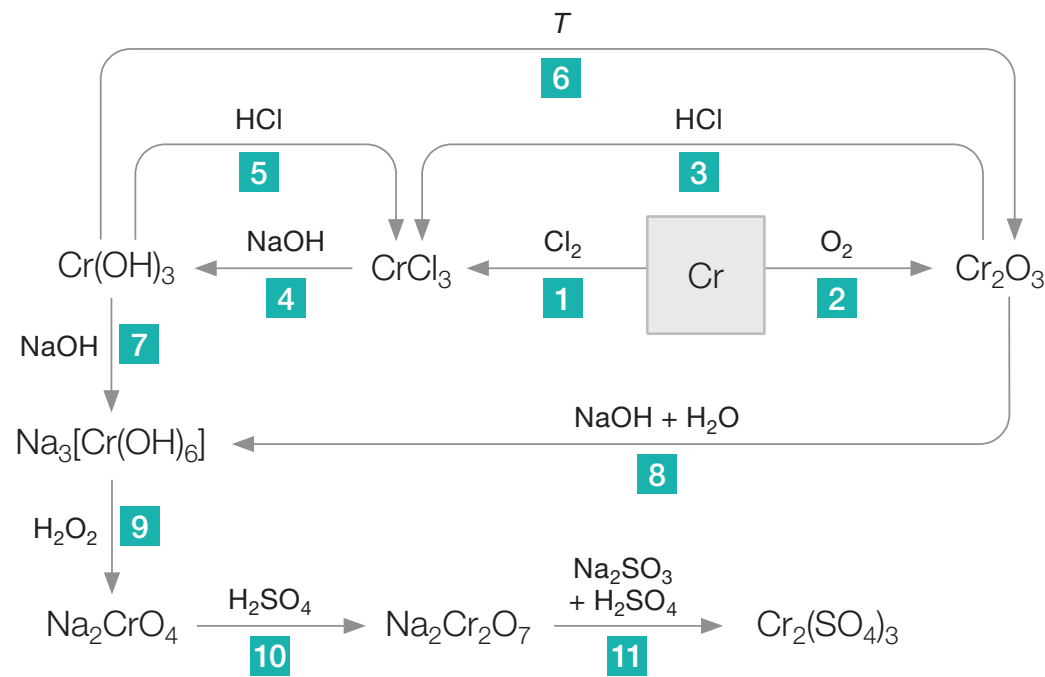
Chrom jest jednym ze składników stali nierdzewnej. Dodanie chromu do stali zwiększa jej twardość i odporność na rdzewienie. Produkty wytwarzane ze stali nierdzewnej, np. narzędzia chirurgiczne, charakteryzują się długą żywotnością. Dzięki temu można ograniczyć zużycie surowców i energii potrzebnej do produkcji nowych przedmiotów.

▶ Wyszukaj i zaprezentuj

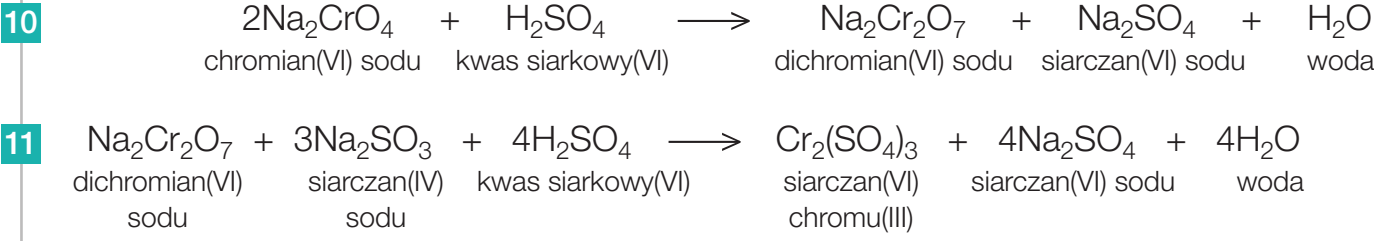
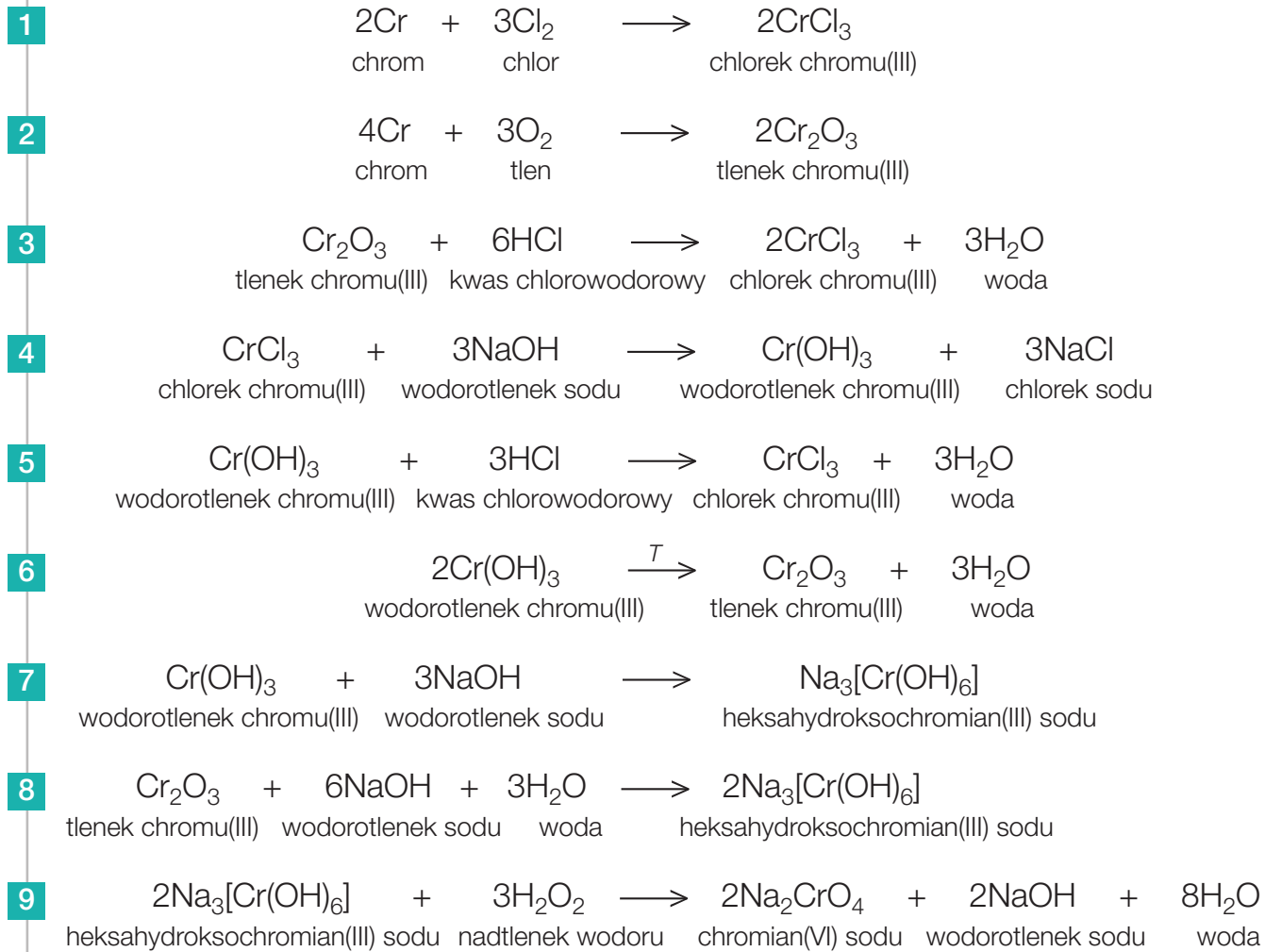
W jakich gałęziach przemysłu stosuje się produkty ze stali nierdzewnej?



Ciągi przemian chemicznych – chrom



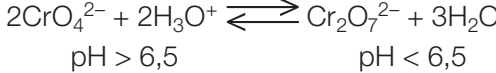
Równania reakcji chemicznych:



Ważne w temacie Chrom $_{24}\text{Cr}$

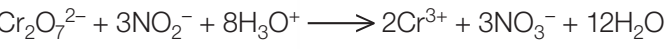
1. Przewiduję produkty reakcji chemicznej jonów chromianowych(VI) w środowisku kwasowym

Jednym z produktów reakcji chemicznej jonów chromianowych(VI) z kwasem jest anion dichromianowy(VI).



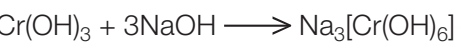
2. Przewiduję produkty redukcji jonów dichromianowych(VI) w środowisku kwasowym i zapisuję równanie tej reakcji chemicznej

Podczas redukcji jonów dichromianowych(VI) w środowisku kwasowym atomy chromu obniżają swój stopień utlenienia z VI do III, w wyniku czego powstają kationy chromu(III):

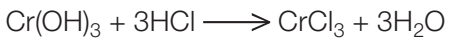


3. Określam charakter chemiczny wodorotlenku chromu(III)

- Reakcja chemiczna wodorotlenku chromu(III) z zasadą



- Reakcja chemiczna wodorotlenku chromu(III) z kwasem



Wodorotlenek chromu(III) reaguje zarówno z zasadami, jak i z kwasami – ma zatem właściwości amfoteryczne.

Chrom $_{24}\text{Cr}$

4. Klasyfikuję tlenki i wodorotlenki ze względu na ich charakter chemiczny

Stopień utlenienia atomu chromu	II	III	VI
Wzór sumaryczny i nazwa związku chemicznego	CrO tlenek chromu(II)	Cr_2O_3 tlenek chromu(III)	CrO_3 tlenek chromu(VI)
	Cr(OH)_2 wodorotlenek chromu(II)	Cr(OH)_3 wodorotlenek chromu(III)	
Charakter chemiczny	zasadowy	amfoteryczny	kwasowy
Zmiana właściwości chemicznych	wzrost charakteru kwasowego i zwiększanie się właściwości utleniających		

Zadania do tematu

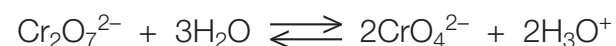


1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 322–323) i wykonaj polecenia (a–d).

- a) Podaj numery równań reakcji chemicznych, które potwierdzają amfoteryczny charakter tlenku chromu(III).
- b) Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równania reakcji chemicznych oznaczone numerami 7, 9, 11.
- c) Czy reakcja chemiczna, której równanie oznaczono numerem 10, jest reakcją utleniania-redukcji? Odpowiedź uzasadnij.
- d) Podaj numery równań reakcji chemicznych, podczas których można dokonać obserwacji I–III. Podaj wzory i nazwy wszystkich substancji wymienionych w obserwacjach.
- Obserwacja I: Z szarzielonej substancji stałej powstał jasnozielony roztwór.
- Obserwacja II: Z szarzielonej substancji stałej powstał ciemnozielony roztwór.
- Obserwacja III: Z ciemnozielonego roztworu powstał roztwór o barwie żółtej.

2. Roztwór pewnej soli potasu o barwie żółtej po zakwaszeniu roztworem H_2SO_4 użytym w nadmiarze zmienił barwę na pomarańczową. Następnie po dodaniu niewielkiej ilości stałego siarczanu(IV) sodu zabarwił się na zielononiebiesko.

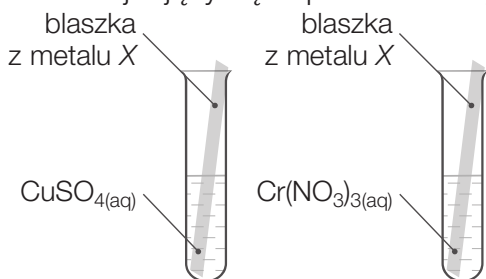
- a) Napisz w formie jonowej skróconej równania opisanych reakcji chemicznych.
- b) Dla reakcji redoks przeprowadź bilans jonowo-elektronowy. Wskaż utleniacz i reduktor.

3. Dwaj uczniowie sporządzili roztwory dichromianu(VI) sodu o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Jeden z nich sporządził 250 cm^3 (roztwór 1.), a drugi – 500 cm^3 (roztwór 2.). W obydwu roztworach ustaliła się równowaga między jonami $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ a jonami CrO_4^{2-} , którą opisuje równanie:

Uzupełnij zdania tak, aby były prawdziwe. Wybierz jedno sformułowanie spośród podanych w każdym nawiasie.

Po ustaleniu się stanu równowagi w roztworach 1. i 2. zależność stężeń molowych jonów CrO_4^{2-} jest następująca: (stężenia są sobie równe / stężenie w roztworze 1. jest większe / stężenie w roztworze 2. jest większe). Po zmieszaniu roztworów (stężenia molowe jonów CrO_4^{2-} i $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ nie uległy zmianie / zwiększyło się stężenie jonów CrO_4^{2-} / zmniejszyło się stężenie jonów $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$). Zmieszanie obydwu roztworów (spowoduje przesunięcie stanu równowagi w stronę tworzenia produktów / spowoduje przesunięcie stanu równowagi w stronę tworzenia substratów / nie zmieni położenia stanu równowagi).

4. Przeprowadzono doświadczenie przedstawione na schemacie. Po kilku godzinach od zanurzenia blaszki z metalu X w roztworach zaobserwowano, że roztwór znajdujący się w probówce 1. jest bezbarwny, natomiast roztwór znajdujący się w probówce 2. jest zielony.



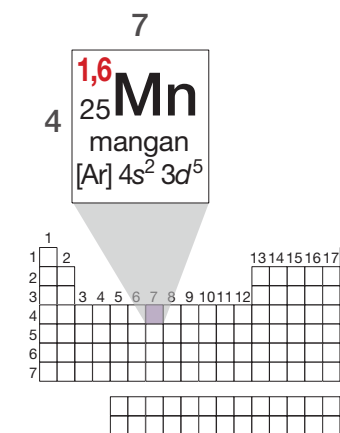
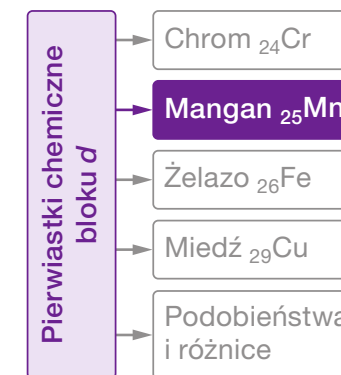
Wybierz nazwy metali, które mogły zostać użyte w tym doświadczeniu chemicznym.

bismut cynk srebro ołów

29 Mangan $_{25}\text{Mn}$

Ważne w tym temacie:

- klasyfikowanie tlenków manganu ze względu na ich charakter chemiczny
- badanie wpływu odczynu środowiska na przebieg reakcji utleniania-redukcji
- przewidywanie produktów redukcji jonów manganianowych(VII) w zależności od środowiska reakcji i zapisywanie równań tych reakcji chemicznych



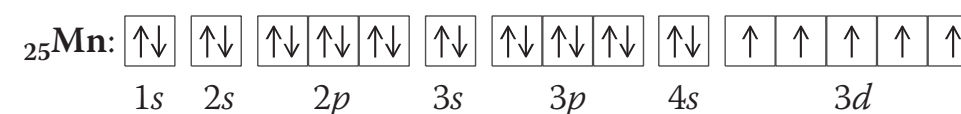
Mangan (fot. 113.) jest przedstawicielem **manganowców**, czyli pierwiastków chemicznych bloku d tworzących 7. grupę układu okresowego. W środowisku przyrodniczym występuje głównie w postaci tlenków.



Fot. 113. Mangan jest twardym i kruchym metalem.

■ Konfiguracja elektronowa atomu manganu

Atom manganu ma 7 elektronów walencyjnych i następującą konfigurację elektronową:



■ Stopnie utlenienia atomów manganu

Atomy manganu w związkach chemicznych występują na **stopniach utlenienia od II do VII**. Na najwyższym stopniu utlenienia (VII) występuje w manganianach(VII) i w tlenku manganu(VII). Są to bardzo silne utleniacze, gdyż same łatwo ulegają redukcji.

■ Właściwości manganu

Mangan jest metalem aktywnym chemicznie. Reaguje z rozcieńczonymi roztworami kwasów z wydzielaniem wodoru:



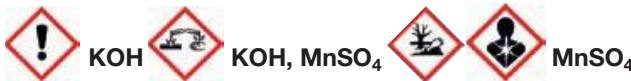
Tlenki i wodorotlenki manganu

Tlenki manganu w zależności od stopnia utlenienia atomu manganu mogą wykazywać zasadowy, amfoteryczny lub kwasowy charakter chemiczny (tabela 27.). Z kolei wodorotlenek manganu(II) wykazuje charakter zasadowy.

Tabela 27. Charakter chemiczny tlenków i wodorotlenków manganu

Stopień utlenienia atomu manganu	II	III	IV	VI	VII
Przykłady tlenków i wodorotlenków	MnO tlenek manganu(II) Mn(OH) ₂ wodorotlenek manganu(II)	Mn ₂ O ₃ tlenek manganu(III) MnO(OH) oksowodorotlenek manganu(III)	MnO ₂ tlenek manganu(IV) MnO(OH) ₂ oksowodorotlenek manganu(IV)	MnO ₃ tlenek manganu(VI)	Mn ₂ O ₇ tlenek manganu(VII)
	MnO · Mn ₂ O ₃ Mn ₃ O ₄ tlenek manganu(II) dimanganu(III)				
Charakter chemiczny tlenków i wodorotlenków	zasadowy	zasadowy	amfoteryczny	kwasowy	kwasowy
Zmiana właściwości chemicznych	wzrost charakteru kwasowego i zwiększanie się właściwości utleniających				

Doświadczenie 49.

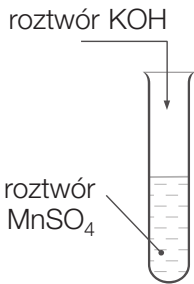


Badanie trwałości wodorotlenku manganu(II)

Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) manganu(II), roztwór wodorotlenku potasu.

Szkło laboratoryjne: probówka, wkrapłacz.

Instrukcja: Do probówki wlej 5 cm³ roztworu siarczanu(VI) manganu(II) i dodawaj kroplami roztwór wodorotlenku potasu (schemat).



Obserwacje: W probówce strąca się biały osad. Po pewnym czasie osad zmienia barwę na brunatną (fot. 114.).



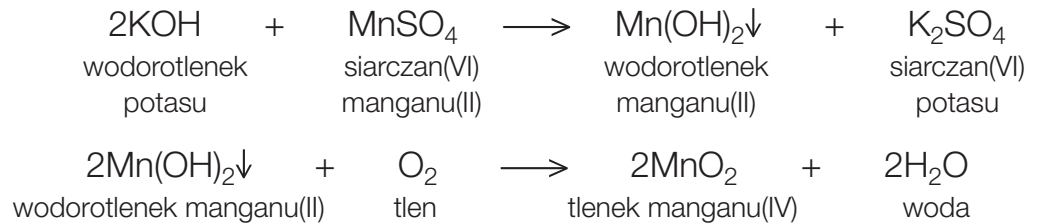
Fot. 114. Otrzymywanie wodorotlenku manganu(II) i badanie jego zachowania w czasie.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 327

początek doświadczenia na s. 326

Wnioski: W wyniku reakcji chemicznej powstaje trudno rozpuszczalny w wodzie wodorotlenek manganu(II). W obecności tlenu z powietrza wodorotlenek manganu utlenia się do tlenku manganu(IV).

Zaszły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:



Związki manganu(II) bardzo łatwo utleniają się do związków manganu(IV) – są silnymi reduktorami.

Manganian(VII) potasu

Manganian(VII) potasu występuje w postaci fioletowych kryształów, które bardzo dobrze rozpuszczają się w wodzie, tworząc roztwór o intensywnie fioletowej barwie (fot. 115.). KMnO₄ jest bardzo silnym utleniaczem, gdyż łatwo ulega redukcji.



Fot. 115. Rozpuszczanie KMnO₄ w wodzie.

Doświadczenie 50.

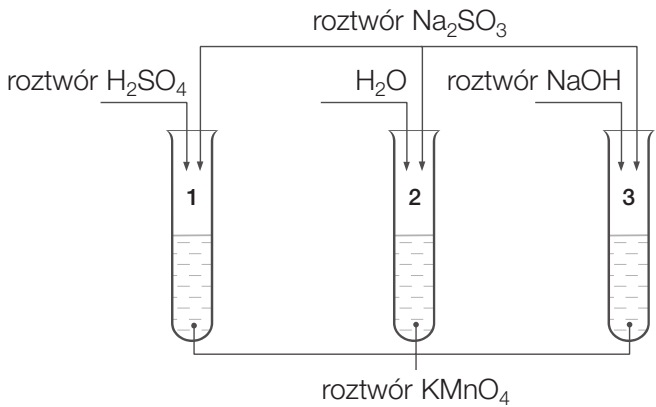


Reakcja manganianu(VII) potasu z siarczanem(IV) sodu w środowiskach kwasowym, obojętnym i zasadowym

Odczynniki: roztwory: manganianu(VII) potasu, kwasu siarkowego(VI), wodorotlenku sodu, siarczanu(IV) sodu, woda destylowana.

Szkło laboratoryjne: probówki, wkrapłacz.

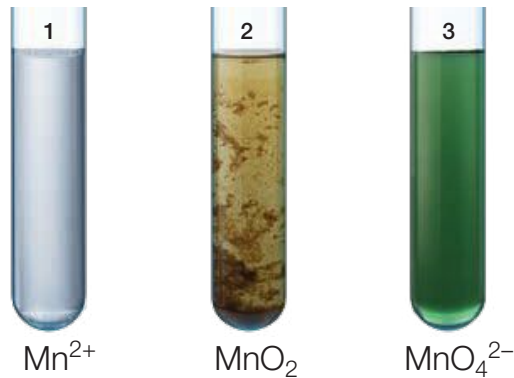
Instrukcja: Do trzech probówek zawierających po 3 cm³ roztworu KMnO₄ dodaj kolejno: do 1. probówki – roztworu H₂SO₄, do 2. – wody destylowanej, do 3. – roztworu NaOH. Następnie do każdej z nich dodawaj kroplami roztwór siarczanu(IV) sodu (schemat).



ciąg dalszy doświadczenia na s. 328

początek doświadczenia na s. 327

Obserwacje: W probówce 1. fioletowy roztwór odbarwił się, w probówce 2. strącił się brunatny osad, a w probówce 3. roztwór zabarwił się na zielono (fot. 116.).

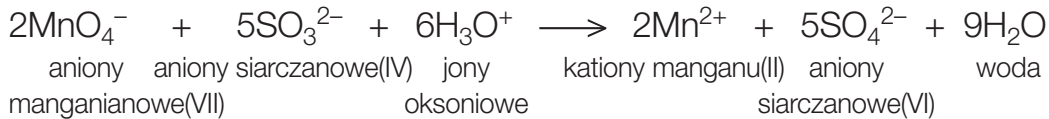


Fot. 116. Produkty redukcji jonów MnO₄⁻.

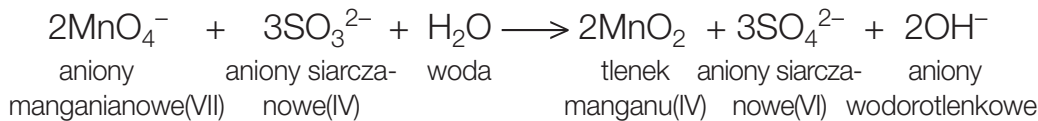
Wnioski: W zależności od stopnia utlenienia atomu manganu jego związki chemiczne mają różne barwy. Roztwór KMnO₄ ma fioletowe zabarwienie pochodzące od jonów MnO₄⁻. Pod wpływem jonów SO₃²⁻ w środowisku kwasowym powstają jony Mn²⁺, w środowisku obojętnym tworzy się MnO₂, a w środowisku zasadowym – jony MnO₄²⁻.

Zaszły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:

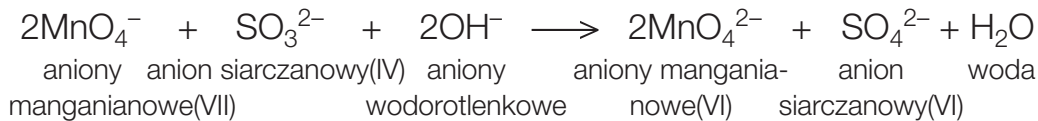
Probówka 1.



Probówka 2.



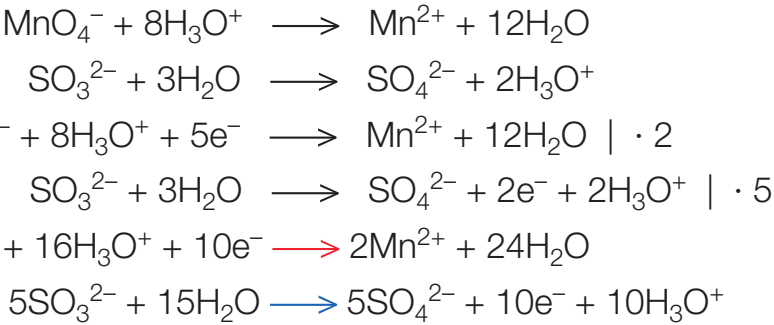
Probówka 3.



Przebieg reakcji chemicznych w doświadczeniu 50. można przedstawić w następującej formie:

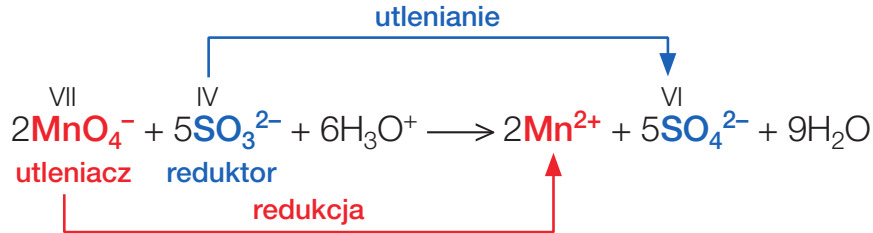
Probówka 1.

Współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu jonowo-elektronowego:



bilansowanie równania reakcji chemicznej

lewa strona	prawa strona
Mn: 2	Mn: 2
H: 18	H: 18
S: 5	S: 5
O: 29	O: 29

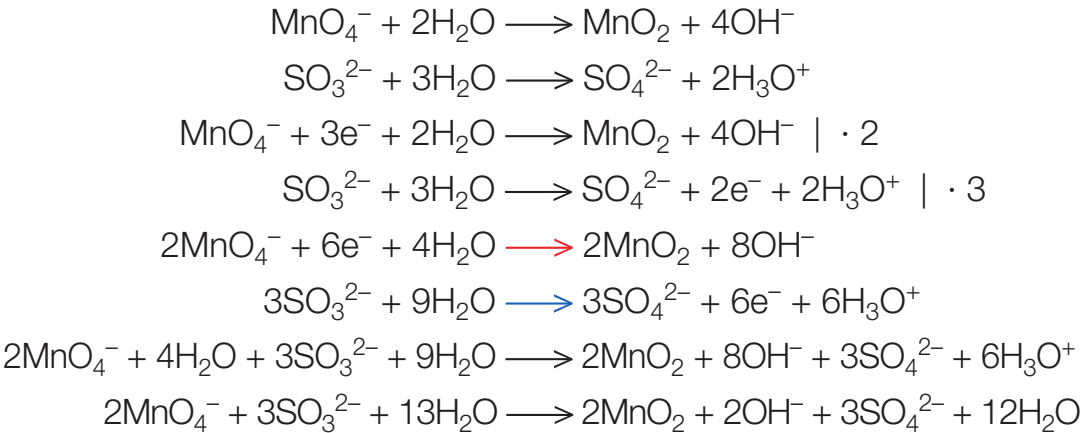


utlenianie redukcja

VI S	VII Mn
IV S	II Mn

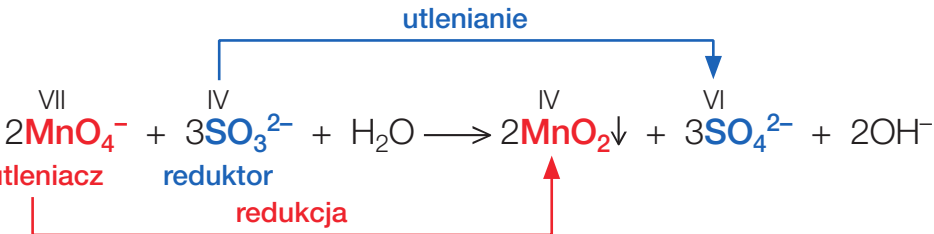
Probówka 2.

Współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu jonowo-elektronowego:



bilansowanie równania reakcji chemicznej

lewa strona	prawa strona
Mn: 2	Mn: 2
H: 2	H: 2
S: 3	S: 3
O: 18	O: 18

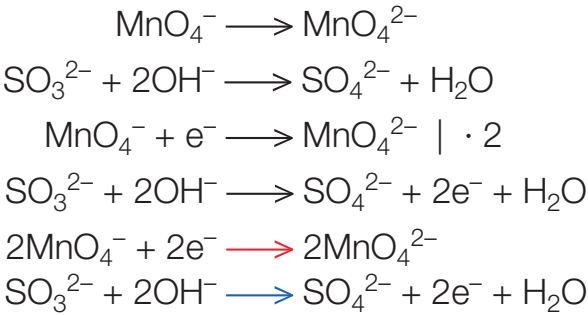


utlenianie redukcja

VI S	VII Mn
IV S	IV Mn

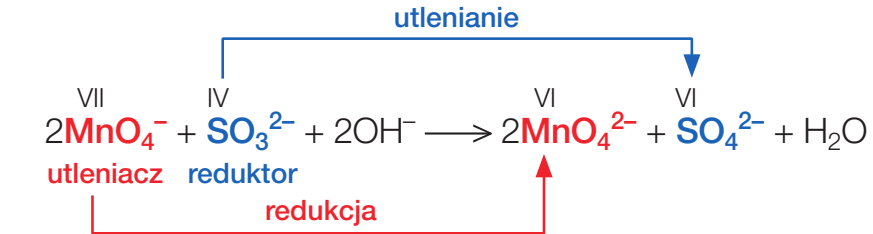
Probówka 3.

Współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu jonowo-elektronowego:



bilansowanie równania reakcji chemicznej

lewa strona	prawa strona
Mn: 2	Mn: 2
H: 2	H: 2
S: 1	S: 1
O: 13	O: 13



utlenianie redukcja

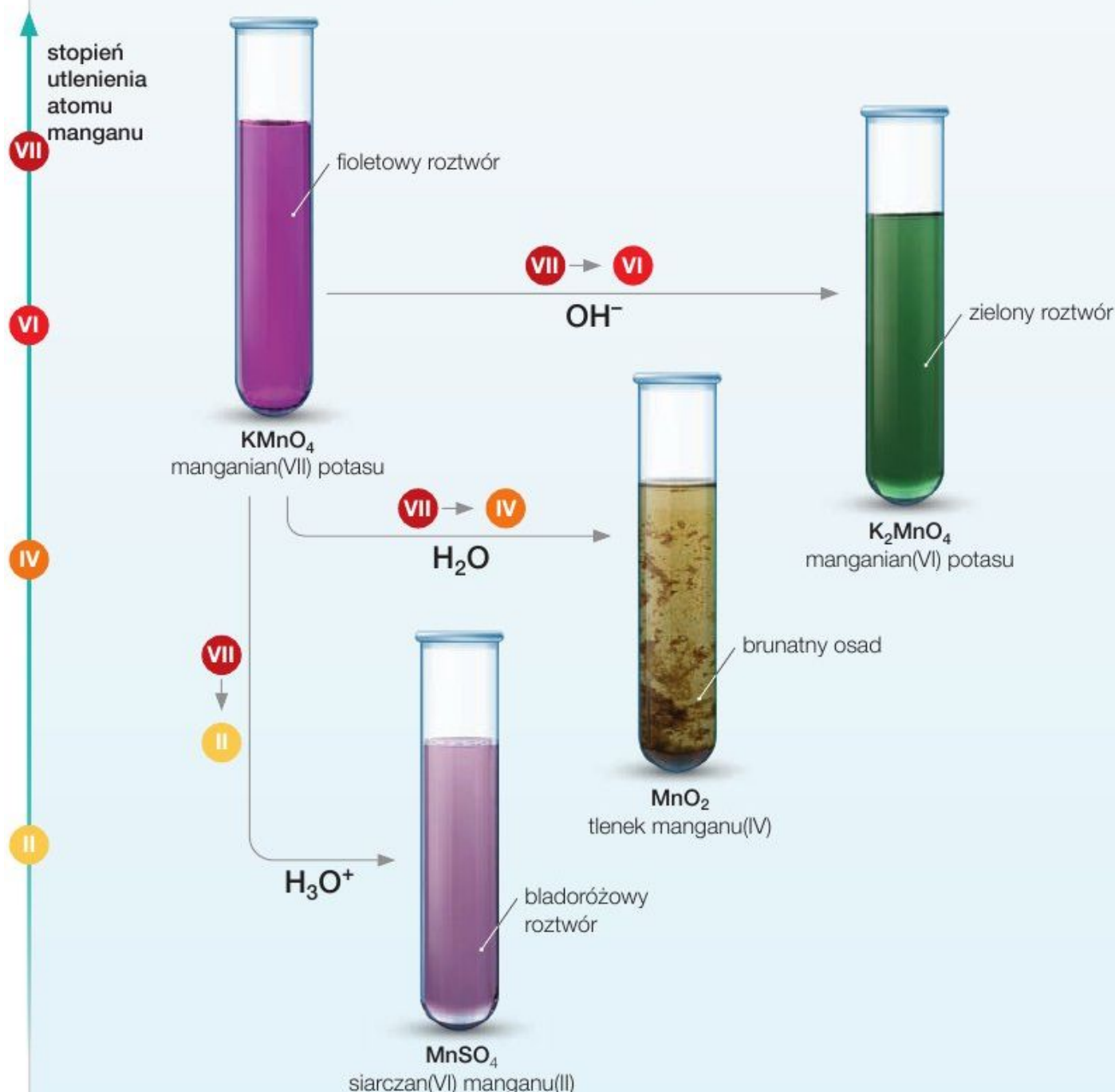
VI S	VII Mn
IV S	VI Mn

Jony MnO₄⁻, w których atom manganu występuje na VII stopniu utlenienia, mogą redukować się w zależności od kwasowości roztworu do:

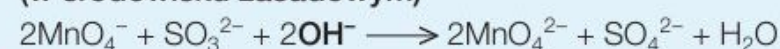
- ▶ jonów Mn²⁺ – przyjmują 5 elektronów w roztworze o odczynie kwasowym,
- ▶ MnO₂ – przyjmują 3 elektrony w roztworze o odczynie obojętnym,
- ▶ jonów MnO₄²⁻ – przyjmują 1 elektron w roztworze o odczynie zasadowym.

Barwy związków chemicznych zawierających atomy manganu na różnych stopniach utlenienia

Środowisko reakcji redukcji związku manganu(VII) ma wpływ na to, jakie będą stopnie utlenienia atomów manganu w poszczególnych produktach tej reakcji chemicznej.



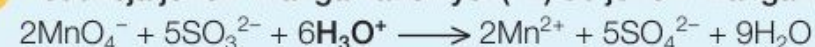
VII → VI Redukcja jonów manganianowych(VII) do jonów manganianowych(VI) (w środowisku zasadowym)



VII → IV Redukcja jonów manganianowych(VII) do związku manganu(IV) (w środowisku obojętnym)



VII → II Redukcja jonów manganianowych(VII) do jonów manganu(II) (w środowisku kwasowym)



Zastosowania manganu i jego związków chemicznych

W laboratoriach chemicznych związki manganu wykorzystuje się jako **odczynniki chemiczne**. Roztwór manganianu(VII) potasu dodaje się do roztworu oznaczanej substancji podczas miareczkowania manganometrycznego. Do określenia końca miareczkowania nie stosuje się wskaźników kwasowo-zasadowych jak w miareczkowaniu alkacymetrycznym. Bierze się natomiast pod uwagę zmianę barwy roztworu zawierającego jony MnO_4^- .



przemysł chemiczny



przemysł elektryczny



przemysł farmaceutyczny



przemysł metalurgiczny



Przemysł farmaceutyczny

Manganianu(VII) potasu używa się jako **środka antyseptycznego**. Kąpiel z dodatkiem tej soli jest zalecana np. podczas ospy wietrznej.

Elektronika

W ogniwach cynkowo-manganowych, tzw. **bateriach alkalicznych**, mieszanina MnO_2 i sproszkowanego grafitu jest stosowana jako katoda.



Przemysł metalurgiczny

Mangan jest dodawany do stali, z której wytwarza się m.in. **szyny kolejowe**. Zwiększa on twardość i wytrzymałość stali.



Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

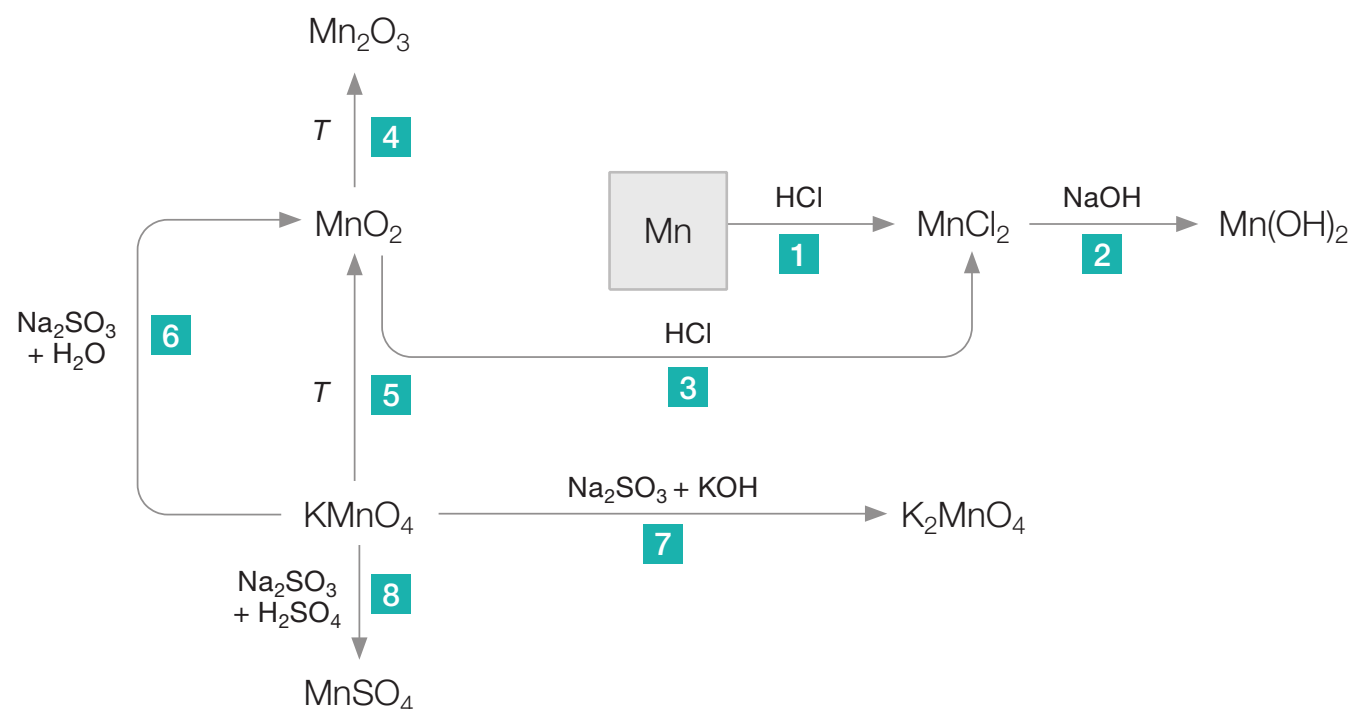
Związki manganu przedostają się do wód podziemnych m.in. w wyniku procesu rozpuszczania skał, a także wraz z zanieczyszczeniami przemysłowymi. Dopuszczalne stężenie manganu w wodzie pitnej wynosi $0,05 \frac{\text{mg}}{\text{dm}^3}$. Wyższe wpływa negatywnie na smak, zapach i barwę wody, a także powoduje uszkodzenia w instalacji wodnej. Odmanganianie wody to proces polegający na utlenianiu zawartych w niej jonów manganu (zazwyczaj Mn^{2+}) za pomocą silnych utleniaczy, np. ozonu lub chloru. Otrzymane w ten sposób trudno rozpuszczalne związki manganu usuwa się z wody przy użyciu filtrów.

Wyszukaj i zaprezentuj

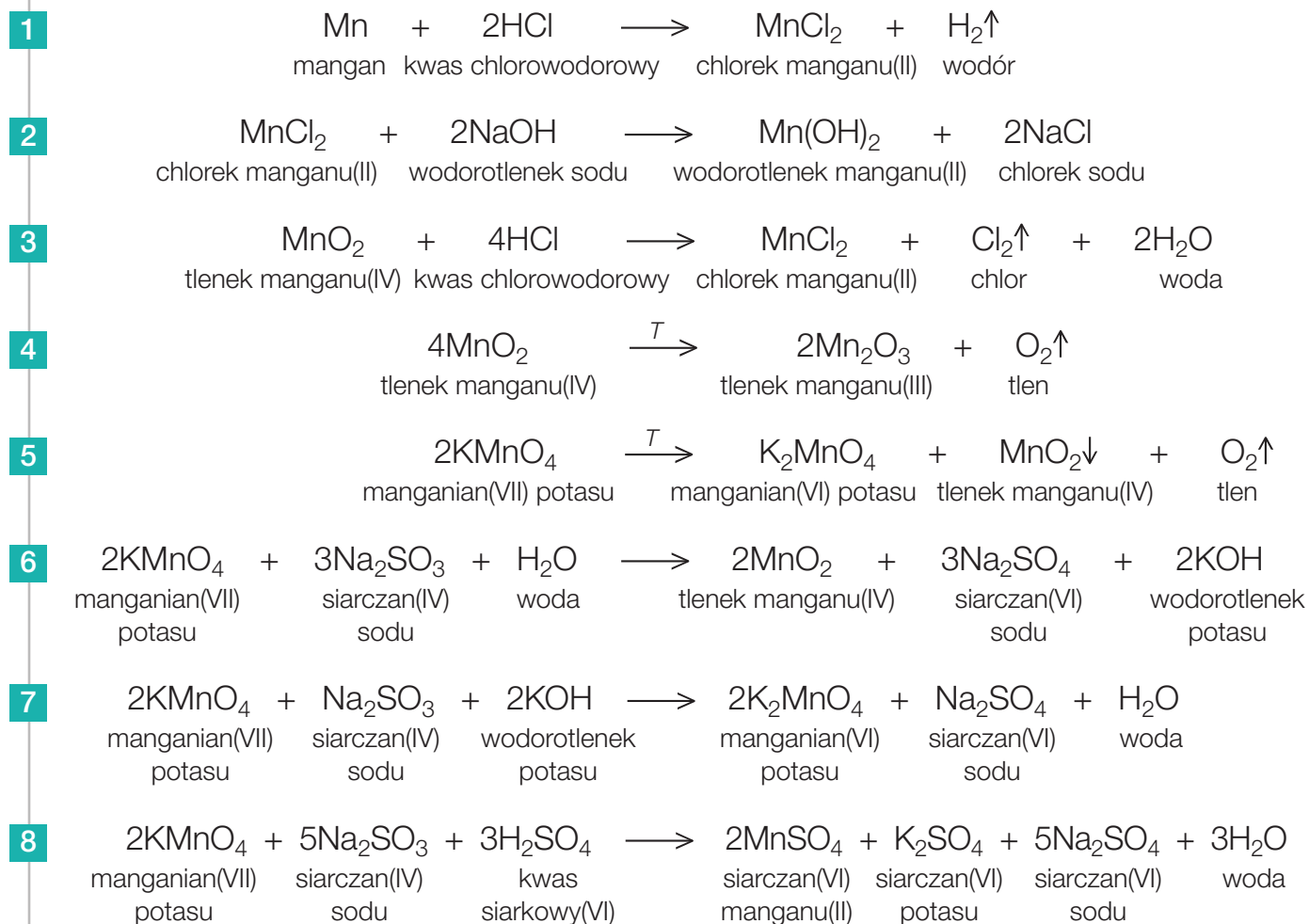
Jakie są inne metody odmanganiania wody?



Ciągi przemian chemicznych – mangan



Równania reakcji chemicznych:



Ważne w temacie *Mangan* $_{25}\text{Mn}$

1. Przewiduję produkty redukcji jonów manganianowych(VII) w zależności od środowiska reakcji chemicznej

Jony MnO_4^- , w których atom manganu występuje na VII stopniu utlenienia, mogą redukować się w zależności od kwasowości roztworu do:

- jonów Mn^{2+} – w roztworze o odczynie kwasowym,
- MnO_2 – w roztworze o odczynie obojętnym,
- jonów MnO_4^{2-} – w roztworze o odczynie zasadowym.

2. Zapisuję równania reakcji redukcji jonów manganianowych(VII) w zależności od środowiska reakcji chemicznej

- Reakcja chemiczna w środowisku kwasowym
 $2\text{MnO}_4^- + 5\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{SO}_4^{2-} + 9\text{H}_2\text{O}$
- Reakcja chemiczna w środowisku obojętnym
 $2\text{MnO}_4^- + 3\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{MnO}_2 + 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{OH}^-$
- Reakcja chemiczna w środowisku zasadowym
 $2\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- \longrightarrow 2\text{MnO}_4^{2-} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$

Mangan $_{25}\text{Mn}$

3. Klasyfikuję tlenki manganu ze względu na ich charakter chemiczny

Stopień utlenienia atomu manganu	II	III	IV	VI	VII
	MnO tlenek manganu(II)	Mn ₂ O ₃ tlenek manganu(III)	MnO ₂ tlenek manganu(IV)	MnO ₃ tlenek manganu(VI)	Mn ₂ O ₇ tlenek manganu(VII)
Wzór sumaryczny związku chemicznego	$\begin{array}{c} \text{MnO} \cdot \text{Mn}_2\text{O}_3 \\ \text{Mn}_3\text{O}_4 \\ \text{tlenek manganu(II)} \\ \text{dimanganu(III)} \end{array}$				
Charakter chemiczny	zasadowy	zasadowy	amfoteryczny	kwasowy	kwasowy
Zmiana właściwości chemicznych	wzrost charakteru kwasowego i zwiększanie się właściwości utleniających				

Zadania do tematu



1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 332) i wykonaj polecenia (a–d).

- Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równania reakcji chemicznych oznaczonych numerami 6, 7, 8.
- Podaj numer reakcji chemicznej, w której mangan jest reduktorem.
- Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, podczas którego zachodzi reakcja chemiczna oznaczona numerem 7. Narysuj schemat doświadczenia chemicznego i podaj przewidywane obserwacje.
- Podaj wzory sumaryczne i nazwy soli, które ulegają hydrolizie kationowej. Napisz w formie jonowej skróconej odpowiednie równania reakcji chemicznych.

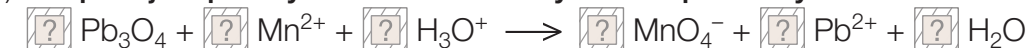
2. W wyniku reakcji chemicznej manganianu(VII) potasu z kwasem chlorowodorowym wydzielilo się 6,72 dm³ chloru (warunki normalne). Oblicz, ile gramów manganianu(VII) potasu wzięło udział w tej reakcji chemicznej, jeżeli produktami oprócz chloru są chlorek potasu, chlorek manganu(II) i woda.

3. W pewnych warunkach zachodzi reakcja opisana schematem:

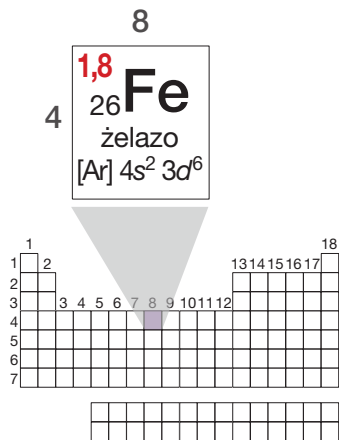


a) Napisz w formie jonowej, z uwzględnieniem pobranych lub oddanych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania półkowe procesów redukcji i utleniania.

b) Uzupełnij współczynniki stechiometryczne w poniższym schemacie.

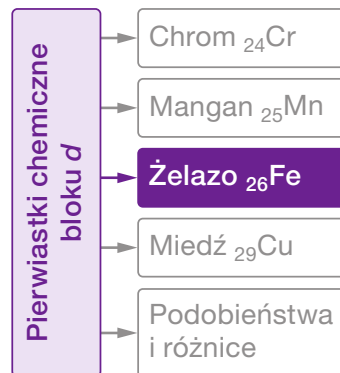


30 Żelazo ${}_{26}\text{Fe}$



Ważne w tym temacie:

- właściwości chemiczne tlenków żelaza
- równania reakcji żelaza z kwasami nieutleniającymi
- równania reakcji żelaza z rozcieńczonym i stężonym roztworem kwasu azotowego(V)
- równania reakcji chloru, bromu i siarki z żelazem



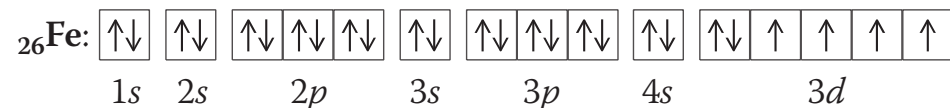
Żelazo jest przedstawicielem **żelazowców**, czyli pierwiastków chemicznych bloku *d* tworzących 8. grupę układu okresowego. Ten pierwiastek chemiczny (fot. 117.) występuje w skorupie ziemskiej w postaci związków chemicznych. Można go otrzymać przez redukcję tlenków żelaza na przykład wodorem.



Fot. 117. Czyste żelazo jest miękkim, srebrzystobiałym metalem.

■ Konfiguracja elektronowa atomu żelaza

Atom żelaza ma następującą konfigurację elektronową:



Spośród 8 elektronów walencyjnych atomu żelaza w tworzeniu wiązań chemicznych biorą udział najczęściej **2 lub 3** z nich.

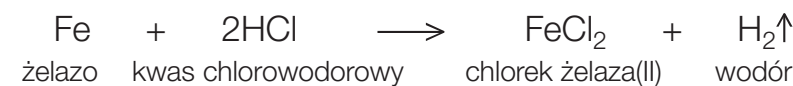
■ Stopnie utlenienia atomów żelaza

W związkach chemicznych atom żelaza występuje głównie na **II i III stopniu utlenienia**. Tworzy wówczas jony Fe^{2+} lub Fe^{3+} . Znane są też kowalencyjne związki chemiczne, w których atom żelaza występuje na innych stopniach utlenienia: IV, V i VI. Należą do nich m.in. **żelaziany(VI)**, zawierające jon FeO_4^{2-} , stosowane jako silne utleniacze.

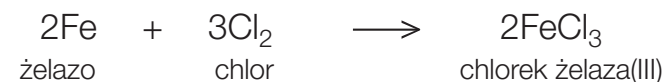
■ Właściwości żelaza

W zależności od temperatury żelazo tworzy **cztery odmiany alotropowe**.

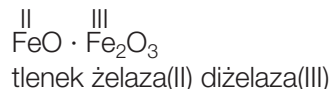
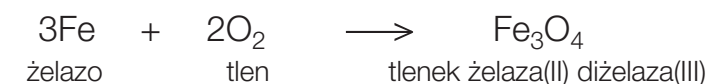
Żelazo jest aktywniejsze chemicznie od wodoru, dlatego wypiera wodór z kwasów nieutleniających i tworzy sole żelaza(II), np.:



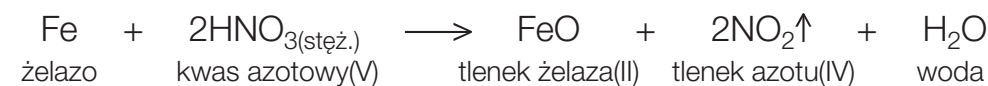
W reakcji chemicznej żelaza z **chlorem** powstaje chlorek żelaza(III):



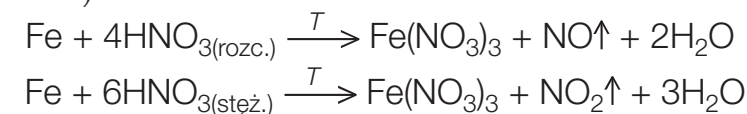
Pył żelaza **spala się w tlenie**, w wyniku czego powstaje tlenek żelaza(II) diżelaza(III), nazywany także tlenkiem żelaza(II, III):



Stężone roztwory kwasów o właściwościach utleniających, jak kwas siarkowy(VI) i kwas azotowy(V), w temperaturze pokojowej powodują **pasywację żelaza**, czyli pokrywanie się jego powierzchni warstewką tlenku FeO, który chroni metal przed działaniem czynników zewnętrznych:



W podwyższonej temperaturze żelazo ze stężonym i rozcieńczonym roztworem kwasu azotowego(V) tworzy azotany(V), zgodnie z równaniami reakcji:



■ Tlenki i wodorotlenki żelaza

Tlenki i wodorotlenki żelaza wykazują charakter zasadowy (tabela 28.), np. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ulega działaniu kwasów, tworząc sole. Można je jednak częściowo rozтворzyć w stężonym roztworze wodorotlenku sodu, dlatego charakter chemiczny wodorotlenków żelaza jest niekiedy określany jako **słabo amfoteryczny**.

Tabela 28. Charakter chemiczny tlenków i wodorotlenków żelaza

Stopień utlenienia atomu żelaza	II	III
Wzór tlenku	FeO	Fe ₂ O ₃
Nazwa tlenku	tlenek żelaza(II)	tlenek żelaza(III)
Charakter chemiczny tlenku	zasadowy	zasadowy
Wzór wodorotlenku	Fe(OH) ₂	Fe(OH) ₃
Nazwa wodorotlenku	wodorotlenek żelaza(II)	wodorotlenek żelaza(III)
Charakter chemiczny wodorotlenku	zasadowy	zasadowy

Doświadczenie 51.

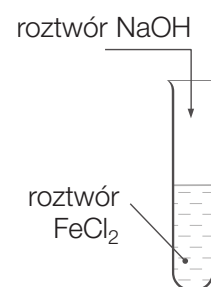
NaOH, FeCl₂

Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(II) i badanie jego właściwości

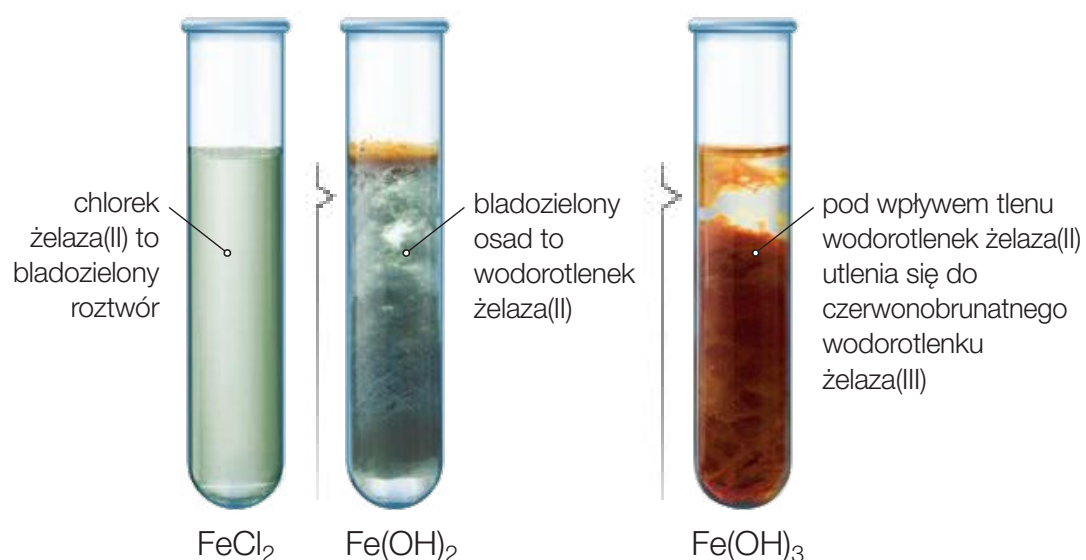
Odczynniki: roztwór chlorku żelaza(II), roztwór wodorotlenku sodu.

Szkło laboratoryjne: probówka, wkraplacz.

Instrukcja: Do probówki z roztworem chlorku żelaza(II) wkraplaj roztwór wodorotlenku sodu (schemat).



Obserwacje: Roztwór w probówce ma początkowo bladozieloną barwę (fot. 118.). Pod wpływem wodorotlenku sodu strąca się bladozielony osad, który po pewnym czasie staje się czerwono-brunatny.

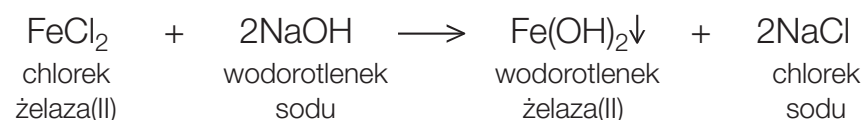


Fot. 118. Powstawanie czerwono-brunatnego osadu wodorotlenku żelaza(III).

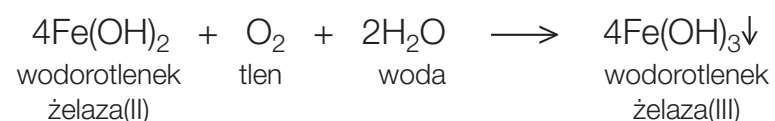
Wnioski: Produktem zachodzącej reakcji chemicznej jest trudno rozpuszczalny w wodzie **wodorotlenek żelaza(II)**, który łatwo utlenia się na powietrzu do **wodorotlenku żelaza(III)**.

Zachodzące reakcje chemiczne można przedstawić za pomocą równań:

zapis cząsteczkowy



zapis jonowy skrócony



Doświadczenie 52.

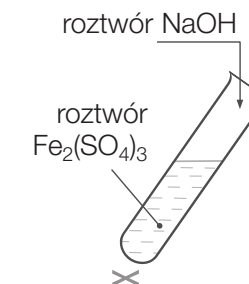
NaOH, Fe₂(SO₄)₃

Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III) i badanie jego właściwości

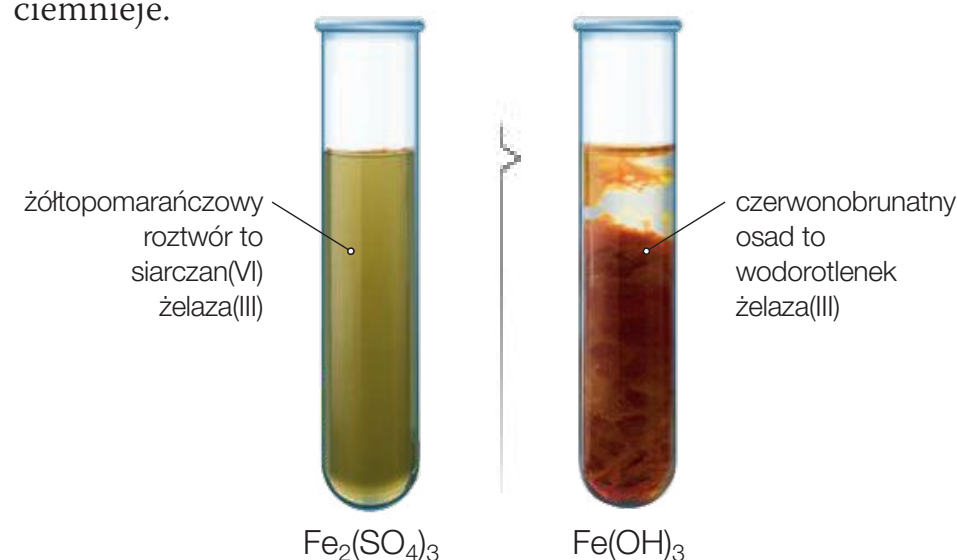
Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) żelaza(III), roztwór wodorotlenku sodu.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, wkraplacz, palnik gazowy.

Instrukcja: Do probówki zawierającej roztwór siarczanu(VI) żelaza(III) dodaj kroplami roztwór wodorotlenku sodu. Następnie ogrzej probówkę (schemat).



Obserwacje: W probówce z żółtopomarańczowego roztworu strąca się czerwono-brunatny osad (fot. 119.), który po ogrzaniu ciemnieje.

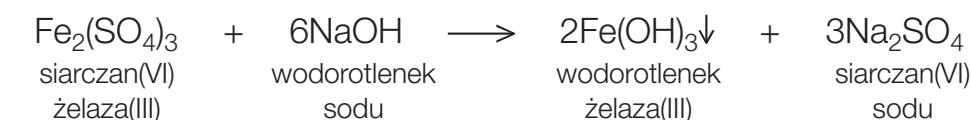


Fot. 119. Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III).

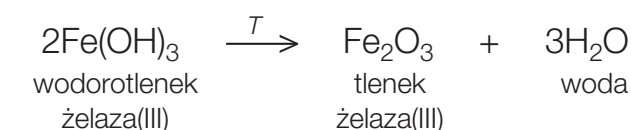
Wnioski: Produktem zachodzącej reakcji chemicznej jest trudno rozpuszczalny w wodzie wodorotlenek żelaza(III), który po ogrzaniu rozkłada się na tlenek żelaza(III) i wodę.

Zachodzące reakcje chemiczne można przedstawić za pomocą równań:

< zapis cząsteczkowy

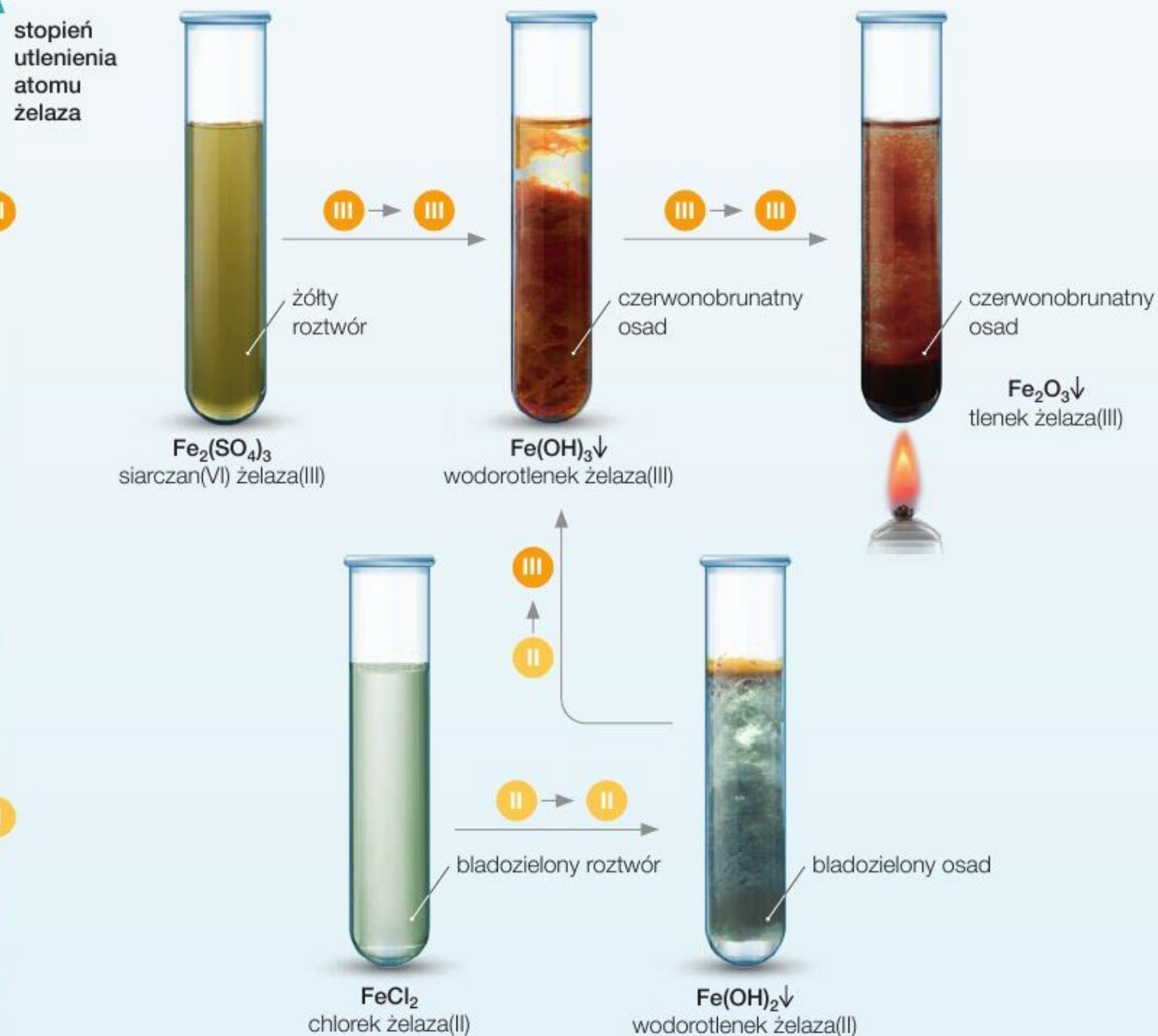


< zapis jonowy skrócony



Barwy związków chemicznych zawierających atomy żelaza na różnych stopniach utlenienia

Związki chemiczne żelaza w zależności od stopnia utlenienia zawartego w nich atomu żelaza mają różne barwy.



- II → II Reakcja chlorku żelaza(II) z wodorotlenkiem sodu
 $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$
- II → III Utlenianie wodorotlenku żelaza(II) na powietrzu
 $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$
- III → III Reakcja siarczanu(VI) żelaza(III) z wodorotlenkiem sodu
 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH} \longrightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$
- Rozkład termiczny wodorotlenku żelaza(III)
 $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \xrightarrow{T} \text{Fe}_2\text{O}_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$

Zastosowania żelaza i jego związków chemicznych

Żelazo w postaci pierwiastkowej jest używane głównie jako reduktor lub katalizator w reakcjach chemicznych.



budownictwo



leki



przemysł chemiczny



przemysł elektryczny

Elektronika

Technicznie czyste żelazo, tzw. żelazo armco, zawiera 99,99 % Fe i jest wykorzystywane do produkcji rdzeni elektromagnesów.



Stopy

Żelazo jest składnikiem stopów: **stali** (do 2 % C) oraz **żeliwa** (2,1–4 % C). Dzięki odpowiedniej obróbce i dodatkom stopy żelaza są odporne na działanie różnych substancji, np. dodatek chromu zabezpiecza stalową armaturę i naczynia kuchenne przed rdzewieniem.

Budownictwo

Stal jest powszechnie wykorzystywana w budownictwie, m.in. do produkcji **prętów** używanych do wzmacniania betonu.

Przemysł farmaceutyczny

Związki żelaza są składnikami **leków** stosowanych w leczeniu anemii.



Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

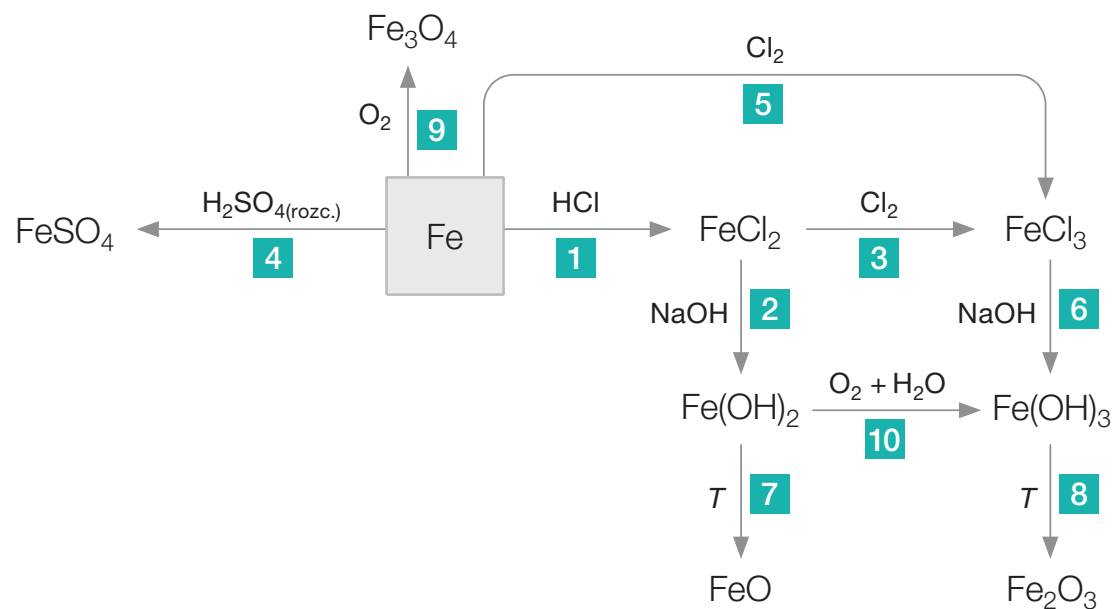
Wydobycie surowców mineralnych, np. **związków żelaza (rud)**, powoduje m.in. zmiany w naturalnym ukształtowaniu powierzchni ziemi, degradację gruntów oraz skażenie wód. Tereny pogórnice poddaje się rekultywacji, aby przywrócić im pierwotną postać lub wartość użytkową.

Wyszukaj i zaprezentuj

Jakie są sposoby rekultywacji terenów pogórnich?



Ciągi przemian chemicznych – żelazo



Równania reakcji chemicznych:

- 1
$$\text{Fe} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$$

żelazo kwas chlorowodorowy chlorek żelaza(II) wodór
- 2
$$\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{Fe(OH)}_2\downarrow + 2\text{NaCl}$$

chlorek żelaza(II) wodorotlenek sodu wodorotlenek żelaza(II) chlorek sodu
- 3
$$2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{FeCl}_3$$

chlorek żelaza(II) chlor chlorek żelaza(III)
- 4
$$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{rozc.})} \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$$

żelazo kwas siarkowy(VI) siarczan(VI) żelaza(II) wodór
- 5
$$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{FeCl}_3$$

żelazo chlor chlorek żelaza(III)
- 6
$$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \longrightarrow \text{Fe(OH)}_3\downarrow + 3\text{NaCl}$$

chlorek żelaza(III) wodorotlenek sodu wodorotlenek żelaza(III) chlorek sodu
- 7
$$\text{Fe(OH)}_2 \xrightarrow{T} \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$$

wodorotlenek żelaza(II) tlenek żelaza(II) woda
- 8
$$2\text{Fe(OH)}_3 \xrightarrow{T} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$$

wodorotlenek żelaza(III) tlenek żelaza(III) woda
- 9
$$3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \longrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$$

żelazo tlen tlenek żelaza(II) diżelaza(III)
- 10
$$4\text{Fe(OH)}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{Fe(OH)}_3\downarrow$$

wodorotlenek żelaza(II) tlen woda wodorotlenek żelaza(III)

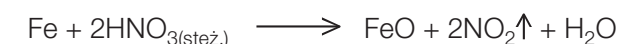
Ważne w temacie **Żelazo $_{26}\text{Fe}$**

1. Piszę równania reakcji żelaza z kwasami nieutleniającymi

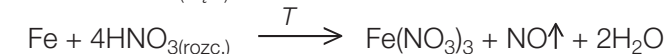
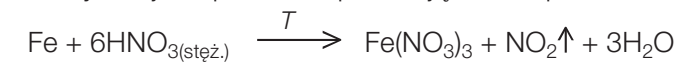


2. Piszę równania reakcji żelaza z rozcieńczonym i stężonym roztworem kwasu azotowego(V)

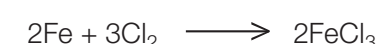
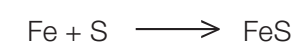
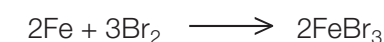
W stężonym roztworze HNO_3 żelazo w temperaturze pokojowej ulega pasywacji, tzn. pokrywa się FeO .



W wyższej temperaturze powstają sól i odpowiednie tlenki azotu:



3. Piszę równania reakcji chloru, bromu i siarki z żelazem



Pasywacja – tworzenie się na powierzchni metalu warstwy jego związku, np. tlenku, która chroni metal przed dalszym utlenianiem.

Zadania do tematu



1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (patrz s. 340) i wykonaj polecenia (a–c).

- a) Podaj numery równań reakcji chemicznych, które nie są reakcjami utleniania-redukcji.
- b) Podaj numery równań reakcji chemicznych, które świadczą o tym, że żelazo jest aktywniejsze chemicznie od wodoru.
- c) Podczas przeprowadzania pewnego doświadczenia chemicznego zaobserwowano, że zielony osad zmienia barwę na czerwono-brunatną. Wskaż numer równania reakcji chemicznej przedstawiającej to doświadczenie chemiczne.



2. Przeprowadzono doświadczenie przedstawione na schemacie.

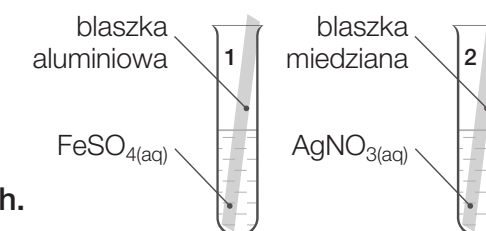
- a) **Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równania reakcji zachodzących w obydwu probówkach.**
- b) **Oceń, jak zmieniają się masy płytek zanurzonych w roztworach na skutek zachodzących reakcji chemicznych.**

Wybierz właściwe określenie w każdym nawiasie.

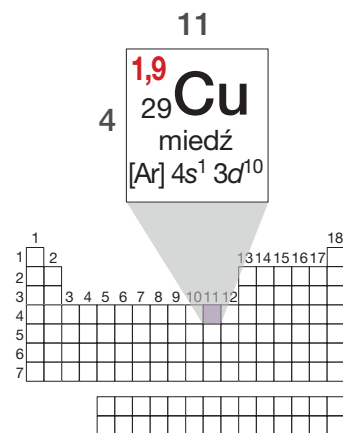
1. W probówce 1. masa płytki (zwiększy się / zmniejszy się / nie zmieni się).
2. W probówce 2. masa płytki (zwiększy się / zmniejszy się / nie zmieni się).

c) **Wybierz obserwacje dla próbki 2.**

1. Roztwór przyjmuje niebieską barwę.
2. Z próbki wydzielą się bezbarwny i bezwonny gaz.
3. Brak objawów reakcji.

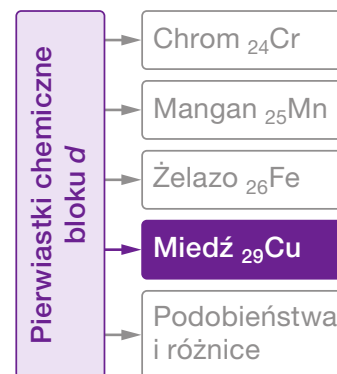


31 Miedź $_{29}\text{Cu}$



Ważne w tym temacie:

- właściwości chemiczne tlenków miedzi
- równania reakcji chloru, bromu i siarki z miedzią
- równania reakcji miedzi z rozcieńczonym i stężonym roztworem kwasu azotowego(V)



Miedź jest przedstawicielem **miedziowców**, czyli pierwiastków chemicznych bloku *d* tworzących 11. grupę układu okresowego. W środowisku przyrodniczym występuje w stanie wolnym (fot. 120.), a także w postaci rud, zawierających najczęściej tlenki lub siarczki miedzi.



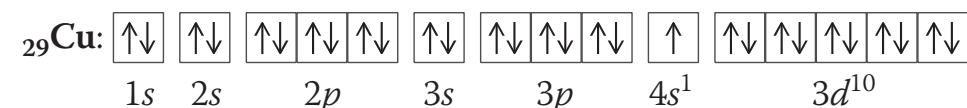
Fot. 120. Miedź jest substancją stałą o metalicznym połysku i charakterystycznej barwie.

■ Konfiguracja elektronowa atomu miedzi

Atom miedzi ma **11 elektronów walencyjnych** i następującą konfigurację elektronową:



Podobnie jak w przypadku chromu, występuje tu **promocja elektronowa**, czyli zmiana kolejności zapełniania elektronami podpowłok $4s$ i $3d$. W atomie miedzi całkowite zapełnienie podpowłoki $3d$ jest energetycznie korzystniejsze niż zapełnienie podpowłoki $4s$:



Spośród 11 elektronów walencyjnych atomu miedzi **w tworzeniu wiązań chemicznych bierze udział tylko 1 elektron** (z podpowłoki 4s) **lub 2 elektrony** (z podpowłok 4s i 3d).

■ Stopnie utlenienia atomów miedzi

W związkach chemicznych atom miedzi występuje najczęściej na **II, rzadziej na I stopniu utlenienia**. Miedź tworzy też związki koordynacyjne, w których atomy miedzi występują na IV albo III stopniu utlenienia, np. $[\text{CuF}_6]^{3-}$ lub $[\text{CuF}_6]^{2-}$.

■ Właściwości miedzi

Miedź jest miękkim, kowalnym i ciągliwym metalem o różowej barwie. Ma metaliczny połysk. Pod wpływem wilgoci i CO₂ na powierzchni miedzi i jej stopów tworzy się zielona powłoka, tzw. **patyna** (fot. 121.). Jej głównym składnikiem jest węglan diwodorotlenek dimiedzi(II) Cu₂CO₃(OH)₂. Patyna dobrze chroni metal przed dalszym działaniem czynników atmosferycznych.

■ Reakcje miedzi z kwasami

Miedź jest mniej aktywna chemicznie od wodoru (ma wyższy potencjał standardowy redukcji niż wodór), nie wypiera go z kwasów i nie tworzy w ten sposób soli. Nie reaguje z kwasami nieutleniającymi, takimi jak np. kwas chlorowodorowy HCl . Natomiast reaguje z kwasami utleniającymi, takimi jak roztwór kwasu azotowego(V) HNO_3 i stężony roztwór kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4 . W tych reakcjach chemicznych nie powstaje wodór, lecz odpowiednie tlenki: NO , NO_2 i SO_2 .



Fot. 121. Patynę, nazywaną również śniedzią, można usunąć, stosując roztwór NH_3 lub NaCl i CH_3COOH w ciepłej wodzie.

Doświadczenie 53.



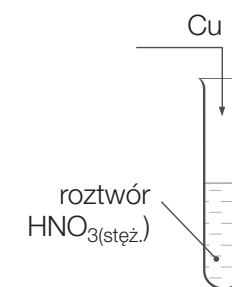
Reakcja miedzi ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V)

! Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

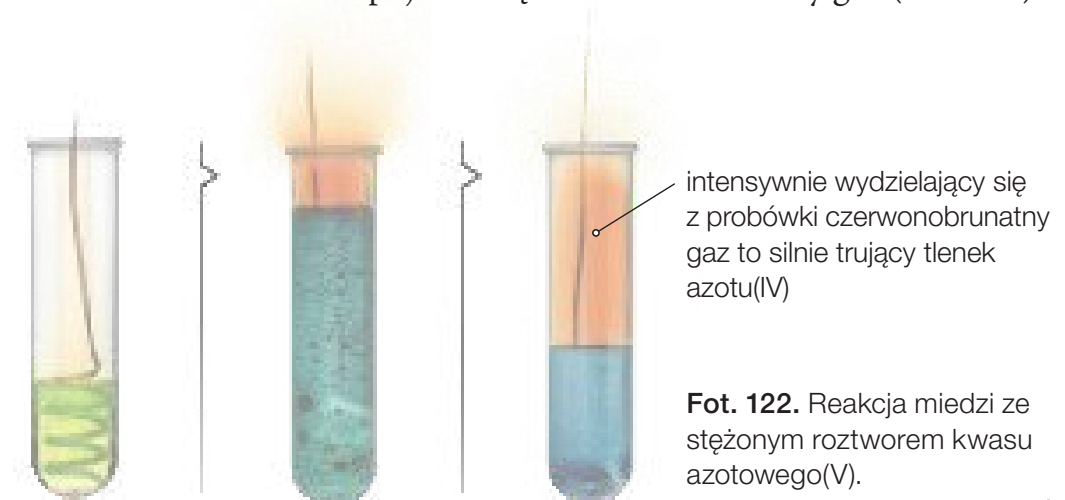
Odczynniki: miedź, stężony roztwór kwasu azotowego(V).

Szkło laboratoryjne: probówka.

Instrukcja: Do probówki wlej niewielką ilość stężonego roztworu kwasu azotowego(V) i wrzuć niewielki kawałek metalicznej miedzi, np. w postaci drutu lub blaszki (schemat).



Obserwacje: Miedź roztwarza się. Ciecz w probówce barwi się na kolor zielononiebieski i pojawia się czerwono-brunatny gaz (fot. 122.).



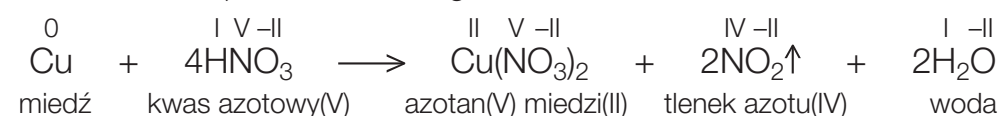
Fot. 122. Reakcja miedzi ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V).

ciąg dalszy doświadczenia na s. 344

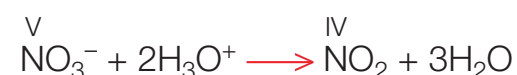
początek doświadczenia na s. 343

Wniosek: Miedź reaguje ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V). Produktami reakcji chemicznej są: gaz – tlenek azotu(IV), azotan(V) miedzi(II) oraz woda.

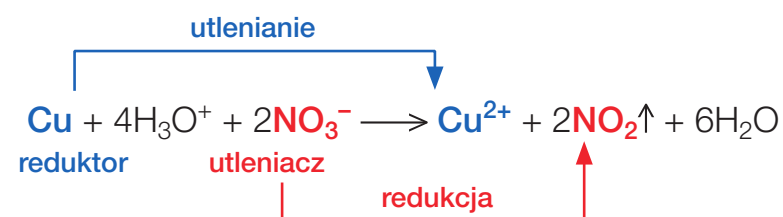
Zaszła reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:



W wyniku reakcji chemicznej zachodzącej podczas doświadczenia 53. (s. 343) **atom miedzi podwyższa swój stopień utlenienia** z 0 do II, natomiast **atomy azotu** pochodzące z dwóch jonów NO_3^- – **obniżają** – z V do IV. Pozostałe dwa jony NO_3^- reagują bez zmiany stopni utlenienia atomów azotu.

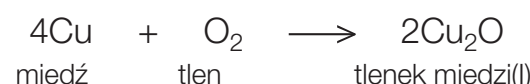


Współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej można ustalić, stosując **bilans jonowo-elektronowy**:

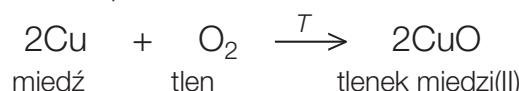


Tlenki miedzi

Powierzchnia miedzi często pokrywa się cienką warstwą tlenku miedzi(I) Cu_2O o barwie ceglastoczerwonej (fot. 123.):



W podwyższonej temperaturze powstaje tlenek miedzi(II) o barwie czarnej (fot. 123.):



tlenek miedzi(I)



tlenek miedzi(II)

Fot. 123. Tlenki miedzi – Cu_2O i CuO .

Tlenek miedzi(II) CuO ma właściwości amfoteryczne – reaguje z kwasami i zasadami. Produktem reakcji CuO z:

- ▶ kwasem chlorowodorowym jest chlorek miedzi(II) CuCl_2 ,
- ▶ wodorotlenkiem sodu jest tetrahydroksomiedzian(II) sodu $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$.

Tlenek miedzi(II) CuO może pełnić funkcję utleniacza. Właściwość ta jest wykorzystywana m.in. do wykrywania aldehydów i badania właściwości redukujących cukrów, co zostanie omówione w działach *Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów* i *Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów*.

Wodorotlenek miedzi(II)

Związkiem miedzi(II) o charakterystycznych właściwościach jest wodorotlenek miedzi(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$.



Doświadczenie 54.



NaOH

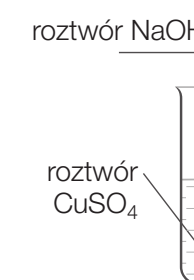
CuSO₄

Otrzymywanie wodorotlenku miedzi(II)

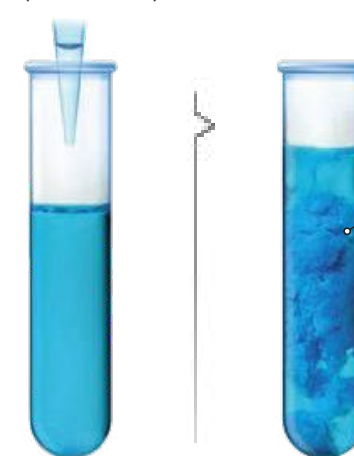
Odczynniki: roztwór wodorotlenku sodu, roztwór siarczanu(VI) miedzi(II).

Szkło laboratoryjne: probówka, wkraplacz.

Instrukcja: Do probówki z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) wkraplaj roztwór wodorotlenku sodu (schemat).



Obserwacje: W probówce strąca się niebieski, galaretowaty osad (fot. 124.).

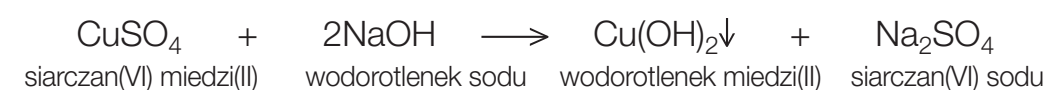


niebieski osad wodorotlenku miedzi(II)

Fot. 124. Reakcja siarczanu(VI) miedzi(II) z wodorotlenkiem sodu.

Wniosek: Produktem reakcji chemicznej jest trudno rozpuszczalny w wodzie wodorotlenek miedzi(II).

Zaszła reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:



< zapis cząsteczkowy



< zapis jonowy skrócony

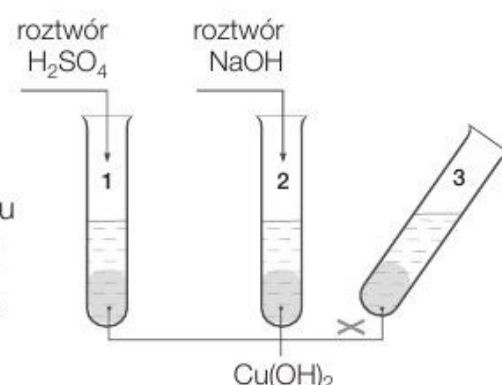
**Doświadczenie 55.** H_2SO_4 , NaOH $\text{Cu}(\text{OH})_2$ **Badanie właściwości wodorotlenku miedzi(II)**

Odczynniki: roztwór kwasu siarkowego(VI), stężony roztwór wodorotlenku sodu, wodorotlenek miedzi(II).

Szkło i sprzęt laboratoryjny:

probówki, palnik gazowy.

Instrukcja: Otrzymany w doświadczeniu 54. osad wodorotlenku miedzi(II) podziel na 3 części i przenieś do probówek 1., 2. i 3. Następnie do probówki 1. dodawaj roztwór kwasu siarkowego(VI), do 2. – roztwór wodorotlenku sodu, a 3. probówkę ogrzewaj (schemat).



pod wpływem kwasu osad $\text{Cu}(\text{OH})_2$ zanika



pod wpływem zasady osad zanika tylko częściowo, ponieważ $\text{Cu}(\text{OH})_2$ wykazuje słabe właściwości amfoteryczne

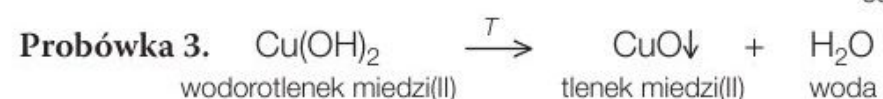
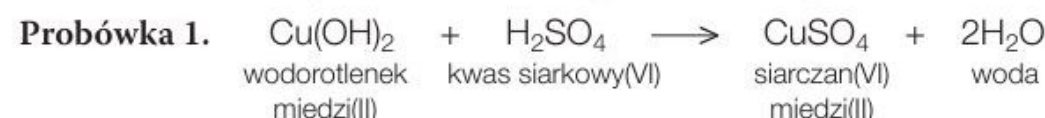


pod wpływem ogrzewania osad $\text{Cu}(\text{OH})_2$ zmienia barwę z niebieskiej na czarną

Fot. 125. Badanie wpływu różnych czynników na wodorotlenek miedzi(II).

Wniosek: Wodorotlenek miedzi(II) reaguje zarówno z kwasami, jak i z zasadami. Jest zatem związkiem chemicznym o właściwościach amfoterycznych. Jest on nietrwały, gdyż pod wpływem ogrzewania łatwo się rozkłada.

Zachodzące reakcje chemiczne można przedstawić za pomocą równań:

**Zastosowania miedzi i jej związków chemicznych**

Miedź w związkach chemicznych, jako składnik mieszanin i w postaci pierwiastkowej, ma wiele zastosowań zarówno w przemyśle, jak i w życiu codziennym.



przemysł farmaceutyczny



ogrodnictwo



przemysł metalurgiczny

**Ogrodnictwo**

Roztwór siarczynu(VI) miedzi(II) stosuje się w ogrodnictwie do **ochrony roślin** przed grzybami i jako **substancję owadobójczą**.

Stopy

Miedź jest składnikiem stopów: **mosiądzu** (40 % Zn), **brązu** (20 % Sn) oraz **tombaku** (10% Zn), z których wytwarza się m.in. przedmioty dekoracyjne i użytkowe. Z brązu produkuje się również monety.

Przemysł farmaceutyczny

Jony miedzi, wchodzące w skład **suplementów diety**, ułatwiają przyswajanie żelaza przez organizm oraz polepszają kondycję skóry, włosów i paznokci.

**Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój**

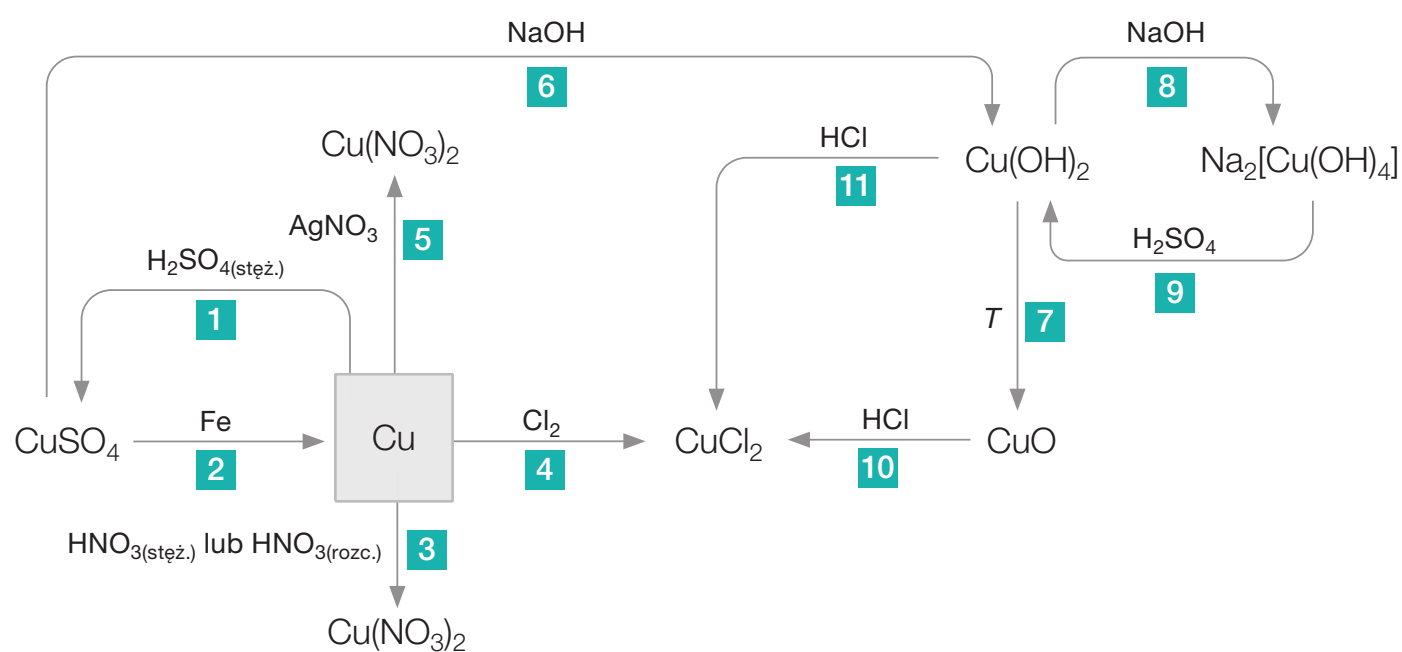
Miedź jest jednym z metali najczęściej poddawanych recyklingowi. Można ją wielokrotnie przetwarzać bez utraty jej właściwości. Charakteryzuje się dobrym przewodnictwem elektrycznym i cieplnym, dlatego jest stosowana do wytwarzania przewodów elektrycznych. Proces recyklingu miedzi wymaga znacznie mniej energii niż pozyskanie jej z rud miedzi. Pozwala też na znaczne ograniczenie emisji tlenku węgla(IV).

Wyszukaj i zaprezentuj

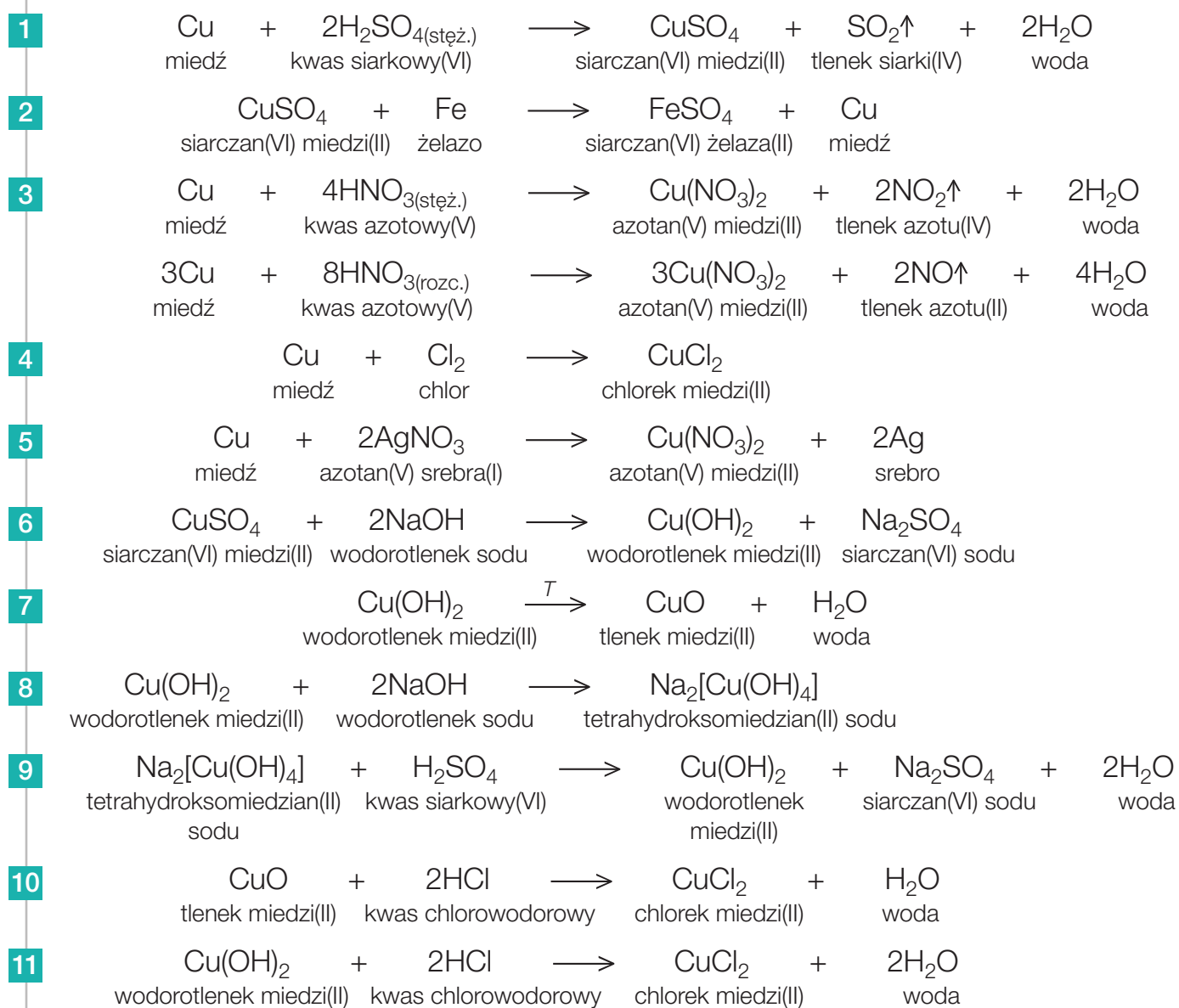
W jakich gałęziach przemysłu wykorzystuje się miedź poddaną recyklingowi?



Ciągi przemian chemicznych – miedź

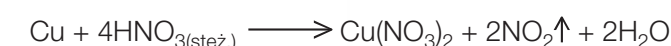
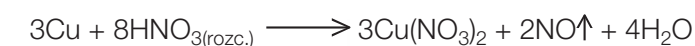


Równania reakcji chemicznych:

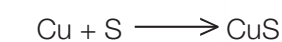
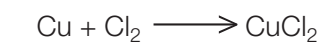


Ważne w temacie *Miedź $_{29}\text{Cu}$*

1. Piszę równania reakcji miedzi z rozcieńczonym i stężonym roztworem kwasu azotowego(V)



2. Piszę równania reakcji miedzi z chlorem, bromem i siarką

Miedź $_{29}\text{Cu}$

Zadania do tematu



1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 348) i wykonaj polecenia (a–e).

- Podaj numery równań reakcji chemicznych, które umożliwiają określenie charakteru chemicznego wodorotlenku miedzi(II). Napisz równania tych reakcji chemicznych, stosując zapis jonowy skrócony.
- Podaj numery równań reakcji chemicznych, za pomocą których można porównać aktywność chemiczną metali. Uszereguj metale, które biorą w nich udział, według wzrastającej aktywności chemicznej.
- Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równania reakcji chemicznych oznaczonych numerami 1 i 3.
- Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, podczas którego zachodzi reakcja chemiczna, której równanie oznaczono numerem 2. Narysuj schemat, podaj obserwacje, sformułuj wniosek. Napisz równanie reakcji chemicznej, stosując zapis jonowy.
- Określ, czy reakcja chemiczna, której równanie oznaczono numerem 9, jest reakcją utleniania-redukcji.

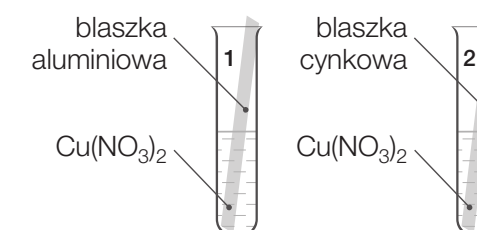
2. Napisz równania reakcji chemicznych, które zaszły w probówkach 1. i 2. w doświadczeniu 55. (s. 346). Zastosuj zapis jonowy skrócony.

3. W wyniku reakcji miedzi z rozcieńczonym roztworem kwasu azotowego(V) powstają: tlenek azotu(II), azotan(V) miedzi(II) i woda. Ustal współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej. Wskaż utleniacz, reduktor oraz procesy utleniania i redukcji.

4. Ustal współczynniki stechiometryczne reakcji chemicznej metodą bilansu elektronowego. Wskaż utleniacz i reduktor oraz reakcje utleniania i redukcji.

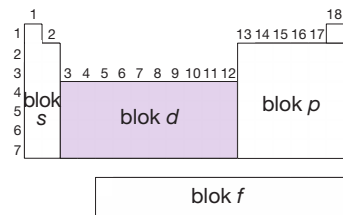


5. Przeprowadzono dwa doświadczenia chemiczne przedstawione na schematach.



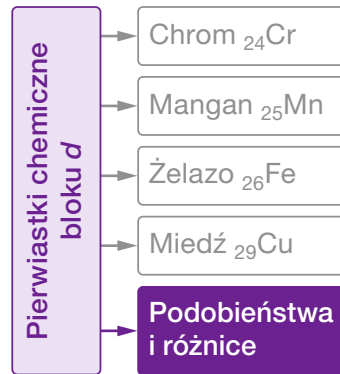
- Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji zachodzących w obydwu doświadczeniach chemicznych.
- Oceń, co stanie się z masą płytek zanurzonych w roztworach na skutek zachodzących reakcji chemicznych (zwiększy się / zmniejszy się / nie zmieni się).

32 Blok d – podsumowanie



Ważne w tym temacie:

- opisywanie podobieństw we właściwościach pierwiastków chemicznych w grupach układu okresowego i zmienności we właściwościach pierwiastków chemicznych w okresach



Blok d tworzą pierwiastki chemiczne grup od 3. do 12. układu okresowego.

Konfiguracja elektronowa

Atomy pierwiastków chemicznych bloku d mają zapełnioną podpowłokę ns powłoki walencyjnej i rozbudowują podpowłokę $(n-1)d$. Wyjątkami są m.in. chrom i miedź, które przy częściowo zapełnionej podpowłoczce $4s$ uzupełniają podpowłokę $3d$ do 5 elektronów (Cr) lub do 10 elektronów (Cu). Jest to tzw. **promocja elektronowa**, prowadząca do korzystniejszego stanu energetycznego atomu. Elektrony walencyjne w atomach pierwiastków chemicznych bloku d są rozlokowane w podpowłokach $(n-1)d$ oraz ns (tabela 29.)

Tabela 29. Konfiguracje elektronów walencyjnych atomów i jonów wybranych metali bloku d 4. okresu układu okresowego

Numer grupy	3	4	5	6	7	8	10	11	12
Symbol pierwiastka chemicznego	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Ni	Cu	Zn
Konfiguracja elektronów walencyjnych	atomu	$4s^2 3d^1$	$4s^2 3d^2$	$4s^2 3d^3$	$4s^1 3d^5$	$4s^2 3d^5$	$4s^2 3d^6$	$4s^1 3d^{10}$	$4s^2 3d^{10}$
	jonu Me^{2+}	–	$3d^2$	$3d^3$	$3d^4$	$3d^5$	$3d^6$	$3d^9$	$3d^{10}$
	jonu Me^{3+}	$3d^0$	$3d^1$	$3d^2$	$3d^3$	$3d^4$	$3d^5$	–	–

Właściwości fizyczne

Wszystkie pierwiastki chemiczne bloku d to **metale**. W temperaturze pokojowej są substancjami:

- stałymi (z wyjątkiem rtęci (fot. 126.)),

rtęć jest metalem o najniższej temperaturze topnienia równej $-38,8^{\circ}\text{C}$



wolfram ma najwyższą temperaturę topnienia – topi się dopiero w temperaturze 3420°C



Fot. 126. Pierwiastki chemiczne bloku d, z wyjątkiem rtęci, która jest cieczą, są substancjami stałymi.

- o metalicznym połysku,
- o barwie najczęściej srebrzystobiałej lub srebrzystoszarej. Wyjątki to miedź o barwie różowej, złoto, które jest żółte, chrom – srebrzystoniebieski, mangan – srebrzystoróżowy i tantal – niebieskoszary.

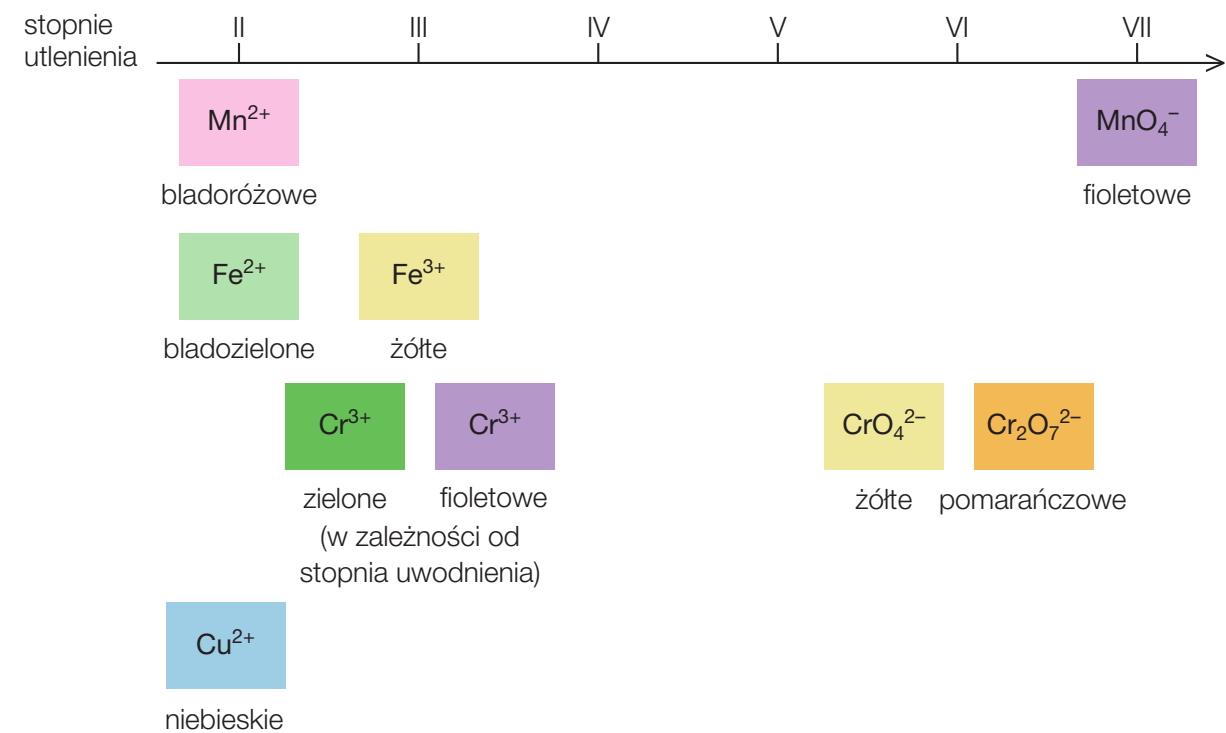
Pierwiastki chemiczne bloku d są:

- dobrymi przewodnikami ciepła i elektryczności,
- kowalne i ciągliwe,
- składnikami stopów, a także związków chemicznych, w których atomy tych pierwiastków chemicznych występują na różnych stopniach utlenienia.

Atomy pierwiastków chemicznych bloku d na niskich stopniach utlenienia występują jako proste kationy, jak Cr^{3+} , Mn^{2+} , Cu^{2+} , Ag^{+} . Wyższe stopnie utlenienia wykazują w anionach kwasów tlenowych: CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, MnO_4^{-} .

Właściwości chemiczne

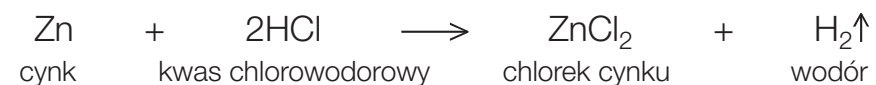
Pierwiastki chemiczne bloku d, poza nielicznymi wyjątkami np.: Au, Pt, Pd i Ir, **po ogrzaniu reagują z tlenem**, a niektóre z nich (np. Fe), reagując powoli z parą wodną, ulegają korozji. **Wodne roztwory związków chemicznych niektórych metali bloku d są barwne** (rys. 53.). Tę właściwość wykorzystuje się do analizy chemicznej. Jest ona związana z **absorpcją**, czyli pochłanianiem światła przez elektrony znajdujące się na częściowo zapełnionej podpowłoczce $(n-1)d$. Przy całkowicie zapełnionej podpowłoczce $(n-1)d$ lub braku na niej elektronów jony proste metali bloku d są **bezbarwne**, np. Ag^{+} , Cu^{+} , Zn^{2+} , Ti^{4+} .



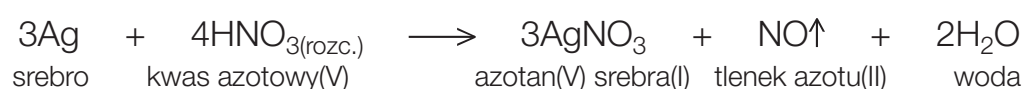
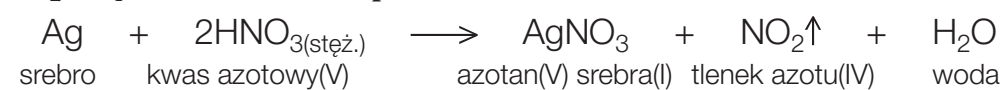
Rys. 53. Barwy jonów wybranych pierwiastków chemicznych bloku d.

Metale należące do bloku d **w różny sposób reagują z kwasami**, zależnie od rodzaju kwasu i metalu.

- **Metale bardziej aktywne** chemicznie (o niższym potencjale standardowym redukcji E°) **od wodoru wypierają go z kwasów nieutleniających** i tworzą sole, np.:



- **Metale mniej aktywne** chemicznie **od wodoru** (np. Cu i Ag) **reagują tylko z kwasami utleniającymi** (HNO_3 , stężonym roztworem H_2SO_4) i tworzą sole, np.:



W tych reakcjach chemicznych nie wydzielą się wodór, lecz powstaje odpowiedni tlenek, np.: NO_2 , NO lub SO_2 .

- Złoto reaguje jedynie z **wodą królewską**, mieszaniną stężonego kwasu chlorowodorowego i stężonego roztworu kwasu azotowego(V) w stosunku objętościowym 3 : 1, która ma właściwości silnie utleniające.

Tlenki metali bloku d mające atomy na:

- **niższych stopniach** utlenienia mają charakter **zasadowy**,
- **wyższych stopniach** utlenienia – charakter **kwasowy**,
- **pośrednich stopniach** utlenienia – **amfoteryczny**.

Reakcje metali szlachetnych z wodą królewską
→ patrz s. 31

Ważne w temacie **Blok d – podsumowanie**

Porównuję wybrane właściwości pierwiastków grup 3.–12. układu okresowego

Atomy pierwiastków chemicznych bloku d:

- rozbudowują podpowłokę $(n-1)d$ przy całkowicie wypełnionej podpowłoczce ns powłoki walencyjnej (z wyjątkiem m.in. Cr i Cu),
- różnią się od siebie liczbą elektronów walencyjnych i mają odmienne właściwości.

Pierwiastki chemiczne bloku d:

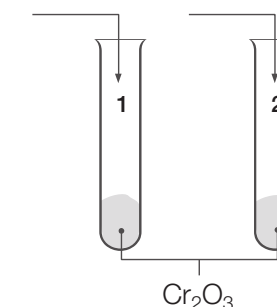
- to metale,
- są dobrymi przewodnikami ciepła i elektryczności,
- są kowalne i ciągliwe,
- mają różne gęstości:
 - metale lekkie: skand Sc i tytan Ti $d < 4,5 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$,
 - najcięższe metale: osm Os i iryd Ir $d > 22 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$,
- mają różne temperatury topnienia:
 - rtęć Hg jest metalem o najniższej temperaturze topnienia równej $-38,8^\circ\text{C}$,
 - wolfram W ma najwyższą temperaturę topnienia – topi się dopiero w temperaturze 3420°C ,
- w temperaturze pokojowej są substancjami stałymi, z wyjątkiem rtęci Hg, która jest cieczą,
- mają metaliczny połysk i różne barwy:
 - większość metali ma barwę srebrzystobiałą lub srebrzystoszarą, np. srebro Ag, cynk Zn,
 - złoto Au ma barwę żółtą,
 - miedź Cu ma barwę różową.

Blok d – podsumowanie

Zadania do tematu

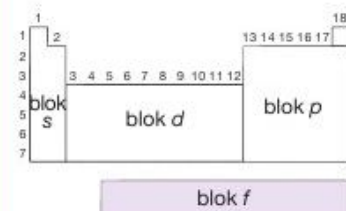


1. Podano schematy reakcji z udziałem związków chemicznych pierwiastków bloku d. Ustal współczynniki stechiometryczne w schematach reakcji chemicznych metodą bilansu elektronowego (a, b) oraz metodą bilansu jonowo-elektronowego (c, d). Wskaż utleniacz i reduktor oraz reakcje utleniania i redukcji.
 - a) $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HBr} \longrightarrow \text{KBr} + \text{CrBr}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - c) $\text{MnO}_4^- + \text{S}^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{S} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
 - d) $\text{BiO}_3^- + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Bi}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
2. W zlewce znajduje się mieszanina 5 g tlenku miedzi(II) i 5 g miedzi. Dodano do niej 50 cm^3 kwasu chlorowodorowego o stężeniu $2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Zawartość wymieszano i przesączono. Jakie substancje pozostały na sączku, a jakie zawierał przesącz? **Odpowiedź uzasadnij.**
3. Oblicz, czy 300 m^3 tlenku węgla(II) (warunki normalne) wystarczy do otrzymania czystego Fe w redukcji 3500 kg magnetytu zawierającego 75 % Fe_3O_4 .
4. Blachę miedzianą na dachach zabytkowych budynków pokrywa zielony nalot, tzw. patyna. Głównym jej składnikiem jest węglan diwodorotlenek dimiedzi(II) $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$, który powstaje w wyniku działania na miedź trzech składników powietrza. Jest to proces długotrwały, a powstający osad skutecznie chroni blachę miedzianą przed korozją.
Napisz, stosując zapis cząsteczkowy, równanie reakcji powstawania patyny.
5. Jednym ze związków chromu jest tlenek chromu(III). Jest to związek chemiczny o charakterze amfoterycznym. Laboratoryjna metoda otrzymywania tego tlenku polega na termicznym rozkładzie dichromianu(VI) amonu. Produktami tej reakcji chemicznej, oprócz tlenku chromu(III), są azot i woda. Jest to reakcja egzotermiczna – woda wydzielą się w postaci pary wodnej. Rozkład dichromianu(VI) amonu przypomina wybuch wulkanu, ponieważ w tej reakcji chemicznej powstają puszysty, zielony proszek oraz produkty gazowe.
 - a) **Napisz równanie reakcji otrzymywania tlenku chromu(III) z dichromianu(VI) amonu.**
 - b) **Oblicz objętość gazowych produktów (w przeliczeniu na warunki normalne) otrzymanych w wyniku rozkładu dichromianu(VI) amonu, jeśli do reakcji użyto 5 g tego związku chemicznego i uległ on rozkładowi w 80 %.**
 - c) **Wybierz odczynniki, których należy użyć do przeprowadzenia doświadczenia chemicznego potwierdzającego amfoteryczny charakter tlenku chromu(III).**
 $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$, $\text{BaCl}_{2(\text{aq})}$, Na_2SO_4 , $\text{HCl}_{(\text{aq})}$, $\text{FeCl}_{3(\text{aq})}$, CaO



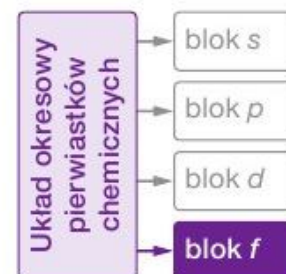
- d) **Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równania reakcji chemicznych zachodzących w probówkach 1. i 2.**

33 Pierwiastki chemiczne bloku f

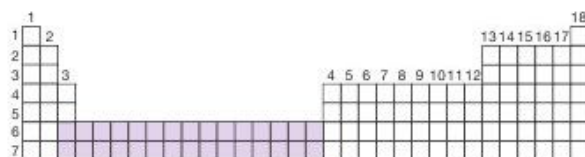


Ważne w tym temacie:

- opisywanie podobieństw i różnic we właściwościach pierwiastków chemicznych bloku f



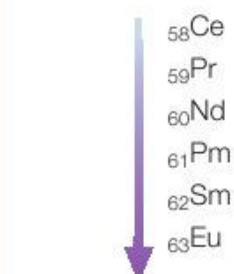
W skład bloku f wchodzi **lantanowce** i **aktynowce** (z wyłączeniem lutetu i lorensu, zaliczanych do bloku d), czyli pierwiastki chemiczne 6. i 7. okresu układu okresowego. **Lantanowce** to 15 pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 57 (lantan La) do 71 (lutet Lu). **Aktynowce** to 15 pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 89 (aktyn Ac) do 103 (loreńs Lr). **W bloku f występuje** (niespotykane w innych blokach) **duże podobieństwo właściwości pierwiastków chemicznych w obrębie okresu**. Współczesny układ okresowy może być przedstawiany w tzw. formie długiej, w której lantanowce i aktynowce stanowią części okresów 6. i 7. (rys. 54.).



Rys. 54. Forma długa układu okresowego.

Lantanowce

Lantanowce występują w środowisku przyrodniczym w postaci rud. To srebrzystobiałe metale, które mają tak podobne właściwości, że trudno je identyfikować. Atomy lantanowców w związkach chemicznych występują **na III stopniu utlenienia**. Związki chemiczne większości lantanowców mają intensywne zabarwienie, które nie zmienia się ani w roztworach (wodnych i niewodnych), ani wskutek wytworzenia związków kompleksowych. Są **metalami aktywnymi chemicznie**. **Reagują z kwasami**, w wyniku czego wypierają z nich wodór. Tlenki lantanowców mają charakter zasadowy, który zmniejsza się w miarę zwiększania się liczby atomowej lantanowca (rys. 55.).



Rys. 55. Zmniejszanie się charakteru zasadowego tlenków wybranych lantanowców.

Aktynowce

Aktynowce, z wyjątkiem: toru, protaktynu i uranu, **nie występują w środowisku przyrodniczym** i zostały sztucznie wytworzone w reakcjach jądrowych. Są pierwiastkami **promieniotwórczymi**, a ich okresy półtrwania zmniejszają się wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej. Z tego powodu otrzymywanie ich w ilościach niezbędnych do badań właściwości jest bardzo trudne. Atomy aktynowców w związkach chemicznych występują najczęściej **na III stopniu utlenienia**.

Zastosowania pierwiastków chemicznych bloku f

Lantanowce są nazywane **pierwiastkami ziem rzadkich**, ponieważ dawniej uważano, że ich rozpowszechnienie w środowisku przyrodniczym jest niewielkie. Dziś wiadomo, że ich zawartość w skorupie ziemskiej jest znaczna. Niewiele natomiast występuje **aktynowców** – zwykle otrzymuje się je w wyniku sztucznych przemian jądrowych.



spawanie



przemysł petrochemiczny



produkcja banknotów



przemysł kosmiczny

Prazeodym

Jego mieszanina z neodymem jest wykorzystywana do produkcji **okularów ochronnych dla spawaczy**. Służy także do barwienia szkła na żółty kolor.

Neodym

Wytwarzane z niego **magnesy** mają 10-krotnie większą siłę przyciągania od tych tradycyjnych, które znajdują się m.in. w głośnikach. Tlenek neodymu stosuje się do produkcji laserów oraz kineskopów.

Europ

Pod wpływem promieniowania UV związki koordynacyjne europu emitują światło zielone, czerwone lub niebieskie. Tę właściwość wykorzystano w **banknotach euro**.



Pluton

Izotop ^{239}Pu jest stosowany w **reaktorach jądrowych** nowej generacji.

Uran

Używa się go głównie w procesie kontrolowanej reakcji łańcuchowej – do **wytwarzania energii elektrycznej** w napędach łodzi podwodnych i w elektrowniach jądrowych.



Kiur

Energia powstająca podczas rozpadu izotopu ^{244}Cm jest wykorzystywana do **napędzania** małych satelitów i **sond kosmicznych**.



Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

Uran jest stosowany jako paliwo w elektrowniach jądrowych.

Wytwarzanie energii elektrycznej przy wykorzystaniu reakcji rozszczepienia jąder jest alternatywą dla pozyskiwania jej ze spalania paliw kopalnych. Energetyka jądrowa, w przeciwieństwie do spalania węgla, nie powoduje emisji zanieczyszczeń powietrza. Jej wadą jest jednak niebezpieczeństwo związane ze składowaniem odpadów promieniotwórczych.

Wyszukaj i zaprezentuj

Jakie korzyści wynikają z wykorzystania uranu w energetyce jądrowej?



Ważne w temacie **Pierwiastki chemiczne bloku f**

Porównuję wybrane właściwości pierwiastków chemicznych bloku f układu okresowego

Pierwiastki chemiczne bloku f to metale. W bloku f występuje, niespotykane w innych blokach, duże podobieństwo właściwości pierwiastków chemicznych w okresie.

Lantanowce:

- to 15 pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych od 57 (lantan La) do 71 (lutet Lu):

57 La lantan 138,91	58 Ce cer 140,12	59 Pr prazeodym 140,91	60 Nd neodym 144,24	61 Pm promet 144,91	62 Sm samar 150,36	63 Eu europ 151,96	64 Gd gadolin 157,25	65 Tb terb 158,93	66 Dy dysproz 162,50	67 Ho holm 164,93	68 Er erb 167,26	69 Tm tul 168,93	70 Yb iterb 173,05	71 Lu lutet 174,97
-------------------------------------	----------------------------------	--	-------------------------------------	-------------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	------------------------------------

- mają tak podobne właściwości, że trudno je identyfikować i rozdzielać,
- w związkach chemicznych ich atomy występują na III stopniu utlenienia.

Aktynowce:

- to 15 pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych od 89 (aktyn Ac) do 103 (lorens Lr):

89 Ac aktyn 227,03	90 Th tor 232,04	91 Pa protaktyn 231,04	92 U uran 238,03	93 Np neptun 237,05	94 Pu pluton 244,06	95 Am ameryk 243,06	96 Cm kiur 247,07	97 Bk berkel 247,07	98 Cf kaliforn 251,08	99 Es einstein 252,08	100 Fm ferm 257,10	101 Md mendelew 258,10	102 No nobel 259,10	103 Lr lorens 262,11
------------------------------------	----------------------------------	--	----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	--	-------------------------------------	--------------------------------------

- z wyjątkiem toru, protaktynu i uranu, nie występują w środowisku przyrodniczym, lecz zostały wytworzone sztucznie w reakcjach jądrowych,
- to pierwiastki promieniotwórcze.
Lutet i lorens są zaliczane do bloku d.

Pierwiastki chemiczne bloku f

Zadania do tematu



- Poniżej podano kilka stwierdzeń dotyczących pierwiastków chemicznych bloku f. **Wskaż zdania prawdziwe.**
a) Atomy aktynowców i lantanowców, z wyjątkiem lantanu, rozbudowują podpowłoki 4f lub 5f.
b) Do bloku f należą metale i niemetale.
c) Aktynowce są pierwiastkami promieniotwórczymi.
d) W okresie występuje małe podobieństwo właściwości pierwiastków chemicznych bloku f.
- Promet występuje w postaci izotopów o liczbach masowych A od 134 do 155. Okres półtrwania promieniotwórczego izotopu $^{143}_{61}\text{Pm}$ wynosi 265 dni. **Oblicz masę tego izotopu w próbce, która pozostała po upływie 1060 dni.** Wiadomo, że masa początkowa próbki wynosiła $m_0 = 0,4\text{ g}$.
- Metalicznego uranu nie otrzymuje się bezpośrednio z rudy, lecz w wyniku redukcji fluorku uranu(IV) magnezem. **Napisz równanie opisanej reakcji chemicznej.**

Podsumowanie

Blok d

Obejmuje **pierwiastki chemiczne 3.–12. grupy układu okresowego**. Atomy pierwiastków chemicznych bloku d rozbudowują podpowłokę (n–1)d przy całkowicie zapelnionej podpowłoce ns powłoki walencyjnej. Wyjątek stanowią m.in. chrom i miedź, które przy częściowo zapelnionej podpowłoce 4s uzupełniają elektronami podpowłokę 3d (promocja elektronowa).

- Wszystkie pierwiastki chemiczne bloku d to metale o niskiej elektroujemności.
- W reakcjach chemicznych tworzą proste jony dodatnie.
- Tlenki metali znajdujących się w bloku d, np. chromu i manganu, które zawierają atomy tych metali na niższych stopniach utlenienia, mają charakter zasadowy, na wyższych – kwasowy, a na pośrednich – amfoteryczny.

Porównanie wybranych właściwości metali bloku d i ich związków chemicznych

Symbol i nazwa	Blok konfiguracyjny i skrócona konfiguracja elektronowa (stan podstawowy)	Typowe stopnie utlenienia	Charakter chemiczny	
			tlenków $E_2^nO_n^{II}$	wodorotlenków $M^n(OH)_n^I$
Mn mangan	d [Ar] 4s ² 3d ⁵	II, III, IV, VI, VII	MnO – zasadowy Mn ₂ O ₃ – zasadowy MnO ₂ – amfoteryczny Mn ₂ O ₇ – kwasowy	Mn(OH) ₂ – zasadowy MnO(OH) ₂ – amfoteryczny
Zn cynk	d [Ar] 4s ² 3d ¹⁰	II	ZnO – amfoteryczny ZnO + 2NaOH + H ₂ O → → Na ₂ [Zn(OH) ₄] ZnO + 2HCl → ZnCl ₂ + H ₂ O	Zn(OH) ₂ – amfoteryczny Zn(OH) ₂ + 2NaOH → → Na ₂ [Zn(OH) ₄] Zn(OH) ₂ + 2HCl → → ZnCl ₂ + 2H ₂ O
Cr chrom	d [Ar] 4s ¹ 3d ⁵	II, III, VI	CrO – zasadowy Cr ₂ O ₃ – amfoteryczny CrO ₃ – kwasowy	Cr(OH) ₃ – amfoteryczny Cr(OH) ₃ + 3NaOH → → Na ₃ [Cr(OH) ₆] Cr(OH) ₃ + 3HCl → CrCl ₃ + 3H ₂ O
Fe żelazo	d [Ar] 4s ² 3d ⁶	II, III	FeO – zasadowy Fe ₂ O ₃ – zasadowy	Fe(OH) ₃ – zasadowy Fe(OH) ₂ – zasadowy Fe(OH) ₃ + 3HCl → FeCl ₃ + 3H ₂ O Fe(OH) ₂ + 2HCl → FeCl ₂ + 2H ₂ O
Cu miedź	d [Ar] 4s ¹ 3d ¹⁰	I, II	Cu ₂ O – amfoteryczny CuO – amfoteryczny	Cu(OH) ₂ – amfoteryczny Cu(OH) ₂ + 2NaOH → → Na ₂ [Cu(OH) ₄] Cu(OH) ₂ + 2HCl → → CuCl ₂ + 2H ₂ O
Ag srebro	d [Kr] 5s ¹ 4d ¹⁰	I, II	Ag ₂ O – słabo zasadowy	AgOH – zasadowy Wodorotlenek srebra(I) jest nietrwały, natychmiast się rozkłada: 2AgOH → Ag ₂ O + H ₂ O

wzrost elektroujemności, zmniejszanie się reaktywności chemicznej

Reakcje chemiczne wybranych metali bloku d

Symbol i nazwa	Reakcje		
	z niemetalami	z kwasami	
		nieutleniającymi	utleniającymi
Mn mangan	$3\text{Mn} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{Mn}_3\text{O}_4$ $3\text{Mn} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mn}_3\text{N}_2$ $\text{Mn} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2$	$\text{Mn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	
Zn cynk	$2\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO}$ $\text{Zn} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$ $\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}$	$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	$\text{Zn} + 4\text{HNO}_{3(\text{stęż.})} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Zn} + 8\text{HNO}_{3(\text{rozc.})} \rightarrow 3\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
Cr chrom	$2\text{Cr} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{CrCl}_3$ $2\text{Cr} + 3\text{S} \rightarrow \text{Cr}_2\text{S}_3$	$\text{Cr} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ (w atmosferze beztlenowej) $2\text{Cr} + 6\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (w powietrzu)	W stężonym roztworze HNO_3 chrom ulega pasywacji, tzn. pokrywa się Cr_2O_3 .
Fe żelazo	$4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{T} 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$	$\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$	W stężonym roztworze HNO_3 żelazo w temperaturze pokojowej ulega pasywacji, tzn. pokrywa się FeO . W wyższej temperaturze: $\text{Fe} + 6\text{HNO}_{3(\text{stęż.})} \xrightarrow{T} \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe} + 4\text{HNO}_{3(\text{rozc.})} \xrightarrow{T} \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Cu miedź	$4\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cu}_2\text{O}$ $\text{Cu} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$ $\text{Cu} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CuBr}_2$ $\text{Cu} + \text{S} \rightarrow \text{CuS}$	Miedź nie reaguje z kwasami nieutleniającymi.	$\text{Cu} + 4\text{HNO}_{3(\text{stęż.})} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_{3(\text{rozc.})} \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{stęż.})} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Ag srebro	$2\text{Ag} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AgCl}$ $2\text{Ag} + \text{S} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$	Srebro nie reaguje z kwasami nieutleniającymi.	$\text{Ag} + 2\text{HNO}_{3(\text{stęż.})} \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_{3(\text{rozc.})} \rightarrow 3\text{AgNO}_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{stęż.})} \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Blok f

Obejmuje **pierwiastki chemiczne 6. i 7. okresu układu okresowego**: lantanowce i aktynowce (z wyjątkiem lutetu i lorensu).

- W bloku f występuje (niespotykane w innych blokach) duże podobieństwo właściwości pierwiastków chemicznych w okresie.
- Wszystkie pierwiastki chemiczne bloku f są metalami.
- Lantanowce mają tak podobne właściwości, że trudno je identyfikować i rozdzielać. W związkach chemicznych ich atomy występują na III stopniu utlenienia.
- Aktynowce zostały wytworzone sztucznie w reakcjach jądrowych (wyjątek: tor, protaktyn, uran).
- Aktynowce są pierwiastkami promieniotwórczymi, a ich okresy półtrwania zmniejszają się wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej Z.

Sposób na zadania

Przeprowadzono dwa doświadczenia, których przebieg przedstawiono na schematach:

Doświadczenie 1.

$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$
 $\text{K}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$

roztwór manganianu(VII) potasu

Doświadczenie 2.

$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$
 $\text{K}_2\text{CrO}_{4(\text{aq})}$

roztwór uzyskany po zakończeniu doświadczenia 1.

Poniżej przedstawiono przebieg doświadczenia 1.

a) Wyjaśnij, dlaczego podczas doświadczenia 1. nie zaobserwowano zmian wyglądu zawartości probówki.

Manganian(VII) potasu jest silnym utleniaczem. W wodnym roztworze, w obecności odpowiedniego reduktora i w odpowiednim środowisku bierze udział w reakcjach utleniania-redukcji.

Rozwiązanie:

Do probówki z roztworem manganianu(VII) potasu KMnO_4 wprowadzono roztwór o odpowiednim środowisku, ale nie wprowadzono reduktora. W roztworze siarczanu(VI) potasu K_2SO_4 znajdują się jony, które w reakcjach utleniania-redukcji z udziałem KMnO_4 nie mogą pełnić funkcji reduktorów.

b) Wybierz fotografię, która przedstawia probówkę:

- z wodnym roztworem chromianu(VI) potasu K_2CrO_4 przed wprowadzeniem roztworu kwasu,
- po zakończeniu doświadczenia 2.

Chromian(VI) potasu to związek chemiczny, którego wodny roztwór ma barwę żółtą.

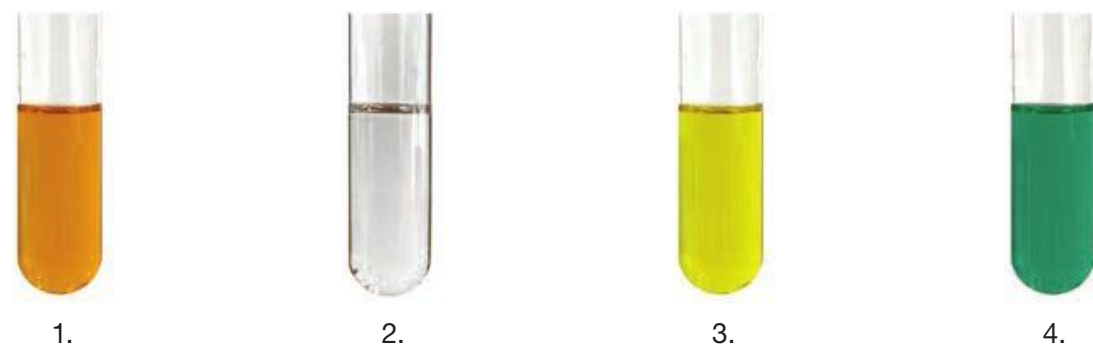
K_2CrO_4 jest trwały w roztworze wodnym o odczynie zasadowym, ale w roztworze o odczynie kwasowym przechodzi w odpowiedni dichromian(VI) – o barwie pomarańczowej – zgodnie ze schematem:

$$\text{CrO}_4^{2-} \xrightleftharpoons[\text{OH}^-]{\text{H}_3\text{O}^+} \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$$

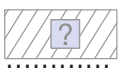
358

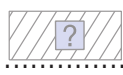
359

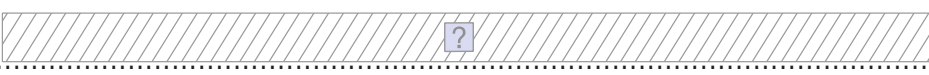
Wpisz w odpowiednie miejsca oznaczenia wybranych probówek. Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji chemicznej, która zaszła w doświadczeniu 2.



Probówka z wodnym roztworem chromianu(VI) potasu K_2CrO_4 przed wprowadzeniem

roztworu kwasu: 

Probówka po zakończeniu doświadczenia 2.: 

Równanie reakcji chemicznej: 

Rozwiązanie:

Probówka z wodnym roztworem chromianu(VI) potasu K_2CrO_4 przed wprowadzeniem roztworu kwasu: 3.

Probówka po zakończeniu doświadczenia 2.: 1.

Równanie reakcji chemicznej:



Zadanie analogiczne

W Sposobie na zadania na s. 359 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

Przeprowadzono dwa doświadczenia, które opisano poniżej. Na fotografiach przedstawiono kolejne etapy każdego doświadczenia.

Doświadczenie 1.

Etap 1. Do probówki z wodnym roztworem manganianu(VII) potasu $KMnO_4$ wprowadzono kilka kropli zasady sodowej $NaOH$.

Etap 2. Do otrzymanej mieszaniny wprowadzono wodny roztwór siarczanu(IV) potasu K_2SO_3 .



roztwór
manganianu(VII) potasu



roztwór uzyskany
po zakończeniu etapu 1.



roztwór uzyskany
po zakończeniu etapu 2.

Doświadczenie 2.

Etap 1. Do probówki z wodnym roztworem dichromianu(VI) potasu $K_2Cr_2O_7$ wprowadzono kilka kropli zasady sodowej $NaOH$.

Etap 2. Do otrzymanej mieszaniny wprowadzono wodny roztwór siarczanu(IV) potasu K_2SO_3 .



roztwór
dichromianu(VI) potasu



roztwór uzyskany
po zakończeniu etapu 1.



roztwór uzyskany
po zakończeniu etapu 2.

- Napisz w formie jonowej, z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równanie reakcji redukcji i równanie reakcji utleniania zachodzących podczas doświadczenia 1. Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, która zaszła podczas doświadczenia 1.
- Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, która zaszła podczas etapu 1. doświadczenia 2. i przyczyniła się do zmiany barwy roztworu.
- Wyjaśnij, dlaczego pomimo dodania do mieszaniny reakcyjnej reduktora – roztworu K_2SO_3 – w etapie 2. doświadczenia 2. nie zaszła reakcja utleniania-redukcji.

Trening – rozwiąż zadania



Informacja do zadań 1. i 2.

W czterech probówkach znajdowały się wodne roztwory soli: chlorku sodu, bromku baru, azotanu(V) srebra(I), siarczanu(VI) cynku. Aby zidentyfikować zawartość probówek, zbadano odczyny tych roztworów. Następnie mieszało się je kolejno z roztworami z poszczególnych probówek. Wyniki obserwacji zamieszczono w tabelach.

Numer próbówki	1.	2.	3.	4.
Odczyn roztworu	kwasowy	kwasowy	obojętny	obojętny

Numer próbówki	Obserwacje			
	1.	2.	3.	4.
1.	—	powstaje biały osad	powstaje biały osad	nie powstaje osad
2.	powstaje biały osad	—	powstaje żółty osad	powstaje biały osad
3.	powstaje biały osad	powstaje żółty osad	—	nie powstaje osad
4.	nie powstaje osad	powstaje biały osad	nie powstaje osad	—

Zadanie 1.

- Napisz wzory soli znajdujących się w probówkach 1.–4.
- Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równanie reakcji chemicznej uzasadniającej kwasowy odczyn roztworu w próbówce 1.

Zadanie 2.

Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równania wszystkich reakcji chemicznych, które umożliwiły identyfikację soli w próbówce 3.

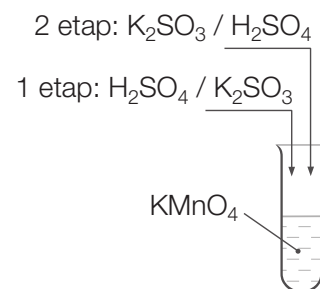
Informacja do zadań 3. i 4.

Aniony manganianowe(VII) mają silne właściwości utleniające. Są one jednak zależne od środowiska, w którym zachodzi reakcja chemiczna.

Zadanie 3.

Wybierz i zaznacz na schemacie doświadczenia wzór substancji, którą należy dodać do wodnego roztworu manganianu(VII) potasu:

- jako pierwszą (etap 1.),
 - jako drugą (etap 2.),
- aby zbadać właściwości utleniające anionów manganianowych(VII) w środowisku kwasowym.



Zadanie 4.

- Opisz zmiany, jakie można zaobserwować po zakończeniu doświadczenia, podczas którego badano właściwości utleniające anionów manganianowych(VII) w środowisku kwasowym.
- Opisz zmiany, jakie można by było zaobserwować, gdyby odczynniki dodano w innej kolejności.

Odpowiedzi do zadań

Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

s. 12

zadanie 1. I –II, II –II, III –II, III V–II
a) H_2O ; b) MgS ; c) Al_2S_3 ; d) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$;

II V–II, IV–II, I –II, I –II, II
e) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; f) HClO_4 ; g) SiO_2 ; h) HBr ; i) NaH ; j) Zn^{2+} ;

IV–II, I VI–II, II –II, VI –II, V–II
k) CO_3^{2-} ; l) HSO_4^- ; m) $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$; n) PO_4^{3-}

zadanie 2. $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$; –III, III, V

zadanie 3. $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$; chlor

zadanie 4. z tlenem: I, II, III, IV, V; z wodorem: –III

zadanie 5. Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_5 , Cl_2O_7

zadanie 6. 0 I VI–II I VII–II I VI–II I VI–II II VI–II
 Hg , H_2SO_4 , KMnO_4 , Hg_2SO_4 , K_2SO_4 , MnSO_4 ,
I –II 0 I VI–II 0 II VI–II
 H_2O , Fe , Hg_2SO_4 , Hg , FeSO_4

zadanie 7. Ca

zadanie 8. pierwiastek X: P, p, V; pierwiastek E: Cr, d, VI

s. 18

zadanie 1. b, c, e, f

zadanie 2. oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**,
utlenianie $\longrightarrow$, redukcja $\longrightarrow$;

1. $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2$,

$\text{Ca} \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^-$, $2\text{H}_3\text{O}^+ + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;

2. $2\text{Li} + 2\text{HCl} \longrightarrow 2\text{LiCl} + \text{H}_2$,

$2\text{Li} \longrightarrow 2\text{Li}^+ + 2e^-$, $2\text{H}_3\text{O}^+ + 2e^- \longrightarrow \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;

3. $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{NaCl}$,

$2\text{Na} \longrightarrow 2\text{Na}^+ + 2e^-$, $\text{Cl}_2 + 2e^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-$;

4. $\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_2$,

$\text{S} \longrightarrow \text{S}^{\text{IV}} + 4e^-$, $\text{O}_2 + 4e^- \longrightarrow 2\text{O}^{\text{II}}$

zadanie 3. oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**,
utlenianie $\longrightarrow$, redukcja $\longrightarrow$;

a) Al , S , $\text{Al} \longrightarrow \text{Al}^{\text{III}} + 3e^-$, $\text{S} + 2e^- \longrightarrow \text{S}^{\text{II}}$;

b) Ca , H_2O , $\text{Ca} \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^-$, $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \longrightarrow$

$\longrightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$; c) KBr , Cl_2 , $2\text{Br}^- \longrightarrow \text{Br}_2 + 2e^-$,

$\text{Cl}_2 + 2e^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-$;

d) H_2O , F_2 , $6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{O}_2 + 4e^- + 4\text{H}_3\text{O}^+$,

$\text{F}_2 + 2e^- \longrightarrow 2\text{F}^-$; e) Fe^{2+} , Br_2 , $\text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{3+} + e^-$,

$\text{Br}_2 + 2e^- \longrightarrow 2\text{Br}^-$; f) I_2 , S^{2-} , $\text{S}^{2-} \longrightarrow \text{S} + 2e^-$,

$\text{I}_2 + 2e^- \longrightarrow 2\text{I}^-$

s. 41

zadanie 1. Reakcje a), b), c), d) nie są reakcjami redoks. Podczas reakcji chemicznej atomy pierwiastków chemicznych nie zmieniają stopnia utlenienia.

a) $\text{HClO} + \text{KOH} \longrightarrow \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$;

b) $3\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 \longrightarrow 3\text{AgCl} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$;

c) $3\text{SO}_2 + \text{Al}_2\text{O}_3 \longrightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$;

d) $\text{Ca}(\text{HS})_2 + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{S}$;

e) $2\text{CO} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2$;

f) $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{KOH} + \text{H}_2$

zadanie 2. oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**,
utlenianie $\longrightarrow$, redukcja $\longrightarrow$;

1. $3\text{Hg} + 8\text{HNO}_3(\text{rozc.}) \longrightarrow 3\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$,

$\text{Hg} \longrightarrow \text{Hg}^{2+} + 2e^-$, $\text{N}^{\text{V}} + 3e^- \longrightarrow \text{N}^{\text{II}}$;

2. $\text{Hg} + 4\text{HNO}_3(\text{stęż.}) \longrightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,

$\text{Hg} \longrightarrow \text{Hg}^{2+} + 2e^-$, $\text{N}^{\text{V}} + e^- \longrightarrow \text{N}^{\text{IV}}$;

3. $2\text{Ag} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{stęż.}) \xrightarrow{T} \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,

$2\text{Ag} \longrightarrow 2\text{Ag}^+ + 2e^-$, $\text{S}^{\text{VI}} + 2e^- \longrightarrow \text{S}^{\text{IV}}$

zadanie 3. a) $\text{PbO}_2 + 4\text{HCl} \longrightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;

b) $3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$;

c) $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$;

d) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$

zadanie 4. a) redukcja: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6e^- + 14\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow$

$\longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 21\text{H}_2\text{O}$, utlenianie: $2\text{I}^- \longrightarrow \text{I}_2 + 2e^-$;

b) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{I}^- + 14\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{I}_2 + 21\text{H}_2\text{O}$; c) I^-

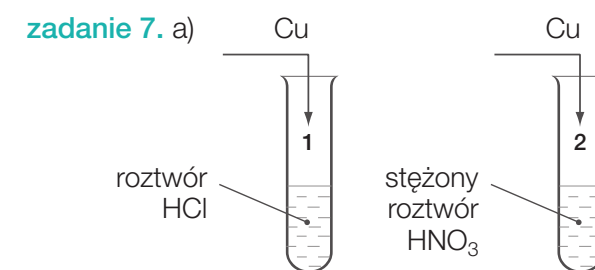
zadanie 5. a) $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$;

b) $3\text{HNO}_2 \longrightarrow \text{HNO}_3 + 2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

zadanie 6. oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**;

a) $16\text{HCl} + 2\text{KMnO}_4 \longrightarrow 5\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$;

b) $2\text{KMnO}_4 + 6\text{KI} + 4\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{MnO}_2 + 3\text{I}_2 + 8\text{KOH}$



b) miedź: metal mniej aktywny chemicznie od wodoru, nie reaguje z kwasami nieutleniającymi (np. HCl), reaguje z kwasami utleniającymi; c) W próbówce 1. nie widać objawów reakcji chemicznej. Roztwór w próbówce 2. zabarwił się na zielononiebiesko, wydzielił się czerwono-brunatny gaz; d) Probówka 2.:
 $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3(\text{stęż.}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 4\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

s. 68

zadanie 1. Elektrony przemieszczają się od półogniwa glinowego do półogniwa miedziowego.

zadanie 2. a) (+) Ag, (–) Ni;

b) $\text{SEM} = 0,8 \text{ V} - (-0,257 \text{ V}) = 1,057 \text{ V}$;

c) utlenianie: $\text{Ni} \longrightarrow \text{Ni}^{2+} + 2e^-$,

redukcja: $2\text{Ag}^+ + 2e^- \longrightarrow 2\text{Ag}$

zadanie 3. a), b) $\text{A}(-) \text{Mg}_{(\text{s})} | \text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} || \text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} | \text{Ag}_{(\text{s})} (+) \text{K}$;

c) $\text{SEM} = 0,8 \text{ V} - (-2,372 \text{ V}) = 3,172 \text{ V}$

zadanie 4. 0,76 g

s. 74

zadanie 1. a) $\text{K}(-)$: $\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ca}$,

$\text{A}(+)$: $2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$;

b) $\text{K}(-)$: $2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,

$\text{A}(+)$: $6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{H}_3\text{O}^+ + \text{O}_2 + 4\text{e}^-$;

c) $\text{K}(-)$: $4\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2 + 4\text{OH}^-$,

$\text{A}(+)$: $4\text{OH}^- \longrightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^-$;

d) $\text{K}(-)$: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$,

$\text{A}(+)$: $6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{H}_3\text{O}^+ + \text{O}_2 + 4\text{e}^-$

zadanie 2. 1,35 g

s. 78

Zadanie analogiczne

a) $(-)\text{Pt} \mid \text{SO}_3^-, \text{SO}_4^{2-} \parallel \text{MnO}_4^-, \text{H}_3\text{O}^+, \text{Mn}^{2+} \mid \text{Pt}(+)$;

$\text{SEM}_{\text{max}} = 1,507 \text{ V} - (-0,93 \text{ V}) = 2,437 \text{ V}$; b) A. anoda,

B. przewodnik I rodzaju, C. przewodnik II rodzaju,

D. katoda; c) $\text{A}(-)$: $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- \longrightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$,

$\text{K}(+)$: $\text{MnO}_4^- + 5\text{e}^- + 8\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 12\text{H}_2\text{O}$;

d) Roztwór anodowy zawiera jony SO_3^{2-} i SO_4^{2-} .

Po dodaniu $\text{Ba}(\text{NO}_3)_{2(\text{aq})}$ do próbki roztworu anodowego strąci się biały osad zawierający w swoim składzie BaSO_3 i BaSO_4 . Otrzymany osad należy oddzielić od roztworu i podzielać na niego nadmiarem stężonego roztworu HCl . Jeśli po ustaniu wydzielania się gazu o charakterystycznym zapachu w próbówce nadal pozostaje część nieroztworzonego białego osadu, jest to dowód na obecność jonów SO_4^{2-} w roztworze anodowym.

s. 79

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. a) $\text{SO}_4^{2-} + 8\text{e}^- + 10\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{H}_2\text{S} + 14\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{I}^- \longrightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$;

b) $8\text{I}^- + \text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{H}_2\text{S} + 4\text{I}_2 + 14\text{H}_2\text{O}$;

c) anion siarczanowy(VI)

zadanie 2. a) obserwacje: A, C, wnioski: B, D, E, F;

b) $\text{Cd} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu}$; c) Cu, Sn, Cd

zadanie 3. 2,8 g

zadanie 4. utlenianie:

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{Cl}^- \longrightarrow [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]^{2+} + \text{e}^- + \text{H}_2\text{O}$;

redukcja: $5\text{H}_3\text{O}^+ + [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+} + \text{e}^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$
 $\longrightarrow [\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{Cl}^- + 5\text{NH}_4^+$;

$5\text{H}_3\text{O}^+ + [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+} \longrightarrow$

$\longrightarrow [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]^{2+} + [\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 5\text{NH}_4^+$;

utleniacz: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}$, reduktor: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$

zadanie 5. 2 V

Zadanie 6. a) blaszka srebrna, blaszka platynowa;

b) $\text{Ag}^+ + \text{MnO}_4^{2-} \longrightarrow \text{Ag} + \text{MnO}_4^-$;

c) $(-)\text{Pt} \mid \text{MnO}_4^{2-}, \text{MnO}_4^- \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}(+)$

Energetyka reakcji chemicznych. Kinetyka i statyka chemiczna

s. 93

zadanie 1. 1P, 2F

zadanie 2. endotermiczny, $\Delta H > 0$, polarną, mogą

s. 110

zadanie 1. $5 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$

zadanie 2. a) zmaleje 4-krotnie;

b) zwiększy się 32-krotnie

zadanie 3. a) stężenie początkowe: $C_{\text{N}_2\text{O}_5} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

$C_{\text{NO}_2} = 0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $C_{\text{O}_2} = 0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; stężenie końcowe:

$C_{\text{N}_2\text{O}_5} = 0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $C_{\text{NO}_2} = 2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $C_{\text{O}_2} = 0,6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;

b) $3 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$

zadanie 4. zwiększy się 8-krotnie

zadanie 5. 0,04; 0,032; 0,02; 0,016; 0,01

s. 117

zadanie 1. katalizator: NO_2 ; produkt przejściowy: NO

zadanie 2. katalizator: Pt; produkt przejściowy: PtO , PtO_2

s. 126

zadanie 1. a) $K_{\text{C}} = \frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{Br}_2]}$; b) $K_{\text{C}} = \frac{[\text{NO}]^4 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{NH}_3]^4 \cdot [\text{O}_2]^5}$;

c) $K_{\text{C}} = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$

zadanie 2. $d_{\text{nafty}} < d_{\text{H}_2\text{O}} < d_{\text{Cu}} < d_{\text{Hg}}$, warstwy od góry
próbówki: nafta, woda, miedź, rtęć

zadanie 3. 2,54

zadanie 4. 4

zadanie 5. $[\text{A}] = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $[\text{B}] = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

$[\text{C}] = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $[\text{D}] = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

s. 136

zadanie 1. a) w stronę tworzenia substratów (w lewo);

b) w stronę tworzenia produktów (w prawo);

c) w stronę tworzenia produktów (w prawo);

d) w stronę tworzenia substratów (w lewo)

zadanie 2. 14,29

zadanie 3. 0,06

zadanie 4. 0,8 mol CO_2 ; 12,8 mol H_2 ; 3,2 mol CO ;
3,2 mol H_2O

s. 143

Zadanie analogiczne

rzęd reakcji względem substratu: $\text{A} = 0$, $\text{B} = 2$;

$V = k \cdot C_{\text{B}}^2$

s. 144

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. reakcje egzotermiczne: a), b), $H_{\text{p}} < H_{\text{s}}$;

reakcje endotermiczne: c), d), $H_{\text{p}} > H_{\text{s}}$

zadanie 2. b

zadanie 3. a) $\text{Mg} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$; b) 2, 1, 3;

c) 0,01 mol HCl

Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

s. 156

zadanie 1. MgSO_4 , NaCl , H_3PO_4 , KOH , Na_2S ,

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$;

$\text{MgSO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Mg}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$;

$\text{NaCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$;

$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$;

$\text{KOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+ + \text{OH}^-$;

$\text{Na}_2\text{S} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$;

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$

zadanie 2. CN^- , NH_3 , CH_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, KH ; CN^- i NH_3 są
zasadami według teorii Brønsteda–Lowry’ego;

CH_4 i $\text{Al}(\text{OH})_3$ nie ulegają dysocjacji elektrolitycznej;

KH ulega reakcji redoks

zadanie 3. a), d); Jony H_2PO_4^- i HS^- mogą zarówno
oddać proton, jak i przyjąć go.

zadanie 4. kwasy Brønsteda–Lowry’ego: CH_3COOH ,
 H_3O^+ ; zasady Brønsteda–Lowry’ego: CH_3COO^- , H_2O

zadanie 5. a) zasady; b) H_2PO_4^- , HPO_4^{2-}

zadanie 6. silniejszą, silniejszą

zadanie 7. Sprężona para 1.: CH_3NH_3^+ , CH_3NH_2 ;

Sprężona para 2.: H_2SO_3 , HSO_3^-

s. 167

zadanie 1. 20 %

zadanie 2. 0,05

s. 187

zadanie 1. $10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

zadanie 2. odczyn kwasowy

zadanie 3. III, II, I

zadanie 4. $0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

s. 196

zadanie 1. b)

zadanie 2. a) $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$;

b) $\text{Fe}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{H}_3\text{O}^+$;

c) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$

zadanie 3. a) odczyn zasadowy, sól słabego kwasu

i mocnej zasady;

b) odczyn obojętny, sól mocnego kwasu i mocnej zasady;

c) odczyn słabo zasadowy, sól słabego kwasu i słabej
zasady;

d) odczyn kwasowy, sól mocnego kwasu i słabej zasady;

e) odczyn kwasowy, sól mocnego kwasu i słabej zasady;

f) odczyn obojętny, sól mocnego kwasu i mocnej zasady

s. 205

zadanie 1. a) $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$,

$2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{S}^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- \longrightarrow 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$,

$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$,

$\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,

$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O}$,

$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$,

$\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$,

$3\text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-} + 3\text{Na}^+ + 3\text{OH}^- \longrightarrow 3\text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-} + 6\text{H}_2\text{O}$,

$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$;

b) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,

$\text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$,

$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$,

$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$,

$\text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{CaSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$,

$\text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{CaSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$,

$3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$,

$3\text{Ca}^{2+} + 6\text{OH}^- + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$,

$3\text{Ca}^{2+} + 6\text{OH}^- + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

zadanie 2. odczyn kwasowy

zadanie 3. 40 cm^3

zadanie 4. wykres I

zadanie 5. 9,6 cm^3

s. 213

zadanie 1. a) $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{AgCl}_{(\text{s})}$,

$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \longrightarrow \text{AgBr}_{(\text{s})}$,

$\text{Ag}^+ + \text{I}^- \longrightarrow \text{AgI}_{(\text{s})}$;

b) Gdy wartość iloczynu jonowego substancji

w roztworze przekroczy wartość jej iloczynu

rozpuszczalności; c) AgI ; d) AgI ; e) AgI , AgBr , AgCl

zadanie 2. Osad BaSO_4 strąci się.

s. 219

Zadanie analogiczne

a) Etanolowy roztwór tymolofaleiny: niebieska; Wodny
roztwór czerwieni Kongo: czerwona; Etanolowy roztwór

błękitu bromotymolowego: niebieska;

b) 3,1 cm^3 ; c) II

s. 220

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. 4,15 %

zadanie 2. 0,07

zadanie 3. a) $\alpha = 12\%$, $K = 1,64 \cdot 10^{-5}$;

b) $8,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; c) $\alpha = 1,3\%$;

d) $[\text{H}^+] = 1,3 \cdot 10^{-3}$;

Stopień dysocjacji słabego kwasu jest odwrotnie proporcjonalny do stężenia molowego jego roztworu.

zadanie 4. a) 1, 3, 4, 5;

$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$;

$\text{ZnCl}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$;

$\text{K}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-}$;

$\text{BaCl}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^-$;

b) odczyn kwasowy w probówkach: 1. i 3., zasadowy w probówce 4., a obojętny w probówkach 2. i 5.;

$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$;

$\text{Zn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+$;

$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + 2\text{OH}^-$;

c) Woda w reakcji hydrolizy anionowej pełni funkcję kwasu, w reakcji hydrolizy kationowej – funkcję zasady, a w reakcji hydrolizy kationowo-anionowej – zarówno kwasu, jak i zasady (substancji amfiprotycznej).

Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – blok s

s. 227

zadanie 1. a) $\text{C} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2$ lub

$\text{C} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} \longrightarrow \text{CO} + \text{H}_2$;

b) $3733,3 \text{ m}^3$ lub $1866,67 \text{ m}^3$

$\text{II} \quad \text{—II} \quad 0 \quad \quad 0 \quad \quad \text{I} \quad \text{—II}$

zadanie 2. a) $\text{CuO} + \text{H}_2 \longrightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$;

b) $V_{\text{H}_2} = 11,2 \text{ dm}^3$

s. 234

zadanie 1. a) 1, 2, 7, 9, 12, 13; b) 3, 11; b) 0;

c) zasadowy, zasadowy, obojętny; d) Na_2O_2 , Na_2O , NaOH , NaHCO_3 , Na_2CO_3 , NaH ;

e) $\text{CO}_2 + 2\text{OH}^- \longrightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

s. 241

zadanie 1. a) 1, 2, 3, 4; b) 1, 3, 4; c) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$,

zasadowy, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^-$,

CaCl_2 , obojętny, $\text{CaCl}_2 \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$;

d) $\text{Ca} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2$

s. 244

zadanie 1. a) A – Ca, B – CaO, C – $\text{Ca}(\text{OH})_2$, D – CaCO_3 ;

b) 1. $2\text{Ca} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CaO}$;

2. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$;

3. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

zadanie 2. a) $\text{Ca} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$;

$\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2$;

b) $4\text{Cs} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Cs}_2\text{O}$;

$2\text{Cs} + \text{Cs}_2\text{O}_2 \xrightarrow{T} 2\text{Cs}_2\text{O}$;

c) $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$;

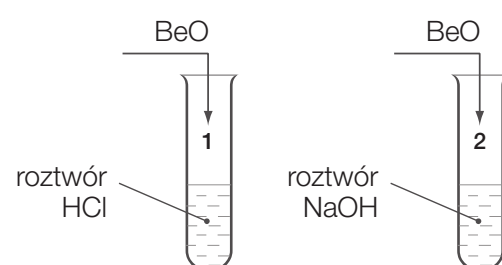
$\text{Ba} + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$

zadanie 3. K_2O

zadanie 4. BaO

zadanie 5. a) BeO, roztwór HCl, roztwór NaOH

b)



c) Biała substancja stała uległa rozpuszczeniu w probówce 1. i probówce 2. Powstały bezbarwne, klarowne roztwory. d) Tlenek berylu to tlenek amfoteryczny.

e) $\text{BeO} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{BeO} + 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$;

$\text{BeO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$;

$\text{BeO} + 2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$

zadanie 6. Postawiona hipoteza była błędna. W zlewce początkowo strącał się biały osad jako wynik reakcji:

$\text{Be}^{2+} + 2\text{OH}^- \longrightarrow \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow$.

Po dodaniu nadmiaru jonów OH^- osad ten uległ rozpuszczeniu:

$\text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{OH}^- \longrightarrow [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$.

Powstał bezbarwny roztwór.

zadanie 7. K – a, c, d; Mg – b, d; Ca – d, e

s. 247

Zadanie analogiczne

a) wzór sumaryczny: BaO_2 ; wzór elektronowy:

$[\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}]^{2-}$ lub $[\text{|\ddot{O}}\text{—}\ddot{\text{O}}\text{|}]^{2-}$; typ kryształu: jonowy

b) $2\text{BaO}_2 \xrightarrow{T} 2\text{BaO} + \text{O}_2$;

c) zlewka 1.: $\text{Ba} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2$,

zlewka 2.: $\text{BaO} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{Ba}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$

s. 248

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. a) barwa srebrzystoszara, gęstość większa niż wody; b) $M_x = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; X – wapń;

c) $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$;

$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

zadanie 2. symbol: K, grupa I, okres IV

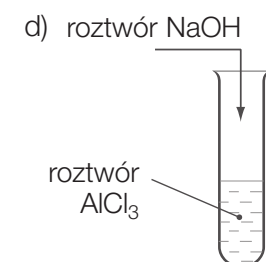
zadanie 3. K_2HPO_4

Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – blok p

s. 258

zadanie 1. a) 5, 6; b) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \longrightarrow [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$;

c) 5, 6, 7, 8, 9, 10



Obserwacje: Strąca się biały, galaretowaty osad. Wniosek: Wodorotlenek glinu jest trudno rozpuszczalny w wodzie.

zadanie 2. a) 1, 2, 4; b) 1, 2, 4, 5, 6;

c) 1. $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$;

2. $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$; 3. reakcja nie zachodzi;

4. $\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4^+$;

5. $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{Al}^{3+} + 6\text{H}_2\text{O}$;

6. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \longrightarrow [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$; d) amfoteryczny

zadanie 3. $\%^{69}\text{Ga} = 63,85\%$; $\%^{71}\text{Ga} = 36,15\%$

zadanie 4. Więcej wodoru powstanie w reakcji chemicznej glinu z 1 molem KOH, jeżeli w tej reakcji powstaje $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$. W przypadku powstawania $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ wydzielą się taka sama ilość wodoru w obu reakcjach chemicznych.

zadanie 5. $3\text{Al} + 3\text{NH}_4\text{ClO}_4 \xrightarrow{\text{Fe}_2\text{O}_3} 6\text{H}_2\text{O} + 3\text{NO} + \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{AlCl}_3$

zadanie 6. a) $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow$

$\longrightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2$; b) Palnym, gazowym produktem reakcji chemicznej jest wodór. Glin wypiera wodór ze związków chemicznych.

s. 264

zadanie 1. a) wzory elektronowe: $|\text{C}\equiv\text{O}|$ $|\text{O}=\text{C}=\text{O}|$

CO to cząsteczka polarna, a CO_2 cząsteczka niepolarna. W CO różnica elektroujemności atomów tworzących wiązanie wynosi 0,8, a w CO_2 suma momentów dipolowych wiązań w cząsteczce jest równa zeru.

b) odczyn zasadowy: $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$;

odczyn zasadowy $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{OH}^-$;

c) Na srebrzystej powierzchni metalu pojawiły się biały nalot oraz czarna, pylista substancja stała. d) 1, 2, 4

zadanie 2. $n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,019 \text{ mol}$, $n_{\text{CaCO}_3} = 0,013 \text{ mol}$

zadanie 3. a) $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{T} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

b) charakter kwasowy

s. 275

zadanie 1. a) 12; b) 1 – zasadowy, 2 – kwasowy,

9 – kwasowy, 15 – kwasowy

1. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

2. $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

9. $\text{Cu}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+$

15. $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$

c) 1 – wydajność tworzenia produktu rośnie, 4 – nie wpływa na wydajność reakcji, 14 – wydajność tworzenia produktu maleje, d) 2, 3, 13, 14, 15, 16

zadanie 2. a) ${}_{33}\text{As}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$;

As^{3+} : $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$; As^{5+} : $[\text{Ar}] 3d^{10}$

W przypadku kationów prostych pierwiastka bloku p, jakim jest arsen, trwałość kationów As^{3+} i As^{5+} jest wynikiem powstawania podczas ich tworzenia korzystnych struktur energetycznych. W wyniku tworzenia As^{3+} z podpowłoki 4p są całkowicie usuwane elektrony. W przypadku tworzenia As^{5+} są całkowicie usuwane elektrony z podpowłok 4p i 4s. Powstaje wówczas bardziej trwała energetycznie niż w przypadku As^{3+} struktura – struktura zrzębu atomowego. b) –III, +V; c) $\text{As}_2\text{O}_3 - 0$, $\text{As}_2\text{O}_5 - 2$ d) oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**, utlenianie $\longrightarrow$, redukcja $\longrightarrow$;

$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$ | · 6,

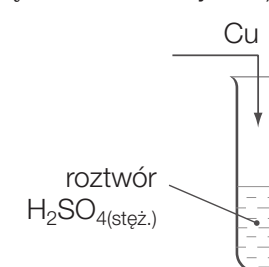
$\text{AsH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{AsO}_3^{3-} + 6\text{e}^- + 9\text{H}^+$

s. 288

zadanie 1. a) $\text{H}-\text{S}-\text{H}$ 2 wiązania kowalencyjne spolaryzowane (2 wiązania typu σ),

$\text{O}=\text{S}=\text{O}$ 2 wiązania kowalencyjne spolaryzowane i 1 wiązanie koordynacyjne (2 wiązania typu σ i 1 wiązanie typu π), oba związki mają budowę polarną b) jest związkiem nietrwałym; c) 9;

d)



Obserwacje: Miedź ulega rozтворzeniu. Roztwór w probówce barwi się na niebiesko, wydzielą się gaz o charakterystycznym zapachu. Wniosek: $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{stęż.})}$ jest kwasem o właściwościach utleniających. $\text{Cu} + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ Należy użyć stężonego H_2SO_4 . Rolę utleniacza w tej reakcji odgrywa anion SO_4^{2-} . Aby potencjał E° układu SO_4^{2-} , $\text{H}_3\text{O}^+ | \text{SO}_2$ był wyższy od $E^\circ_{\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}}$, stężenie jonów SO_4^{2-} musi być wysokie.

zadanie 2. Otrzymano różne objętości tlenu.

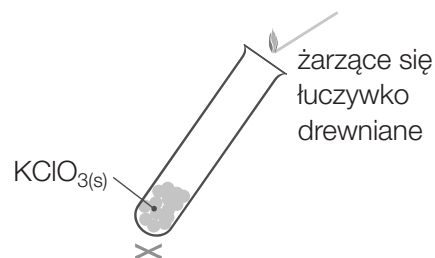
zadanie 3. a) $\text{Fe} + \text{S} \longrightarrow \text{FeS}$; $\%\text{S} = 11,6\%$

zadanie 4. a) $X = \text{S}$; b) $Z = \text{F}$

s. 300

zadanie 1. a) 10, 11; b) 3, 6, 13 (pełni funkcję zarówno utleniacza, jak i reduktora)

c)



Obserwacje: Ilość białej substancji stałej w probówce ulega zmniejszeniu. Wydziela się bezbarwny, bezwonny gaz. Umieszczone nad probówką żarzące się łuczywko drewniane rozbłyska płomieniem.

zadanie 2. a i d

zadanie 3. c, jod jest mniej aktywny chemicznie od bromu i nie wypiera go z roztworu jego soli

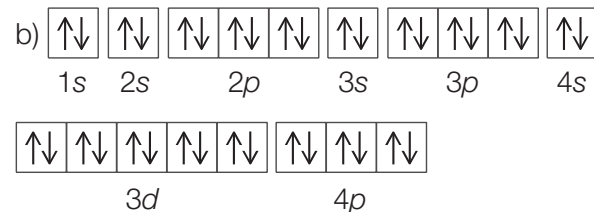
zadanie 4. ClO₂

zadanie 5. c

zadanie 6. a) W reakcji powstaje sól słabego kwasu i mocnej zasady – chloran(III) sodu, który ulega hydrolizie anionowej. Druga sól jest solą mocnej zasady i mocnego kwasu, więc nie ulega hydrolizie i nie wpływa na zmianę odczynu roztworu poreakcyjnego.
b) W reakcji zastosowano nadmiar wodorotlenku sodu.

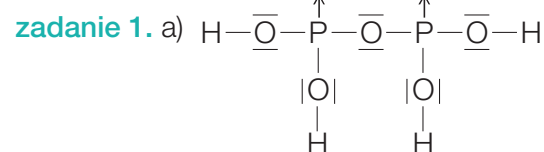
s. 303

zadanie 1. a) ³⁶Kr: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶



zadanie 2. m = 39,99 u, argon

s. 305



b) kwas Brønsteda: H₂P₂O₇²⁻, zasada Brønsteda: HP₂O₇³⁻

c) K₁ = 1,23 · 10⁻¹, K₂ = 7,94 · 10⁻³, K₃ = 2,00 · 10⁻⁷, K₄ = 4,79 · 10⁻¹⁰

s. 309

Zadanie analogiczne

a) $\text{Cl}-\text{N}(\text{O})_2$, sp²; b) d_{NOCl} = 2,92 $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$
c) HNO₃ + 3HCl → NOCl + Cl₂ + 2H₂O;
NOCl + H₂O → HNO₂ + HCl

s. 310

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1.1. sp³, tetraedryczny, ciekłym

zadanie 1.2. n = 2, SiH₄ + 4H₂O $\xrightarrow{\text{OH}^-}$ SiO₂ · 2H₂O + 4H₂

zadanie 1.3. 1P, 2F, 3P

zadanie 2. pH = 3,3

Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – bloki d i f

s. 324

zadanie 1. a) 3, 8; b) Cr(OH)₃ + 3OH⁻ → [Cr(OH)₆]³⁻; [Cr(OH)₆]³⁻ + 3H₂O₂ → 2CrO₄²⁻ + 2OH⁻ + 8H₂O;
Cr₂O₇²⁻ + 3SO₃²⁻ + 8H₃O⁺ → 2Cr³⁺ + 3SO₄²⁻ + 12H₂O;
c) Nie jest, żaden z atomów pierwiastków chemicznych nie zmienia w tej reakcji chemicznej swojego stopnia utlenienia. d) Obserwacja I: numer 5, wodorotlenek chromu (III) Cr(OH)₃ przechodzi w chlorek chromu(III) CrCl₃. Obserwacja II: numer 8, wodorotlenek chromu(III) Cr(OH)₃ przechodzi w heksahydroksochromian(III) sodu Na₃[Cr(OH)₆]. Obserwacja III: numer 9, heksahydroksochromian(III) sodu Na₃[Cr(OH)₆] przechodzi w chromian(VI) sodu Na₂CrO₄.

zadanie 2. a) 2CrO₄²⁻ + 2H₃O⁺ → Cr₂O₇²⁻ + 3H₂O

b) oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**, utlenianie →, redukcja →;

Cr₂O₇²⁻ + 6e⁻ + 14H₃O⁺ → 2[Cr(H₂O)₆]³⁺ + 9H₂O;

SO₃²⁻ + 3H₂O → SO₄²⁻ + 2e⁻ + 2H₃O⁺

zadanie 3. stężenia są sobie równe, stężenia molowe jonów CrO₄²⁻ i Cr₂O₇²⁻ nie uległy zmianie, nie zmieni położenia stanu równowagi

zadanie 4. cynk i ołów

s. 333

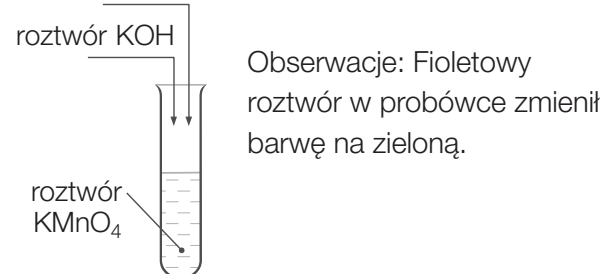
zadanie 1. a) 6. 2MnO₄⁻ + 3SO₃²⁻ + H₂O → 2MnO₂ + 3SO₄²⁻ + 2OH⁻;

7. 2MnO₄⁻ + SO₃²⁻ + 2OH⁻ → 2MnO₄²⁻ + SO₄²⁻ + H₂O;

8. 2MnO₄⁻ + 5SO₃²⁻ + 6H₃O⁺ → 2Mn²⁺ + 5SO₄²⁻ + 9H₂O

b) 1;

c) roztwór Na₂SO₃



d) MnCl₂ – chlorek manganu(II),
Mn²⁺ + 4H₂O → Mn(OH)₂ + 2H₃O⁺;
MnSO₄ – siarczan(VI) manganu(II);
Mn²⁺ + 4H₂O → Mn(OH)₂ + 2H₃O⁺

zadanie 2. m = 18,96 g

zadanie 3. a) redukcja: Pb₃O₄ + 2e⁻ + 8H₃O⁺ → 3Pb²⁺ + 12H₂O

utlenianie: Mn²⁺ + 12H₂O → MnO₄⁻ + 5e⁻ + 8H₃O⁺

b) 5Pb₃O₄ + 2Mn²⁺ + 24H₃O⁺ →

→ 2MnO₄⁻ + 15Pb²⁺ + 36H₂O

s. 341

zadanie 1. a) 2, 6, 7, 8; b) 1, 4; c) 10

zadanie 2. a) probówka 1: 2Al + 3Fe²⁺ → 2Al³⁺ + 3Fe;

probówka 2: Cu + 2Ag⁺ → 2Ag + Cu²⁺;

b) W probówce 1. masa płytki zwiększy się.

W probówce 2. masa płytki zwiększy się. c) 1

s. 349

zadanie 1. a) 8, 11; Cu(OH)₂ + 2OH⁻ → [Cu(OH)₄]²⁻;

Cu(OH)₂ + 2H₃O⁺ + 2H₂O → [Cu(H₂O)₆]²⁺

b) 1, 2, 5; Ag < Cu < Fe;

c) 1. Cu + SO₄²⁻ + 4H₃O⁺ → Cu²⁺ + SO₂ + 6H₂O;

3. Cu + 2NO₃⁻ + 4H₃O⁺ → Cu²⁺ + 2NO₂ + 6H₂O;

3Cu + 2NO₃⁻ + 8H⁺ → 3Cu²⁺ + 2NO + 4H₂O

Obserwacje: Niebieski roztwór zmienia barwę na zieloną. Część blaszki zanurzona w roztworze pokrywa się różowym osadem.

Wniosek: Żelazo wypiera miedź z roztworu soli.

Produktami tej reakcji chemicznej są metaliczna miedź oraz sól zawierająca kationy żelaza. Żelazo jest zatem metalem aktywniejszym chemicznie od miedzi.

Fe + Cu²⁺ + SO₄²⁻ → Fe²⁺ + SO₄²⁻ + Cu

e) Nie jest.

zadanie 2. Cu(OH)₂ + 2H₃O⁺ → Cu²⁺ + 4H₂O;

Cu(OH)₂ + 2OH⁻ → [Cu(OH)₄]²⁻

zadanie 3. oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**,

utlenianie →, redukcja →;

Cu → Cu²⁺ + 2e⁻;

NO₃⁻ + 3e⁻ + 4H₃O⁺ → NO + 6H₂O;

3Cu + 8HNO₃ → 3Cu(NO₃)₂ + 2NO + 4H₂O

zadanie 4. oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**,

utlenianie →, redukcja →;

2Cu → 2Cu⁺ + 2e⁻;

N^{IV} + 3e⁻ → N^{III};

3Cu₂O + 14HNO₃ → 6Cu(NO₃)₂ + 2NO + 7H₂O

zadanie 5. a) probówka 1: 2Al + 3Cu²⁺ → 3Cu + 2Al³⁺;

probówka 2: Zn + Cu²⁺ → Zn²⁺ + Cu;

b) probówka 1: masa płytki zwiększy się,

probówka 2: masa płytki zmniejszy się

s. 353

zadanie 1. oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**,

utlenianie →, redukcja →;

a) 3MnO₂ + KClO₃ + 6KOH → 3K₂MnO₄ + KCl + 3H₂O

Mn^{IV} → Mn^{VI} + 2e⁻ | · 3

Cl^{IV} + 6e⁻ → Cl⁻ | · 1

b) K₂Cr₂O₇ + 14HBr → 2KBr + 2CrBr₃ + 3Br₂ + 7H₂O

2Br⁻ → Br₂⁰ + 2e⁻ | · 3

2Cr^{+VI} + 6e⁻ → 2Cr^{+III} | · 1

c) 2MnO₄⁻ + 5S²⁻ + 16H₃O⁺ → 5S + 2Mn²⁺ + 24H₂O

MnO₄⁻ + 5e⁻ + 8H₃O⁺ → Mn²⁺ + 12H₂O | · 2

S²⁻ → S⁰ + 2e⁻ | · 5

d) 3BiO₃⁻ + 2Cr³⁺ + 4H₃O⁺ → Cr₂O₇²⁻ + 3Bi³⁺ + 6H₂O

BiO₃⁻ + 2e⁻ + 6H₃O⁺ → Bi³⁺ + 9H₂O | · 3

2Cr³⁺ + 21H₂O → Cr₂O₇²⁻ + 6e⁻ + 14H₃O⁺ | · 1

zadanie 2. Na sączku pozostanie 1 g CuO i 5 g Cu, w przesączu będzie CuCl_{2(aq)}.

zadanie 3. Nie wystarczy.

zadanie 4. 2Cu + O₂ + CO₂ + H₂O → [Cu(OH)]₂CO₃

zadanie 5. a) (NH₄)₂Cr₂O_{7(s)} $\xrightarrow{T}$ Cr₂O_{3(s)} + N_{2(g)} + 4H₂O_(g);

b) V = 1,78 dm³; c) 1 – NaOH_(aq), 2 – HCl_(aq);

d) 1. Cr₂O₃ + 2OH⁻ + 3H₂O → 2[Cr(OH)₄]⁻ lub

Cr₂O₃ + 6OH⁻ + 3H₂O → 2[Cr(OH)₆]²⁻,

2. Cr₂O₃ + 6H⁺ → 2Cr³⁺ + 3H₂O lub

Cr₂O₃ + 6H₃O⁺ + 3H₂O → 2[Cr(H₂O)₆]³⁺

s. 356

zadanie 1. a, c

zadanie 2. m = 0,025 g

zadanie 3. UF₆ + 3Mg → 3MgF₂ + U

s. 361

Zadanie analogiczne

a) oznaczenia: utlenianie →, redukcja →;

2MnO₄⁻ + SO₃²⁻ + 2OH⁻ → 2MnO₄²⁻ + SO₄²⁻ + H₂O;

2MnO₄⁻ + e⁻ → MnO₄²⁻;

SO₃²⁻ + 2OH⁻ → SO₄²⁻ + 2e⁻ + H₂O

b) Cr₂O₇²⁻ + 2OH⁻ → 2CrO₄²⁻ + H₂O

c) Dichromian(VI) potasu ma właściwości utleniające w środowisku kwasowym, ale nie w środowisku zasadowym.

s. 362

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. a) 1. – ZnSO₄, 2. – AgNO₃, 3. – BaBr₂,

4. – NaCl;

b) Zn²⁺ + 2H₂O → Zn(OH)₂ + 2H⁺

zadanie 2. ZnSO₄ + BaBr₂ → BaSO₄ + ZnBr₂;

2AgNO₃ + BaBr₂ → 2AgBr + Ba(NO₃)₂

zadanie 3. 1 etap: H₂SO₄; 2 etap: K₂SO_{3(aq)}

zadanie 4. a) Fioletowy roztwór odbarwia się.

b) 1 etap: strącanie brunatnego osadu i odbarwienie fioletowego roztworu; 2 etap: brunatny osad ulega rozтворzeniu i wydziela się bezbarwny, bezwonny gaz.

Właściwości pierwiastków chemicznych

Nazwa	Symbol	M	Z	Konfiguracja elektronowa	t _{topn.} °C	t _{wrz.} °C	d* g cm ³
Antymon	Sb	121,76	51	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ³	630,6	1587	6,69
Argon	Ar	39,95	18	[Ne]3s ² 3p ⁶	−189,3	−185,9	1,635**
Arsen	As	74,92	33	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ³	817	603	5,78
Azot	N	14,01	7	[He]2s ² 2p ³	−210,0	−195,8	1,146**
Bar	Ba	137,33	56	[Xe]6s ²	727	1900	3,62
Beryl	Be	9,01	4	[He]2s ²	1287	2500	1,85
Bor	B	10,81	5	[He]2s ² 2p ¹	2100	3700	2,35
Brom	Br	79,90	35	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	−7,2	58,8	3,13
Cer	Ce	140,12	58	[Xe]6s ² 4f ¹ 5d ¹	798	3470	6,77
Cez	Cs	132,91	55	[Xe]6s ¹	28,5	668	1,90
Chlor	Cl	35,45	17	[Ne]3s ² 3p ⁵	−101,0	−34,0	2,95**
Chrom	Cr	52,00	24	[Ar]4s ¹ 3d ⁵	1910	2700	7,17
Cyna	Sn	118,71	50	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ²	231,9	2610	7,28
Cynk	Zn	65,38	30	[Ar]4s ² 3d ¹⁰	419,5	907	7,14
Einstein	Es	(252,08)	99	[Rn]7s ² 5f ¹¹	860	1500	8,8
Fluor	F	19,00	9	[He]2s ² 2p ⁵	−219,7	−188,1	1,53**
Fosfor	P	30,97	15	[Ne]3s ² 3p ³	44,15 biały	280,5	1,82
Gal	Ga	69,72	31	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹	29,8	2204	5,90
German	Ge	72,63	32	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ²	938,2	2850	5,32
Glin	Al	26,98	13	[Ne]3s ² 3p ¹	660,3	2520	2,70
Hel	He	4,00	2	1s ²	—	−268,9	0,164**
Ind	In	114,82	49	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ¹	156,6	2080	7,30
Itr	Y	88,91	39	[Kr]5s ² 4d ¹	1522	3300	4,47
Jod	I	126,90	53	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁵	113,6	185,2	4,94
Kadm	Cd	112,41	48	[Kr]5s ² 4d ¹⁰	321,1	765	8,65
Kobalt	Co	58,93	27	[Ar]4s ² 3d ⁷	1495	3100	8,90
Krypton	Kr	83,80	36	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	−157,2	−153,4	3,430**
Krzem	Si	28,09	14	[Ne]3s ² 3p ²	1417	3280	2,33

* W temperaturze 25 °C i pod ciśnieniem 1013 hPa.

** Wartość podana w $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$.

Nazwa	Symbol	M	Z	Konfiguracja elektronowa	t _{topn.} °C	t _{wrz.} °C	d* g cm ³
Lit	Li	6,94	3	[He]2s ¹	180,5	1340	0,53
Magnez	Mg	24,31	12	[Ne]3s ²	650	1105	1,74
Mangan	Mn	54,94	25	[Ar]4s ² 3d ⁵	1244	2060	7,47
Miedź	Cu	63,55	29	[Ar]4s ¹ 3d ¹⁰	1084,6	2570	8,93
Neon	Ne	20,18	10	[He]2s ² 2p ⁶	−248,6	−246,0	0,824**
Nikiel	Ni	58,69	28	[Ar]4s ² 3d ⁸	1454	2920	8,91
Ołów	Pb	207,2	82	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ²	327,5	1756	11,34
Platyna	Pt	195,08	78	[Xe]6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ⁹	1768,4	4170	21,46
Polon	Po	(208,98)	84	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁴	254	962	9,14
Potas	K	39,10	19	[Ar]4s ¹	63,4	757	0,86
Rad	Ra	(226,03)	88	[Rn]7s ²	700	1700	5,50
Rtęć	Hg	200,59	80	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰	−38,8	356,7	13,53
Rubid	Rb	85,47	37	[Kr]5s ¹	39,3	686	1,53
Selen	Se	78,97	34	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁴	221	685	4,81
Siarka	S	32,06	16	[Ne]3s ² 3p ⁴	119,6	444,6	2,07
Skand	Sc	44,96	21	[Ar]4s ² 3d ¹	1541	2750	2,99
Sód	Na	22,99	11	[Ne]3s ¹	97,8	882,9	0,97
Srebro	Ag	107,87	47	[Kr]5s ¹ 4d ¹⁰	961,8	2155	10,50
Stront	Sr	87,62	38	[Kr]5s ²	777	1381	2,63
Tantal	Ta	180,95	73	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ³	3022	5530	16,65
Tlen	O	16,00	8	[He]2s ² 2p ⁴	−218,8	−183,0	1,309**
Uran	U	238,03	92	[Rn]7s ² 5f ³ 6d ¹	1135	3930	19,05
Wapń	Ca	40,08	20	[Ar]4s ²	842	1490	1,55
Węgiel	C	12,01	6	[He]2s ² 2p ²	3850	3600s	2,27
Wodór	H	1,008	1	1s ¹	−259,3	−252,9	0,08**
Złoto	Au	196,97	79	[Xe]6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ¹⁰	1064,2	2856	19,28
Żelazo	Fe	55,85	26	[Ar]4s ² 3d ⁶	1538	2861	7,87

* W temperaturze 25 °C i pod ciśnieniem 1013 hPa.

** Wartość podana w $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$.

Dla pierwiastków promieniotwórczych, które nie mają stabilnych izotopów, w nawiasie podano masę atomową najtrwalszego izotopu.

Na podstawie: *CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition*, CRC Press 2017,
<https://www.nist.gov/pml/atomic-weights-and-isotopic-compositions-relative-atomic-masses>,
W. Mizerski, *Tablice szkolne*, Wydawnictwo Adamantan, Warszawa 2011.

Potencjał standardowy redukcji

Równanie reakcji	E°, V
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	0,800
$\text{AgBr} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Br}^-$	0,071
$\text{AgCl} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Cl}^-$	0,222
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,676
$\text{Al(OH)}_4^- + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,310
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	1,498
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,912
$\text{Be}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Be}$	-1,847
$\text{Bi}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Bi}$	0,308
$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	1,066
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_3\text{O}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Br}^- + 9\text{H}_2\text{O}$	1,423
$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	0,61
$\text{CO}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{HCOOH} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,199
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,868
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,403
$\text{Cd(OH)}_4^{2-} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd} + 4\text{OH}^-$	-0,658
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	1,358
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}_3\text{O}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 9\text{H}_2\text{O}$	1,451
$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,62
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,28
$\text{Co}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	1,92
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,913
$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$	-0,407
$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,744
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}_3\text{O}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 21\text{H}_2\text{O}$	1,36
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr(OH)}_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
$\text{Cs}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cs}$	-3,026
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	0,342
$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,360
$2\text{Cu(OH)}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}_2\text{O} + 2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$	-0,080
$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	2,866
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,447
$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,037
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	0,771
$2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,000

Równanie reakcji	E°, V
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,828
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 4\text{H}_2\text{O}$	1,776
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}$	0,851
$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	0,536
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}_3\text{O}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons \text{I}^- + 9\text{H}_2\text{O}$	1,085
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2,931
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,040
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,372
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,185
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 6\text{H}_2\text{O}$	1,224
$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_4^{2-}$	0,558
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}_3\text{O}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 12\text{H}_2\text{O}$	1,507
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,595
$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$	0,957
$2\text{NO}_3^- + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$	0,803
$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,257
$\text{O}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	0,695
$\text{O}_2 + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	1,229
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,146
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 4\text{OH}^-$	0,401
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,126
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 6\text{H}_2\text{O}$	1,455
$\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{PbSO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,691
$\text{PbSO}_4 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,359
$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pt}$	1,18
$\text{Rb}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Rb}$	-2,98
$\text{S} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,476
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,138
$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	0,151
$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sr}$	-2,899
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,762
$\text{Zn(OH)}_4^{2-} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,199

Na podstawie: CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition, CRC Press 2017.

Wartości stałych dysocjacji wybranych kwasów i zasad w temperaturze 25 °C

Kwasy nieorganiczne			
Wzór kwasu	Nazwa	Etap	K _a
HF	kwas fluorowodorowy		6,31 · 10 ⁻⁴
HCl	kwas chlorowodorowy		10 ⁷
HBr	kwas bromowodorowy		10 ⁹
HI	kwas jodowodorowy		10 ¹⁰
H ₂ S	kwas siarkowodorowy	1	8,91 · 10 ⁻⁸
		2	10 ⁻¹⁹
H ₂ Se	kwas selenowodorowy	1	1,29 · 10 ⁻⁴
		2	10 ⁻¹¹
H ₂ Te	kwas tellurowodorowy	1 ^(18 °C)	2,51 · 10 ⁻³
		2	10 ⁻¹¹
HCIO	kwas chlorowy(II)		3,98 · 10 ⁻⁸
HCIO ₂	kwas chlorowy(III)		1,15 · 10 ⁻²
HNO ₂	kwas azotowy(III)		5,62 · 10 ⁻⁴
H ₂ SO ₃	kwas siarkowy(IV)	1	1,41 · 10 ⁻²
		2	6,31 · 10 ⁻⁸
H ₂ SO ₄	kwas siarkowy(VI)	2	1,02 · 10 ⁻²
H ₃ BO ₃	kwas borowy ^(20 °C)	1	5,37 · 10 ⁻¹⁰
H ₃ AsO ₄	kwas ortoarsenowy(V)	1	5,50 · 10 ⁻³
		2	1,74 · 10 ⁻⁷
		3	5,13 · 10 ⁻¹²
H ₃ PO ₄	kwas ortofosforowy(V)	1	6,92 · 10 ⁻³
		2	6,17 · 10 ⁻⁸
		3	4,79 · 10 ⁻¹³
H ₄ SiO ₄	kwas ortokrzemowy ^(30 °C)	1	1,26 · 10 ⁻¹⁰
		2	1,58 · 10 ⁻¹²
		3	10 ⁻¹²
		4	10 ⁻¹²
H ₂ CO ₃	kwas węglowy	1	4,47 · 10 ⁻⁷
		2	4,68 · 10 ⁻¹¹
Kwasy organiczne			
H ₂ C ₂ O ₄	kwas szczawiowy	1	5,62 · 10 ⁻²
		2	1,55 · 10 ⁻⁴
HCOOH	kwas mrówkowy		1,78 · 10 ⁻⁴
CH ₃ COOH	kwas octowy		1,75 · 10 ⁻⁵
CH ₃ CH ₂ COOH	kwas propanowy		1,35 · 10 ⁻⁵
C ₆ H ₅ COOH	kwas benzoesowy		6,25 · 10 ⁻⁵
C ₆ H ₅ OH	fenol		1,02 · 10 ⁻¹⁰
Zasady			
Wzór zasady	Nazwa	Etap	K _b
NH ₃	amoniak		1,78 · 10 ⁻⁵
CH ₃ NH ₂	metanoamina		4,57 · 10 ⁻⁴
CH ₃ CH ₂ NH ₂	etanoamina		4,47 · 10 ⁻⁴
CH ₃ CH ₂ CH ₂ NH ₂	propano-1-amina		3,47 · 10 ⁻⁴
(CH ₃) ₂ NH	N-metylometanoamina		5,37 · 10 ⁻⁴
(CH ₃) ₃ N	N,N-dimetylometanoamina		6,31 · 10 ⁻⁵
C ₆ H ₅ NH ₂	anilina		7,41 · 10 ⁻¹⁰

Wybrane wskaźniki kwasowo-zasadowe

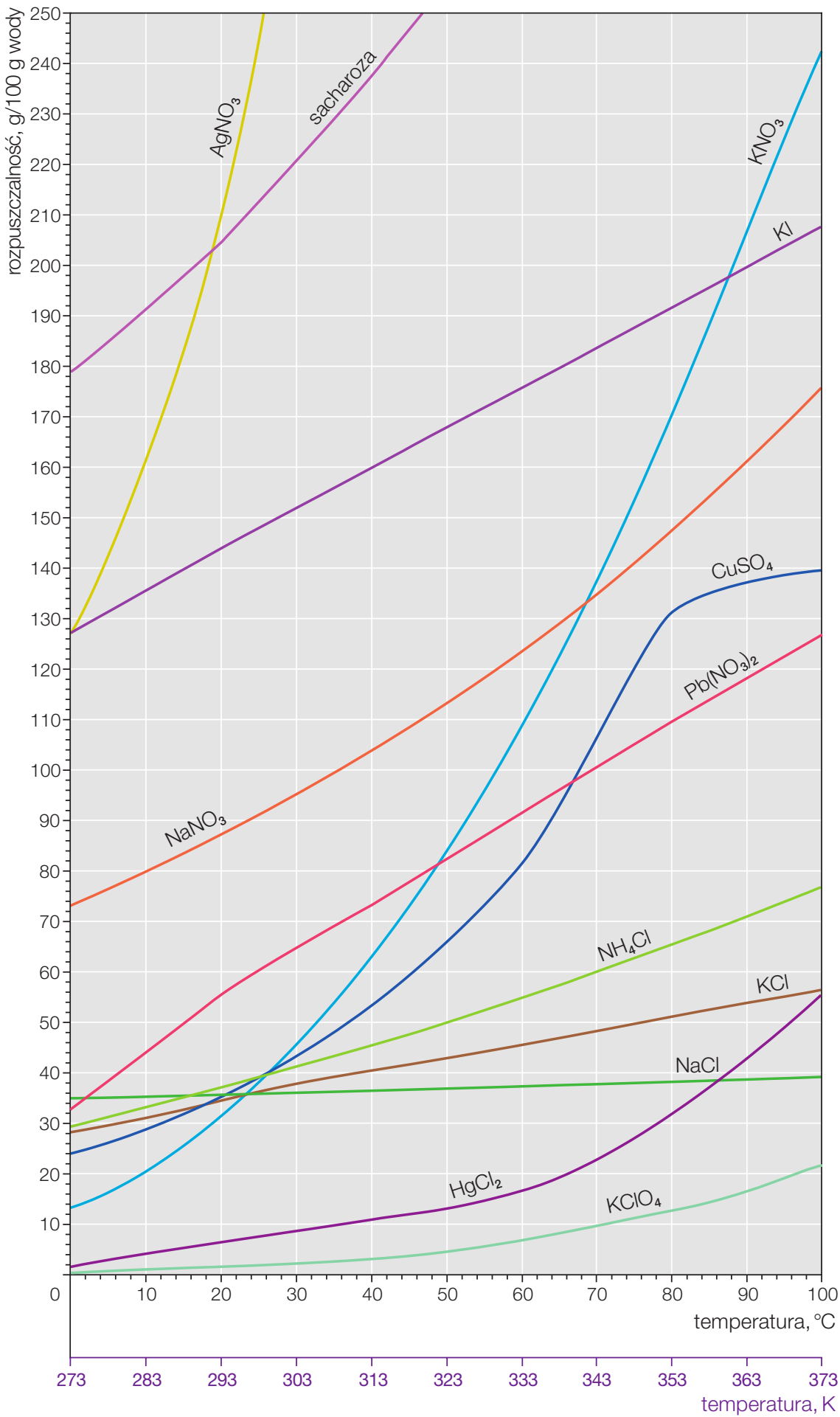
Wskaźnik	Zakres pH zmiany barwy	Barwa w roztworze wodnym		0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
		forma kwasowa	forma zasadowa															
oranż metylowy	3,1–4,4	czerwona	żółta															
czerwień Kongo	3,0–5,0	niebieskofioletowa	czerwona															
zielení bromokrezolowa	4,0–5,6	żółta	niebieska															
bfłkít bromotymolowy	6,0–7,6	żółta	niebieska															
czerwień fenolowa	6,4–8,0	żółta	czerwona															
czerwień obojętna	6,8–8,0	czerwona	żółta															
czerwień krezolowa	7,2–8,8	żółta	czerwona															
fenoloftaleina	8,0–10,0	bezbarna	różowoczerwona															
tymoloftaleina	9,4–10,6	bezbarna	niebieska															
bfłkít Nilu	10,1–11,1	niebieska	czerwona															

Na podstawie: CKE, Wybrane wzory i stałe fizykochemiczne na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki, marzec 2021, s. 11 [dostęp: 01.01.2025].

Tabela wartości logarytmów dziesiętnych

x	log x	x	log x	x	log x	x	log x
0,01	-2,000	0,26	-0,585	0,51	-0,292	0,76	-0,119
0,02	-1,699	0,27	-0,569	0,52	-0,284	0,77	-0,114
0,03	-1,523	0,28	-0,553	0,53	-0,276	0,78	-0,108
0,04	-1,398	0,29	-0,538	0,54	-0,268	0,79	-0,102
0,05	-1,301	0,30	-0,523	0,55	-0,260	0,80	-0,097
0,06	-1,222	0,31	-0,509	0,56	-0,252	0,81	-0,092
0,07	-1,155	0,32	-0,495	0,57	-0,244	0,82	-0,086
0,08	-1,097	0,33	-0,481	0,58	-0,237	0,83	-0,081
0,09	-1,046	0,34	-0,469	0,59	-0,229	0,84	-0,076
0,10	-1,000	0,35	-0,456	0,60	-0,222	0,85	-0,071
0,11	-0,959	0,36	-0,444	0,61	-0,215	0,86	-0,066
0,12	-0,921	0,37	-0,432	0,62	-0,208	0,87	-0,060
0,13	-0,886	0,38	-0,420	0,63	-0,201	0,88	-0,056
0,14	-0,854	0,39	-0,409	0,64	-0,194	0,89	-0,051
0,15	-0,824	0,40	-0,398	0,65	-0,187	0,90	-0,046
0,16	-0,796	0,41	-0,387	0,66	-0,180	0,91	-0,041
0,17	-0,770	0,42	-0,377	0,67	-0,174	0,92	-0,036
0,18	-0,745	0,43	-0,367	0,68	-0,167	0,93	-0,032
0,19	-0,721	0,44	-0,357	0,69	-0,161	0,94	-0,027
0,20	-0,699	0,45	-0,347	0,70	-0,155	0,95	-0,022
0,21	-0,678	0,46	-0,337	0,71	-0,149	0,96	-0,018
0,22	-0,658	0,47	-0,328	0,72	-0,143	0,97	-0,013
0,23	-0,638	0,48	-0,319	0,73	-0,137	0,98	-0,009
0,24	-0,620	0,49	-0,310	0,74	-0,131	0,99	-0,004
0,25	-0,602	0,50	-0,301	0,75	-0,125	1,00	0,000

Krzywe rozpuszczalności substancji stałych w wodzie



Krzywe rozpuszczalności – zależność rozpuszczalności substancji stałych w wodzie od temperatury
AgNO₃ – azotan(V) srebra(I); KI – jodek potasu; NaNO₃ – azotan(V) sodu; KNO₃ – azotan(V) potasu; Pb(NO₃)₂ – azotan(V) ołowiu(II); NH₄Cl – chlorek amonu; CuSO₄ – siarczan(VI) miedzi(II); KCl – chlorek potasu; NaCl – chlorek sodu; HgCl₂ – chlorek rtęci(II); KClO₄ – chloran(VII) potasu; C₁₂H₂₂O₁₁ – sacharoza.

Wartości iloczynu rozpuszczalności wybranych substancji w temperaturze 25 °C

Wzór	Nazwa	K_S	pK_S
AgBr	bromek srebra(I)	$5,35 \cdot 10^{-13}$	12,27
AgCl	chlorek srebra(I)	$1,77 \cdot 10^{-10}$	9,75
AgI	jodek srebra(I)	$8,52 \cdot 10^{-17}$	16,07
Ag ₃ PO ₄	ortofosforan(V) srebra(I)	$8,89 \cdot 10^{-17}$	16,05
Ag ₂ SO ₄	siarczan(VI) srebra(I)	$1,20 \cdot 10^{-5}$	4,92
AlPO ₄	ortofosforan(V) glinu	$9,84 \cdot 10^{-21}$	20,01
BaCO ₃	węglan baru	$2,58 \cdot 10^{-9}$	8,59
BaCrO ₄	chromian(VI) baru	$1,17 \cdot 10^{-10}$	9,93
BaF ₂	fluorek baru	$1,84 \cdot 10^{-7}$	6,74
BaSO ₄	siarczan(VI) baru	$1,08 \cdot 10^{-10}$	9,97
CaCO ₃	węglan wapnia	$3,36 \cdot 10^{-9}$	8,47
CaF ₂	fluorek wapnia	$3,45 \cdot 10^{-11}$	10,46
Ca(OH) ₂	wodorotlenek wapnia	$5,02 \cdot 10^{-6}$	5,30
Ca ₃ (PO ₄) ₂	ortofosforan(V) wapnia	$2,07 \cdot 10^{-33}$	32,68
CaSO ₄	siarczan(VI) wapnia	$4,93 \cdot 10^{-5}$	4,31
Cu ₃ (PO ₄) ₂	ortofosforan(V) miedzi(II)	$1,40 \cdot 10^{-37}$	36,85
FeCO ₃	węglan żelaza(II)	$3,13 \cdot 10^{-11}$	10,50
Fe(OH) ₂	wodorotlenek żelaza(II)	$4,87 \cdot 10^{-17}$	16,31
Fe(OH) ₃	wodorotlenek żelaza(III)	$2,79 \cdot 10^{-39}$	38,55
KClO ₄	chloran(VII) potasu	$1,05 \cdot 10^{-2}$	1,98
MgCO ₃	węglan magnezu	$6,82 \cdot 10^{-6}$	5,17
MgF ₂	fluorek magnezu	$5,16 \cdot 10^{-11}$	10,29
Mg(OH) ₂	wodorotlenek magnezu	$5,61 \cdot 10^{-12}$	11,25
Mg ₃ (PO ₄) ₂	ortofosforan(V) magnezu	$1,04 \cdot 10^{-24}$	23,98
PbCl ₂	chlorek ołowiu(II)	$1,70 \cdot 10^{-5}$	4,77
PbI ₂	jodek ołowiu(II)	$9,8 \cdot 10^{-9}$	8,01
PbSO ₄	siarczan(VI) ołowiu(II)	$2,53 \cdot 10^{-8}$	7,60
Zn(OH) ₂	wodorotlenek cynku	$3 \cdot 10^{-17}$	16,52
ZnCO ₃	węglan cynku	$1,46 \cdot 10^{-10}$	9,84

Na podstawie: CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition, CRC Press 2017.

Bibliografia

Achmatowicz O., Stasicka Z., *Kompendium terminologii chemicznej*, ZamKor, Kraków 2005.

Atkins P., Jones L., Leroy L., *Chemia ogólna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2020.

Atkins P., Paula de J., *Chemia fizyczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2021.

Bielański A., *Chemia ogólna i nieorganiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2002.

Bielański A., *Podstawy chemii nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2013.

Bieniek G., *Chemia, doświadczenia chemiczne w zadaniach*, Wydawnictwo Szkolne Omega, Kraków 2012.

Browne W.R., *Elektrochemia*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2022.

CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition, CRC Press 2017.

CRC Handbook of Chemistry and Physics 102th Edition, Taylor & Francis Ltd 2021.

Emsley J., *Chemia – przewodnik po pierwiastkach*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 1997.

Emsley J., *Przewodnik po chemii życia codziennego*, Prószyński i S-ka, Warszawa 1996.

Encyklopedia szkolna. Chemia, red. T.M. Krygowski, WSiP, Warszawa 2001.

Galikowski M., Hassa R., Kaczmarzyk M., Mrzigod A., Mrzigod J., Więckowski M., *Przyroda 1, materiał edukacyjny przeznaczony do nauki przyrody w liceum ogólnokształcącym i technikum*, Nowa Era, Warszawa 2016.

Galikowski M., Hassa R., Kaczmarzyk M., Mrzigod A., Mrzigod J., Więckowski M., *Przyroda 2, materiał edukacyjny przeznaczony do nauki przyrody w liceum ogólnokształcącym i technikum*, Nowa Era, Warszawa 2016.

Gray T., *Wielka księga pierwiastków, z których zbudowany jest Wszechświat*, Bellona, Warszawa 2009.

Hassa R., Mrzigod A., Mrzigod J., *To jest chemia. Podręcznik dla szkół ponadgimnazjalnych*, Nowa Era, Warszawa 2017.

Heiserman D.L., *Księga pierwiastków chemicznych*, Prószyński i S-ka, Warszawa 1997.

Kulawik J., Kulawik T., Litwin M., *Chemia Nowej Ery, podręcznik do chemii dla klasy siódmej szkoły podstawowej*, Nowa Era, Warszawa 2023.

Kulawik J., Kulawik T., Litwin M., *Chemia Nowej Ery, podręcznik do chemii dla klasy ósmej szkoły podstawowej*, Nowa Era, Warszawa 2018.

Kulawik T., Litwin M., Styka-Wlazło S., *Chemia w zadaniach i przykładach*, Nowa Era, Warszawa 2023.

Lautenschläger K.H., Schröter W., Winninger A., *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2007.

Leksykon naukowo-techniczny, oprac. J. Iwańska, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa 2001.

Litwin M., Styka-Wlazło S., Szymońska J., *To jest chemia 1. Chemia ogólna i nieorganiczna. Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum. Zakres rozszerzony*, Nowa Era, Warszawa 2021.

Litwin M., Styka-Wlazło S., Szymońska J., *NOWA To jest chemia 1. Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum. Zakres rozszerzony*, Nowa Era, Warszawa 2024.

Łukasiewicz M., Michalski O., Szymońska J., *Obliczenia chemiczne*, Wydawnictwo Uniwersytetu Rolniczego, Kraków 2015.

Matematyka. Fizyka. Chemia. Encyklopedia szkolna, red. W. Baturo, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2006.

McMurry J., Fay R.C., *Chemistry*, Pearson, Londyn 2008.

Megiel E., *Nowa Teraz matura. Chemia. Vademecum*, Nowa Era, Warszawa 2023.

Mizerski W., *Tablice chemiczne*, Adamantan, Warszawa 2013.

Mizerski W., *Tablice szkolne*, Adamantan, Warszawa 2011.

Pigoń K., Ruziewicz Z., *Chemia fizyczna. Podstawy fenomenologiczne*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2005.

Ryan L., *New Chemistry for You*, Nelson Thornes, Cheltnham 2011.

Sawicka J., Janich-Kilian A., Cejner-Mania W., Urbańczyk G., *Tablice chemiczne*, Wydawnictwo Podkowa, Gdańsk 2015.

Timberlake K.C., *Chemistry*, Pearson, Londyn 2012.

Indeks

**A**

absorpcja [absorption] 351
 akceptor pary elektronowej [electron pair acceptor] 154
 – protonów [proton acceptor] 153
 aktynowce [actinides] 354–355
 aktywator [activator] 112
 akumulator [rechargeable battery] 49, 58–59, 66
 alotropia [allotropy] 259, 264, 275
 aluminoterapia [aluminothermic process] 254, 257
 amoniak [ammonia] 153, 169, 172, 190–191, 268–269
 – ciekły [liquefied ammonia] 154
 aniony [anions] 149–150, 152, 190, 197, 209
 anoda [anode] 42–46, 49–50, 53–54, 60, 67, 69, 74
 atom centralny [central atom] 237, 241
 autodysocjacja [autodissociation] 154
 autokataliza [autocatalysis] 113
 azot [nitrogen] 265–268, 270, 274
 azotki [nitrides] 251, 261, 266
 azotowce [nitrogen group] 265–275

B

bateria [battery] 58, 232, 331
 berylłowce [beryllium group] 235–241
 biokataliza [biocatalysis] 115
 biokatalizator [biocatalyst] 115
 blok *d* [*d*-block] 350–353
 – *f* [*f*-block] 354–356
 – *p* [*p*-block] 304–310
 – *s* [*s*-block] 242–248
 borany [borates] 251
 borowce [boron group] 250–258
 borowodory [boron hydrides] → borany
 bufory [buffers solutions] 180

C

centrum aktywne enzymu [active center od enzyme] 115
 chemiluminescencja [chemiluminescence] 266
 chlor [chlorine] 289–291, 293–297
 chlorany [chlorates] 296
 chlorki [chlorides] 235, 296

chrom [chrome] 312–324

cząsteczka polarna [polar molecule] → dipol

D

dimer [dimer] 132
 dipol [dipole] 149
 donator pary elektronowej [electron pair acceptor] 154
 – protonów [proton donor] 153
 dysocjacja elektrolityczna [electrolytic dissociation] 119, 146–156, 189–195

E

efekt cieplny reakcji chemicznej [heat of chemical reaction] 88–92
 – wspólnego jonu [common ion effect] 211
 elektroda [electrode] 42
 – wodorowa standardowa (normalna) [standard (normal) hydrogen electrode] 51–53
 elektrolit [electrolyte] 146–147, 155, 214
 – mocny [strong electrolyte] 150, 160, 162–163
 – słaby [weak electrolyte] 119, 149, 157, 160, 162–164, 209
 elektroliza [electrolysis] 69, 71–74
 elektrolizer [electrolyzer] 69
 elektron niesparowany [unpaired electron] 132, 223, 270, 312
 elektrony walencyjne [valance electrons] 229, 234, 236, 241, 243, 250, 257, 259, 264, 275, 304, 312, 325, 334, 342, 350
 elektroujemność pierwiastków chemicznych [electronegativity of chemical elements] 10, 229, 234, 236, 241, 243, 261, 278, 290, 299, 304
 energia aktywacji reakcji chemicznej [activation energy of chemical reaction] 96, 99–100, 109, 111, 139
 – całkowita układu [total energy of system] 83
 – jonizacji [ionization energy] 88, 100
 – kinetyczna [kinetic energy] 83, 93
 – potencjalna [potential energy] 83, 93

– wewnętrzna [internal energy] 83, 93

entalpia [enthalpy] 88, 93

– spalania standardowa [standard enthalpy of combustion] 90
 – tworzenia standardowa [standard enthalpy of formation] 90

F

fluorowce [halogen group] 289–299

G

galwanizowanie [plating] 65
 gaz wodny [water gas] 225
 gazy szlachetne [noble gases] → helowce
 germanowodory [germanes] 261
 gips [gypsum] 235, 238
 – bezwodny [anhydrous gypsum] 238
 – palony [burnt gypsum] 238
 gleba [soil] 181, 184–186
 – właściwości sorpcyjne [sorption properties of soil] 184
 glin [aluminum] 251–257

H

halogenki [halides] 229, 251, 261, 299
 – węglowców [halides of carbon group] 261
 heksahydroksochromian(III) sodu [hexahydroxochromate(III) sodium] 253–254, 315–316, 319, 322
 hel [helium] 225–227, 242
 helowce [helium group] 301–303
 hydroliza soli [hydrolysis of salts] 189–196, 216
 – anionowa [anionic hydrolysis] 190
 – kationowa [cationic hydrolysis] 190, 195
 – kationowo-anionowa [cationic-anionic hydrolysis] 191
 – kwasowa [acid hydrolysis] 194
 – – mocnych kwasów i mocnych zasad [hydrolysis of strong acids and strong bases] 192

– – mocnych kwasów i słabych zasad [hydrolysis of strong acids and weak bases] 192, 195, 200
 – – słabych kwasów i mocnych zasad [hydrolysis of weak acids and strong bases] 192, 200
 – – słabych kwasów i słabych zasad [hydrolysis of weak acids and weak bases] 189, 192
 – wodorosoli [hydrolysis of hydrogen salts] 193
 – zasadowa [alkaline hydrolysis] 194

I

iloczyn jonowy [ionic product] 209, 212
 – – wody [ionic product of water] 169, 170, 172, 187, 194
 – rozpuszczalności [solubility product] 210, 212
 inhibicja [inhibition] 115
 inhibitor [inhibitor] 65, 114, 117, 139
 izotopy wodoru [isotopes of hydrogen] 223

J

jon centralny [central ion] 237, 241
 – dodatni [positive ion] → kation
 – nadtlenny [peroxide ion] 17, 229
 – oksoniowy [oxonium ion] 149, 153, 168, 197
 – ponadtlenkowy [superoxide ion] 229
 – ujemny [negative ion] → anion

K

kataliza [catalysis] 112–114, 117
 katalizator [catalyst] 96, 111–114, 117, 127, 136
 kation [cation] 149–150, 152, 190, 197, 209
 katoda [cathode] 42–46, 49–50, 53–54, 60, 67, 69, 74
 klatraty helowców [clathrate compounds of helium group] 303
 klucz elektrolityczny [salt-bridge] 47, 49, 67
 kompleks [complex] → związek koordynacyjny

– aktywny [activated complex] 99–100, 111, 117
 konfiguracja elektronowa [electronic configuration] 242, 304, 350
 – – atomu chromu [electronic configuration of chromium atom] 312
 – – – manganu [electronic configuration of manganese atom] 325
 – – – miedzi [electronic configuration of copper atom] 342
 – – – żelaza [electronic configuration of iron atom] 334
 konwerter katalityczny [cathalytic converter] 115
 korozja [corrosion] 62–65, 76
 – chemiczna [chemical corrosion] 62, 76
 – elektrochemiczna [electrochemical corrosion] 62, 76
 – – sposoby ochrony [methods of protection against electrochemical corrosion] 65
 krzywe miareczkowania [titration curve] 199
 kwasy azotowe [nitric acids] 271
 – beztlenowe [hydracids] 30, 71
 – mocne [strong acids] 180
 – nieutleniające [non-oxidizing acids] 29–30
 – siarkowe [sulfuric acids] 283
 – słabe [weak acids] 30
 – tlenowe [oxygen acids] 30, 296
 – utleniające [oxidizing acids] 29–30
 – reakcja z metalami [acids, reaction with metals] 30
 – według Arrheniusa [Arrhenius acids] 150
 – – Brønsteda–Lowry’ego [Brønsted–Lowry acids] 153
 – – Lewisa [Lewis acids] 154

L

liczba koordynacyjna [coordination number] 237
 ligand [ligand] 195, 237, 241
 litowce [lithium group] 228–234, 242–243

Ł

ładunek elementarny [elementary charge] 8, 11, 75

M

mangan [manganese] 66, 325–326, 330
 manganiany(VII) [tetraoxomanganates(VII)] 327, 330
 manganowce [manganese group] 325
 metale nieszlachetne [base metals] 29–30, 32, 62
 – szlachetne [noble metals] 29, 31–33, 44–45
 miareczkowanie alkacymetryczne [alkacymetric titration] 198, 200, 202–203, 205
 miedziowce [copper group] 342
 miedź [copper] 342–344

N

nadnapięcie elektrolizy [electrolysis overpotential] 70
 napięcie rozkładowe [decomposition voltage] 70
 nawozy [fertilizers] 185
 – azotowe [nitrogenous fertilizers] 186
 – fosforowe [phosphate fertilizers] 186
 – naturalne [natural fertilizers] 181, 185–186
 – potasowe [potassium fertilizers] 186
 – sztuczne [synthetic fertilizers] 181, 185–186
 – wieloskładnikowe [compound fertilizers] 186
 neutralizacja [neutralization] → reakcja zobojętniania

O

odczyn roztworu [pH of the solution] 168, 169
 – wskaźniki [pH indicators] 148
 odmiany alotropowe arsenu [allotropic varieties of arsenic] 266
 – – fosforu [allotropic varieties of phosphorus] 266
 – – siarki [allotropic varieties of sulphur] 281
 – – tlenu [allotropic varieties of oxygen] 276

- tlenku krzemu(IV) [allotropic varieties of silicon(IV) oxide] **260**
- węgla [allotropic varieties of carbon] **259**
- ogniwo Daniella [Daniell cell] **47–48**
- elektrochemiczne [electrochemical cell] **67**
- galwaniczne [galvanic cell] **42–49**
- schemat [galvanic cell, scheme] **49**
- nieodwracalne [irreversible cell] **49, 67**
- odwracalne [reversible cell] **49, 67**
- paliwowe [fuel cell] **58**
- stężeniowe [concentration cell] **60**
- okres półtrwania [half-life] **107**
- otoczenie układu [system environment] **82**

P

- parametry stanu [state variables] **82**
- pasywacja [passivation] **237, 241, 253, 257, 313, 341**
- chromu [chrome passivation] **313**
- glinu [aluminum passivation] **252–253, 257**
- żelaza [iron passivation] **335**
- patyna [patina] **343**
- pehametr [pH-meter] **177**
- pomiar pH [pH measurement] **177**
- potencjał elektrody [electrode potential] → potencjał półogniwa
- ogniwa [cell potential] → siła elektromotoryczna ogniwa
- półogniwa [half-cell potential] **50, 67**
- półogniwa standardowy redukcji [standard half-cell potential reduction] **51, 67**
- półogniwa drugiego rodzaju [half-cell of the second type] **44**
- półogniwo [half-cell] **42, 67**
- ogniwa [cell potential] → siła elektromotoryczna ogniwa
- gazowe [gas half-cell] **45**
- metaliczne [metallic half-cell] **43**
- redoks [redox half-cell] **43–44**

- prawo działania mas [law of mass action] **121–122, 126**
- Guldberga i Waagego [Guldberg and Waage law] → prawo działania mas
- Hessa [Hess's law] **91**
- rozcieńczeń Ostwalda [Ostwald dilution law] **164–165**
- zachowania ładunku [charge conservation law] **22, 27, 40**
- proces egzoenergetyczny [exoenergetic process] **83, 85**
- endoenergetyczny [endoenergetic process] **83–84**
- promocja elektronowa [electron promotion] **312, 342, 350**
- punkt równoważnikowy [equivalence point] **199, 203, 205**

R

- rad [radium] **235, 239**
- reakcja autoprotolizy [autoprotolysis reaction] **154**
- egzoenergetyczna [exoenergetic reaction] **85**
- egzotermiczna [exothermic reaction] **88–89**
- endoenergetyczna [endoenergetic reaction] **84**
- endotermiczna [endothermic reaction] **88–89**
- neutralizacji [neutralization] → reakcja zobojętniania
- nieodwracalna [irreversible reaction] **118**
- odwracalna [reversible reaction] **118**
- strącania osadów [precipitation reaction] **206–213**
- termitowa [thermit reaction] → aluminoterapia
- zobojętniania [neutralization] **197–205**
- reakcje dysmutacji [dismutation reactions] → reakcje dysproporcjonowania
- dysproporcjonowania [disproportionation reactions] **36–38**

- redoks [redox reactions] → reakcje utleniania-redukcji
- synproporcjonowania [synproportionation reactions] **37–38, 40**
- utleniania-redukcji [oxidation-reduction reactions] **18, 75**
- bilansowanie [oxidation-reduction reactions, balancing] **19–29**
- zastosowania [oxidation-reduction reactions, the use of] **17**
- redukcja [reduction] **13, 18, 69, 75**
- reduktor [redactor agent] **14, 16, 18, 75**
- reguła Lavoisiera–Laplace'a [Lavoisier–Laplace rule] **90–91**
- Le Chateliera–Brauna [Le Chaterier–Braun principle] → reguła przekory
- przekory [principle of mobile equilibrium] **127–136, 140**
- van't Hoffa [van't Hoff rule] **97–99, 109**
- równanie kinetyczne reakcji chemicznej [kinetic equation of chemical reaction] **101–102**
- półówkowe [half-reaction] **15**
- termochemiczne [thermochemical equation] **89**
- równowaga chemiczna [chemical equilibrium] **118–120, 126**
- heterogeniczna [heterogeneous equilibrium] **125**
- homogeniczna [homogeneous equilibrium] **125**
- rzęd reakcji chemicznej [reaction order] **106, 109**

S

- SEM → siła elektromotoryczna ogniwa
- siarkowodór [hydrogen sulfide] **284–285**
- silany [mono(silanes)] **261**
- siła elektromotoryczna ogniwa (SEM) [electromotive force of a galvanic cell] **54, 60, 67, 69, 70, 76**
- skala pH [pH scale] **173–174**

- skały gipsowe [gypsum rocks] **238**
- smog [smog] **183**
- stała dysocjacji elektrolitycznej [electrolytic dissociation constant] **118, 157, 160, 164–167**
- równowagi chemicznej [chemical equilibrium constant] **120–126**
- – ciśnieniowa [pressure chemical equilibrium constant] **123**
- – stężeniowa [concentration chemical equilibrium constant] **120–122, 126**
- szybkości reakcji chemicznej [chemical reaction rate constant] **101, 106, 109**
- stopień dysocjacji elektrolitycznej [degree of electrolytic dissociation] **162–163**
- utlenienia [oxidation number] **8–11, 75**
- szereg aktywności metali [series of active metals] **29, 32–33, 40**
- elektrochemiczny metali [electrochemical series of metals] → szereg napięciowy metali
- napięciowy metali [electromotive series of metals] **51, 67, 76**
- szybkość reakcji chemicznej [chemical reaction rate] **94–95**

T

- teoria Arrheniusa [Arrhenius theory] **149**
- Brønsteda–Lowry'ego [Brønsted–Lowry theory] **153–154**
- dysocjacji elektrolitycznej Arrheniusa [Arrhenius electrolytic dissociation theory] **149–152**
- kwasów i zasad [theory of acid and base] → teoria Brønsteda–Lowry'ego
- Lewisa [Lewis theory] **154**
- zderzeń aktywnych [collisions theory] **101**
- tlenki [oxides] **280**

- azotowców [oxides of nitrogen group] **267**
- azotu [nitrogen oxides] **267, 270**
- berylowców [oxides of beryllium group] **236, 238**
- borowców [oxides of boron group] **251**
- chloru [chlorine oxides] **296**
- chromu [chromium oxides] **313**
- fluorowców [oxides of halogen group] **292**
- lantanowców [oxides of lanthanide group] **354**
- litowców [oxides of lithium group] **229, 231**
- manganu [manganese oxides] **326**
- miedzi [copper oxides] **344**
- siarki [sulfur oxides] **282**
- tlenowców [oxides of oxygen group] **277**
- węglowców [oxides of carbon group] **260**
- żelaza [iron oxides] **335**
- tlenowce [oxygen group, chalcogens] **276–288**

U

- układ [system] **82**
- izolowany [isolated system] **82**
- otwarty [open system] **82**
- zamknięty [closed system] **82**
- utleniacz [oxidizing agent] **14, 16–18, 75**
- utlenianie [oxidation] **13, 18, 69, 75**

W

- wapno gaszone [slaked lime] **238**
- palone [burnt lime] **238**
- warunki normalne [normal conditions] **222**
- standardowe [standard conditions] **51**
- woda amoniakalna [ammonia solution] **268–269**
- bromowa [bromine water] **289–290**
- chlorowa [chlorine water] **289–291, 293–295**
- królewska [royal water] **31, 352**

- twarda [hard water] **235**
- utleniona [hydrogen peroxide solution] **114**
- wapienna [lime water] → wapno gaszone
- wodorki azotowców [hydrides of nitrogen group] **268**
- berylowców [hydrides of beryllium group] **160, 236**
- borowców [hydrides of boron group] **251**
- litowców [hydrides of lithium group] **160, 229**
- tlenowców [hydrides of oxygen group] **277**
- wodorotlenek chromu(III) [chromium(III) hydroxide] **313–315, 318**
- glinu [aluminium hydroxide] **254**
- manganu(II) [manganese(II) hydroxide] **326–327**
- miedzi(II) [copper(II) hydroxide] **345–346**
- żelaza(II) [iron(II) hydroxide] **63, 335–338**
- żelaza(III) [iron(III) hydroxide] **63, 335–338**
- wskaźniki kwasowo-zasadowe [acid-base indicator] **146, 155, 178–179, 180, 205**
- współczynnik temperaturowy reakcji chemicznej [temperature coefficient of chemical reaction] **98**

Z

- zanieczyszczenia środowiska przyrodniczego [environmental pollution] **182–183**
- zaprawa gipsowa [gypsum mortar] **238**
- zasady według Arrheniusa [Arrhenius bases] **152**
- – Brønsteda–Lowry'ego [Brønsted–Lowry bases] **153**
- – Lewisa [Lewis bases] **154**
- związek koordynacyjny [coordination compound] **195, 237, 241, 342**

Ż

- żelazo [iron] **334–341**
- żelazowce [iron group] **334**

Zdjęcie na okładce: BE&W/Science Source/Turtle Rock Scientific.

Ilustracje na okładce: Krzysztof Mrawiński.

Ilustracje: Elżbieta Buczkowska s. 58 (bateria); **Rafał Buczkowski** s. 59 (akumulator), 62, 65, atomy i cząsteczki na stronach: 58, 104–105, 130, 149, 152, 163, 260–261, 266, 281; **Marcin Franczak** s. 34 (wnętrze lup); **Krzysztof Mrawiński** s. 14, 69, 75, 101; **Joanna Ptak** s. 58 (bateria), 58 (ogniwo paliwowe), ikony na stronach: 66, 226, 232, 239, 255, 262, 274, 286, 297, 302, 321, 331, 339, 347, 355; **Wojciech Sendal** s. 9 (wykres), 43–47, 50 (dolna), 56 (na marginesie), 60, 64, 82–83, 88, 137, 149 (dolna), 150, 154 (na marginesie), wykresy na stronach: 89, 95, 99, 108, 117, 120, 129, 139–140, 199–200; **Ewa Sowulewska** s. 50 (górna), 115, 163 (zlewki).

Zdjęcia: Agencja Wyborcza.pl: Tomasz Niesluchowski s. 331 (odmanganianie wody); **Archiwum Nowej Ery:** s. 47, 272, 330 (manganian potasu); **BE&W:** Alamy Stock Photo – Björn Wylezich s. 325, Phil Degginger s. 276 (tellur), Photo Researchers/Charles D. Winters s. 266, Science Source – Apogee s. 232 (rozsusznik serca), Charles D. Winters s. 7, 31 (reakcja azotanu srebra miedzią), s. 48, 81, 86 (otrzymywanie wodnego roztworu wodorotlenku sodu), s. 98, 118, 126, 127, 131, 208 (reakcja strącania chlorku srebra), s. 254 (reakcja glinu z tlenkiem żelaza), s. 270, 311, Editorial Image s. 104, 105 (zdjęcie próbówki zawierającej brunatny gaz), GiPhotoStock s. 36, 202, 203 (miareczkowanie), s. 206, 207 (próbówka z przezroczystym roztworem), Mark A. Schneider s. 342, Turtle Rock Scientific s. 8, 13, 19, 30 (reakcja magnezu, cynku i miedzi), s. 31 (reakcja miedzi z kwasem utleniającym), s. 32 (reakcja miedzi z kwasem utleniającym), s. 33 (reakcja miedzi z azotanem srebra), s. 34, 42, 84, 100, 147, 179, 230, 252 (reakcja glinu z kwasem chlorowodorowym, reakcja glinu z kwasem siarkowym), s. 326, 343 (kwasy utleniające); **Forum:** VISUM/Thomas Pflaum s. 355 (Euro pod wpływem promieniowania UV); **Getty Images:** DigitalVision/Monty Rakusen s. 255 (fabryka samochodów), E+ - alvarez s. 262 (ogniwa fotowoltaiczne), hh5800 s. 331 (szyny kolejowe), jeffix s. 239 (rakieta sygnalizacyjna), kickstand s. 297 (pasta do zębów), iStock/Getty Images Plus – boonchai wedmakawand s. 66 (ładowanie samochodu elektrycznego), dutourdumonde s. 274 (dzwon), dzika_mrowka s. 232 (latarnie sodowe), Extreme-Photographer s. 232 (ładowanie elektrycznego samochodu), Kerkez s. 355 (spawanie), Lakeview_Images s. 31 (reakcja złota z wodą królewską), Leonid Andronov s. 339 (kopalnia), PragasitLalao s. 262 (włókno węglowe), rivalstrife s. 183 (smog), Sergii Vasylenko s. 85 (ogrzewacz chemiczny), Sudakarn Vivatvanichkul s. 203 (biureta), vitpho s. 321 (chromowany zderzak), Vladimir Zapletin s. 297 (uzdatnianie wody), Moment – Akaradech Pramoonsin s. 347 (tabletki), Yaorusheng s. 226 (farma wiatrowa i słoneczna), Stockbyte s. 339 (elektromagnes), Stocktrek Images s. 226 (start rakiety); **Indigo:** Science Photo Library s. 97 (spalanie opiłków żelaza), s. 221, s. 276 (siarka), s. 278 (reakcja rozkładu tlenku rtęci), s. 301, Andrew Lambert Photography s. 180, 235, Charles D. Winters s. 259, 265 (fosfor biały, arsen), Choksawatdikorn s. 177 (ph-metr), s. 198, GiPhotoStock s. 250 (gal), s. 254 (tlenek glinu), Martyn F. Chillmaid s. 85, 145, 228, Science Source/Charles D. Winters s. 265 (ciekły azot), Science Source/Turtle Rock Scientific s. 265 (bizmut), Science Stock Photography s. 281 (siarka rombowa), Turtle Rock Scientific s. 250 (bor, glin), s. 281 (siarka jednoskośna); **Mercedes-Benz Polska Sp. z o.o.:** s. 115 (katalizator samochodowy); **NASA:** s. 222; **Panthermedia:** Frank Neuner s. 17, Karl Bloch s. 183 (zniszczony las); **Shutterstock:** Africa Studio s. 339 (stalowe naczynia), Anton Master s. 262 (rower), Bjoern Wylezich s. 111, 168, 312, Chepko Danil Vitalevich s. 66 (zużyte baterie), Dana.S s. 286 (fajerwerki), Degtyaryov Andrey s. 255 (samolot), Denise Kappa s. 181 (różowe hortensje), Doug McLean s. 94, D-VISIONS s. 286 (akcelerator CERN), eamesBot s. 183 (lodowiec), Edward Haylan s. 302 (balon meteorologiczny), Ekkamai Chaikanta s. 61, engel.ac s. 355 (elektrownia jądrowa), Eric Gevaert s. 183 (kominy w fabryce), FabrikaSimf s. 347 (bable), feeling lucky s. 59, Fotofermer s. 262 (puszki), furtseff s. 347 (puzon), grey_and s. 331 (baterie), hedgehog94 s. 297 (oprysk upraw), Invisible Eye s. 286 (ozonowanie), Ivaschenko Roman s. 255 (diody), JonMilnes s. 278 (nurek), kai foret s. 185, Kenishirotie s. 58, Knyazhetskiy Alexander s. 239 (lampa elektronowa), Kojiro s. 182 (niebieskie hortensje), Kolonko s. 30 (próbówka), s. 32 (próbówka), s. 33 (próbówka), s. 145 (próbówka), s. 206 (próbówka), s. 314 (próbówka), s. 318 (próbówka), s. 319 (próbówka), s. 330 (próbówka), s. 336 (próbówka), s. 337 (próbówka), s. 338 (próbówka), s. 343 (próbówka), s. 345 (próbówka), s. 346 (próbówka), kreatorex s. 169, Lyashenko Egor s. 347 (opryskiwanie roślin), majivecka s. 66 (robienie zdjęcia smartfonem), MarcelClemens s. 350 (rtęć), Mbabic s. 302 (spawanie), MrBright s. 334, Oleg Kozlov s. 331 (kąpiel w nadmanganianie potasu), Oleksiy Mark s. 302 (reflektor), Oliver Hoffmann s. 115 (proszek do prania), olivier.laurent.photos s. 355 (sonda kosmiczna), Perutskyi Petro s. 255 (panele słoneczne), photka s. 260, Potoroyalty s. 321 (narzędzia chirurgiczne), Pixel-Shot s. 274 (mrożone owoce), pogonici s. 105 (klepsydra), ravi s. 321 (leki), Shutterstock-Pixelsquid s. 203 (biureta), smereka s. 239 (nawożenie pola), Sorbis s. 286 (nurkowie), Sorbis s. 302 (neon), Stig Helmer s. 350 (wolfram), Suwin s. 182, topseller s. 321 (farba), Tutti Frutti s. 343, VH-studio s. 274 (nawożenie roślin), xpixel s. 183 (śnięte ryby), zedspider s. 320; **Thinkstock/Getty Images:** Hemera s. 65; **Włodzimierz Echeński:** s. 146 (dysocjacja, oranż metylowy, fenoloftaleina, uniwersalne papierki wskaźnikowe), s. 148, 207 (próbówka, osad wodorotlenku miedzi), s. 269, 280, 282, 284 (stężony roztwór H2SO4 wlany do wody opada na dno zlewki), s. 285, 289, 345 (reakcja siarczanu miedzi z wodorotlenkiem sodu); **Bartłomiej Górski:** s. 218, 359, 360, 361; **PUTTO/Piotr Kubat:** s. 15, 50, 69, 82 (mieszania się roztworu H2SO4 z wodą, przykład układu otwartego i zamkniętego), s. 87, 96, 97 (reakcja chemiczna glinu z kwasem chlorowodorowym), s. 113, 114, 128, 146 (zapalona żarówka, uniwersalne papierki wskaźnikowe – opakowanie), s. 149, 152, 167, 177 (odczyn soku z ogórka i pomarańczy), s. 181 (badanie odczynu gleby kwasomierzem Helliga), s. 184, 188, 189, 190, 191, 193, 197, 207 (osad wodorotlenku glinu), s. 208, 225 (otrzymywanie wodoru), s. 237, 238, 242, 249, 253, 279, 281 (siarka plastyczna), s. 284 (wpływ stężonego roztworu kwasu siarkowego na cukier, bibułę i tkaninę), s. 291, 294, 295, 327, 328, 330 (siarczan manganu, tlenek manganu, manganian potasu), s. 336, 337, 338, 344, 346; **Robert Wolski:** s. 72, 73.

Wydawnictwo Nowa Era oświadcza, że podjęło starania mające na celu dotarcie do właścicieli i dysponentów praw autorskich wszystkich zamieszczonych utworów. Wydawnictwo Nowa Era, przytaczając w celach dydaktycznych utwory lub fragmenty, postępuje zgodnie z art. 29 ustawy o prawie autorskim. Jednocześnie Nowa Era oświadcza, że jest jedynym podmiotem właściwym do kontaktu autorów tych utworów lub innych podmiotów uprawnionych w przypadkach, w których twórcy przysługuje prawo do wynagrodzenia.

Za co polubisz podręcznik NOWA To jest chemia 2?



Powód 1

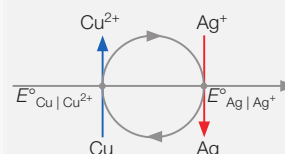
Duże **zdjęcia** i czytelne **infografiki**. Zobaczysz na nich szczegóły przebiegu **doświadczeń chemicznych**. Dlaczego to przydatne? Bo łatwiej napiszesz obserwacje i wnioski.



Powód 2

Krótkie podsumowania. Żeby było jasne, co trzeba wiedzieć i umieć z każdego tematu. Już nie musisz się zastanawiać, czego się nauczyć na sprawdzian.

Ważne w temacie



Powód 3

Matura. Dobrze jest mieć podręcznik, który uczy rozwiązywania takich zadań, jakie pojawiają się na maturze. Dzięki temu możesz mieć pewność, że **Wiesz, umiesz, zdasz**.

