

NOWA To jest chemia

2

PODRĘCZNIK • LICEUM • TECHNIKUM

ZAKRES PODSTAWOWY



nowa
era

NOWA To jest chemia

2 PODRĘCZNIK • LICEUM • TECHNIKUM
ZAKRES PODSTAWOWY

ROMUALD HASA
ALEKSANDRA MRZIGOD
JANUSZ MRZIGOD

NOWA To jest chemia

Podręcznik przygotowano na podstawie *Programu nauczania chemii w zakresie podstawowym dla liceum ogólnokształcącego i technikum NOWA To jest chemia* autorstwa Romualda Hassy, Aleksandry Mrzigod i Janusza Mrzigoda.

Podręcznik został opracowany z uwzględnieniem zmian w zasadach polskiej ortografii, uchwalonych przez Radę Języka Polskiego w 2024 r. i obowiązujących od 01.01.2026 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



© Copyright by Nowa Era Sp. z o.o. 2025
ISBN 978-83-267-5216-2

Autor zbioru zadań: Aleksandra Kwiek.

Konsultacja merytoryczna: Przemysław Ziaja, Andrzej Persona, Bartłomiej Górski.

Opracowanie redakcyjne: Gabriela Bieląga, Joanna Jabłońska.

Redakcja merytoryczna: Magdalena Bartosik-Bruzda, Gabriela Bieląga, Joanna Jabłońska.

Współpraca redakcyjna: Marta Mieszkowska, Oliwia Pierzyńska, Patrycja Ściślewska.

Redakcja językowa: Aleksandra Hofman, Dorota Rzeszewska.

Nadzór artystyczny: Ewa Kaletyn, Kaia Pichler.

Opieka graficzna: Marcin Oleksak, Maciej Galiński.

Projekt okładki: Maciej Galiński, Grażyna Truchlińska.

Projekt graficzny: Maciej Galiński.

Ilustracje: Elżbieta Buczkowska, Rafał Buczkowski, Zuzanna Dudzic, Marcin Franczak, Piotr Gotkowski, Adam Kolečki, Joanna Ptak, Wojciech Sendal, Ewa Sowulewska.

Opracowanie graficzne: Ewa Kaletyn, Maciej Galiński, Klaudia Jarocka, Marcin Kołacz, Aleksandra Szpunar, Grażyna Truchlińska, Sławomir Włodarczyk.

Realizacja projektu graficznego: Mariusz Knap.

Fotoedycja: Katarzyna Iwan-Malawska, Bogdan Wańkiewicz.

Nowa Era Sp. z o.o.

Aleje Jerozolimskie 146 D, 02-305 Warszawa

www.nowaera.pl, nowaera@nowaera.pl, Centrum Kontaktu: 58 721 48 00

Druk i oprawa:

O czym jest podręcznik?

W części 2. podręcznika znajdują się informacje na temat obliczeń chemicznych i budowy węglowodorów. Wszystkie ważne umiejętności są wyjaśniane krok po kroku.



Czemu służą poszczególne elementy podręcznika?

To było w szkole podstawowej!

Przypomnienie podstaw przed rozpoczęciem nowego działu ułatwia zrozumienie wprowadzanych zagadnień.

Korzystam z informacji

Infografiki, które umożliwiają ćwiczenie umiejętności pozyskiwania i przetwarzania informacji.

► Chemia w akcji

► Fakty czy mity

Informacje dodatkowe, pokazujące, że chemia jest nauką praktyczną, mocno związaną z życiem codziennym.

Przykład 1.

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

Jest na to sposób!

Metoda na zapamiętanie nowych pojęć lub szybkie opanowanie umiejętności.

Ważne w temacie

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

Podsumowanie

Zestawienie najważniejszych wiadomości z każdego działu skraca czas potrzebny na ich powtórzenie przed sprawdzianem.

Krok po kroku

Zastosowania

Przedstawienie *Krok po kroku* kolejnych etapów procesów ułatwia ich zrozumienie, a ciekawa grafika przyciąga uwagę i porządkuje informacje o zastosowaniach.

Zapamiętaj!

Najważniejsze definicje z każdego tematu.

Zadania



Służą utrwaleniu wiadomości i ćwiczeniu umiejętności z lekcji na lekcję.

Sprawdź, czy potrafisz...

Zadania przekrojowe, które ułatwiają ćwiczenie najważniejszych umiejętności przed sprawdzianem.

Doświadczenie 1.



Obowiązkowe doświadczenia chemiczne – wyróżnione kolorem pomarańczowym.

Piktogramy informują o właściwościach używanych substancji (substratów).



Doświadczenia chemiczne do wykonania wyłącznie przez nauczyciela.



Ważne informacje dotyczące m.in. zasad BHP.

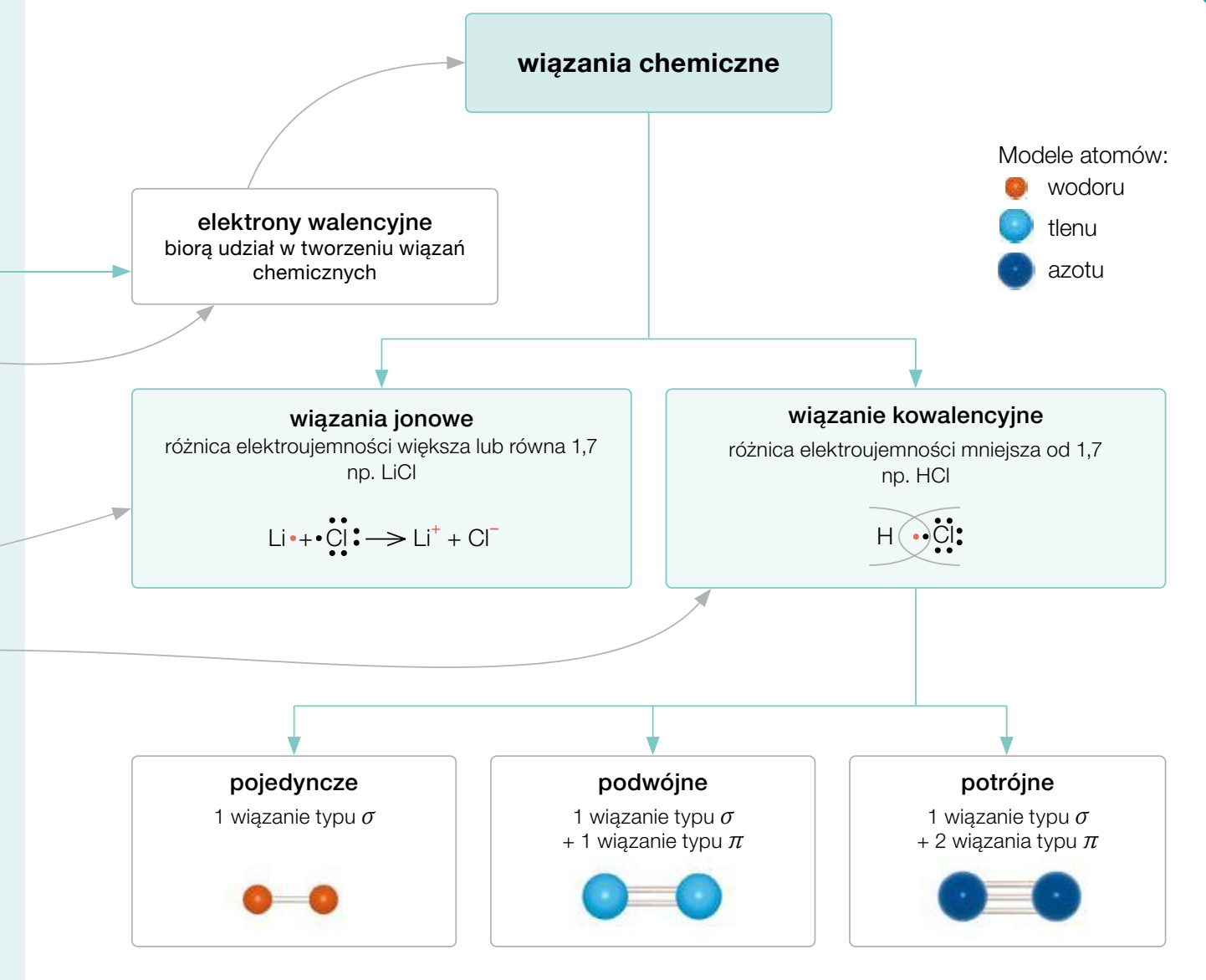
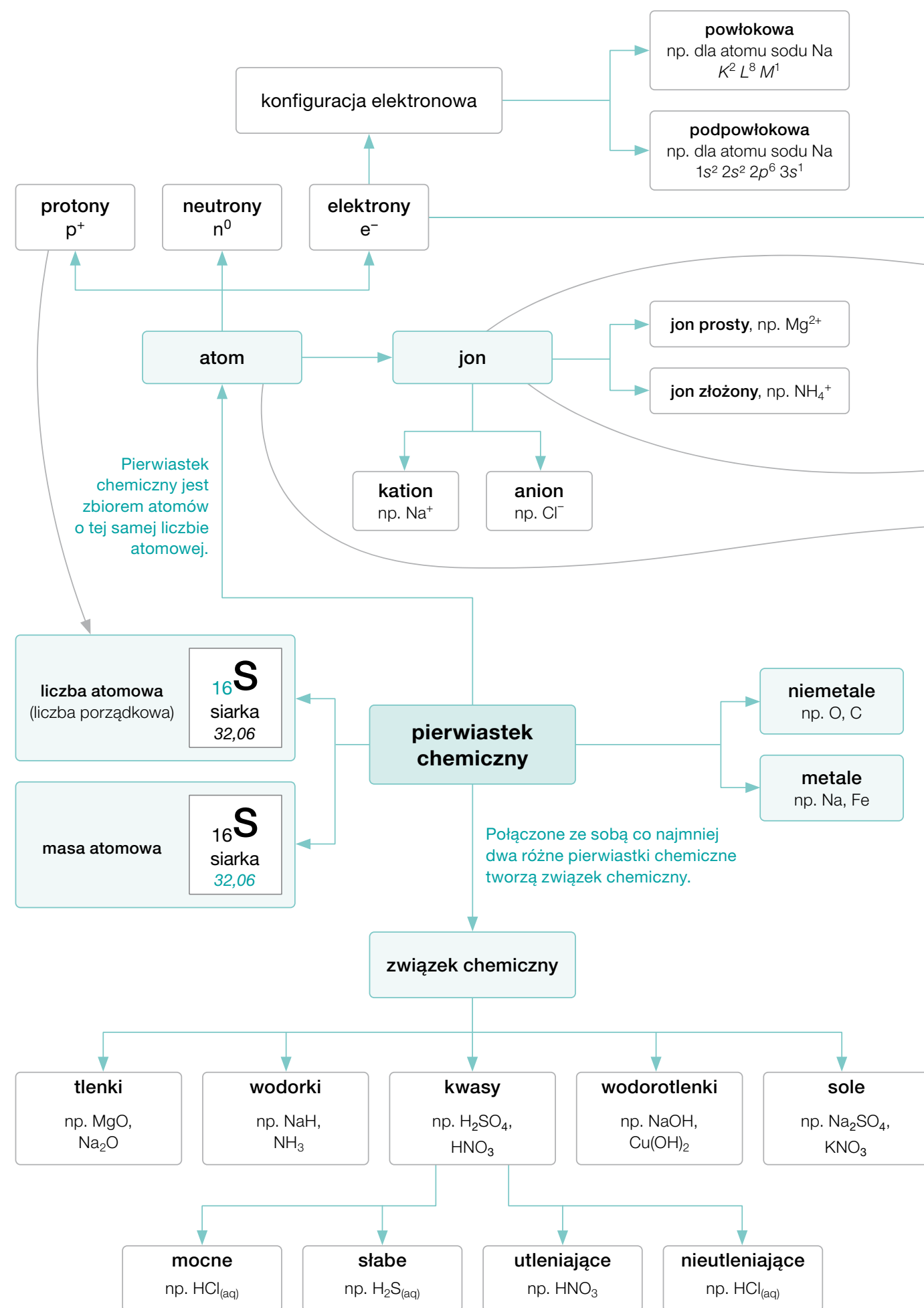
Spis treści

Przypomnij sobie – to było w części 1.	6
Regulamin pracowni chemicznej i oznaczenia BHP	8
▶ Stechiometria	
1. Masa atomowa i masa cząsteczkowa	10
2. Mol i stała Avogadra	15
3. Masa molowa związków chemicznych. Objętość molowa gazów	19
4. Prawo stałości składu. Wzory empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego	30
5. Obliczenia stechiometryczne	42
Podsumowanie	49
Sprawdź, czy potrafisz...	50
▶ Roztwory	
6. Mieszanki	52
7. Rozpuszczalność substancji	60
8. Stężenie procentowe roztworu	71
9. Stężenie molowe roztworu	77
10. Zmiana stężenia roztworów	84
Podsumowanie	94
Sprawdź, czy potrafisz...	96
▶ Reakcje chemiczne w roztworach wodnych	
11. Dysocjacja elektrolityczna	98
12. Stopień dysocjacji elektrolitycznej	103
13. Odczyn i pH roztworów	109
Podsumowanie	122
Sprawdź, czy potrafisz...	124
▶ Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia	
14. Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych	126
15. Utleniacz i reduktor. Reakcje utleniania-redukcji	133
16. Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji związków nieorganicznych	139
17. Szereg aktywności chemicznej metali	146
18. Ogniwo galwaniczne	157
19. Reakcje zachodzące w półogniwach ogniwa galwanicznego	164
Podsumowanie	174
Sprawdź, czy potrafisz...	176

▶ Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych	
20. Efekty energetyczne reakcji chemicznych	178
21. Szybkość reakcji chemicznych	186
Podsumowanie	193
Sprawdź, czy potrafisz...	194
▶ Wprowadzenie do chemii organicznej	
22. Paliwa kopalne i ich przetwarzanie	196
23. Budowa związków organicznych	207
Podsumowanie	217
Sprawdź, czy potrafisz...	218
▶ Węglowodory	
24. Węglowodory nasycone – alkanany	220
25. Zjawisko izomerii	233
26. Węglowodory nienasycone – alkeny	243
27. Węglowodory nienasycone – alkiiny	261
28. Benzen – przedstawiciel węglowodorów aromatycznych	274
Podsumowanie	282
Sprawdź, czy potrafisz...	284
▶ Zbiór zadań	
Stechiometria	286
Roztwory	289
Reakcje chemiczne w roztworach wodnych	293
Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia	296
Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych	300
Wprowadzenie do chemii organicznej	303
Węglowodory	304
Odpowiedzi do zadań obliczeniowych	310
Krzywe rozpuszczalności substancji stałych w wodzie	314
Szereg elektrochemiczny metali	315
Bibliografia	316
Indeks	317

Część 3

Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów
Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów



Kluczowe pojęcia

Atom – najmniejsza cząstka pierwiastka chemicznego, zachowująca jego właściwości chemiczne. Atom składa się z jądra atomowego o ładunku dodatnim i otaczających je elektronów o ładunku ujemnym.

Pierwiastek chemiczny – zbiór atomów o tej samej liczbie atomowej.

Związek chemiczny – substancja złożona z co najmniej dwóch różnych, połączonych ze sobą pierwiastków chemicznych. Związek chemiczny można rozłożyć na substancje prostsze lub pierwiastki.

Wiązanie chemiczne – oddziaływanie występujące między łączącymi się atomami pierwiastków chemicznych.

Masa atomowa – masa atomu wyrażona w jednostkach masy atomowej (u).

Wodorotlenki – związki chemiczne zbudowane z kationów metali i anionów wodorotlenkowych OH^- .

Kwasy – substancje, których cząsteczki w wodnych roztworach dysocjują na kationy wodoru H^+ i aniony reszty kwasowej.

Sole – związki chemiczne, które zawierają kationy metali (lub kationy będące grupą atomów, np. NH_4^+) i aniony reszty kwasowej.

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 na polecenie nauczyciela należy założyć fartuch i okulary ochronne, a jeśli to konieczne – rękawice ochronne.
- ▶ Wszystkie substancje stosowane do doświadczeń chemicznych należy traktować jako potencjalne trucizny: nie wolno ich dotykać, sprawdzać smaku ani zapachu.
- ▶ 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 doświadczeniach chemicznych, trzeba zbierać w odpowiednich pojemnikach i poddawać utylizacji.



- ▶ Doświadczenia chemiczne trzeba przeprowadzać według instrukcji zamieszczonej w podręczniku lub podanej 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
żujące

Zagrożenia dla środowiska



substancje niebezpieczne
dla środowiska



substancje niebezpieczne
dla warstwy ozonowej

1. Stechiometria



Przypomnij sobie – to było w szkole podstawowej

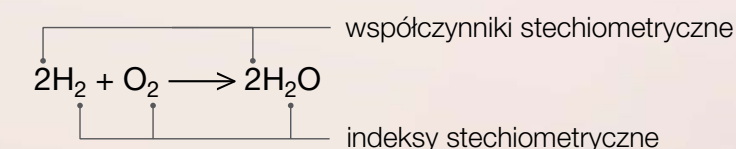
- ▶ **Masa atomowa** to masa atomu pierwiastka chemicznego wyrażona w jednostkach masy atomowej – unitach [czyt. junitach] (u).

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} \text{ masy atomu izotopu węgla } ^{12}\text{C}$$

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

- ▶ **Współczynnik stechiometryczny** – liczba atomów lub cząsteczek w równaniu reakcji chemicznej. Ustala się go dla każdej reakcji chemicznej.
- ▶ **Indeks stechiometryczny** – liczba atomów pierwiastka chemicznego w jednej cząsteczce. Jest niezmienny dla danego związku chemicznego.



1 Masa atomowa i masa cząsteczkowa



Fot. 1. Jednostkami, w których najczęściej podaje się masy ważonych produktów, są gramy i kilogramy.

Ważne w tym temacie:

- pojęcia *masa atomowa* i *masa cząsteczkowa*
- odczytywanie masy atomowej
- obliczanie masy cząsteczkowej
- obliczanie liczby atomów w próbce substancji

Stechiometria

Masa atomowa i masa cząsteczkowa

Mol i stała Avogadra

Masa molowa związków chemicznych. Objętość molowa gazów

Prawo stałości składu. Wzory empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego

Obliczenia stechiometryczne

Masę produktów spożywczych możesz odczytać np. z wyświetlacza wagi kuchennej (fot. 1.), a masę atomową każdego pierwiastka chemicznego – z układu okresowego pierwiastków chemicznych. Znajdziesz go na końcu podręcznika.

Jednostka masy atomowej

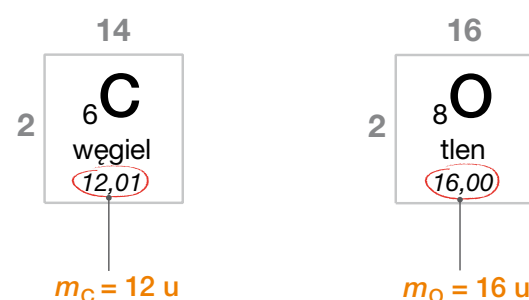
Już wiesz, że atomy są tak małe, że trudno jest to sobie wyobrazić. Oczywiście ich masy również są niewielkie. Dlatego do wyrażania masy atomu stosuje się specjalną jednostkę – jednostkę masy atomowej – unit [czyt. junit] (u):

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Masa atomowa

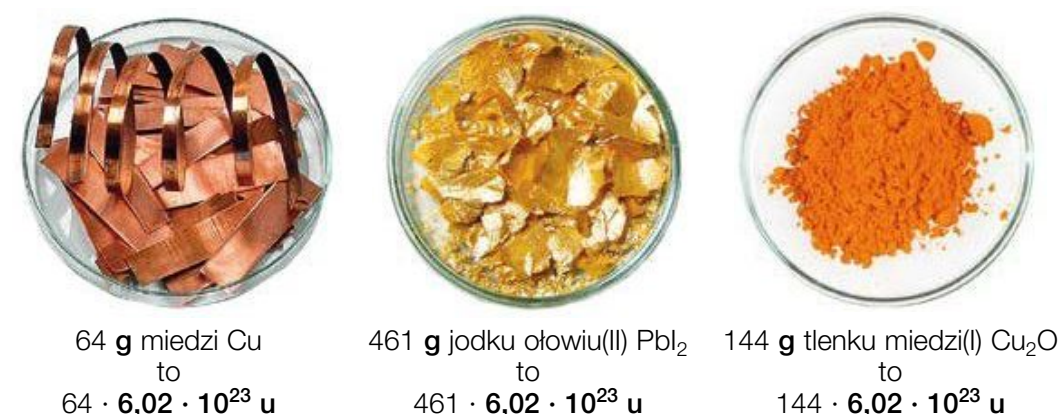
Masa atomowa (m_{at}) to **masa atomu pierwiastka chemicznego wyrażona w jednostkach masy atomowej, czyli w unitach (u)**. Można ją odczytać – dla każdego pierwiastka chemicznego – z układu okresowego.

W obliczeniach chemicznych przyjmuje się zwykle wartości mas atomowych zaokrąglone do liczb całkowitych. Masę atomową symbolizuje wówczas zapis m z symbolem pierwiastka chemicznego w indeksie dolnym, np. masę atomową węgla przedstawia zapis m_{C} , a tlenu – m_{O} :



Liczba unitów w 1 g substancji

Jeden gram każdej substancji to $6,02 \cdot 10^{23}$ unitów. Substancją tą może być zarówno pierwiastek chemiczny, jak i związek chemiczny:



Jeśli znamy masę atomową pierwiastka chemicznego, to możemy obliczyć liczbę atomów tego pierwiastka w próbce substancji.

Obliczanie liczby atomów

Rozpoczynając ustalanie liczby atomów w próbce substancji, należy wiedzieć, jaka to substancja (np. magnez), oraz znać:

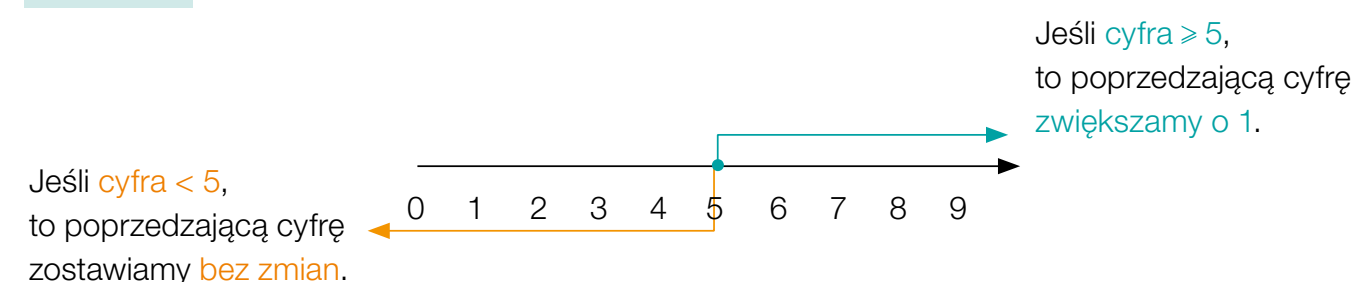
- ▶ masę próbki tej substancji,
- ▶ masę atomową tej substancji (odczytać ją z układu okresowego pierwiastków chemicznych).

Jest na to sposób!

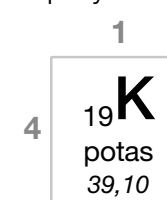
Jak poprawnie zaokrąślać liczby do liczb całkowitych?

Zaokrąglanie liczb polega na odrzuceniu ich końcowych cyfr.

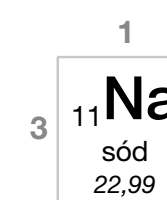
- ▶ Ostatnią z zachowanych cyfr **zostawiamy bez zmian**, gdy pierwsza cyfra po przecinku jest **mniejsza** od 5.
- ▶ Ostatnią z zachowanych cyfr **zwiększamy o 1**, gdy pierwsza cyfra po przecinku jest **większa** od 5 lub **równa** 5.



Na przykład:



Masa atomowa potasu to 39,10 u. Pierwsza z odrzucanych cyfr jest **mniejsza od 5**, więc masa atomowa potasu zaokrąglona do liczby całkowitej to 39 u.

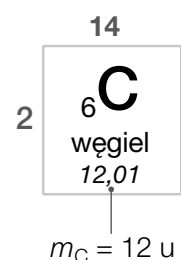


Masa atomowa sodu to 22,99 u. Pierwsza z odrzucanych cyfr jest **większa od 5**, więc masa atomowa sodu zaokrąglona do liczby całkowitej to 23 u.

Przykład 1.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane oraz odczytaj z układu okresowego m_C .
- 2 Oblicz liczbę atomów węgla.
- 3 Napisz odpowiedź.



Jak obliczyć liczbę atomów pierwiastka chemicznego w próbce niemetalu o znanej masie?

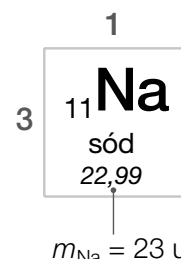
Oblicz, ile atomów znajduje się w próbce węgla o masie równej 12 g.

- | | |
|--|--|
| <ol style="list-style-type: none"> Dane:
$m_C = 12 \text{ g}$
$m_C = 12 \text{ u}$ Jeśli 1 atom węgla <i>ma masę atomową 12 u</i>,
to x atomów węgla <i>ma masę 12 g</i>.
Skoro wiadomo, że 1 g to $6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$, można zapisać proporcję:
1 atom węgla <i>ma masę 12 u</i>
x atomów węgla <i>ma masę 12 · 6,02 · 10²³ u</i>
$x = \frac{1 \text{ at.} \cdot 12 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}}{12 \text{ u}}$
$x = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomów}$ W 12 g węgla znajduje się $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów węgla. | Szukane:
liczba atomów węgla = ? |
|--|--|

Przykład 2.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane oraz odczytaj z układu okresowego m_{Na} .
- 2 Oblicz liczbę atomów sodu.
- 3 Napisz odpowiedź.



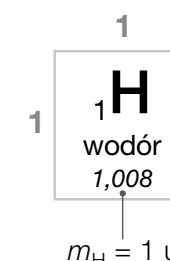
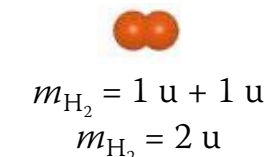
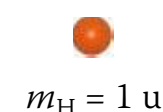
Jak obliczyć liczbę atomów pierwiastka chemicznego w próbce metalu o znanej masie?

Oblicz, ile atomów znajduje się w próbce sodu o masie równej 46 g.

- | | |
|--|---|
| <ol style="list-style-type: none"> Dane:
$m_{Na} = 46 \text{ g}$
$m_{Na} = 23 \text{ u}$ Jeśli 1 atom sodu <i>ma masę atomową 23 u</i>,
to x atomów sodu <i>ma masę 46 g</i>.
Skoro wiadomo, że 1 g to $6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$, można zapisać proporcję:
1 atom sodu <i>ma masę 23 u</i>
x atomów sodu <i>ma masę 46 · 6,02 · 10²³ u</i>
$x = \frac{1 \text{ at.} \cdot 46 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}}{23 \text{ u}}$
$x = 1,204 \cdot 10^{24} \text{ atomów}$ W 46 g sodu znajduje się $1,204 \cdot 10^{24}$ atomów sodu. | Szukane:
liczba atomów sodu = ? |
|--|---|

Masa cząsteczkowa

Masa cząsteczkowa (m_{cz}) to suma mas atomowych wszystkich atomów tworzących tę cząsteczkę (pierwiastka lub związku chemicznego).
Na przykład dla wodoru, przedstawionego za pomocą modelu:



Masę cząsteczkową, tak samo jak masę atomową, wyraża się w jednostkach masy atomowej (u). Do obliczenia masy cząsteczkowej jest niezbędny **wzór chemiczny** substancji.

Przykład 3.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane – odczytaj je z układu okresowego – i szukane.
- 2 Oblicz masę cząsteczkową.
- 3 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć masę cząsteczkową tlenku węgla(IV)?

Oblicz masę cząsteczkową tlenku węgla(IV) CO_2 .

- | | |
|---|-----------------------------------|
| <ol style="list-style-type: none"> Dane:
$m_O = 16 \text{ u}$
$m_C = 12 \text{ u}$ $m_{CO_2} = 12 \text{ u} + 2 \cdot 16 \text{ u}$
$m_{CO_2} = 12 \text{ u} + 32 \text{ u}$
$m_{CO_2} = 44 \text{ u}$ Masa cząsteczkowa tlenku węgla(IV) wynosi 44 u. | Szukane:
$m_{CO_2} = ?$ |
|---|-----------------------------------|

Przykład 4.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane – odczytaj je z układu okresowego – i szukane.
- 2 Oblicz masę cząsteczkową.
- 3 Napisz odpowiedź.

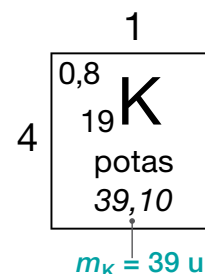
Jak obliczyć masę cząsteczkową kwasu fosforowego(V)?

Oblicz masę cząsteczkową kwasu fosforowego(V) H_3PO_4 .

- | | |
|--|--------------------------------------|
| <ol style="list-style-type: none"> Dane:
$m_H = 1 \text{ u}$
$m_P = 31 \text{ u}$
$m_O = 16 \text{ u}$ $m_{H_3PO_4} = 3 \cdot 1 \text{ u} + 31 \text{ u} + 4 \cdot 16 \text{ u}$
$m_{H_3PO_4} = 3 \text{ u} + 31 \text{ u} + 64 \text{ u}$
$m_{H_3PO_4} = 98 \text{ u}$ Masa cząsteczkowa kwasu fosforowego(V) H_3PO_4 wynosi 98 u. | Szukane:
$m_{H_3PO_4} = ?$ |
|--|--------------------------------------|
- ! Pamiętaj o kolejności wykonywania działań – najpierw mnożenie, a później dodawanie.

Ważne w temacie Masa atomowa i masa cząsteczkowa

1. Odczytuję z układu okresowego pierwiastków chemicznych masę atomową pierwiastka chemicznego, np. potasu K:



2. Obliczam masę cząsteczkową związku chemicznego, np. kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4 :

$$\begin{aligned} m_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= 2 \cdot m_{\text{H}} + m_{\text{S}} + 4 \cdot m_{\text{O}} \\ m_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= 2 \cdot 1 \text{ u} + 32 \text{ u} + 4 \cdot 16 \text{ u} \\ m_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= 2 \text{ u} + 32 \text{ u} + 64 \text{ u} \\ m_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= 98 \text{ u} \end{aligned}$$

Masa atomowa i masa cząsteczkowa

4. Obliczam liczbę atomów pierwiastka chemicznego, np. potasu K:

$$\begin{aligned} 1 \text{ atom potasu} &\text{ — } 39 \text{ u} \\ x &\text{ — } 16 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \\ x &= \frac{1 \text{ at.} \cdot 16 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{39 \text{ u}} \\ x &= 2,47 \cdot 10^{23} \text{ atomów} \end{aligned}$$

Zapamiętaj!

Masa atomowa – masa atomu pierwiastka chemicznego wyrażona w jednostkach masy atomowej – unitach (u).

Masa cząsteczkowa – suma mas atomowych wszystkich atomów tworzących cząsteczkę (pierwiastka lub związku chemicznego), wyrażona w jednostkach masy atomowej – unitach (u).

Zadania



- Oblicz masę atomu glinu i wyraż ją w gramach. Wiadomo, że masa atomowa glinu wynosi 27 u.
- Spіз to stop miedzi z cyną, cynkiem i ołowiem. Dawniej służył do odlewania dzwonów i armat, a obecnie stosuje się go głównie w rzeźbiarstwie i do produkcji elementów ozdobnych. Pewna próbka spizu zawiera: 800 g miedzi, 110 g cyny, 50 g cynku i 40 g ołowiu. Oblicz, ile atomów każdego metalu znajduje się w próbce spizu o podanej masie.
- Oblicz masy cząsteczkowe substancji o podanych wzorach.

a) O_2	c) HBr	e) HNO_3
b) S_8	d) H_2O	f) P_4O_{10}

2

Mol i stała Avogadra

Ważne w tym temacie:

- pojęcia *mol* i *stała Avogadra*
- obliczanie liczby cząsteczek w próbce substancji
- obliczanie liczby moli w próbce substancji

Stechiometria

Masa atomowa i masa cząsteczkowa

Mol i stała Avogadra

Masa molowa związków chemicznych. Objętość molowa gazów

Prawo stałości składu. Wzory empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego

Obliczenia stechiometryczne



Fot. 2. Para to 2 sztuki.

Jeśli w sklepie zwrócimy się do sprzedawcy: „Poproszę tę parę butów”, otrzymamy 2 sztuki (fot. 2.). Jeżeli kupimy ryżę papieru do drukarki, zawsze będzie ona mieć 500 arkuszy. Para (2 sztuki), tuzin (12 sztuk) i ryza (500 sztuk) to przykłady jednostek stosowanych do określania liczby przedmiotów. Podobnie jest z molem – jest to jednostka używana do podawania m.in. liczby atomów.

Mol

Mol to **jednostka liczności materii**. Jeden mol zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, innych cząsteczek lub grup cząstek danego rodzaju):



1 mol glinu
to $6,02 \cdot 10^{23}$
atomów glinu
i ma masę 26,98 g



1 mol magnezu
to $6,02 \cdot 10^{23}$
atomów magnezu
i ma masę 24,31 g



1 mol węgla
to $6,02 \cdot 10^{23}$
atomów węgla
i ma masę 12,01 g

Jest na to sposób!

Jak zapisać liczbę w postaci potęgi o podstawie 10?

$$10 = 10^1$$

$$100 = 10^2$$

$$1000 = 10^3$$

$$10\,000 = 10^4$$

$$100 = 10^2$$

dwa zera po cyfrze

$$0,1 = 10^{-1}$$

$$0,01 = 10^{-2}$$

$$0,001 = 10^{-3}$$

$$0,0001 = 10^{-4}$$

$$0,01 = 10^{-2}$$

cyfra na drugim miejscu po przecinku

Liczba atomów, cząsteczek lub jonów w 1 molu substancji

Zgodnie z definicją mola w 1 molu znajduje się $6,02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych, np. atomów, cząsteczek, jonów:

liczba moli		liczba atomów, cząsteczek lub jonów
1 mol Fe	to	$6,02 \cdot 10^{23}$ atomów Fe
1 mol HCl	to	$6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek HCl
1 mol K ⁺	to	$6,02 \cdot 10^{23}$ jonów K ⁺

Liczbę moli odczytuje się z zapisu symboli i wzorów (tabela 1.).

Tabela 1. Przykład odczytywania symboli i wzorów chemicznych

Zapis	Sposób odczytywania
3Fe	3 mole atomów żelaza
4Cl ₂	4 mole cząsteczek chloru
2NaCl	2 mole chlorku sodu
10CO ₂	10 moli cząsteczek tlenku węgla(IV)

Stała Avogadra

Stała Avogadra (N_A) to liczba $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów, cząsteczek lub jonów znajdujących się w 1 molu danej substancji. Jednostką stałej Avogadra jest mol^{-1} :

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Jest na to sposób!

Jak stosować zapis wykładniczy w chemii?

W przypadku wykładników dodatnich:

- przesunięcie przecinka o jedno miejsce w lewo oznacza zwiększenie o 1 wartości wykładnika potęgowego,
- przesunięcie przecinka o jedno miejsce w prawo oznacza zmniejszenie o 1 wartości wykładnika potęgowego.

$0,0602 \cdot 10^{25}$ $0,602 \cdot 10^{24}$ $6,02 \cdot 10^{23}$ $60,2 \cdot 10^{22}$ $602 \cdot 10^{21}$

W przypadku wykładników ujemnych:

- przesunięcie przecinka o jedno miejsce w lewo, oznacza zmniejszenie o 1 wartości wykładnika potęgowego, np.: $16,6 \cdot 10^{-25}$ to $1,66 \cdot 10^{-24}$,
- przesunięcie przecinka o jedno miejsce w prawo, oznacza zwiększenie o 1 wartości wykładnika potęgowego, np.: $0,166 \cdot 10^{-23}$ to $1,66 \cdot 10^{-24}$.

Przykład 5.

Plan rozwiązywania

- Wypisz dane i szukane.
- Ułóż proporcję i wykonaj obliczenia.
- Napisz odpowiedź.



W obliczeniach stosowany będzie skrót „cz.” do słowa cząsteczek.

Jak obliczyć liczbę cząsteczek związku chemicznego w próbce o podanej liczbie moli?

Oblicz, ile cząsteczek wody stanowi 2,5 mola tej substancji.

1 Dane: liczba moli wody = 2,5 mol **Szukane:** liczba cząsteczek wody = ?

2 1 mol H₂O to $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek, zatem można zapisać proporcję:

1 mol H₂O stanowi $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek
2,5 mol H₂O stanowi x cząsteczek

$$x = \frac{2,5 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ cz.}}{1 \text{ mol}}$$

$$x = 1,505 \cdot 10^{24} \text{ cząsteczek}$$

3 2,5 mola wody to $1,505 \cdot 10^{24}$ cząsteczek H₂O.

Przykład 6.

Plan rozwiązywania

- Wypisz dane i szukane.
- Ułóż proporcję i wykonaj obliczenia.
- Napisz odpowiedź.



W obliczeniach stosowany będzie skrót „at.” do słowa atomów.

Jak obliczyć liczbę moli pierwiastka chemicznego w próbce o podanej liczbie atomów?

Oblicz, ile moli stanowi miliard atomów potasu.

1 Dane: liczba atomów potasu = **Szukane:** liczba moli potasu = ?
= 1 000 000 000

liczba atomów potasu = 10^9

2 1 mol potasu to $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów, zatem można zapisać proporcję:

1 mol K stanowi $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów
 x mol K stanowi 10^9 atomów

$$x = \frac{1 \text{ mol} \cdot 10^9 \text{ at.}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ at.}}$$

$$x = 1,66 \cdot 10^{-15} \text{ mol}$$

3 Miliard atomów potasu stanowi $1,66 \cdot 10^{-15}$ mola tego pierwiastka chemicznego.

Ważne w temacie *Mol i stała Avogadra*

1. Określam liczbę obiektów elementarnych (np. jonów) w 1 molu:
1 mol to $6,02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych

Mol i stała Avogadra

3. Obliczam liczbę cząsteczek związku chemicznego, np. tlenku węgla(IV) CO_2 :
1 mol CO_2 — $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek
2,5 mol CO_2 — x
 $x = \frac{2,5 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ cz.}}{1 \text{ mol}}$
 $x = 1,505 \cdot 10^{24}$ cząsteczek

2. Obliczam liczbę moli w próbce substancji, np. węgla C:
1 mol C — $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów
 x — 10^6 atomów
 $x = \frac{1 \text{ mol} \cdot 10^6 \text{ at.}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ at.}}$
 $x = 1,66 \cdot 10^{-18}$ mol

Zapamiętaj!

Mol – jednostka liczności materii, która zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, innych cząsteczek lub grup cząstek danego rodzaju).

Stała Avogadra – $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; liczba atomów, cząsteczek lub jonów znajdujących się w 1 molu substancji.

Zadania



ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

1. Oblicz, ile cząsteczek stanowi:

- a) 0,2 mola cząsteczek wodoru,
b) 1 mol wody,

- c) 3 mole kwasu azotowego(V),
d) 1,5 mola cząsteczek chloru.

2. Oblicz, ile moli stanowi:

- a) $1,204 \cdot 10^{24}$ atomów sodu,
b) $6,02 \cdot 10^{21}$ cząsteczek wody,

- c) $6,02 \cdot 10^{24}$ cząsteczek tlenku węgla(IV),
d) $1,806 \cdot 10^{24}$ cząsteczek siarkowodoru.

3. Wybierz prawdziwe informacje.

- a) 1 mol tlenku węgla(IV) to 6,02 cząsteczek.
b) 3 mole potasu to $1,806 \cdot 10^{24}$ atomów.
c) 0,5 mola tlenu to $3,01 \cdot 10^{23}$ atomów.
d) 0,5 mola tlenu to $3,01 \cdot 10^{23}$ cząsteczek.
e) 10 moli chlorowodoru to $6,02 \cdot 10^{24}$ cząsteczek.

4. Składnikami wody morskiej są różne związki chemiczne, m.in. sole. W skład tych związków mogą wchodzić takie pierwiastki chemiczne jak np.: wodór, tlen, chlor, sód, magnez, siarka oraz wapń. W tabeli podano zawartość poszczególnych pierwiastków chemicznych w próbce wody morskiej o masie 100 g. Oblicz, ile moli każdego z tych pierwiastków chemicznych znajduje się w próbce wody morskiej o podanej masie.

Nazwa pierwiastka chemicznego	wodór	tlen	chlor	sód	magnez	siarka	wapń
Zawartość pierwiastka chemicznego w próbce wody morskiej o masie 100 g	10,8 g	85,7 g	1,9 g	1,05 g	0,14 g	0,09 g	0,04 g

3

Masa molowa związków chemicznych. Objętość molowa gazów

Ważne w tym temacie:

- pojęcia *masa molowa związków chemicznych* i *objętość molowa gazów*
- obliczanie masy molowej związku chemicznego
- obliczanie objętości gazów

Stechiometria

- Masa atomowa i masa cząsteczkowa
- Mol i stała Avogadra
- Masa molowa związków chemicznych. Objętość molowa gazów**
- Prawo stałości składu. Wzory empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego
- Obliczenia stechiometryczne



Fot. 3. Opłata za gaz ziemny z sieci miejskiej zależy m.in. od liczby zużytych metrów sześciennych tego paliwa.

Ilości substancji stałych podaje się zwykle w jednostkach masy (kilogramach), a ilości cieczy i gazów (fot. 3.) – w jednostkach objętości (metrach sześciennych).

Masa molowa

Masa molowa (M) to **liczba gramów substancji** (pierwiastka lub związku chemicznego), **która znajduje się w 1 molu tej substancji**. Jednostką masy molowej jest $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Masa molowa pierwiastka chemicznego

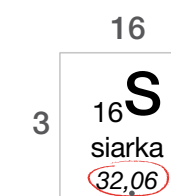
Masa molowa pierwiastka chemicznego jest **masą 1 mola tego pierwiastka chemicznego** (fot. 4.). Liczbowo jest **równa jego masie atomowej**, którą odczytuje się z układu okresowego pierwiastków chemicznych. Masa molowa pierwiastka chemicznego różni się od jego masy atomowej jednostką, np.:

masa atomowa siarki $m_S = 32 \text{ u}$, więc

masa molowa siarki $M_S = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.



Fot. 4. Masa 1 mola siarki to 32 g.



masa atomowa siarki $m_S = 32 \text{ u}$, czyli
masa molowa siarki $M_S = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$



Masa molowa pierwiastka chemicznego różni się od jego masy atomowej jednostką.



Fot. 5. Masa 1 mola wody to 18 g.

Masa molowa związku chemicznego

Masa molowa związku chemicznego to masa 1 mola tego związku chemicznego (fot. 5.). Liczbowo jest równa jego masie cząsteczkowej. Masa molowa związku chemicznego różni się od jego masy cząsteczkowej jednostką, np.:

masa cząsteczkowa wody $m_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ u}$, więc

masa molowa wody $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

! Masa molowa związku chemicznego różni się od jego masy cząsteczkowej jednostką.

Przykład 7.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane – odczytaj je z układu okresowego – i szukane.
- 2 Oblicz masę molową.
- 3 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć masę molową kwasu azotowego(V)?

Oblicz masę molową kwasu azotowego(V) HNO_3 .

- | | |
|---|--|
| <p>1 Dane:</p> <p>$M_{\text{H}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> <p>$M_{\text{N}} = 14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> <p>$M_{\text{O}} = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> <p>2 $M_{\text{HNO}_3} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 14 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> <p>3 Masa molowa HNO_3 wynosi $63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.</p> | <p>Szukane:</p> <p>$M_{\text{HNO}_3} = ?$</p> <p>$M_{\text{HNO}_3} = 63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> |
|---|--|

Przykład 8.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane – odczytaj je z układu okresowego – i szukane.
- 2 Oblicz masę molową.
- 3 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć masę molową siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5)?

Oblicz masę molową siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

- | | |
|--|---|
| <p>1 Dane:</p> <p>$M_{\text{Cu}} = 64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> <p>$M_{\text{S}} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> <p>$M_{\text{O}} = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> <p>$M_{\text{H}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> <p>2 $M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 64 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 4 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 5 \cdot (2 \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}})$</p> <p>$M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 160 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 90 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> <p>3 Masa molowa $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ wynosi $250 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.</p> | <p>Szukane:</p> <p>$M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = ?$</p> <p>$M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 250 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> <p>! Symbol kropki we wzorze nie oznacza mnożenia masy substancji bezwodnej i wody. Masa hydratu jest sumą mas substancji bezwodnej i wody.</p> |
|--|---|

Obliczanie masy próbki substancji i liczby moli

Do obliczenia liczby atomów, cząsteczek albo jonów, które znajdują się w próbkach pierwiastków lub związków chemicznych o dowolnej masie, niezbędna jest znajomość stałej Avogadra oraz zastosowanie metody proporcji lub wzorów.

► Wzór na obliczanie masy próbki, jeśli są znane masa molowa i liczba moli substancji:

$$m = n \cdot M$$

► Wzór na obliczanie liczby moli, jeśli znane są masa próbki i masa molowa substancji:

$$n = \frac{m}{M}$$

► Wzór na obliczanie liczby moli, jeśli znana jest liczba atomów, cząsteczek lub jonów substancji:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

gdzie:

m to masa próbki, g,

n to liczba moli, mol,

M to masa molowa, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$,

N to liczba atomów, cząsteczek lub jonów,

N_A to stała Avogadra, $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Stala Avogadra
→ patrz s. 16

Przykład 9.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Odczytaj z układu okresowego M_{H} i M_{O} oraz oblicz $M_{\text{H}_2\text{O}}$.
- 3 Oblicz $n_{\text{H}_2\text{O}}$.
- 4 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć liczbę moli związku chemicznego?

Oblicz, ile moli wody H_2O stanowi 45 g tego związku chemicznego.

- | | |
|--|--|
| <p>1 Dane:</p> <p>$m_{\text{H}_2\text{O}} = 45 \text{ g}$</p> <p>2 $M_{\text{H}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> <p>$M_{\text{O}} = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> <p>$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot M_{\text{H}} + M_{\text{O}}$</p> <p>$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> <p>$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> | <p>Szukane:</p> <p>$n_{\text{H}_2\text{O}} = ?$</p> |
|--|--|

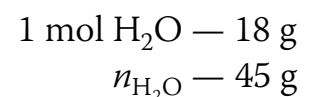
ciąg dalszy przykładu na s. 22

początek przykładu na s. 21

Sposób I
Obliczanie metodą
proporcji

3 Liczbę moli można wyznaczyć dwoma sposobami.

► Sposób I – obliczanie metodą proporcji



$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 45 \text{ g}}{18 \text{ g}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2,5 \text{ mol}$$

Sposób II
Obliczanie
za pomocą wzoru:
 $n = \frac{m}{M}$

► Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{45 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2,5 \text{ mol}$$

4 45 g wody stanowi 2,5 mola tej substancji.

Przykład 10.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Odczytaj z układu okresowego M_{Ca} , M_{H} i M_{O} oraz oblicz $M_{\text{Ca(OH)}_2}$.
- 3 Oblicz $m_{\text{Ca(OH)}_2}$.
- 4 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć masę próbki o podanej liczbie moli?

Oblicz masę 0,5 mola wodorotlenku wapnia Ca(OH)_2 .

1 Dane:

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = 0,5 \text{ mol}$$

Szukane:

$$m_{\text{Ca(OH)}_2} = ?$$

2 $M_{\text{Ca(OH)}_2} = M_{\text{Ca}} + 2 \cdot (M_{\text{O}} + M_{\text{H}})$

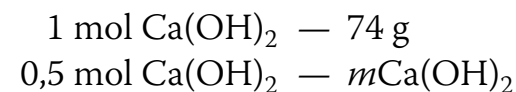
$$M_{\text{Ca(OH)}_2} = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \cdot \left(16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)$$

$$M_{\text{Ca(OH)}_2} = 74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

! Pamiętaj o kolejności wykonywania działań – najpierw działanie w nawiasie, później mnożenie, a na końcu dodawanie.

3 Liczbę moli można wyznaczyć dwoma sposobami.

► Sposób I – obliczanie metodą proporcji



$$m_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{0,5 \text{ mol} \cdot 74 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$

$$m_{\text{Ca(OH)}_2} = 37 \text{ g}$$

► Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$m_{\text{Ca(OH)}_2} = 0,5 \text{ mol} \cdot 74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m_{\text{Ca(OH)}_2} = 37 \text{ g}$$

4 Masa 0,5 mola wodorotlenku wapnia wynosi 37 g.

Sposób I
Obliczanie metodą
proporcjiSposób II
Obliczanie
za pomocą wzoru:
 $m = n \cdot M$

Przykład 11.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz n_{CO_2} .
- 3 Napisz odpowiedź.

Sposób I
Obliczanie metodą
proporcjiSposób II
Obliczanie
za pomocą wzoru:
 $n = \frac{N}{N_A}$

Jak obliczyć liczbę moli związku chemicznego?

Oblicz, ile moli tlenku węgla(IV) CO_2 stanowi $5 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tego związku chemicznego.

1 Dane:

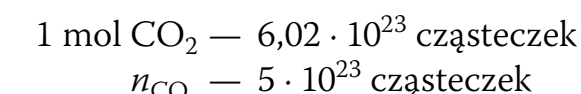
$$N_{\text{CO}_2} = 5 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek}$$

Szukane:

$$n_{\text{CO}_2} = ?$$

2 Liczbę moli można obliczyć dwoma sposobami.

► Sposób I – obliczanie metodą proporcji



$$n_{\text{CO}_2} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 5 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek}}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 0,83 \text{ mol}$$

► Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{5 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek}}{6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{cząsteczek}}{\text{mol}}}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 0,83 \text{ mol}$$

3 $5 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tlenku węgla(IV) stanowi 0,83 mola tego związku chemicznego.

Wiele związków chemicznych w temperaturze pokojowej występuje w gazowym stanie skupienia. Do przeprowadzenia obliczeń chemicznych związanych z gazami trzeba znać ich gęstości i objętości oraz warunki pomiaru, czyli temperaturę i ciśnienie.

Jest na to sposób!

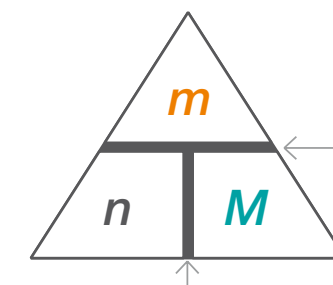
Jak przekształcić wzór na liczbę moli?

Wpisz w pola trójkąta **wzór** zgodnie z ruchem wskazówek zegara. Zaczynij od lewej strony. Zakryj symbol szukanej wielkości, a pozostałe (widoczne) dwie wielkości – razem z linią, która symbolizuje mnożenie lub dzielenie – utworzą przekształcony wzór.

$$n = \frac{m}{M}$$

$$m = n \cdot M$$

$$M = \frac{m}{n}$$

linia pozioma
odpowiada kresce
ułamkowejlinia pionowa
odpowiada znakowi
mnożenia

■ Obliczanie gęstości gazu

Gęstość gazu to stosunek masy substancji do objętości tej substancji:

$$d = \frac{m}{V}$$

gdzie:

d to gęstość, $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$, $\frac{\text{kg}}{\text{dm}^3}$, $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$,

m to masa, g, kg,

V to objętość, cm^3 , dm^3 , m^3 .

Przykład 12.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Zapisz wzór na gęstość gazu.
- 3 Podstaw dane do wzoru i oblicz d_{azotu} .
- 4 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć gęstość gazu?

Oblicz gęstość azotu (w temperaturze 0 °C i pod ciśnieniem 1013 hPa). Wiadomo, że 30 m³ azotu w tych warunkach ma masę 37,5 kg.

1 Dane:

$$m = 37,5 \text{ kg}$$

$$V = 30 \text{ m}^3$$

Szukane:

$$d_{\text{azotu}} = ?$$

2 $d = \frac{m}{V}$

$$\mathbf{3} \quad d_{\text{azotu}} = \frac{37,5 \text{ kg}}{30 \text{ m}^3}$$

$$d_{\text{azotu}} = 1,25 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

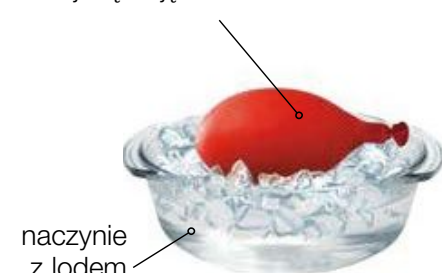
4 Gęstość azotu w temperaturze 0 °C i pod ciśnieniem 1013 hPa wynosi 1,25 $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$.

■ Zmiana objętości gazu

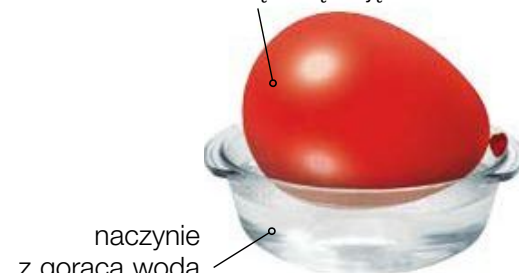
Objętość, jaką zajmuje gaz, zależy od temperatury i ciśnienia, w których się znajduje ten gaz.

- ▶ Objętość, jaką zajmuje gaz, **zwiększa się wraz ze wzrostem temperatury** (rys. 1.).

w niższej temperaturze cząsteczki gazu zajmują mniejszą objętość



w wyższej temperaturze cząsteczki gazu zajmują większą objętość



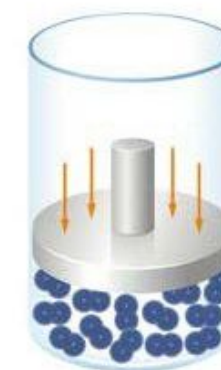
Rys. 1. Im wyższa temperatura, tym większą objętość zajmuje gaz.

- ▶ Objętość, jaką zajmuje gaz, **zmniejsza się wraz ze wzrostem ciśnienia**, jakie na niego działa (rys. 2.).

pod **niższym** ciśnieniem cząsteczki gazu zajmują większą objętość



pod **wyższym** ciśnieniem cząsteczki gazu zajmują mniejszą objętość



Rys. 2. Im wyższe ciśnienie działa na gaz, tym mniejsza jest objętość, jaką zajmuje ten gaz.

■ Warunki normalne

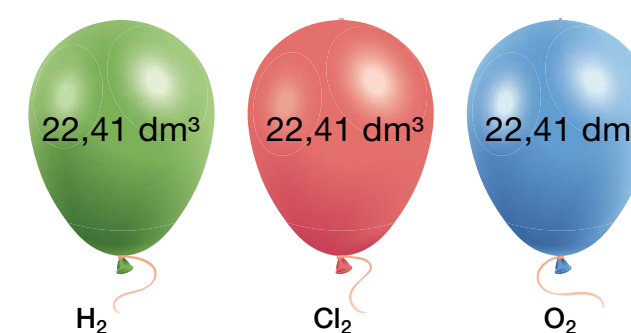
Opisując właściwości gazu, zawsze należy uwzględnić warunki, w jakich się on znajduje, czyli temperaturę i ciśnienie. Jeżeli dane dotyczące gazów to wartości ustalone podczas pomiarów w warunkach normalnych, to oznacza, że pomiary prowadzono w temperaturze $T = 0 \text{ °C}$ (273 K) i pod ciśnieniem $p = 1013 \text{ hPa}$.

W większości zadań, które znajdziesz, np. w *Zbiorze zadań*, s. 285, dane dotyczące gazów dotyczą pomiarów wykonanych w warunkach normalnych.

■ Objętość molowa gazu

Objętość molowa gazu to objętość, jaką zajmuje 1 mol pierwiastka lub związku chemicznego **w gazowym stanie skupienia** w określonych warunkach ciśnienia i temperatury.

Objętość 1 mola gazu w warunkach normalnych dla każdego gazu wynosi **22,41 dm³** (rys. 3.). Do obliczeń można stosować zaokrąglenie tej liczby do 3 cyfr znaczących.



Rys. 3. W warunkach normalnych objętość molowa różnych gazów, np. wodoru H₂, chloru Cl₂, tlenu O₂, jest taka sama i wynosi 22,41 dm³.



Objętość 1 mola gazu zaokrąglona do trzech cyfr znaczących to 22,4 dm³.

Ustalanie liczby moli gazu

Liczbę moli gazu zawartą w określonej objętości gazu można obliczyć za pomocą wzoru:

$$n = \frac{V}{V_{\text{mol}}}$$

gdzie:

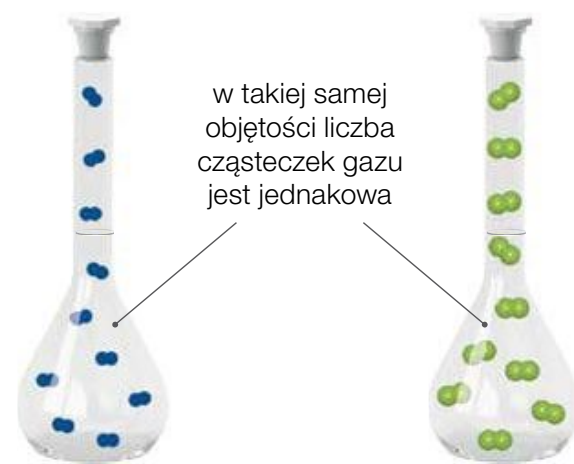
n to liczba moli, mol,

V to objętość gazu, dm^3 ,

V_{mol} to objętość molowa gazu w warunkach normalnych, $22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$.

Liczba cząsteczek w określonej objętości gazu

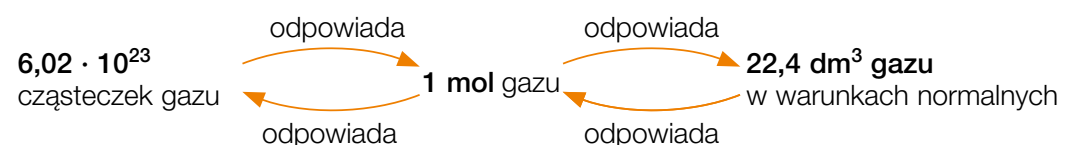
Gazy, które zajmują jednakową objętość w danych warunkach ciśnienia i temperatury, zawierają taką samą liczbę cząsteczek tych gazów. Oznacza to, że zawierają jednakowe liczby moli tych gazów. Jest to treść **prawa Avogadra**. Na jego podstawie można stwierdzić, że w dwóch naczyniach o jednakowej objętości (np. 1 dm^3) wypełnionych różnymi gazami (np. azotem i chlorem) w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury znajdują się takie same liczby cząsteczek tych gazów (rys. 4.).



Modele cząsteczek:
● azotu ● chloru

Rys. 4. W takich samych warunkach ciśnienia i temperatury w naczyniach o jednakowej objętości wypełnionych różnymi gazami znajduje się po tyle samo cząsteczek tych gazów.

W warunkach normalnych **1 mol gazu** zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tego gazu i zajmuje **objętość $22,4 \text{ dm}^3$** :



Do obliczeń można stosować zaokrąglenie do trzech cyfr znaczących. To oznacza, że objętość jednego mola gazu wykorzystywana do obliczeń to $22,4 \text{ dm}^3$.

Przykład 13.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz objętość wodoru V_{H_2} .
- 3 Napisz odpowiedź.

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:
 $V = V_{\text{mol}} \cdot n$

Jak obliczyć objętość gazu w warunkach normalnych, znając liczbę moli tej substancji?

Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmują 3 mole wodoru H_2 .

1 Dane:
 $n_{\text{H}_2} = 3 \text{ mol}$
 $V_{\text{mol}} = 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$

Szukane:
 $V_{\text{H}_2} = ?$

2 Objętość gazu można obliczyć dwoma sposobami.
► **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol H}_2 \text{ — } 22,4 \text{ dm}^3 \\ 3 \text{ mol H}_2 \text{ — } x \\ \hline x = \frac{3 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol}} \quad x = 67,2 \text{ dm}^3 \\ V_{\text{H}_2} = 67,2 \text{ dm}^3 \end{array}$$

► **Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru**

$$\begin{array}{l} V_{\text{H}_2} = 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} \cdot 3 \text{ mol} \\ V_{\text{H}_2} = 67,2 \text{ dm}^3 \end{array}$$

3 W warunkach normalnych 3 mole wodoru zajmują objętość $67,2 \text{ dm}^3$.

Przykład 14.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Odczytaj z układu okresowego M_{S} i M_{O} oraz oblicz M_{SO_2} .
- 3 Oblicz objętość tlenku siarki(IV) V_{SO_2} .
- 4 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć objętość gazu w warunkach normalnych, znając masę tej substancji?

Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmuje 96 g tlenku siarki(IV) SO_2 .

1 Dane:
 $m_{\text{SO}_2} = 96 \text{ g}$
 $V_{\text{mol}} = 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$

Szukane:
 $V_{\text{SO}_2} = ?$

$$\begin{array}{l} 2 \quad M_{\text{S}} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ M_{\text{O}} = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ M_{\text{SO}_2} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{array}$$

$$M_{\text{SO}_2} = 64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

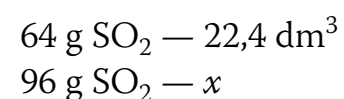
ciąg dalszy przykładu na s. 28

początek przykładu na s. 27

Sposób I
Obliczanie metodą
proporcji

- 3 Objętość gazu można obliczyć dwoma sposobami.

- Sposób I – obliczanie metodą proporcji



$$x = \frac{96 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{64 \text{ g}} \quad x = 33,6 \text{ dm}^3$$

$$V_{\text{SO}_2} = 33,6 \text{ dm}^3$$

Sposób II
Obliczanie
za pomocą wzorów:

$$n = \frac{m}{M} \text{ oraz}$$

$$V = V_{\text{mol}} \cdot n$$

- Sposób II – obliczanie za pomocą wzorów

$$n_{\text{SO}_2} = \frac{96 \text{ g}}{64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \quad n_{\text{SO}_2} = 1,5 \text{ mol}$$

$$V_{\text{SO}_2} = 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} \cdot 1,5 \text{ mol}$$

$$V_{\text{SO}_2} = 33,6 \text{ dm}^3$$

- 4 W warunkach normalnych 96 g tlenku siarki(IV) zajmuje objętość 33,6 dm
- ³
- .

Przykład 15.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz objętość tlenu V_{O_2} .
- 3 Napisz odpowiedź.

Sposób I
Obliczanie metodą
proporcji

Jak obliczyć objętość gazu w warunkach normalnych, znając liczbę cząsteczek tej substancji?

Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmuje $6,02 \cdot 10^{24}$ cząsteczek tlenu O_2 .

- 1 Dane: liczba cząsteczek
- $\text{O}_2 = 6,02 \cdot 10^{24}$
- cząsteczek

$$V_{\text{mol}} = 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$$

- Szukane:
- $V_{\text{O}_2} = ?$

- 2 Objętość gazu można obliczyć dwoma sposobami.

- Sposób I – obliczanie metodą proporcji



$$x = \frac{6,02 \cdot 10^{24} \text{ cz.} \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ cz.}} \quad x = 224 \text{ dm}^3$$

$$V_{\text{O}_2} = 224 \text{ dm}^3$$

Sposób II
Obliczanie
za pomocą wzorów:

$$n = \frac{N}{N_A} \text{ oraz}$$

$$V = V_{\text{mol}} \cdot n$$

- Sposób II – obliczanie za pomocą wzorów

$$n_{\text{O}_2} = \frac{6,02 \cdot 10^{24} \text{ cz.}}{6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{cz.}}{\text{mol}}} \quad n_{\text{O}_2} = 10 \text{ mol}$$

$$V_{\text{O}_2} = 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} \cdot 10 \text{ mol}$$

$$V_{\text{O}_2} = 224 \text{ dm}^3$$

- 3 W warunkach normalnych
- $6,02 \cdot 10^{24}$
- cząsteczek tlenu zajmuje objętość 224 dm
- ³
- .

Ważne w temacie **Masa molowa związków chemicznych.**
Objętość molowa gazów

1. Obliczam masę molową związku chemicznego, np.
- Na_2SO_4
- :

$$M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 4 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 142 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

2. Obliczam liczbę moli związku chemicznego.

- Na przykład 87 g
- $\text{Mg}(\text{OH})_2$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{87 \text{ g}}{58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$n = 1,5 \text{ mol}$$

- Na przykład
- $6,02 \cdot 10^{18}$
- cząsteczek
- K_2S

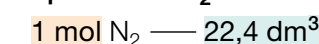
$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$n = \frac{6,02 \cdot 10^{18}}{6,02 \cdot 10^{23}}$$

$$n = 10^{-5} \text{ mol}$$

Masa molowa związków chemicznych.
Objętość molowa gazów

4. Obliczam objętość gazu w warunkach normalnych, np. azotu
- N_2
- :



$$x = \frac{3 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol}}$$

$$x = 67,2 \text{ dm}^3$$

3. Określam objętość molową gazów w warunkach normalnych:



Zapamiętaj!

Masa molowa – liczba gramów substancji (pierwiastka lub związku chemicznego), która znajduje się w 1 molu tej substancji.**Objętość molowa gazu** – objętość 1 mola pierwiastka lub związku chemicznego w stanie gazowym. W warunkach normalnych wynosi ona 22,41 dm³.**Warunki normalne** – temperatura 0 °C (273 K) i ciśnienie 1013 hPa.

Zadania



1. Oblicz masę:

- a) 0,25 mola wodorotlenku potasu,
- b) 1,5 mola kwasu siarkowego(VI),
- c) $6,02 \cdot 10^{24}$ cząsteczek chloru,

- d) 2,24 dm³ wodoru odmierzonego w warunkach normalnych.

2. Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmie:

- a) 0,5 mola chloru,
- b) 20 g amoniaku,
- c) $3,01 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tlenku węgla(IV).

3. W medycynie do nawadniania organizmu i uzupełniania w nim niedoboru elektrolitów stosuje się fizjologiczny roztwór soli. Przygotowuje się go m.in. z następujących substancji: woda, chlorek sodu, chlorek potasu, chlorek wapnia–woda(1/6), chlorek magnezu–woda(1/6).

Oblicz masy molowe soli wchodzących w skład soli fizjologicznej.

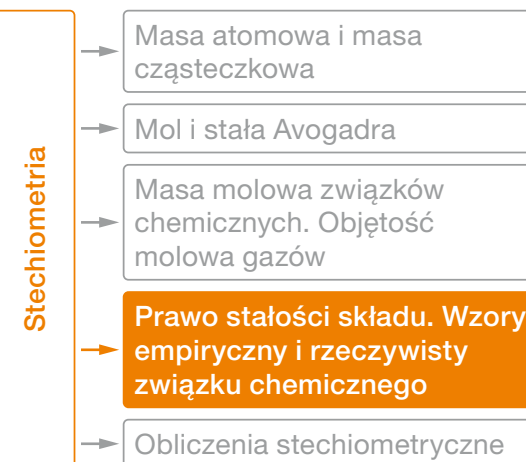
4. Kwas askorbinowy
- $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$
- to związek chemiczny znany jako witamina C, stosowana często w leczeniu przeziębienia. W aptekach dostępne są preparaty o różnej zawartości witaminy C w tabletkach, np.: 100 mg, 200 mg lub 1000 mg kwasu askorbinowego.
- Oblicz, ile moli tego kwasu zawiera każda z tych tabletek.**



4 Prawo stałości składu. Wzory empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego

Ważne w tym temacie:

- ustalenie wzoru empirycznego związku chemicznego na podstawie jego składu i masy molowej
- ustalenie wzoru rzeczywistego związku chemicznego na podstawie jego składu i masy molowej



Kolory biały i czerwony to barwy narodowe Polski i Austrii (fot. 6.). Jednak na flagach narodowych tych krajów stosunek liczby obszarów o barwie czerwonej do liczby obszarów o barwie białej jest inny. Na fładze polskiej wynosi on 1 : 1, a na fładze austriackiej to 2 : 1.



Fot. 6. Stosunek kolorów na flagach jest stały i charakterystyczny dla danego państwa.

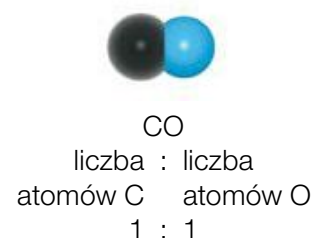
Skład jakościowy i skład ilościowy

Tak jak charakterystyczny i stały jest stosunek kolorów na flagach polskiej i austriackiej, tak stały i charakterystyczny jest skład pierwiastkowy związku chemicznego.

Na podstawie wzoru sumarycznego związku chemicznego można określić jego:

- skład jakościowy**, który informuje, z jakich pierwiastków chemicznych składa się dany związek chemiczny, np. tlenek węgla(II) CO składa się z węgla i tlenu,
- skład ilościowy**, który informuje, w jakim stosunku występują poszczególne pierwiastki chemiczne w danym związku chemicznym, np. w tlenku węgla(II) CO stosunek liczby atomów węgla do liczby atomów tlenu wynosi 1 : 1.

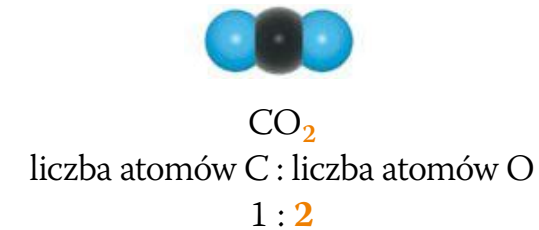
Skład ilościowy tlenku węgla(II):



Stosunek atomowy, stosunek masowy i skład procentowy

Skład ilościowy związku chemicznego można wyrazić jako:

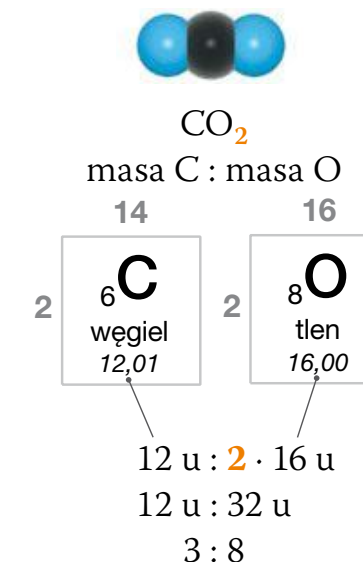
- stosunek atomowy**, który opisuje liczbę atomów poszczególnych pierwiastków chemicznych w cząsteczce związku chemicznego, np. dla tlenku węgla(IV):



Modele atomów:

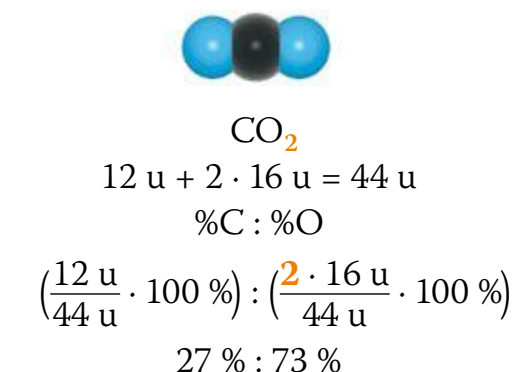
 tlenu
 węgla

- stosunek masowy**, czyli stosunek iloczynów liczb atomów pierwiastków chemicznych tworzących związek chemiczny i ich mas atomowych, np. dla tlenku węgla(IV):



! Jeśli liczby w stosunku masowym można skrócić, to podziel je przez największy wspólny dzielnik.

- skład procentowy**, który informuje o zawartości procentowej mas poszczególnych pierwiastków w związku chemicznym. Na przykład dla cząsteczki tlenku węgla(IV) stosunek zawartości procentowych węgla do tlenu:



- ! **Suma zawartości procentowych** wszystkich pierwiastków chemicznych będących składnikami związku chemicznego **musi być równa 100 %**.

Skład ilościowy

Skład ilościowy związku chemicznego można wyrazić za pomocą stosunków atomowego i masowego oraz składu procentowego. Informację o składzie ilościowym, np. zawartości owoców w kupionym soku, odczytasz z jego etykiety na opakowaniu.

Jak określić skład ilościowy owoców w soku?

Jeśli samodzielnie przygotowujesz sok lub koktajl, zawartość poszczególnych składników, czyli jego skład procentowy, możesz obliczyć samodzielnie.

Składniki

Przyjmij następujące masy owoców:

- 1 jabłko – 15 dag,
- 1 gruszka – 20 dag,
- 1 brzoskwinia – 10 dag.



Stosunek liczby owoców w soku

liczba jabłek	:	liczba gruszek	:	liczba brzoskwiń
6	:	4	:	3

Stosunek masowy owoców w soku

liczba jabłek	:	liczba gruszek	:	liczba brzoskwiń
6 · 15 dag	:	4 · 20 dag	:	3 · 10 dag
90 dag	:	80 dag	:	30 dag
9	:	8	:	3

Skład procentowy soku

masa wszystkich owoców = 200 dag

$$\%jabłek = \frac{90 \text{ dag}}{200 \text{ dag}} \cdot 100 \%$$
$$\%jabłek = 45 \%$$

$$\%gruszek = \frac{80 \text{ dag}}{200 \text{ dag}} \cdot 100 \%$$
$$\%gruszek = 40 \%$$

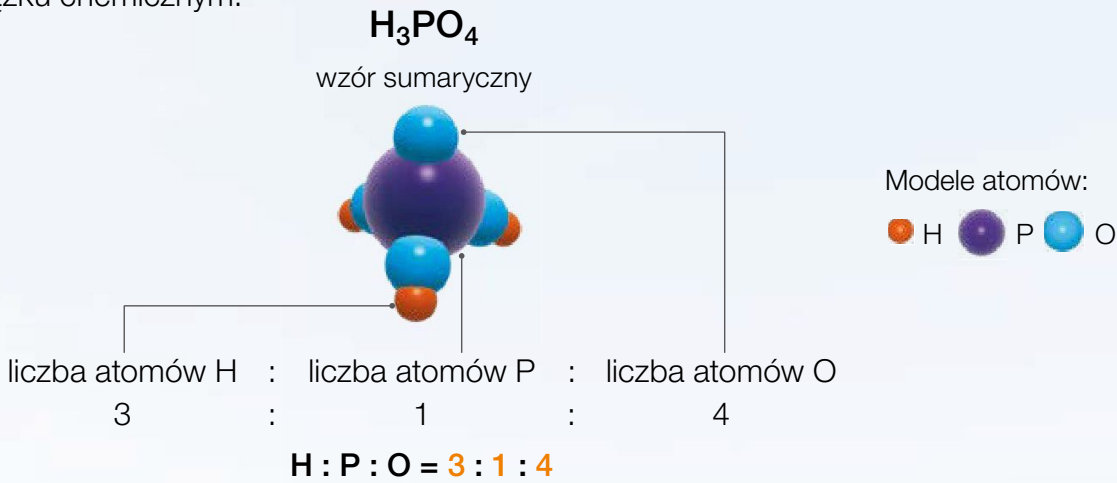
$$\%brzoskwiń = \frac{30 \text{ dag}}{200 \text{ dag}} \cdot 100 \%$$
$$\%brzoskwiń = 15 \%$$

Jak ustalić skład ilościowy kwasu fosforowego(V) H₃PO₄?

Podobnie jak dla soku owocowego, na podstawie wzoru związku chemicznego można określić jego skład ilościowy, czyli proporcje, w jakich występują w nim poszczególne pierwiastki chemiczne.

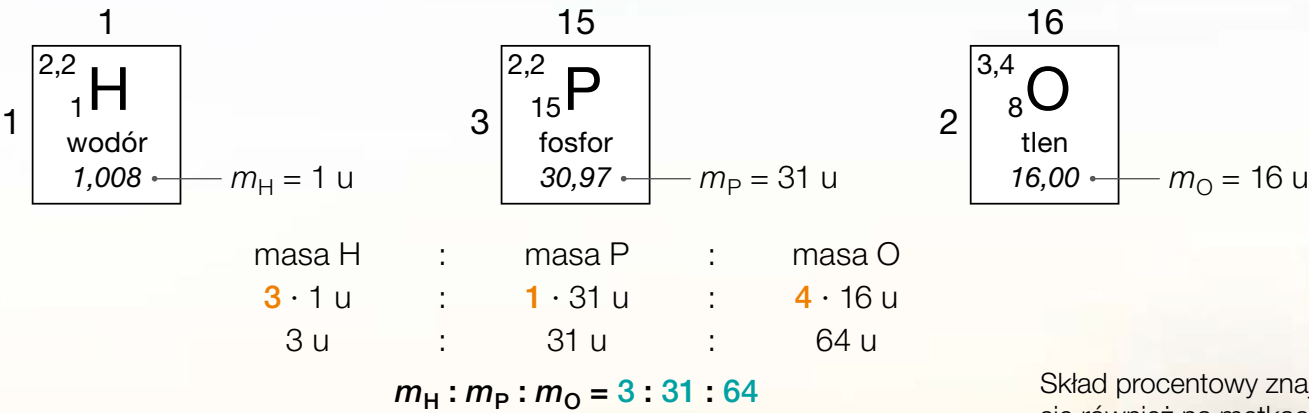
Stosunek atomowy

Napisz wzór sumaryczny związku chemicznego i podaj stosunek liczby atomów pierwiastków w tym związku chemicznym.



Stosunek masowy

Wypisz masy atomowe pierwiastków i oblicz stosunek ich mas w związku chemicznym. Uwzględnij liczbę atomów.



Skład procentowy

Oblicz masę cząsteczkową związku chemicznego i zawartości procentowe pierwiastków w tym związku chemicznym.

$$m_{H_3PO_4} = m_H + m_P + m_O$$
$$m_{H_3PO_4} = 3 \text{ u} + 31 \text{ u} + 64 \text{ u}$$
$$m_{H_3PO_4} = 98 \text{ u}$$

$$\%H = \frac{m_H}{m_{H_3PO_4}} \cdot 100 \%$$
$$\%H = \frac{3 \text{ u}}{98 \text{ u}} \cdot 100 \%$$
$$\%H = 3,06 \%$$

$$\%P = \frac{m_P}{m_{H_3PO_4}} \cdot 100 \%$$
$$\%P = \frac{31 \text{ u}}{98 \text{ u}} \cdot 100 \%$$
$$\%P = 31,63 \%$$

$$\%O = \frac{m_O}{m_{H_3PO_4}} \cdot 100 \%$$
$$\%O = \frac{64 \text{ u}}{98 \text{ u}} \cdot 100 \%$$
$$\%O = 65,31 \%$$

Skład procentowy znajduje się również na metkach ubrań. Pokazana jest tam zawartość poszczególnych składników materiału.

60 % bawełna
37 % wiskoza
3 % elastan



Istnieją także związki chemiczne o składzie niestechiometrycznym, tzw. bertolidy, np. V_8O_{15} .

■ Prawo stałości składu związku chemicznego

Prawo stałości składu związku chemicznego nazywane jest także prawem Prousta [czyt. prusta]. Zgodnie z tym prawem w każdym związku chemicznym stosunek mas pierwiastków chemicznych **wchodzących w jego skład jest stały i charakterystyczny dla danego związku chemicznego**. Zwykle przedstawia się go za pomocą stosunku najmniejszych liczb całkowitych.



Stosunek masy atomów węgla do tlenu w tlenku węgla(IV) CO_2 jest stały i zawsze wynosi 3 : 8...



...tak jak stały jest stosunek masy kremu do masy herbatników w każdym ciastku.

Przykład 16.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane – odczytaj je z układu okresowego – i szukane
- 2 Ustal stosunek atomowy pierwiastków w związku chemicznym.
- 3 Ustal stosunek masowy pierwiastków w związku chemicznym.
- 4 Napisz odpowiedź.

Jak ustalić stosunek masowy pierwiastków w związku chemicznym?

Ustal stosunek masowy pierwiastków chemicznych w tlenku glinu Al_2O_3 .

- | | |
|---|---------------------------------------|
| 1 Dane:
$m_{Al} = 27 \text{ u}$
$m_O = 16 \text{ u}$ | Szukane:
$m_{Al} : m_O = ?$ |
|---|---------------------------------------|

! Do obliczeń można użyć także mas molowych.

- 2 Stosunek atomowy** opisuje liczbę atomów pierwiastków w związku chemicznym:



$$Al : O = 2 : 3$$

- 3 Stosunek masowy** to stosunek iloczynów liczb atomów pierwiastków chemicznych tworzących cząsteczkę związku chemicznego i ich mas atomowych:

$$m_{Al} : m_O = (2 \cdot 27 \text{ u}) : (3 \cdot 16 \text{ u})$$

$$m_{Al} : m_O = 54 \text{ u} : 48 \text{ u} \quad | : 6$$

Stosunek masowy pierwiastków chemicznych po skróceniu do najprostszych liczb całkowitych:

$$m_{Al} : m_O = 9 : 8$$

- 4 Stosunek masowy pierwiastków chemicznych w tlenku glinu wynosi 9 : 8.**

Przykład 17.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane – odczytaj je z układu okresowego – i szukane.
- 2 Ułóż proporcję.
- 3 Ustal nazwę pierwiastka chemicznego.
- 4 Napisz odpowiedź.

Jak ustalić skład związku chemicznego na podstawie stosunku masowego pierwiastków?

Ustal nazwę pierwiastka chemicznego wchodzącego w skład siarczku ES_2 . Wiadomo, że stosunek masowy szukanego pierwiastka do siarki w tym związku chemicznym wynosi 3 : 16.

- | | |
|--|--|
| 1 Dane:
$m_S = 32 \text{ u}$ | Szukane:
nazwa pierwiastka chemicznego = ? |
|--|--|

- 2** $m_E : m_S = x : (2 \cdot 32 \text{ u})$
 $m_E : m_S = x : 64 \text{ u}$

Z treści zadania wiadomo, że stosunek masowy wynosi 3 : 16. Po podstawieniu masy atomowej siarki otrzymuje się zależność:

$$x : 64 \text{ u} = 3 : 16$$

$$3 : 16$$

$$x : 64 \text{ u}$$

Można zatem ułożyć proporcję:

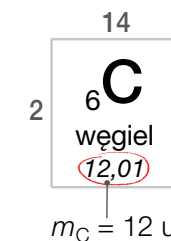
$$3 \text{ — } 16$$

$$x \text{ — } 64 \text{ u}$$

$$x = \frac{3 \cdot 64 \text{ u}}{16}$$

$x = 12 \text{ u}$ – masa atomowa pierwiastka chemicznego oznaczonego jako E

- 3** Pierwiastek chemiczny o masie atomowej równej 12 u to węgiel C.
4 Pierwiastkiem chemicznym oznaczonym jako E jest węgiel.



Przykład 18.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane – wzór związku chemicznego – i szukane.
- 2 Odczytaj z układu okresowego M_{Na} , M_C i M_O .
- 3 Oblicz $M_{Na_2CO_3}$.
- 4 Oblicz %Na.
- 5 Oblicz %C.
- 6 Oblicz %O.
- 7 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć skład procentowy związku chemicznego, znając jego nazwę?

Oblicz skład procentowy węglanu sodu.

- | | |
|---|--|
| 1 Dane:
wzór związku chemicznego – Na_2CO_3 | Szukane:
%Na = ?
%C = ?
%O = ? |
|---|--|

2 $M_{Na} = 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$$M_C = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_O = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

ciąg dalszy przykładu na s. 36

początek przykładu na s. 35

$$3 \quad M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 2 \cdot 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

- 4 Podczas wykonywania obliczeń należy uwzględnić, że 1 mol węglanu wapnia zawiera 2 mole sodu.

$$106 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ — } 100 \%$$

$$46 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{Na} \text{ — } x$$

$$x = \frac{46 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 100 \%}{106 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \quad x = 43,4 \% \quad \% \text{Na} = 43,4 \%$$

$$5 \quad 106 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ — } 100 \%$$

$$12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{C} \text{ — } y$$

$$y = \frac{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 100 \%}{106 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \quad y = 11,3 \% \quad \% \text{C} = 11,3 \%$$

- 6 Zawartość tlenu można wyznaczyć z analogicznej proporcji lub odejmując od 100 % obliczone zawartości procentowe sodu i węgla:

$$\% \text{O} = 100 \% - (43,4 \% + 11,3 \%) \quad \% \text{O} = 45,3 \%$$

- 7 Skład procentowy węglanu sodu wynosi: 43,4 % sodu, 11,3 % węgla oraz 45,3 % tlenu.

Wzór empiryczny związku chemicznego

Wzór empiryczny (wzór elementarny) związku chemicznego określa ilościowy stosunek liczby atomów, czyli stosunek liczby poszczególnych atomów w cząsteczce związku chemicznego. Jest wyrażony za pomocą najmniejszych liczb całkowitych.

Na przykład dla tlenku fosforu(V):

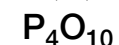


wzór empiryczny tlenku fosforu(V)

Wzór rzeczywisty związku chemicznego

Na podstawie znajomości składu procentowego i masy cząsteczkowej lub molowej związku chemicznego można ustalić jego **wzór rzeczywisty**. Określa on rzeczywiste liczby atomów pierwiastków chemicznych w cząsteczce związku chemicznego.

Na przykład dla tlenku fosforu(V):



wzór rzeczywisty tlenku fosforu(V)

Wzór rzeczywisty może być taki sam jak wzór empiryczny albo stanowić jego wielokrotność.

Przykład 19.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Odczytaj z układu okresowego M_{N} i M_{O} .
- 3 Wykonaj obliczenia.
- 4 Napisz odpowiedź.

15	16
7 N	8 O
azot	tlen
14,01	16,00
$m_{\text{N}} = 14 \text{ u}$	$m_{\text{O}} = 16 \text{ u}$

Jak ustalić wzory empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego na podstawie stosunku masowego pierwiastków chemicznych wchodzących w jego skład?

Ustal wzory empiryczny i rzeczywisty pewnego tlenku azotu. Wiadomo, że stosunek masowy azotu do tlenu w tym związku chemicznym wynosi 7:16, a masa molowa tego związku to $92 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

- | | |
|---|---|
| 1 Dane: | Szukane: |
| $\frac{m_{\text{N}}}{m_{\text{O}}} = \frac{7}{16}$ | wzór empiryczny $\text{N}_{x1}\text{O}_{y1} = ?$ |
| $M_{\text{N}_{x2}\text{O}_{y2}} = 92 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ | wzór rzeczywisty $\text{N}_{x2}\text{O}_{y2} = ?$ |

- 2 Masa molowa pierwiastka chemicznego różni się od jego masy atomowej jednostką.

$$M_{\text{N}} = 14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{O}} = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

- 3 Stosunek masowy azotu do tlenu wynosi 7 : 16. Należy rozszerzyć ułamek wynikający z tego stosunku masowego tak, aby uzyskać masę molową lub wielokrotność masy molowej pierwiastków chemicznych wchodzących w skład tlenku:

$$\frac{m_{\text{N}}}{m_{\text{O}}} = \frac{7 \cdot x}{16 \cdot x}$$

Gdy $x = 1$, w liczniku jest połowa masy molowej azotu, a w mianowniku masa molowa tlenu:

$$\frac{m_{\text{N}}}{m_{\text{O}}} = \frac{7}{16}$$

Gdy $x = 2$, w liczniku jest masa molowa azotu, a w mianowniku podwojona masa molowa tlenu:

$$\frac{m_{\text{N}}}{m_{\text{O}}} = \frac{14}{32}$$

Zatem **wzór empiryczny** to NO_2 .

Aby ustalić wzór rzeczywisty, należy obliczyć masę molową związku chemicznego o wzorze empirycznym NO_2 :

$$M_{\text{NO}_2} = 14 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{NO}_2} = 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Następnie trzeba podzielić masę molową $M_{\text{N}_{x2}\text{O}_{y2}} = 92 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

przez masę molową wzoru empirycznego $M_{\text{NO}_2} = 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$:

ciąg dalszy przykładu na s. 38

początek przykładu na s. 37

$$\frac{M_{N_{x_2}O_{y_2}}}{M_{NO_2}} = \frac{92 \frac{g}{mol}}{46 \frac{g}{mol}}$$

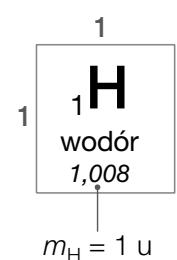
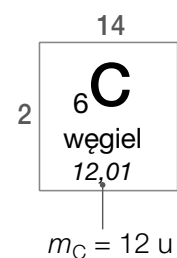
$$\frac{M_{N_{x_2}O_{y_2}}}{M_{NO_2}} = 2$$

Zatem wzór rzeczywisty jest podwojonym wzorem empirycznym i ma postać: N_2O_4 .

- 4 Wzór empiryczny tego tlenku azotu to NO_2 , a wzór rzeczywisty to N_2O_4 .

Przykład 20.**Plan rozwiązywania**

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Wyznacz masy pierwiastków w związku chemicznym.
- 3 Wyznacz stosunek molowy pierwiastków w związku chemicznym.
- 4 Napisz odpowiedź.

**Jak ustalić wzór empiryczny związku chemicznego na podstawie jego składu procentowego?**

Ustal wzór empiryczny związku chemicznego zawierającego 92,3 % węgla i 7,7 % wodoru.

- | | |
|----------------|------------------------------|
| 1 Dane: | Szukane: |
| %C = 92,3 % | wzór empiryczny $C_xH_y = ?$ |
| %H = 7,7 % | |
- 2 Przyjmij, że dysponujesz 100 g związku chemicznego. Wówczas masy pierwiastków chemicznych będą równe ich zawartościom procentowym:
- 100 % to 100 g związku chemicznego
 %C = 92,3 % to $m_C = 92,3 \text{ g}$
 %H = 7,7 % to $m_H = 7,7 \text{ g}$
- 3 Stosunek molowy pierwiastków chemicznych można obliczyć, dzieląc otrzymane masy przez ich masy molowe. Masa molowa pierwiastka chemicznego różni się od jego masy atomowej jednostką.
- $$n_C : n_H = \frac{92,3 \text{ g}}{12 \frac{g}{mol}} : \frac{7,7 \text{ g}}{1 \frac{g}{mol}}$$
- $$n_C : n_H = 7,69 \text{ mol} : 7,7 \text{ mol}$$
- Stosunek molowy pierwiastków chemicznych po skróceniu do najprostszych liczb całkowitych:
- $$n_C : n_H = 1 : 1$$
- 4 Wzór empiryczny związku chemicznego zawierającego 92,3 % węgla i 7,7 % wodoru to CH.

Przykład 21.

Sposób I

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Wyznacz masy pierwiastków w związku chemicznym.
- 3 Wyznacz stosunek molowy pierwiastków w związku chemicznym.
- 4 Ustal wzór empiryczny.
- 5 Ustal wzór rzeczywisty.
- 6 Napisz odpowiedź.

Jak ustalić wzór rzeczywisty związku chemicznego na podstawie jego masy molowej i składu procentowego tego związku?

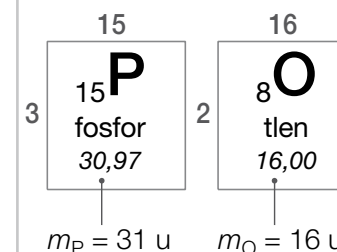
Ustal wzór rzeczywisty tlenku fosforu zawierającego 43,66 % fosforu i 56,34 % tlenu. Wiadomo, że masa molowa tego związku chemicznego wynosi $284 \frac{g}{mol}$.

Sposób I

- | | |
|----------------------------------|-------------------------------|
| 1 Dane: | Szukane: |
| $M_{P_xO_y} = 284 \frac{g}{mol}$ | wzór rzeczywisty $P_xO_y = ?$ |
| %P = 43,66 % | |
| %O = 56,34 % | |

- 2 Przyjmij, że dysponujesz 100 g związku chemicznego. Wówczas masy pierwiastków chemicznych będą równe ich zawartościom procentowym:

100 % to 100 g związku chemicznego
 %P = 43,66 % to $m_P = 43,66 \text{ g}$
 %O = 56,34 % to $m_O = 56,34 \text{ g}$



- 3 Stosunek molowy pierwiastków chemicznych można obliczyć, dzieląc otrzymane masy przez ich masy molowe. Masa molowa pierwiastka chemicznego różni się od jego masy atomowej jednostką.

$$n_P : n_O = \frac{43,66 \text{ g}}{31 \frac{g}{mol}} : \frac{56,34 \text{ g}}{16 \frac{g}{mol}} \quad n_P : n_O = 1,4 \text{ mol} : 3,5 \text{ mol}$$

$$n_P : n_O = 14 : 35 \mid : 7 \quad n_P : n_O = 2 : 5$$

- 4 Wzór empiryczny związku to P_2O_5 .

- 5 Żeby ustalić wzór rzeczywisty, należy obliczyć masę molową związku chemicznego o wzorze empirycznym P_2O_5 :

$$M_{P_2O_5} = 2 \cdot 31 \frac{g}{mol} + 5 \cdot 16 \frac{g}{mol} \quad M_{P_2O_5} = 142 \frac{g}{mol}$$

i podzielić masę molową $M_{P_xO_y} = 284 \frac{g}{mol}$ przez masę związku chemicznego o ustalonym wzorze empirycznym:

$$\frac{M_{P_xO_y}}{M_{P_2O_5}} = \frac{284 \frac{g}{mol}}{142 \frac{g}{mol}} \quad \frac{M_{P_xO_y}}{M_{P_2O_5}} = 2$$

Zatem wzór rzeczywisty jest podwojonym wzorem empirycznym i ma postać: P_4O_{10} .

- 6 Wzór rzeczywisty tego tlenku fosforu to P_4O_{10} .

ciąg dalszy przykładu na s. 40

początek przykładu na s. 39

Sposób II
Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Wyznacz masy pierwiastków w związku chemicznym.
- 3 Wyznacz stosunek molowy pierwiastków w związku chemicznym.
- 4 Napisz odpowiedź.

Sposób II

1 Dane:

$M_{P_xO_y} = 284 \frac{g}{mol}$

%P = 43,66 %

%O = 56,34 %

2 Przyjmij, że dysponujesz 1 molem związku chemicznego. Masy pierwiastków chemicznych można obliczyć na podstawie masy molowej oraz składu procentowego pierwiastków w tym związku chemicznym:

$mP = 43,66 \% \text{ z } M_{P_xO_y}$

$mO = 56,34 \% \text{ z } M_{P_xO_y}$

$mP \text{ stanowi } 43,66 \%$

$284 \text{ g stanowi } 100 \%$

$mP = \frac{284 \text{ g} \cdot 43,66 \%}{100 \%}$

$mP = 124 \text{ g}$

$mO \text{ stanowi } 56,34 \%$

$284 \text{ g stanowi } 100 \%$

$mO = \frac{56,34 \% \cdot 284 \text{ g}}{100 \%}$

$mO = 160 \text{ g}$

Masa fosforu w tym związku chemicznym wynosi 124 g, natomiast masa tlenu to 160 g.

3 Stosunek molowy pierwiastków chemicznych można obliczyć, dzieląc otrzymane masy pierwiastków chemicznych przez ich masy molowe.

Masa molowa pierwiastka chemicznego różni się od jego masy atomowej jednostką.

$n_P : n_O = \frac{124 \text{ g}}{31 \frac{g}{mol}} : \frac{160 \text{ g}}{16 \frac{g}{mol}}$

$n_P : n_O = 4 \text{ mol} : 10 \text{ mol}$

$n_P : n_O = 4 : 10$

4 Wzór rzeczywisty tlenku fosforu to P_4O_{10} .

Szukane:

wzór rzeczywisty $P_xO_y = ?$

Ważne w temacie **Prawo stałości składu. Wzory empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego**

1. Ustalam stosunek atomowy pierwiastków chemicznych w związku chemicznym, np. w tlenku azotu(IV) NO_2 :

liczba atomów N : liczba atomów O

1 : 2

2. Ustalam stosunek masowy pierwiastków chemicznych w związku chemicznym, np. w tlenku azotu(IV) NO_2 :

masa N : masa O

14 u : 2 · 16 u

14 u : 32 u

7 : 16

3. Ustalam skład procentowy pierwiastków chemicznych w związku chemicznym, np. w tlenku azotu(IV) NO_2 :

%N : %O

$(\frac{14 \text{ u}}{46 \text{ u}} \cdot 100 \%) : (\frac{32 \text{ u}}{46 \text{ u}} \cdot 100 \%)$

30 % : 70 %

Prawo stałości składu. Wzory empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego

4. Ustalam wzory empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego, np. C_xH_y :

$M_{C_xH_y} = 28 \frac{g}{mol}$

%C = 85,71 %

%H = 14,29 %

$mC = 86 \text{ g}$

$mH = 14 \text{ g}$

$n_C : n_H = \frac{86 \text{ g}}{12 \frac{g}{mol}} : \frac{14 \text{ g}}{1 \frac{g}{mol}}$

$n_C : n_H = 1 \text{ mol} : 2 \text{ mol}$

Wzór **empiryczny** związku to **CH_2** .

$M_{CH_2} = 12 \frac{g}{mol} + 2 \cdot 1 \frac{g}{mol}$

$M_{CH_2} = 14 \frac{g}{mol}$

$\frac{M_{C_xH_y}}{M_{CH_2}} = \frac{28 \frac{g}{mol}}{14 \frac{g}{mol}}$

$\frac{M_{C_xH_y}}{M_{CH_2}} = 2$

Wzór **rzeczywisty** związku to **C_2H_4** .

Zapamiętaj!

Prawo stałości składu – w każdym związku chemicznym stosunek mas pierwiastków chemicznych wchodzących w jego skład jest stały i charakterystyczny dla danego związku chemicznego.

Wzór empiryczny (wzór elementarny) – wzór uwzględniający ilościowy stosunek liczby atomów w cząsteczce związku chemicznego, wyrażony za pomocą najmniejszych liczb całkowitych.

Wzór rzeczywisty – wzór uwzględniający rzeczywistą liczbę atomów pierwiastków chemicznych w cząsteczce związku chemicznego.

Zadania ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

- 1. Ustal skład jakościowy i ilościowy: stosunek atomowy, stosunek masowy i zawartości procentowe pierwiastków chemicznych w soli o wzorze $Cr_3(PO_4)_2$.
- 2. Ustal nazwę i symbol metalu wchodzącego w skład tlenku EO. Wiadomo, że stosunek masowy metalu do tlenu w tym związku chemicznym wynosi 3 : 2.

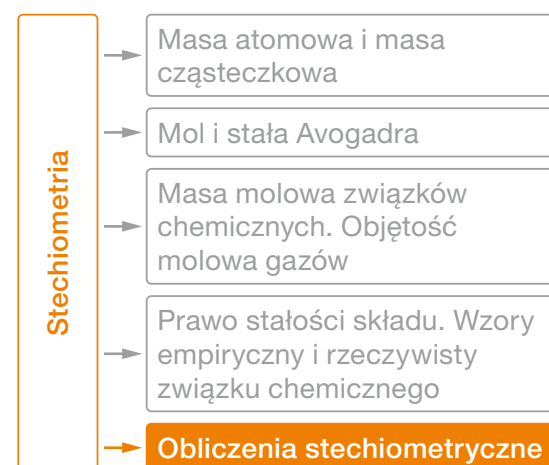
5 Obliczenia stechiometryczne



Fot. 7. Właściwa ilość składników jest niezbędna do tego, aby uzyskać oczekiwany produkt.

Ważne w tym temacie:

- interpretacja jakościowa i ilościowa równań reakcji chemicznych
- obliczenia stechiometryczne



Przed rozpoczęciem dziergania swetra, szalika, czy nawet skarpetek, trzeba zgromadzić odpowiednią liczbę motków włóczki (fot. 7). Podobnie jest w laboratorium chemicznym – aby otrzymać określoną ilość produktu, konieczna jest znajomość dokładnej ilości substratów, których trzeba użyć w reakcji chemicznej.

■ Prawo zachowania masy

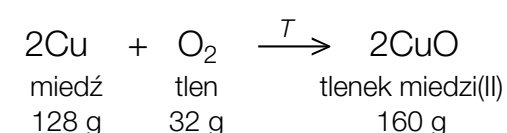
masa **substratów** =
= masa **produktów**

Prawo zachowania masy zostało sformułowane przez francuskiego chemika **Antoine'a Lavoisiera** [czyt. antuana lawuazjera] i równocześnie przez rosyjskiego uczonego **Michała Łomonosowa**.

Zgodnie z tym prawem **w reakcji chemicznej łączna masa substratów jest równa łącznej masie produktów**:



Oznacza to, że jeśli w reakcji chemicznej 64 g miedzi przereagują z 32 g tlenu, to powstanie 96 g tlenku miedzi(II), zgodnie z równaniem:



! Wynik doświadczenia jest zgodny z prawem zachowania masy, wówczas gdy reakcja chemiczna jest przeprowadzana w warunkach, w których żaden z jej produktów nie opuszcza środowiska, w którym jest przeprowadzana reakcja chemiczna.

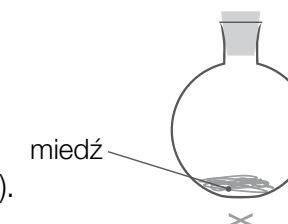
Doświadczenie 1.

Potwierdzenie prawa zachowania masy

Odczynniki: wióry miedzi.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolba kulista o pojemności 250 cm³ z korkiem, waga laboratoryjna, palnik gazowy.

Instrukcja: W kolbie kulistej umieść wióry miedzi (około 0,3 g) lub sproszkowaną miedź. Zamknij szczelnie kolbę gumowym korkiem. Całość zważ na wadze laboratoryjnej. Zapisz wynik. Zamkniętą kolbę ostrożnie ogrzewaj w płomieniu palnika przez ok. 2–3 min (schemat). Po ochłodzeniu zważ kolbę. Zapisz wynik ważenia.



Obserwacje:

! Po ogrzaniu kolby miedź pokrywa się czarnym nalotem. Po porównaniu masy kolby z substratami (przed reakcją chemiczną) z masą kolby z produktem (po reakcji chemicznej) okazuje się, że są one jednakowe (fot. 8.).

przed reakcją chemiczną



masa substratów

po reakcji chemicznej

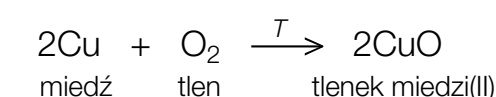


masa produktów

Fot. 8. Masa substratów – miedzi i tlenu – jest równa masie produktu reakcji chemicznej – tlenku miedzi(II).

Wniosek: Tlen zawarty w powietrzu (wewnątrz kolby) przereagował z miedzią i powstał czarny osad tlenku miedzi(II). Masa substancji przed reakcją chemiczną jest równa masie substancji po reakcji chemicznej.

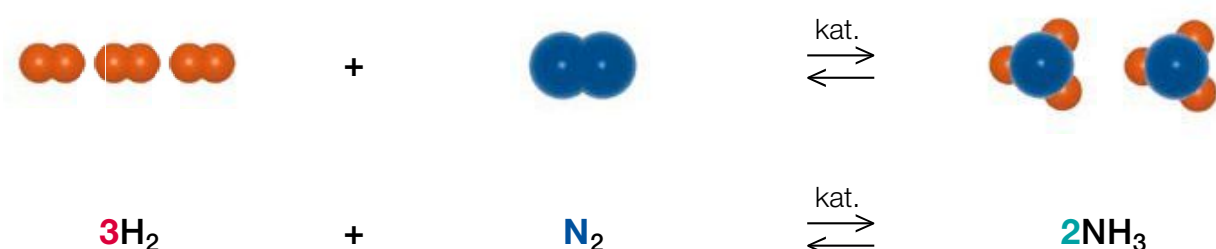
Zachodzącą reakcję chemiczną przedstawia równanie:



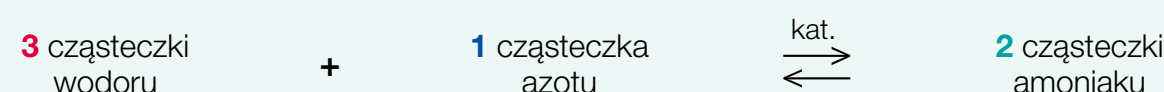
Krok po kroku

Interpretacja równań chemicznych

Z równania reakcji chemicznej można odczytać, jakie substancje i w jakich stosunkach ilościowych reagują ze sobą oraz jakie substancje i w jakich ilościach powstają.



1 Interpretacja cząsteczkowa – ustalamy liczbę cząsteczek substratów i produktów:

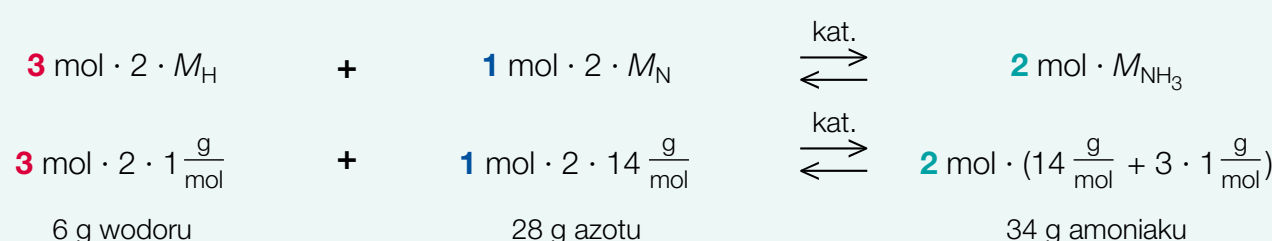


2 Interpretacja molowa – ustalamy liczbę moli substratów i produktów:



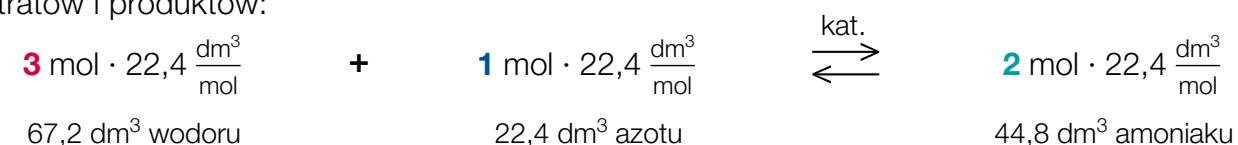
! Poprawnie przeprowadzona interpretacja molowa jest potrzebna do punktów 3., 4. i 5.

3 Interpretacja masowa – ustalamy masy substratów i produktów:

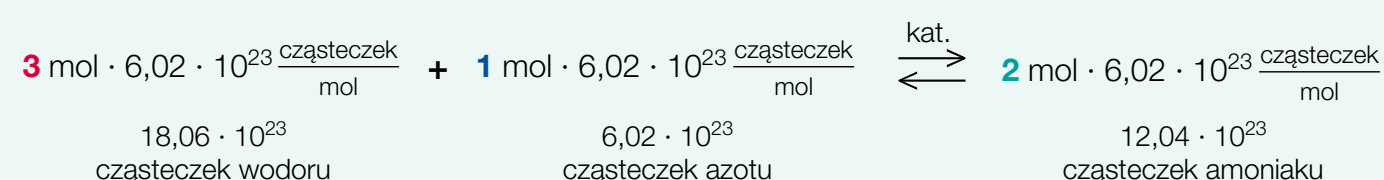


! Masa molowa M pierwiastka chemicznego jest liczbowo równa jego masie atomowej.

4 Interpretacja objętościowa (dla gazów w warunkach normalnych) – ustalamy objętości substratów i produktów:



5 Interpretacja wynikająca ze stałej Avogadra – ustalamy liczbę obiektów elementarnych:



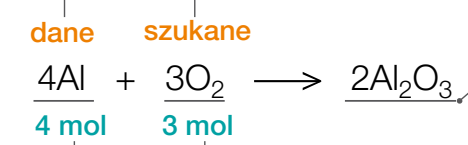
! Stała Avogadra: $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Obliczenia stechiometryczne

Obliczenia stechiometryczne to **obliczenia wynikające z ilościowej interpretacji równania reakcji chemicznej**. Do obliczeń stechiometrycznych wykorzystuje się prawo zachowania masy oraz uzgodnione równanie reakcji chemicznej, np.:

Prawo zachowania masy
→ patrz s. 42

Nad symbolami i wzorami chemicznymi zapisuje się **dane** i **szukane**.



W równaniu reakcji chemicznej **podkreśla się** symbole i wzory chemiczne, których liczba podana jest w zadaniu, i tych, których liczbę należy obliczyć.

Pod symbolami i wzorami chemicznymi zapisuje się **informacje odczytane z równania reakcji chemicznej**.

Przykład 22.

Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane i szukane.

2 Napisz równanie reakcji chemicznej wraz z uzgodnionymi współczynnikami stechiometrycznymi.

3 Zapisz nad wzorami chemicznymi dane i szukane.
nad równaniem – dane i szukane

4 Zapisz pod wzorami chemicznymi informacje odczytane z równania reakcji.
pod równaniem – interpretacja równania reakcji chemicznej

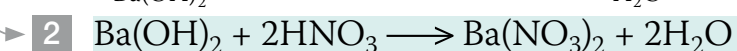
5 Ułóż proporcję.

6 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć liczbę moli produktu na podstawie równania reakcji chemicznej i znanej liczby moli jednego z substratów?

Oblicz liczbę moli wody, która powstanie w reakcji całkowitego zobojętnienia 6 moli wodorotlenku baru $\text{Ba}(\text{OH})_2$ kwasem azotowym(V) HNO_3 .

1 Dane: $n_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 6 \text{ mol}$ **Szukane:** $n_{\text{H}_2\text{O}} = ?$



3 6 mol $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $x \leftarrow$ **dane z zadania**

4 6 mol $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ x
1 mol **2 mol** $\leftarrow$ **interpretacja molowa równania reakcji chemicznej**

5 $6 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow x$
 $1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow 2 \text{ mol H}_2\text{O}$

$$x = \frac{6 \text{ mol} \cdot 2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}}$$

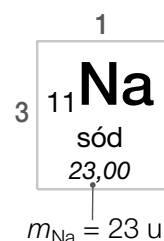
$$x = 12 \text{ mol}$$

6 W reakcji zobojętnienia 6 moli wodorotlenku baru $\text{Ba}(\text{OH})_2$ kwasem azotowym(V) HNO_3 powstanie 12 moli wody.

Przykład 23.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Napisz i uzgodnij równanie reakcji chemicznej.
- 3 Zapisz dane i szukane.
- 4 Zapisz informacje odczytane z równania reakcji.
- 5 Zapisz informacje odczytane z równania reakcji w odpowiednich jednostkach.
- 6 Ułóż proporcję.
- 7 Napisz odpowiedź.



Jak obliczyć objętość produktu na podstawie równania reakcji chemicznej?

Oblicz, jaka objętość wodoru odmierzonego w warunkach normalnych powstanie w wyniku reakcji 1,15 g sodu z wodą.

- 1 **Dane:**
 $m_{\text{Na}} = 1,15 \text{ g}$ **Szukane:**
 $V_{\text{H}_2} = ?$
- 2 Równanie reakcji chemicznej musi mieć uzgodnione współczynniki stechiometryczne.
 $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
- 3 Nad symbolami i wzorami chemicznymi zapisuje się dane i szukane.

$1,15 \text{ g}$	x
$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$	
2 mol	1 mol
- 4 Pod symbolami i wzorami chemicznymi zapisuje się informacje odczytane z równania reakcji chemicznej.

$1,15 \text{ g}$	x
$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$	
2 mol	1 mol
- 5 W proporcji **muszą występować wielkości w tych samych jednostkach**, dlatego liczbę moli sodu należy wyrazić w gramach (2 mol Na – 2 · 23 g), a liczbę moli cząsteczek wodoru w decymetrach sześciennych (1 mol H₂ – 22,4 dm³ w warunkach normalnych).

! Objętość 1 mola gazu w warunkach normalnych zaokrąglona do 3 cyfr znaczących to 22,4 dm³.

$1,15 \text{ g}$	x
$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$	
2 · 23 g	22,4 dm³
- 6 $1,15 \text{ g Na} \text{ — } x$
 $46 \text{ g Na} \text{ — } 22,4 \text{ dm}^3 \text{ H}_2$

$$x = \frac{1,15 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{46 \text{ g}}$$

$$x = 0,56 \text{ dm}^3$$
- 7 W reakcji 1,15 g sodu z wodą w warunkach normalnych powstanie 0,56 dm³ wodoru.

Przykład 24.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Napisz i uzgodnij równanie reakcji chemicznej.
- 3 Zapisz dane i szukane.
- 4 Zapisz informacje odczytane z równania reakcji.
- 5 Zapisz informacje odczytane z równania reakcji w odpowiednich jednostkach.
- 6 Ułóż proporcję.
- 7 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć liczbę moli substratu na podstawie równania reakcji chemicznej?

Oblicz, jaka liczba moli cząsteczek chloru przereaguje z 1 · 10²² atomów glinu.

- 1 **Dane:**
liczba atomów Al = 1 · 10²² **Szukane:**
 $n_{\text{Cl}_2} = ?$
- 2 Równanie reakcji chemicznej musi mieć uzgodnione współczynniki stechiometryczne.
 $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{AlCl}_3$
- 3 Nad symbolami i wzorami chemicznymi zapisuje się dane i szukane.

$1 \cdot 10^{22} \text{ at.}$	x
$2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{AlCl}_3$	
2 mol	3 mol
- 4 Pod symbolami i wzorami chemicznymi zapisuje się informacje odczytane z równania reakcji chemicznej.

$1 \cdot 10^{22} \text{ at.}$	x
$2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{AlCl}_3$	
2 mol	3 mol
- 5 Z równania reakcji chemicznej odczytujemy, że w reakcji chemicznej biorą udział 2 mole atomów Al, czyli 2 · 6,02 · 10²³ atomów. Zatem liczba atomów glinu biorąca udział w reakcji chemicznej to 1,204 · 10²⁴.

! Jeden mol to 6,02 · 10²³ cząstek elementarnych (np. atomów).

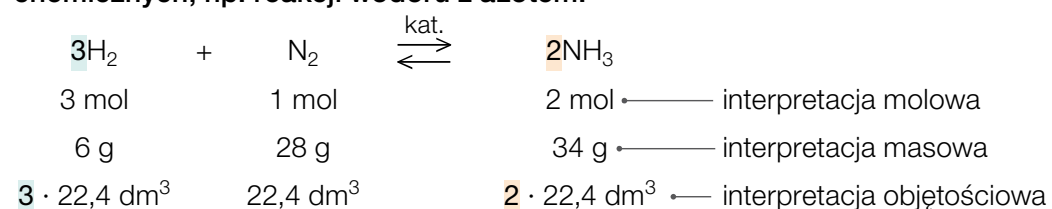
$1 \cdot 10^{22} \text{ at.}$	x
$2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{AlCl}_3$	
1,204 · 10²⁴ at.	3 mol
- 6 $1 \cdot 10^{22} \text{ atomów Al} \text{ — } x$
 $1,204 \cdot 10^{24} \text{ atomów Al} \text{ — } 3 \text{ mol Cl}_2$

$$x = \frac{1 \cdot 10^{22} \text{ at.} \cdot 3 \text{ mol}}{1,204 \cdot 10^{24} \text{ at.}}$$

$$x = 0,025 \text{ mol}$$
- 7 W reakcji chemicznej z 1 · 10²² atomów glinu przereaguje 0,025 mola cząsteczek chloru.

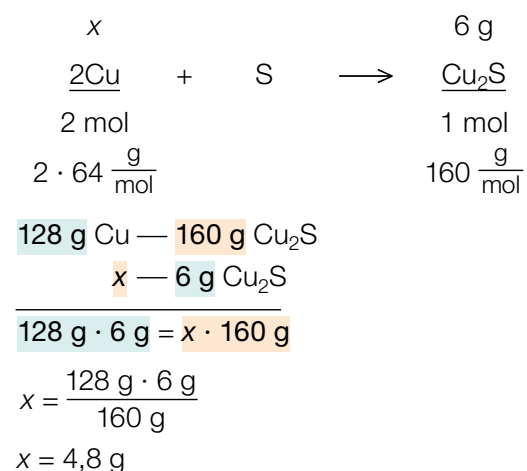
Ważne w temacie **Obliczenia stechiometryczne**

1. Dokonuję interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji chemicznych, np. reakcji wodoru z azotem:



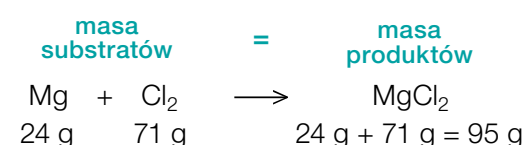
Obliczenia stechiometryczne

3. Obliczam na podstawie prawa zachowania masy, ile gramów miedzi należy użyć, aby w reakcji miedzi z siarką powstało 6 g siarczku miedzi(II):



2. Wykonuję obliczenia, korzystając z prawa zachowania masy.

Na przykład obliczam masę produktu powstałego w reakcji magnezu z chlorem:



Zapamiętaj!

Prawo zachowania masy – w reakcji chemicznej łączna masa substratów jest równa łącznej masie produktów.

Obliczenia stechiometryczne – obliczenia wynikające z ilościowej interpretacji równania reakcji chemicznej i wykorzystujące prawo zachowania masy.

Zadania



1. Oblicz, ile gramów magnezu należy użyć, aby w reakcji chemicznej z kwasem solnym otrzymać 100 g chlorku magnezu.
2. Oblicz objętość wodoru odcierzonego w warunkach normalnych, który otrzymano w wyniku reakcji chemicznej 1 g sodu z wodą.
3. Amoniak spożywczy to środek spulchniający dodawany np. do ciastek. Jego głównym składnikiem jest wodorowęglan amonu, który ogrzewany ulega rozkładowi do amoniaku, tlenku węgla(IV) i wody. Oblicz liczbę moli, objętość w warunkach normalnych, liczbę cząsteczek i wyrażoną w gramach masę amoniaku, który powstanie w wyniku rozkładu 0,25 mola wodorowęglanu amonu podczas pieczenia ciastek.

Podsumowanie

Masa cząsteczkowa (m_{cz}) to **suma mas atomowych wszystkich atomów** tworzących tę cząsteczkę (pierwiastka lub związku chemicznego).

Jednostką masy cząsteczkowej jest unit – u.

model cząsteczki azotu



$$\begin{aligned}
 m_{\text{N}_2} &= 14 \text{ u} + 14 \text{ u} \\
 m_{\text{N}_2} &= 28 \text{ u}
 \end{aligned}$$

Mol to **jednostka liczości materii**, która zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, innych cząsteczek lub grup cząsteczek danego rodzaju).

Stała Avogadra N_A to **liczba atomów, cząsteczek lub jonów** znajdujących się w **1 molu** danej substancji.

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Masa molowa (M) to **liczba gramów substancji** (pierwiastka lub związku chemicznego), która znajduje się w **1 molu** tej substancji.

Jednostką masy molowej jest $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

1	14	16
3 11 Na	2 6 C	2 8 O
sód	węgiel	tlen
22,99	12,01	16,00

Masa atomowa sodu to $m_{\text{Na}} = 23 \text{ u}$,

więc **masa molowa sodu** wynosi $M_{\text{Na}} = 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Masa cząsteczkowa tlenku węgla(II) CO to $m_{\text{CO}} = 12 \text{ u} + 16 \text{ u}$, czyli

$m_{\text{CO}} = 28 \text{ u}$, więc jego masa molowa wynosi $M_{\text{CO}} = 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Objętość molowa gazu to **objętość, jaką zajmuje 1 mol gazu** w określonych warunkach temperatury i ciśnienia.

Objętość molowa gazu (**objętość 1 mola gazu**) w warunkach normalnych (w temperaturze 0°C , czyli 273 K, pod ciśnieniem $p = 1013 \text{ hPa}$) wynosi **22,41 dm³**.

Wzór empiryczny **określa ilościowy stosunek liczby atomów** w cząsteczce związku chemicznego i jest **wyrażony za pomocą najmniejszych liczb całkowitych**. Na przykład wzór empiryczny tlenku fosforu(V) to **P₂O₅**.

Wzór rzeczywisty **określa rzeczywistą liczbę atomów** pierwiastków chemicznych w cząsteczce związku chemicznego. Na przykład wzór rzeczywisty tlenku fosforu(V) to **P₄O₁₀**.

◀ Co to jest masa cząsteczkowa i jak ją obliczyć?

◀ Czym jest mol?

◀ Czym jest stała Avogadra?

◀ Co to jest masa molowa?

◀ Jak obliczyć masę molową?

◀ Czym jest objętość molowa gazów?

◀ Czym jest wzór empiryczny związku chemicznego?

◀ Czym jest wzór rzeczywisty związku chemicznego?

Sprawdź, czy potrafisz...



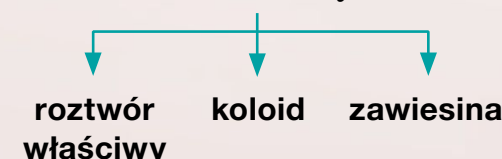
- Oblicz masę molową związków chemicznych o podanych wzorach.
a) Cu_2O d) NH_4Cl
b) $\text{Al}(\text{OH})_3$ e) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
c) H_4SiO_4 f) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
- Uszereguj podane próbki według zwiększającej się masy.
 $100 \text{ g H}_2\text{O}$, $2,1 \text{ mola Fe}$, $2 \text{ m}^3 \text{ H}_2$ w warunkach normalnych, $3 \cdot 10^{23}$ atomów Hg
- Oceń, które zdanie jest prawdziwe. Uzasadnij odpowiedź.
a) 1 mol każdego pierwiastka chemicznego znajdującego się w 1. okresie w warunkach normalnych ma objętość $22,4 \text{ dm}^3$.
b) 1 mol każdego pierwiastka chemicznego znajdującego się w 1. grupie w warunkach normalnych ma objętość $22,4 \text{ dm}^3$.
- Oblicz gęstość helu i chloru w warunkach normalnych.
- Przygotowano dwie próbki gazów: 100 g CO_2 i 140 g SO_2 . Ustal, który z nich w warunkach normalnych zmieści się w całości w butli o pojemności 50 dm^3 .
- Stosunek masowy metalu X do tlenu w tlenku o wzorze sumarycznym X_2O_3 wynosi $13 : 6$. Ustal masę molową tego związku chemicznego oraz podaj symbol chemiczny i nazwę metalu X.
- Masa molowa kwasu o wzorze sumarycznym H_3PO_x wynosi $98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Oblicz wartość indeksu stechiometrycznego x oraz zawartość procentową tlenu w tym kwasie.
- Ustal wzór empiryczny soli sodowej pewnego kwasu tlenowego siarki zawierającego $32,37 \%$ sodu, $22,57 \%$ siarki i $45,06 \%$ tlenu.
- Ustal wzór rzeczywisty pewnego związku potasu i tlenu. Zawiera on $70,91 \%$ potasu, a jego masa molowa wynosi $110 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.
- Oblicz, ile gramów nadtlenu wodoru należy poddać rozkładowi zgodnie z równaniem $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$, aby cały otrzymany tlen przereagował z magnezem, tworząc 4 g tlenku magnezu.
- Oblicz, ile gramów tlenku wapnia trzeba użyć do reakcji chemicznej z wodą, aby otrzymać $0,5 \text{ mola}$ wodorotlenku wapnia.
- Reakcja chemiczna przebiega zgodnie z równaniem:
 $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$
Oblicz, ile gramów srebra powstanie w wyniku tej reakcji chemicznej. Wiadomo, że w reakcji przereagowało 10 g miedzi.
- Kofeina to związek chemiczny występujący m.in. w ziarnach kawy. Po spożyciu działa pobudzająco na układ nerwowy, dlatego jest składnikiem napojów energetyzujących. Cząsteczka kofeiny zawiera $49,484 \%$ węgla, $5,155 \%$ wodoru, $28,866 \%$ azotu i $16,495 \%$ tlenu, a jej masa molowa wynosi $194 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Ustal wzory empiryczny i rzeczywisty kofeiny.

2. Roztwory



Przypomnij sobie – to było w szkole podstawowej

podział mieszanin ze względu na wielkość cząstek



- Szybkość rozpuszczania się danej substancji w wodzie zależy od temperatury, mieszania i stopnia rozdrobnienia substancji rozpuszczanej.
- Roztwór to mieszanina jednorodna co najmniej dwóch składników – substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika.
- Rozpuszczalność substancji to maksymalna liczba gramów substancji, którą można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika w danej temperaturze i pod danym ciśnieniem, aby otrzymać roztwór nasycony.
- Stężenie procentowe roztworu (C_p) to liczba gramów substancji rozpuszczonej (m_s) w 100 g roztworu (m_r) wyrażona w procentach %.

$$C_p = \frac{m_s \cdot 100 \%}{m_r}$$



6

Mieszaniny



Fot. 9. Woda gazowana to mieszanina wody i tlenku węgla(IV).

Ważne w tym temacie:

- pojęcia układy homogeniczne i układy heterogeniczne
- rozróżnianie układów homogenicznych i heterogenicznych
- sposoby rozdzielania mieszanin niejednorodnych
- sposoby rozdzielania mieszanin jednorodnych

Roztwory

Mieszaniny

Rozpuszczalność substancji

Stężenie procentowe roztworu

Stężenie molowe roztworu

Zmiana stężenia roztworów

Najczęściej nie zdajemy sobie sprawy z tego, jak często w spotykamy się z mieszaninami (fot. 9.). Spożywamy je i przyjmujemy (np. napoje, leki), a także korzystamy z nich w życiu codziennym (np. środki czystości, czy stopy metali).

Mieszaniny

Mieszaniny składają się z co najmniej dwóch różnych substancji (pierwiastków lub związków chemicznych). **Stosunek mas składników w mieszaninie może być dowolny.** W związku chemicznym natomiast stosunek mas pierwiastków chemicznych wchodzących w skład tego związku jest stały i charakterystyczny.

Rodzaje mieszanin

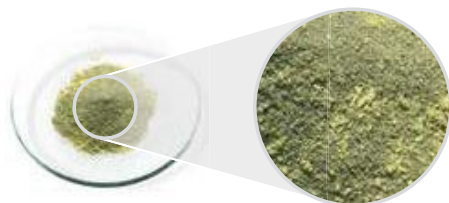
Rozróżniamy dwa rodzaje mieszanin – mieszaniny niejednorodne, czyli układy heterogeniczne, i mieszaniny jednorodne, czyli układy homogeniczne.

Mieszaniny niejednorodne (układy heterogeniczne) to **mieszaniny, których składniki można rozróżnić gołym okiem lub za pomocą prostych przyrządów optycznych.**

Mieszaniny jednorodne (układy homogeniczne) to **mieszaniny, których składników nie można rozróżnić gołym okiem ani za pomocą prostych przyrządów optycznych.**

rodzaje mieszanin

mieszaniny niejednorodne,
czyli układy heterogeniczne, np.:



siarka z żelazem

mieszaniny jednorodne,
czyli układy homogeniczne, np.:



woda z solą kuchenną

Metody rozdzielania mieszanin niejednorodnych

Wybór metody rozdzielania mieszaniny zależy przede wszystkim od **właściwości jej składników**. Składniki mieszanin mogą różnić się właściwościami fizycznymi, np.: gęstością, temperaturami wrzenia i topnienia, rozpuszczalnością w wodzie czy stanem skupienia (fot. 10.).



Fot. 10. Rozdzielanie makaronu i wody, czyli składników o różnych stanach skupienia.

Doświadczenie 2.

Rozdzielanie składników mieszaniny niejednorodnej metodą sączenia (filtracji)

Odczynniki: piasek, woda destylowana.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki, bagietka, sączonek z bibuły filtracyjnej, lejek, statyw z metalowym pierścieniem.

Instrukcja: Przygotuj mieszaninę wody z piaskiem oraz zestaw do sączenia. Mieszaninę przelej za pomocą bagietki na sączonek z bibuły filtracyjnej umieszczony na lejku.

Obserwacje:

W trakcie przelewania zawartości zlewki na sączonek pozostaje substancja stała, a klarowna ciecz spływa do zlewki (fot. 11.).

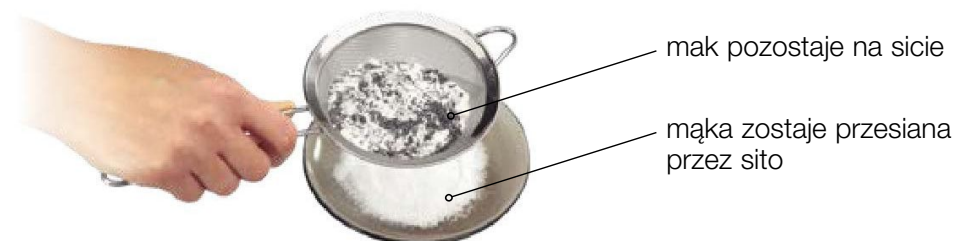
Klarowna ciecz jest przezroczysta i pozbawiona zanieczyszczeń.



Fot. 11. Oddzielanie substancji stałej od cieczy metodą sączenia.

Wniosek: Woda z piaskiem tworzy mieszaninę niejednorodną, którą można rozdzielić na składniki metodą sączenia (filtracji).

Mieszanki niejednorodne (układy heterogeniczne) składników w stałym stanie skupienia **różniących się wielkością cząstek** można rozdzielić m.in. metodą **przesiewania** (fot. 12.). W tej metodzie wykorzystuje się sito. Cząstki o większej średnicy pozostają na sicie.



Fot. 12. Rozdzielanie mieszanki substancji stałych – mąki i maku – na składniki metodą przesiewania.

Mieszankę niejednorodną składników w stałym stanie skupienia **różniących się właściwościami magnetycznymi** można rozdzielić **za pomocą magnesu** (fot. 13.). W tej metodzie jeden ze składników zostaje przyciągnięty przez magnes, a drugi – pozostaje w naczyniu.



Fot. 13. Rozdzielanie mieszanki niejednorodnej – żelaza i siarki – na składniki za pomocą magnesu.

Mieszankę niejednorodną, której składniki **różnią się stanem skupienia i gęstością**, czyli cieczy i substancji stałej, można rozdzielić metodą **dekantacji** (fot. 14.). Metoda ta polega na oddzieleniu substancji stałej od cieczy poprzez zlanie cieczy z nad osadu. Dekantację poprzedza sedymentacja, czyli powolne opadanie na dno naczynia cząstek substancji stałej, np. piasku, w wyniku działania sił grawitacji.



Fot. 14. Rozdzielanie mieszanki – wody i piasku – na składniki poprzez dekantację.



Sedymentacja nie jest metodą rozdzielania mieszanin na składniki.

Metody rozdzielania mieszanin jednorodnych

Jedną z metod rozdzielania mieszanin jednorodnych (układów homogenicznych) na składniki jest **chromatografia bibułowa**.

Doświadczenie 3.



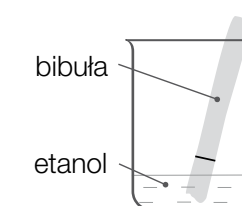
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

Rozdzielanie barwników roślinnych metodą chromatografii bibułowej

Odczynniki: etanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, liść szpinaku.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, bibuła filtracyjna, nożyczki, moneta.

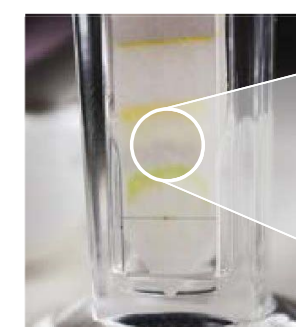
Instrukcja: Owiń monetę liściem szpinaku, a następnie krawędzią monety narysuj zieloną kreskę na pasku bibuły filtracyjnej. Do zlewki nalej tyle etanolu, aby zakrył jej dno. Zanurz w cieczy koniec paska bibuły (schemat). Uważaj, by nie zamoczyć naniesionej na pasek barwnej linii. Co kilka minut sprawdzaj, jak wygląda bibuła.



Obserwacje:



Barwna smuga przemieszcza się po powierzchni bibuły i pozostawia pasma o różnych barwach (fot. 15.).



widoczne pasma pochodzą od różnych barwników z liścia szpinaku

Fot. 15. Rozdzielanie barwników roślinnych metodą chromatografii bibułowej.

Wniosek: W liściach roślin znajdują się barwniki, które z różną szybkością przemieszczają się po bibule.

Chemia w akcji

Plam z trawy na butach (fot. 16.) lub ubraniach można się pozbyć w prosty sposób – wystarczy zwilżyć zabrudzone miejsca etanolem. Alkohol wypłukuje barwniki roślinne, które następnie usuwa się z czyszczonej powierzchni strumieniem zimnej wody.

Fot. 16. Trawa – podobnie jak liście szpinaku – zawiera chlorofil oraz inne barwniki roślinne.



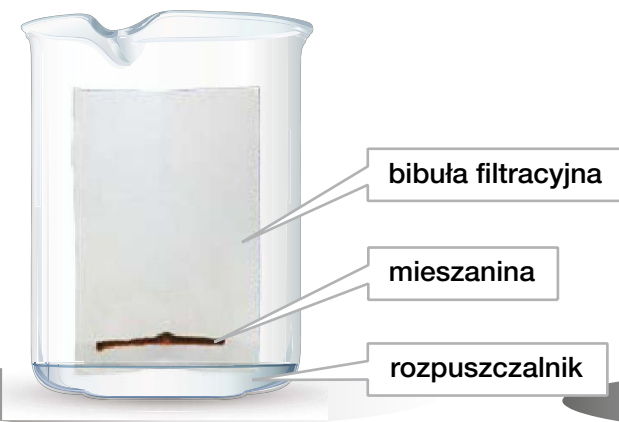
Krok po kroku

Chromatografia

Chromatografia polega na rozdzieleniu substancji zawartych w mieszaninie jednorodnej między dwie fazy: nieruchomą (stacjonarną) i ruchomą. Fazę nieruchomą może stanowić bibuła filtracyjna, a fazę ruchomą – eluent. Eluentem zazwyczaj jest ciekły rozpuszczalnik, np. etanol, lub mieszanina rozpuszczalników. W **chromatografii wykorzystuje się różnice w szybkości przemieszczania się poszczególnych składników mieszaniny** podczas ich migracji przez fazę nieruchomą.

Jak rozdzielić składniki mieszaniny metodą chromatografii?

- 1 Nanieś mieszaninę na **bibułę filtracyjną**. Następnie **umieść** bibułę w zlewce z **rozpuszczalnikiem**.



- 2 **Rozpuszczalnik** przemieszcza się po bibule filtracyjnej. Razem z nim **migrują w górę składniki mieszaniny**.



- 3 W wyniku ruchu rozpuszczalnika i oddziaływania składników mieszaniny z fazą nieruchomą i fazą ruchomą następuje **stopniowe rozdzielanie** składników mieszaniny.



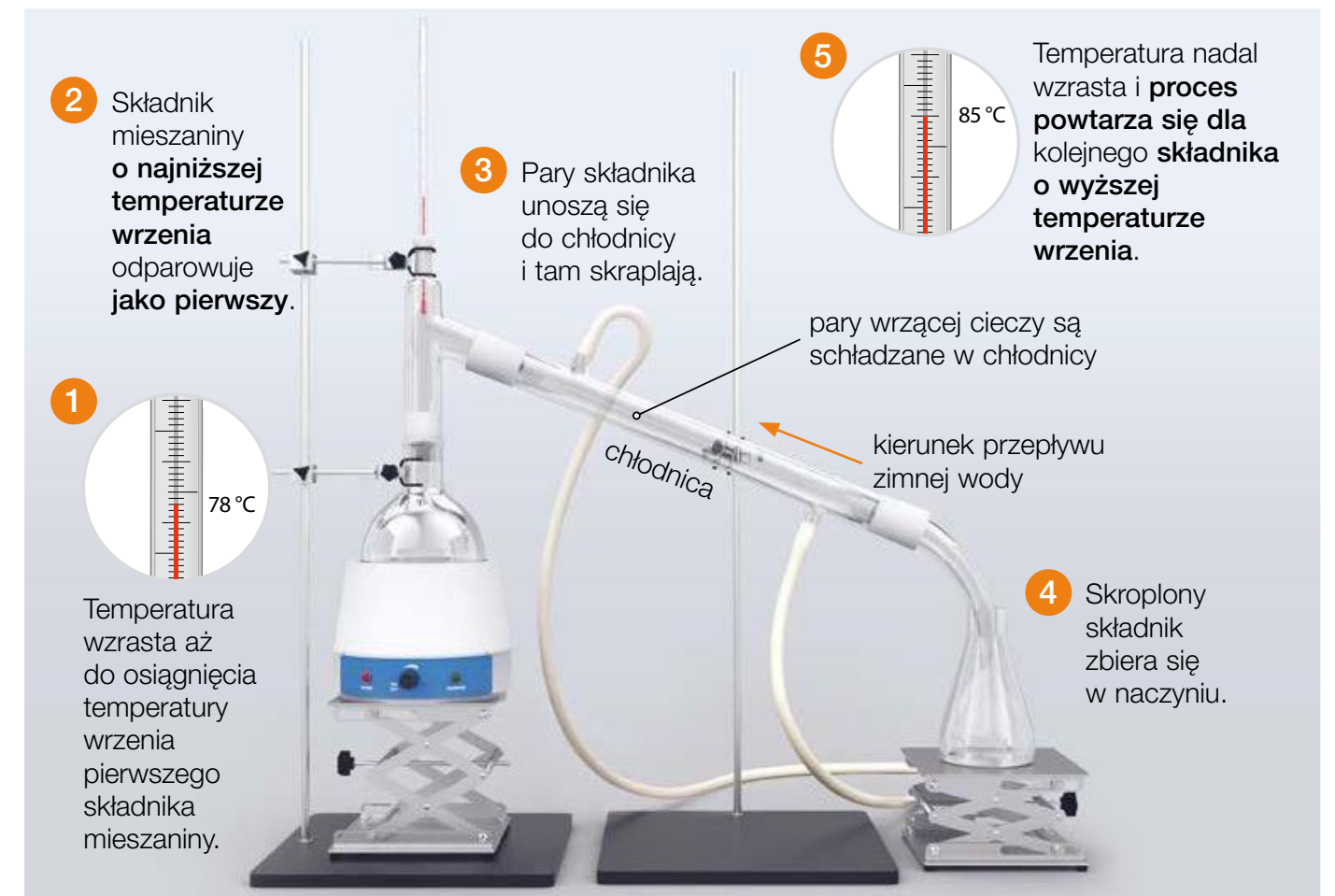
- 4 Poszczególne składniki mieszaniny **zatrzymują się** na różnej wysokości bibuły filtracyjnej.



Ciekłe mieszaniny jednorodne, których **składniki różnią się temperaturą wrzenia**, można rozdzielić za pomocą **destylacji** (fot. 17).

- ▶ Jako **pierwszy** odparowuje składnik, który ma **najniższą temperaturę wrzenia**.
- ▶ Pary tego składnika **unoszą się** do chłodnicy, gdzie są **skraplane**.
- ▶ Oddzielony składnik jest **zbierany w oddzielnym naczyniu**.

Jako **kolejny** odparowuje ten składnik, który ma wyższą temperaturę **wrzenia**.



Fot. 17. Rozdzielanie mieszaniny substancji ciekłych metodą destylacji.

Mieszaninę jednorodną (układ homogeniczny), której **składniki różnią się stanem skupienia** (ciecz i rozpuszczalna w niej substancja stała) oraz **lotnością**, można rozdzielić na składniki przez **krystalizację i odparowanie rozpuszczalnika** (fot. 18.). Wykryształowaną substancję można oddzielić od reszty cieczy metodą dekantacji lub sączenia.

Lotność – zdolność substancji do przechodzenia w stan gazowy.



Fot. 18. Podczas krystalizacji barwa roztworu blednie wraz ze wzrostem kryształu.

Dekantacja
→ patrz s. 54

Krok po kroku

Ekstrakcja ciecz–ciecz

Ekstrakcja składnika z mieszaniny ciekłej polega na przejściu substancji rozpuszczonej w jednej cieczy, zwykle w roztworze wodnym, do drugiej cieczy – rozpuszczalnika. Taką ekstrakcję przeprowadza się w rozdzielaczu.

Jak rozdzielić składniki mieszaniny za pomocą ekstrakcji?

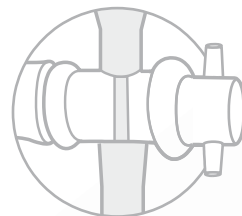
1 Wlej mieszaninę

do rozdzielacza. Następnie **dodaj rozpuszczalnik**, w którym tylko jeden ze składników mieszaniny dobrze się rozpuszcza.

2 Wytrząsaj ciecz

i czekaj na ich ponowne rozwarstwienie.

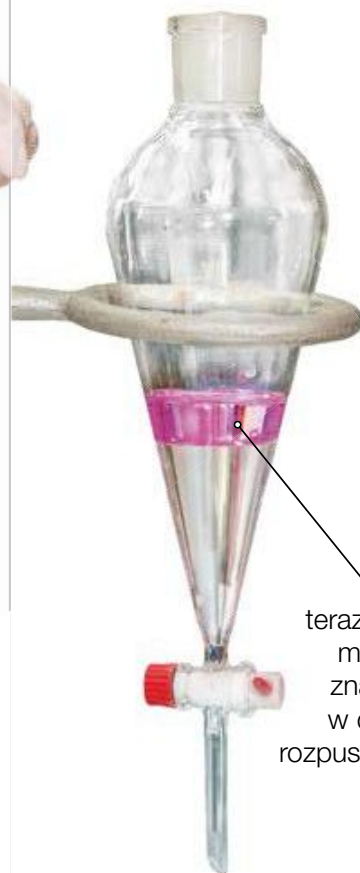
otwieranie i zamykanie kranu wyrównuje ciśnienie w rozdzielaczu



otwarty kran

3 Zlej ciecz

do osobnych naczyń. Następnie skorzystaj z metody krystalizacji, np. odparuj rozpuszczalnik, aby **wydzielić składnik** mieszaniny.



teraz składnik mieszaniny znajduje się w dodanym rozpuszczalniku

podczas wytrząsania rozdzielacz musi być zamknięty korkiem

! Powtórz wytrząsanie co najmniej trzy razy.

Ważne w temacie *Mieszanki*

1. Rozróżniam rodzaje mieszanin:



Mieszanki

3. Dobieram metodę rozdzielania do mieszaniny jednorodnej:

- **krystalizacja** – wydzielenie z roztworu nasyconego substancji stałej w postaci kryształów,
- **destylacja** – rozdzielanie mieszaniny substancji, której składniki różnią się temperaturą wrzenia,
- **ekstrakcja ciecz–ciecz** – rozdzielanie mieszaniny polegające na przejściu składnika z mieszaniny stałej lub ciekłej do drugiej cieczy – rozpuszczalnika,
- **chromatografia** – rozdzielanie mieszaniny substancji, w której składniki ulegają podziałowi pomiędzy dwie fazy: ruchomą i nieruchomą.

2. Dobieram metodę rozdzielania do mieszaniny niejednorodnej:

- **rozdzielanie magnesem** – rozdzielanie mieszaniny substancji stałych różniących się właściwościami magnetycznymi,
- **przesiewanie** – rozdzielanie mieszaniny substancji stałych, których cząstki różnią się rozmiarem,
- **dekantacja** – rozdzielanie mieszaniny substancji, których składniki różnią się stanem skupienia i gęstością,
- **sączenie** – rozdzielanie mieszaniny substancji różniących się stanem skupienia: cieczy i substancji stałej.

Zapamiętaj!

Układ heterogeniczny – mieszanina niejednorodna – składa się z co najmniej dwóch składników, które można rozróżnić gołym okiem lub za pomocą prostych przyrządów optycznych.

Układ homogeniczny – mieszanina jednorodna – składa się z co najmniej dwóch składników, których nie można rozróżnić gołym okiem ani za pomocą prostych przyrządów optycznych.

Zadania



1. Określ, jaki rodzaj układu stanowią wymienione mieszaniny.

- | | |
|-------------------------------|----------------------------------|
| a) gazowana woda mineralna | d) woda z mąką ziemniaczaną |
| b) sól przechowywana w nafcie | e) mosiądz (stop cynku i miedzi) |
| c) woda z piaskiem | f) woda z etanolem |

2. Zaproponuj metodę rozdzielania wymienionych mieszanin na składniki. Opisz wykonywane kolejno czynności.

- | | |
|---------------------------------|---------------------------|
| a) woda + cukier | c) oliwa z oliwek + woda |
| b) sól kuchenna + opółki żelaza | d) woda + zmielony pieprz |

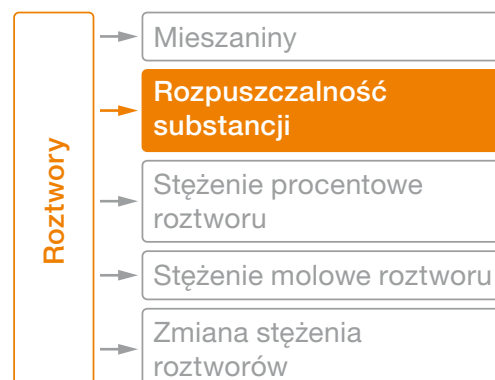
7 Rozpuszczalność substancji



Fot. 19. Tabletki do zmywarek składają się z substancji dobrze rozpuszczalnych w wodzie.

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *rozpuszczalność substancji, roztwór, roztwór nasycony, roztwór nienasycony, roztwór przesycony, krzywa rozpuszczalności*
- odczytywanie rozpuszczalności substancji w wodzie w danych warunkach dla roztworów nasyconych
- obliczanie masy składników roztworów nienasyconych i przesyconych



Jedną z właściwości fizycznych substancji, z których korzystamy każdego dnia, jest rozpuszczalność. Wiedza o tym, czy substancja rozpuści się, czy nie, ma znaczenie nie tylko podczas przygotowywania posiłków, ale także w innych codziennych sytuacjach (fot. 19.). Ważne jest też, jaką rozpuszczalność ma substancja. Im większa rozpuszczalność substancji, tym więcej jej można rozpuścić.

Rozpuszczalność substancji

Rozpuszczalność substancji to **maksymalna liczba gramów substancji, jaką można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika** w danej temperaturze i pod danym ciśnieniem. Na rozpuszczalność substancji wpływa rodzaj substancji rozpuszczanej oraz kilka czynników.

Czynniki wpływające na rozpuszczalność substancji

Na rozpuszczalność substancji mają wpływ przede wszystkim:

- rodzaj rozpuszczalnika,
- temperatura,
- ciśnienie (w przypadku gazów).

Wpływ rozpuszczalnika na rozpuszczalność substancji

Rodzaj rozpuszczalnika (fot. 20.) ma wpływ na to, czy dana substancja się rozpuści. Na przykład ocet bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie, ale nie rozpuszcza się w oleju.



Fot. 20. Woda to najpopularniejszy rozpuszczalnik.

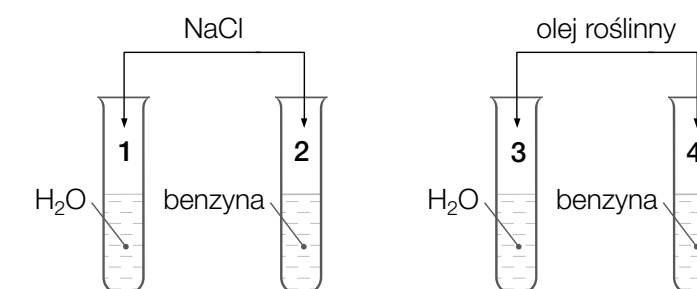
Doświadczenie 4.

Badanie wpływu rodzaju rozpuszczalnika na rozpuszczalność substancji

Odczynniki: woda, benzyna, chlorek sodu (sól kuchenna), olej roślinny.

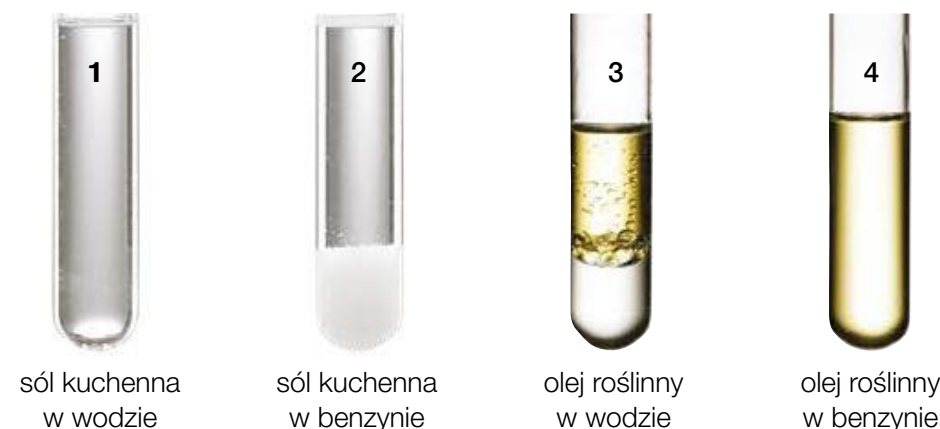
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, bagietka.

Instrukcja: Do dwóch probówek zawierających kolejno: 1. – wodę, 2. – benzynę, dodaj po mniej więcej 2 g chlorku sodu. Wymieszaj zawartość probówek. Takie same czynności powtórz dla kolejnych dwóch probówek (3. i 4.), ale zamiast chlorku sodu użyj ok. 2 cm³ oleju roślinnego (schemat).



Obserwacje:

- Probówka 1.** Substancja stała rozpuszcza się i ciecz pozostaje przezroczysta i bezbarwna.
- Probówka 2.** Substancja stała opada na dno probówki.
- Probówka 3.** Dodana substancja nie rozpuszcza się w wodzie.
- Probówka 4.** Dodana substancja rozpuszcza się i ciecz pozostaje klarowna (fot. 21.).

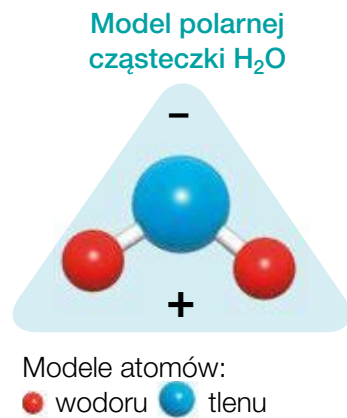


Fot. 21. Rozpuszczanie oleju roślinnego i soli kuchennej w różnych rozpuszczalnikach.

Wniosek: Chlorek sodu dobrze rozpuszcza się w wodzie (probówka 1.), a nie rozpuszcza się w benzynie (probówka 2.). Natomiast olej roślinny dobrze rozpuszcza się w benzynie (probówka 4.), a nie rozpuszcza się w wodzie (probówka 3.).

Klarowna ciecz jest przezroczysta i pozbawiona zanieczyszczeń.

Rozpuszczalność substancji zależy więc od rodzaju rozpuszczalnika i substancji rozpuszczanej.



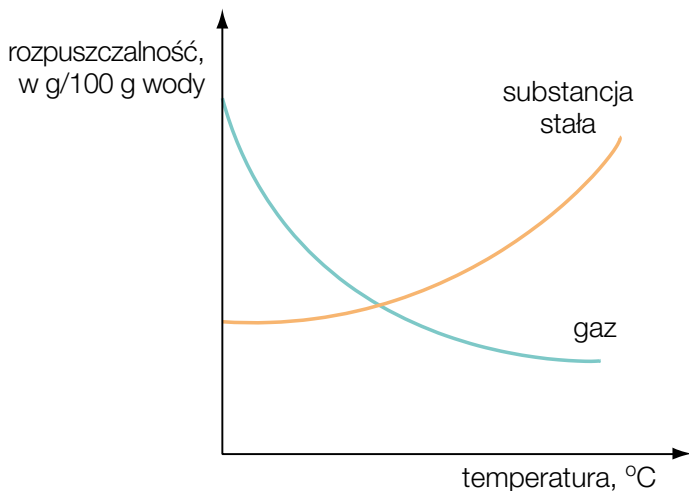
Rozpuszczanie substancji w doświadczeniu 4., s. 61, zachodzi zgodnie z zasadą **podobne rozpuszcza się w podobnym**.

Zarówno olej roślinny, jak i benzyna to mieszaniny związków chemicznych o **budowie niepolarnej**, dlatego olej roślinny **dobrze rozpuszcza się** w benzynie. Nie rozpuszcza się natomiast w wodzie, ponieważ cząsteczki wody mają **budowę polarną**. Pojęcie polarności zostało opisane w części 1. podręcznika *NOWA To jest chemia*.

Zatem w wodzie dobrze rozpuszczają się **substancje jonowe** (np. chlorek sodu $NaCl$) lub zbudowane z cząsteczek polarnych (np. chlorowódz HCl).

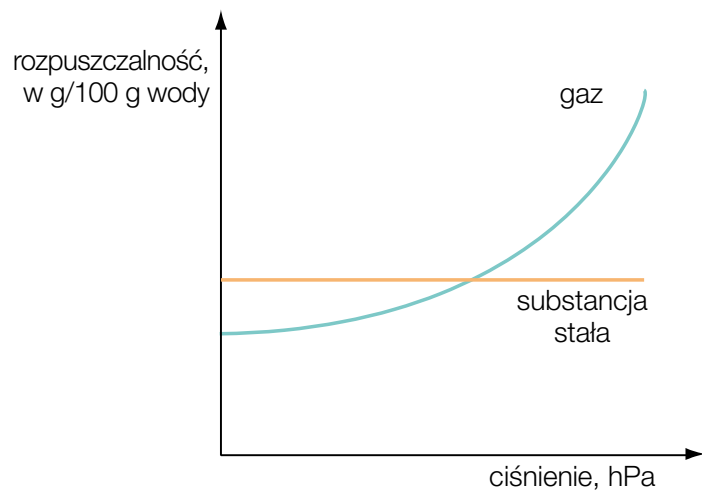
Wpływ temperatury i ciśnienia na rozpuszczalność substancji

Wzrost temperatury zwykle powoduje zwiększenie rozpuszczalności substancji stałych oraz zmniejszenie rozpuszczalności gazów w wodzie (rys. 5.).



Rys. 5. Typowa zależność rozpuszczalności substancji stałej i gazu od temperatury rozpuszczalnika.

Ciśnienie ma wpływ jedynie na rozpuszczalność gazów – im jest ono wyższe, tym większa jest rozpuszczalność gazów w wodzie (rys. 6.).

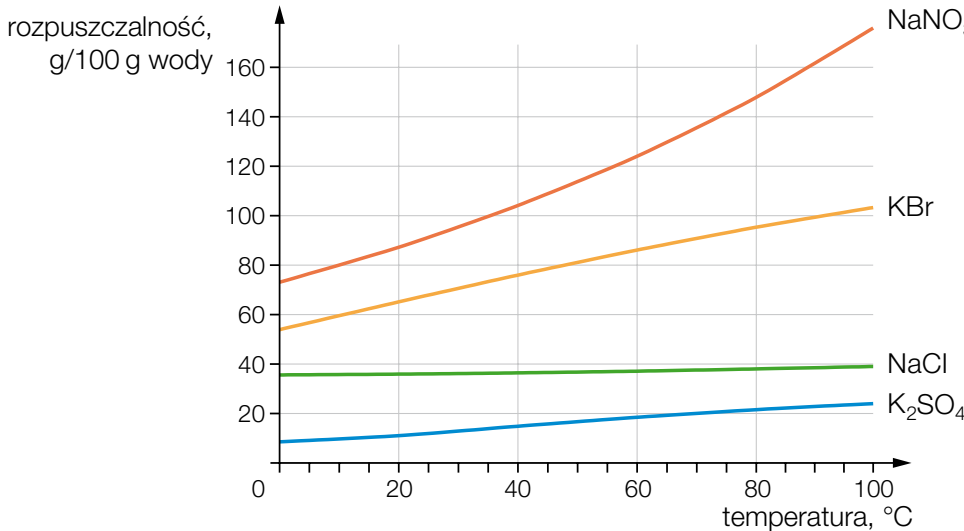


Rys. 6. Zależność rozpuszczalności substancji stałej i gazu od działającego na nie ciśnienia.

Krzywe rozpuszczalności

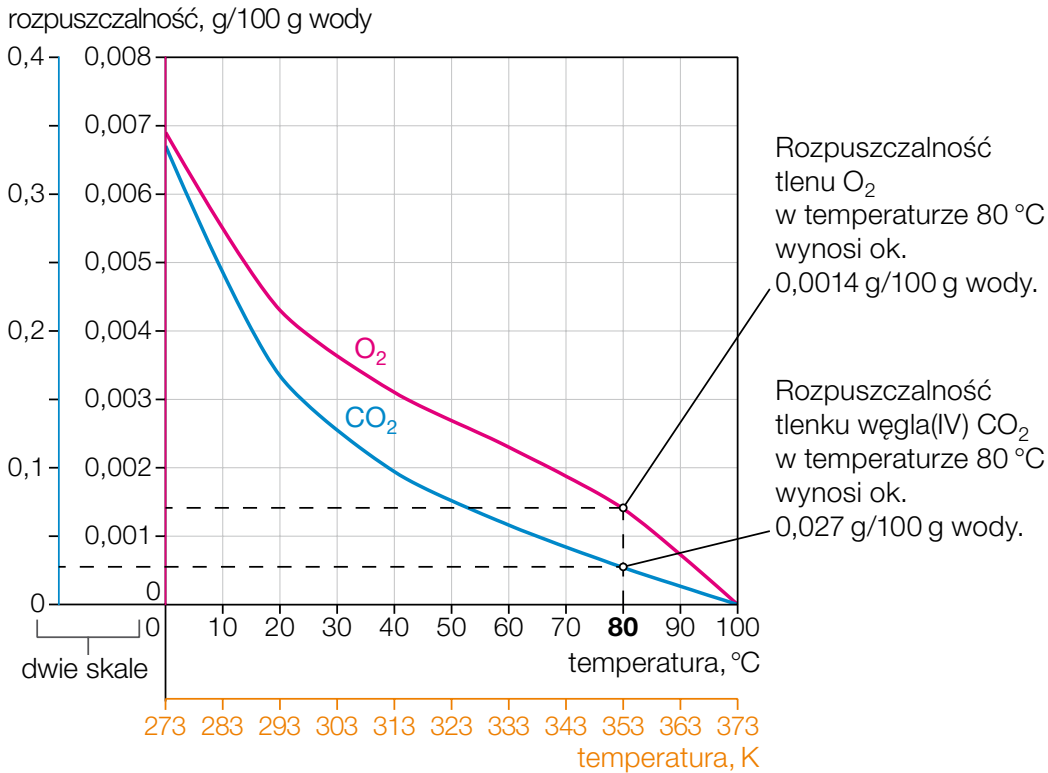
Zależność rozpuszczalności związków chemicznych w wodzie od temperatury możesz odczytać z krzywych rozpuszczalności przedstawionych na wykresach (rys. 7. i 8.).

Rozpuszczalność soli, poznanych do tej pory, **zwiększa się wraz ze wzrostem temperatury**. W przypadku niektórych zmiana ta jest znacząca (KBr , $NaNO_3$), a innych – prawie niezauważalna ($NaCl$).



Rys. 7. Krzywa rozpuszczalności – zależność rozpuszczalności wybranych substancji stałych w wodzie od temperatury ($NaNO_3$ – azotan(V) sodu, KBr – bromek potasu, $NaCl$ – chlorek sodu, K_2SO_4 – siarczan(VI) potasu).

Rozpuszczalność gazów zmniejsza się wraz ze wzrostem temperatury. Na osi pionowej wykresu znajduje się więcej niż jedna skala (rys. 8.).



Rys. 8. Rozpuszczalności gazów mogą bardzo się różnić, dlatego na osi pionowej znajdują się dwie skale. Ze skali o barwie różowej odczytuje się rozpuszczalność tlenu O_2 , a ze skali o barwie niebieskiej – rozpuszczalność tlenku węgla(IV) CO_2 .

Rozpuszczalność substancji
 → patrz s. 60

Znaczne zmniejszenie ilości tlenu rozpuszczonego w wodzie, które prowadzi do masowego wymierania organizmów wodnych, np. ryb, nazywane jest **przyduchą**.

Korzystanie z tabeli rozpuszczalności:

▶ litera **R** oznacza, że substancja jest **dobrze** rozpuszczalna w wodzie

aniony	kationy
NO_3^-	Na^+
	R

▶ litera **S** oznacza, że substancja jest **średnio** rozpuszczalna w wodzie

aniony	kationy
SO_4^{2-}	Ca^{2+}
	S

▶ litera **T** oznacza, że substancja jest **trudno** rozpuszczalna w wodzie

aniony	kationy
PO_4^{3-}	Fe^{3+}
	T

Rozpuszczalność substancji w wodzie

Już wiesz, że np. bromek potasu KBr jest substancją dobrze rozpuszczalną w wodzie (patrz rys. 7, s. 63). Jednak istnieją też związki chemiczne, które są średnio rozpuszczalne lub trudno rozpuszczalne w wodzie (rys. 9). Rozpuszczalność soli i wodorotlenków w wodzie można sprawdzić w *Tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków* zamieszczonej na końcu podręcznika. Substancje można więc podzielić na:

- ▶ **dobrze rozpuszczalne** – ich rozpuszczalność jest większa niż 2 g w 100 g wody w temperaturze pokojowej, np. chlorek sodu NaCl,
- ▶ **średnio rozpuszczalne** – ich rozpuszczalność zawiera się między 0,1 g a 2 g w 100 g wody w temperaturze pokojowej, np. siarczan(VI) wapnia CaSO_4 ,
- ▶ **trudno rozpuszczalne** – ich rozpuszczalność jest mniejsza niż 0,1 g w 100 g wody w temperaturze pokojowej, np. wodorotlenek miedzi $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

aniony	Cl^-	SO_4^{2-}	OH^-
kationy			
Ca^{2+}	R	S	S
Cu^{2+}	R	R	T
Na^+	R	R	R

R – substancja dobrze rozpuszczalna ($> 2 \text{ g}/100 \text{ g H}_2\text{O}$)
S – substancja średnio rozpuszczalna ($0,1 \text{ g}$ – $2 \text{ g}/100 \text{ g H}_2\text{O}$)
T – substancja trudno rozpuszczalna ($< 0,1 \text{ g}/100 \text{ g H}_2\text{O}$)

Rys. 9. Fragment *Tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie*.

Szybkość rozpuszczania się substancji

Na szybkość rozpuszczania się substancji wpływają:

- ▶ **temperatura** – im wyższa, tym substancja rozpuszcza się szybciej,
- ▶ **mieszanie** – zwiększa szybkość rozpuszczania substancji,
- ▶ **stopień rozdrobnienia substancji rozpuszczanej** – im większe rozdrobnienie, tym substancja rozpuszcza się szybciej.

Jest na to sposób!

Jak szybciej rozpuścić substancje w ciekłym rozpuszczalniku?

Rozdrobnij substancję.

Ogrzej mieszaninę.

Wymieszaj mieszaninę.



Roztwory

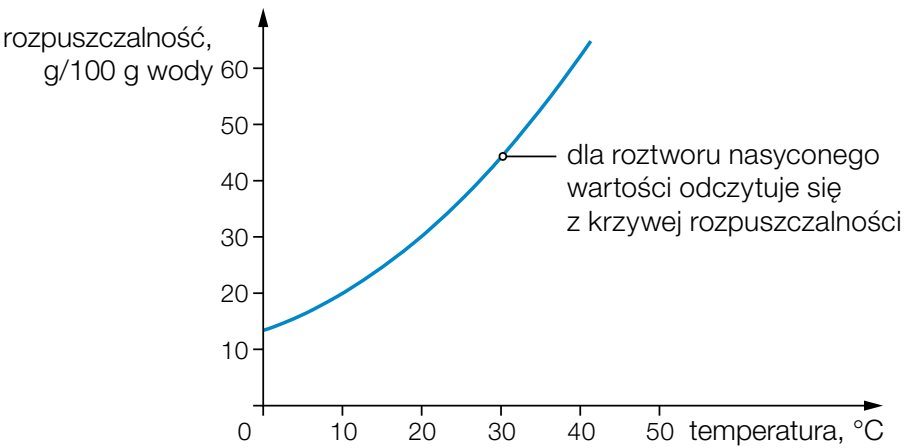
Roztwory to **mieszaniny jednorodne** (układy homogeniczne) składające się z substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika, którym najczęściej jest ciecz (fot. 22.).



Fot. 22. Roztwór manganianu(VII) potasu.

Roztwór nasycony

Roztwór nasycony to roztwór, w którym **w danych warunkach ciśnienia i temperatury nie można już rozpuścić więcej substancji**. Na wykresie odpowiada mu linia, tzw. krzywa rozpuszczalności (rys. 10.).



Rys. 10. Zależność rozpuszczalności azotanu(V) KNO_3 potasu w wodzie od temperatury.

Chemia w akcji

W niższej temperaturze i pod wyższym ciśnieniem gazy wykazują większą rozpuszczalność. Dlatego im chłodniejszy jest napój, tym smaczniejszy. Po otwarciu puszki (lub butelki) ciśnienie tlenu węgla(IV) CO_2 obniża się i pęcherzyki gazu zostają uwolnione, czyli zawartość gazu w mieszaninie się zmniejsza (rys. 11.).

Modele atomów: ● węgla ● tlenu

Rys. 11. Ciśnienie ma wpływ na rozpuszczalność gazów w rozpuszczalniku.

Podział roztworów ze względu na ilość substancji rozpuszczonej:

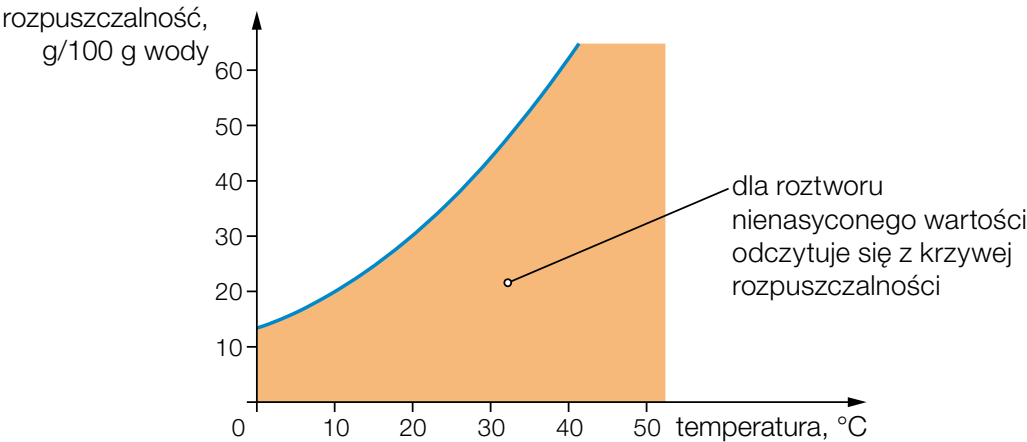
- ▶ roztwory nienasycone,
- ▶ roztwory nasycone,
- ▶ roztwory przesycone.

! Dodanie większej ilości substancji rozpuszczanej do roztworu nasyconego spowoduje jej wykrystalizowanie.



Roztwór nienasycony

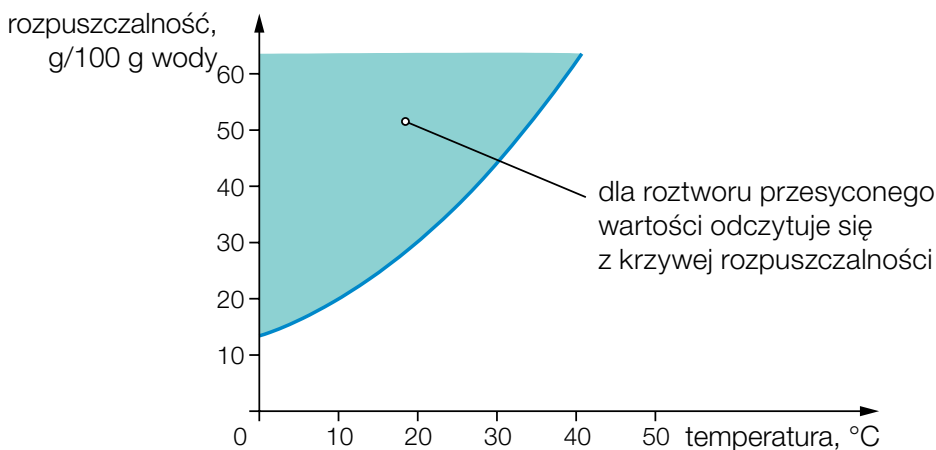
Roztwór nienasycony to roztwór, w którym w danych warunkach ciśnienia i temperatury można rozpuścić dodatkową ilość substancji. Na wykresie odpowiada mu obszar pod krzywą rozpuszczalności (rys. 12.).



Rys. 12. Zależność rozpuszczalności azotanu(V) potasu KNO₃ w wodzie od temperatury.

Roztwór przesycony

Roztwór przesycony to roztwór, który zawiera więcej substancji rozpuszczonej, niż znajduje się jej w roztworze nasyconym w danych warunkach. Na wykresie odpowiada mu obszar nad krzywą rozpuszczalności (rys. 13.).



Rys. 13. Zależność rozpuszczalności azotanu(V) potasu KNO₃ w wodzie od temperatury.

Roztwór przesycony jest **nietrwały** – może łatwo przekształcić się w **mieszaninę niejednorodną**. Z roztworu przesyconego powstają wtedy **roztwór nasycony i osad**, który stanowi wykrystalizowany nadmiar substancji rozpuszczonej.

Zmiana rodzaju roztworu

Istnieje kilka sposobów otrzymania roztworu nasyconego z roztworu nienasyconego i odwrotnie. Wystarczy zmienić temperaturę, ilość substancji rozpuszczonej lub rozpuszczalnika. Zmiana roztworu przesyconego w roztwór nasycony jest też możliwa np. przez wywołanie krystalizacji w wyniku dodania kryształka soli do jej roztworu przesyconego.

Przykład 25.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Odczytaj z wykresu rozpuszczalność soli (s. 314.).
- 3 Oblicz m_s .
- 4 Napisz odpowiedź.

Jak otrzymać roztwór nasycony w danej temperaturze?

Oblicz, ile gramów azotanu(V) srebra(I) AgNO₃ należy rozpuścić w 50 g wody o temperaturze 20 °C, aby otrzymać roztwór nasycony.

- 1 Dane:
 $m_w = 50\text{ g}$
 $T = 20\text{ °C}$

Szukane:
 $m_s = ?$
- 2 Z wykresu rozpuszczalności (patrz s. 314) można odczytać, że w temperaturze 20 °C w 100 g wody należy rozpuścić 210 g AgNO₃, aby otrzymać roztwór nasycony.
- 3 100 g wody zawiera 210 g substancji rozpuszczonej
50 g wody zawiera x g substancji rozpuszczonej
- $$\frac{100\text{ g}}{50\text{ g}} = \frac{210\text{ g}}{x} \quad x = \frac{210\text{ g} \cdot 50\text{ g}}{100\text{ g}} \quad x = 105\text{ g}$$
- 4 Aby otrzymać roztwór nasycony w temperaturze 20 °C, należy w 50 g wody rozpuścić 105 g AgNO₃.

Przykład 26.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Odczytaj z wykresu rozpuszczalność soli (s. 314).
- 3 Oblicz m_s .
- 4 Napisz odpowiedź.

Jak otrzymać roztwór nienasycony w danej temperaturze?

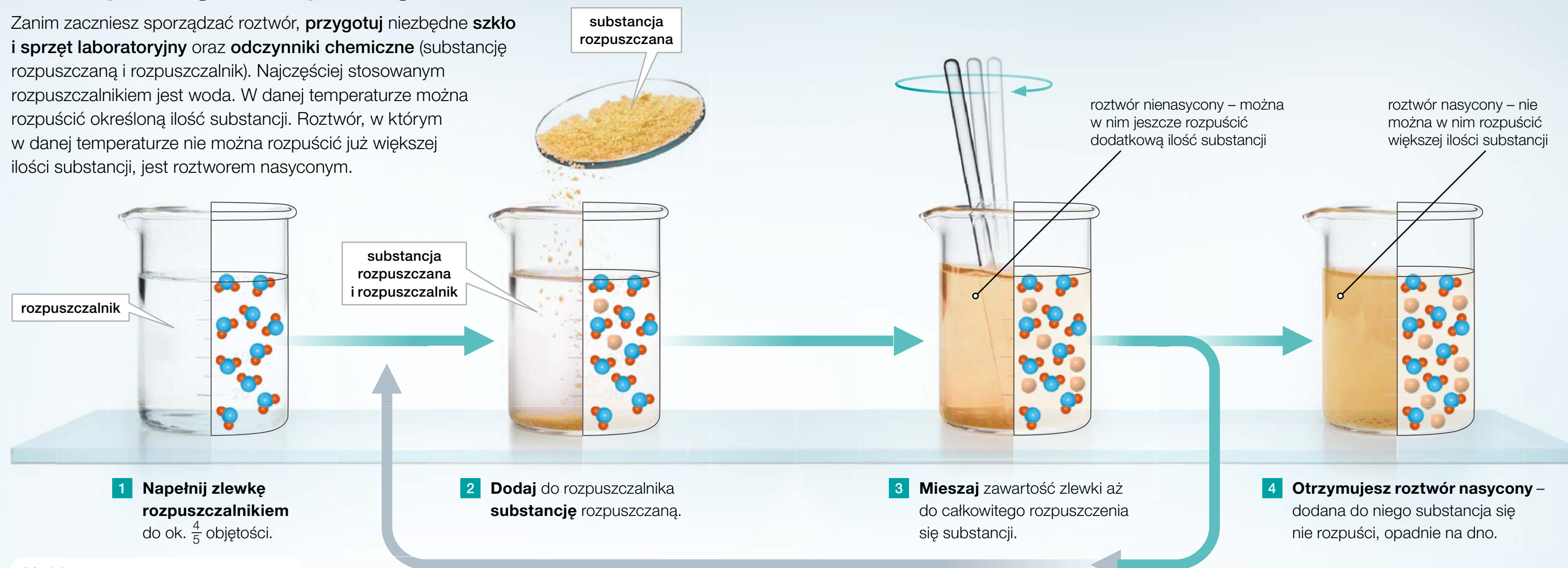
Oblicz, ile gramów azotanu(V) ołowiu(II) Pb(NO₃)₂ należy rozpuścić w 50 g wody o temperaturze 70 °C, aby otrzymać roztwór nienasycony.

- 1 Dane:
 $m_w = 50\text{ g}$
 $T = 70\text{ °C}$

Szukane:
 $m_s = ?$
- 2 Z wykresu rozpuszczalności (patrz s. 314) można odczytać, że w temperaturze 70 °C w 100 g wody należy rozpuścić 100 g Pb(NO₃)₂, aby otrzymać roztwór nasycony.
- 3 100 g wody zawiera 100 g substancji rozpuszczonej
50 g wody zawiera x g substancji rozpuszczonej
- $$\frac{100\text{ g}}{50\text{ g}} = \frac{100\text{ g}}{x} \quad x = \frac{100\text{ g} \cdot 50\text{ g}}{100\text{ g}} \quad x = 50\text{ g}$$
- 4 Aby otrzymać roztwór nienasycony w temperaturze 70 °C, należy w 50 g wody rozpuścić mniej niż 50 g Pb(NO₃)₂.

Otrzymywanie roztworów nienasyconego i nasyconego

Zanim zaczniesz sporządzać roztwór, **przygotuj** niezbędne **szkło i sprzęt laboratoryjny** oraz **odczynniki chemiczne** (substancję rozpuszczaną i rozpuszczalnik). Najczęściej stosowanym rozpuszczalnikiem jest woda. W danej temperaturze można rozpuścić określoną ilość substancji. Roztwór, w którym w danej temperaturze nie można rozpuścić już większej ilości substancji, jest roztworem nasyconym.



Modele:

- cząsteczki wody (rozpuszczalnika)
- substancji rozpuszczanej

Powtarzaj czynności **2** i **3** tak długo, aż kolejna dodana porcja substancji się nie rozpuści.

► Krystalizacja

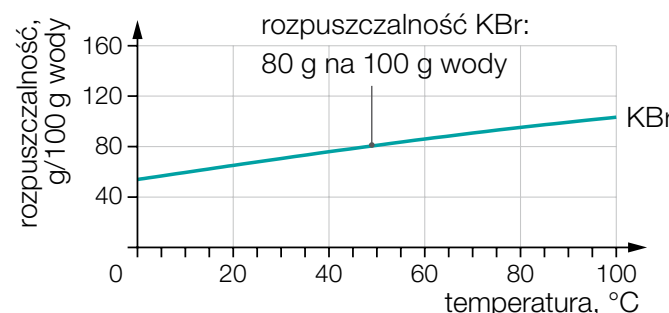
Jeżeli roztwór **nasycony zostanie oziębiony**, wówczas zaczną się wydzielać kryształy substancji rozpuszczonej, czyli nastąpi jej krystalizacja. Krystalizację można również zainicjować m.in. w wyniku powolnego **odparowywania rozpuszczalnika**.

Powstawanie kryształów substancji podczas powolnego odparowywania rozpuszczalnika z roztworu. ►



Ważne w temacie **Rozpuszczalność substancji**

1. Odczytuję informacje z krzywej rozpuszczalności, np. rozpuszczalność KBr w temperaturze 50 °C wynosi 80 g na 100 g wody:



2. Wymieniam czynniki wpływające na szybkość rozpuszczania się substancji stałych.

Czynniki wpływające na szybkość rozpuszczania się substancji stałych:

- **temperatura** – im wyższa, tym substancja rozpuszcza się szybciej,
- **mieszanie** – zwiększa szybkość rozpuszczania się substancji,
- **stopień rozdrobnienia substancji rozpuszczanej** – im większe rozdrobnienie, tym substancja rozpuści się szybciej.

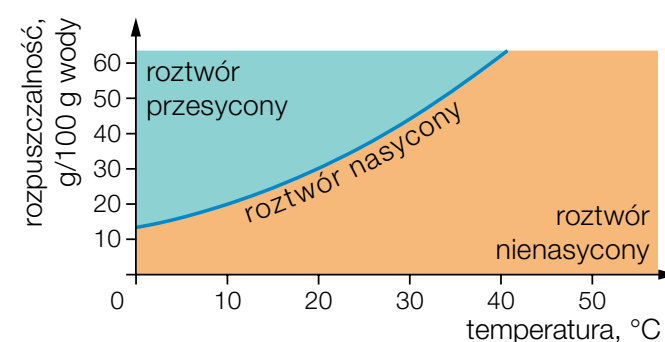
4. Znam sposoby zmiany rodzaju roztworu.

Zmieniam rodzaj roztworu przez:

- dodanie lub odparowanie rozpuszczalnika,
- dodanie substancji rozpuszczanej,
- obniżenie lub podwyższenie temperatury układu,
- wywołanie krystalizacji,
- ostrożne oziębienie roztworu nasyconego.

Rozpuszczalność substancji

3. Ustalam rodzaj roztworu na podstawie informacji odczytanych z krzywej rozpuszczalności.



Zapamiętaj!

Rozpuszczalność substancji – maksymalna liczba gramów substancji, jaką można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika w określonej temperaturze i pod danym ciśnieniem.

Roztwór – mieszanina jednorodna (układ homogeniczny) składająca się z substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika.

Roztwór nasycony – roztwór, w którym w danych warunkach ciśnienia i temperatury nie można już rozpuścić więcej substancji.

Roztwór nienasycony – roztwór, w którym w danych warunkach ciśnienia i temperatury można rozpuścić dodatkową ilość substancji.

Roztwór przesycony – roztwór, który zawiera więcej substancji rozpuszczonej, niż wynika to z jej rozpuszczalności w danych warunkach.

Krzywa rozpuszczalności – zależność rozpuszczalności związków chemicznych w wodzie od temperatury.

Zadania



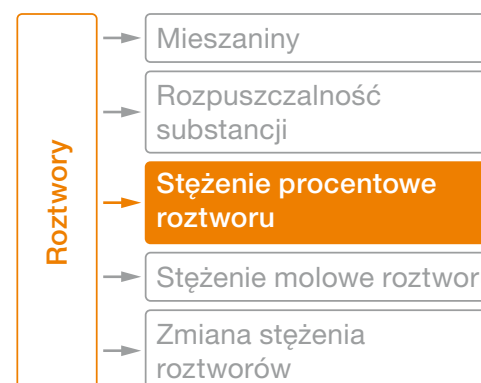
1. Oblicz, ile gramów chloranu(VII) potasu KClO_4 znajduje się w roztworze nasyconym o temperaturze 80 °C, jeśli do jego sporządzenia użyto 200 g wody.
2. Oblicz, ile gramów azotanu(V) srebra(I) AgNO_3 i ile gramów wody znajduje się w 1000 g roztworu nasyconego o temperaturze 10 °C.

8

Stężenie procentowe roztworu

Ważne w tym temacie:

- pojęcie *stężenie procentowe roztworu*
- obliczanie stężenia procentowego roztworu
- przygotowywanie roztworu o określonym stężeniu procentowym
- obliczanie masy składników roztworu na podstawie stężenia procentowego roztworu
- obliczanie rozpuszczalności substancji na podstawie stężenia procentowego roztworu



Fot. 23. Informacja o zawartości procentowej tłuszczu w śmietanie jest umieszczona na jej opakowaniu.

Stężenie procentowe to wielkość powszechnie stosowana w życiu codziennym (fot. 23.). Za jej pomocą określa się m.in. ilość składników odżywczych w żywności (zawartość procentową).

■ Stężenie procentowe

Stężenie procentowe roztworu (C_p) to wyrażona w procentach **liczba gramów substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu**.

■ Obliczanie stężenia procentowego roztworu

Wzór na obliczenie stężenia procentowego roztworu:

$$C_p = \frac{m_s \cdot 100 \%}{m_r}$$

gdzie:

C_p to stężenie procentowe roztworu, %,

m_s to masa substancji rozpuszczonej, g,

m_r to masa roztworu, g.

Masa roztworu to suma masy substancji rozpuszczonej i masy rozpuszczalnika, np. wody:

$$m_r = m_s + m_w$$

gdzie:

m_s to masa substancji rozpuszczonej, g,

m_w to masa wody (rozpuszczalnika), g.

Przykład 27.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz m_r .
- 3 Oblicz C_p roztworu.
- 4 Napisz odpowiedź.

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:
 $C_p = \frac{m_s \cdot 100 \%}{m_r}$

Jak obliczyć stężenie procentowe roztworu?

Oblicz stężenie procentowe roztworu, który otrzymano w wyniku rozpuszczenia 21 g cukru w 300 g wody.

- 1 Dane: $m_s = 21 \text{ g}$ $m_w = 300 \text{ g}$ Szukane: $C_p = ?$
- 2 $m_r = m_s + m_w$ $m_r = 21 \text{ g} + 300 \text{ g}$ $m_r = 321 \text{ g}$
- 3 Stężenie procentowe roztworu można obliczyć dwoma sposobami.
► Sposób I – obliczanie metodą proporcji
321 g roztworu zawiera 21 g substancji rozpuszczonej
100 g roztworu zawiera x g substancji rozpuszczonej
$$\frac{321 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{21 \text{ g}}{x} \quad x = \frac{100 \text{ g} \cdot 21 \text{ g}}{321 \text{ g}} \quad x = 6,5 \text{ g}$$

► Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru
$$C_p = \frac{21 \text{ g} \cdot 100 \%}{321 \text{ g}} \quad C_p = 6,5 \%$$
- 4 Stężenie procentowe roztworu wynosi 6,5 %.

Przykład 28.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Odczytaj z wykresu rozpuszczalność soli (s. 314).
- 3 Oblicz m_r .
- 4 Oblicz C_p roztworu.
- 5 Napisz odpowiedź.

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji
 x to masa substancji rozpuszczonej, która odpowiada wartości C_p roztworu.

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:
 $C_p = \frac{m_s \cdot 100 \%}{m_r}$

Jak obliczyć stężenie procentowe roztworu nasyconego?

Oblicz stężenie procentowe nasyconego roztworu soli kuchennej NaCl w temperaturze 20 °C.

- 1 Dane: $T = 20 \text{ °C}$ Szukane: $C_p = ?$
- 2 Z wykresu rozpuszczalności (patrz s. 314) można odczytać, że rozpuszczalność NaCl w temperaturze 20 °C to 36 g NaCl na 100 g wody.
- 3 $m_r = m_s + m_w$ $m_r = 36 \text{ g} + 100 \text{ g}$ $m_r = 136 \text{ g}$
- 4 Stężenie procentowe roztworu można obliczyć dwoma sposobami.
► Sposób I – obliczanie metodą proporcji
136 g roztworu zawiera 36 g substancji rozpuszczonej
100 g roztworu zawiera x g substancji rozpuszczonej
$$\frac{136 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{36 \text{ g}}{x} \quad x = \frac{100 \text{ g} \cdot 36 \text{ g}}{136 \text{ g}} \quad x = 26,5 \text{ g}$$

► Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru
$$C_p = \frac{36 \text{ g} \cdot 100 \%}{136 \text{ g}} \quad C_p = 26,5 \%$$
- 5 Stężenie procentowe roztworu nasyconego wynosi 26,5 %.

Przykład 29.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz m_r .
- 3 Oblicz m_s .
- 4 Oblicz m_w .
- 5 Napisz odpowiedź.

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:
 $d_r = \frac{m_r}{V_r}$

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:
 $C_p = \frac{m_s \cdot 100 \%}{m_r}$

Jak obliczyć masę substancji rozpuszczanej i masę wody potrzebnych do przygotowania roztworu?

Oblicz, ile gramów chlorku amonu NH_4Cl i ile gramów wody potrzeba do przygotowania 0,5 dm³ roztworu tej soli o stężeniu 14 % i gęstości 1,04 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

- 1 Dane: $V_r = 0,5 \text{ dm}^3$, czyli 500 cm³ Szukane: $m_s = ?$
 $C_p = 14 \%$ $m_w = ?$
 $d_r = 1,04 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
- 2 Masę roztworu można obliczyć dwoma sposobami.
► Sposób I – obliczanie metodą proporcji
1 cm³ roztworu ma masę 1,04 g
500 cm³ roztworu ma masę x g
$$\frac{1 \text{ cm}^3}{500 \text{ cm}^3} = \frac{1,04 \text{ g}}{x}$$

$$x = \frac{500 \text{ cm}^3 \cdot 1,04 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \quad x = 520 \text{ g} \quad m_r = 520 \text{ g}$$

► Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru
$$m_r = d_r \cdot V_r \quad m_r = 1,04 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 500 \text{ cm}^3 \quad m_r = 520 \text{ g}$$
- 3 Masę substancji rozpuszczonej można obliczyć dwoma sposobami.
► Sposób I – obliczanie metodą proporcji
100 g roztworu zawiera 14 g substancji rozpuszczonej
520 g roztworu zawiera x g substancji rozpuszczonej
$$\frac{100 \text{ g}}{520 \text{ g}} = \frac{14 \text{ g}}{x}$$

$$x = \frac{520 \text{ g} \cdot 14 \text{ g}}{100 \text{ g}} \quad x = 72,8 \text{ g} \quad m_s = 72,8 \text{ g}$$

► Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru
$$m_s = \frac{m_r \cdot C_p}{100 \%}$$

$$m_s = \frac{520 \text{ g} \cdot 14 \%}{100 \%} \quad m_s = 72,8 \text{ g}$$
- 4 $m_w = m_r - m_s$
$$m_w = 520 \text{ g} - 72,8 \text{ g}$$

$$m_w = 447,2 \text{ g}$$
- 5 Do przygotowania roztworu potrzeba 72,8 g chlorku amonu i 447,2 g wody.

Przykład 30.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Ustal m_s i m_r .
- 3 Oblicz m_w .
- 4 Oblicz rozpuszczalność.
- 5 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć rozpuszczalność substancji na podstawie stężenia procentowego roztworu nasyconego?

Oblicz rozpuszczalność jodku potasu KI w wodzie o temperaturze 40 °C, jeśli stężenie procentowe nasyconego roztworu tej soli w podanej temperaturze wynosi 61,7 %. Wynik podaj z dokładnością do jedności.

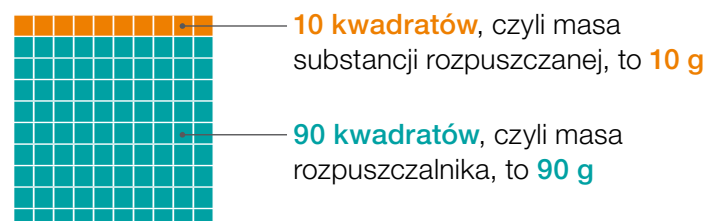
- | | |
|--|---|
| <p>1 Dane:
 $T = 40\text{ °C}$
 $C_p = 61,7\%$</p> <p>2 100 g roztworu nasyconego o stężeniu procentowym 61,7 % zawiera 61,7 g KI.</p> <p>3 $m_w = m_r - m_s$
 $m_w = 100\text{ g} - 61,7\text{ g}$
 $m_w = 38,3\text{ g}$</p> <p>4 Rozpuszczalność substancji określa się jako masę substancji rozpuszczonej w 100 g rozpuszczalnika (wody).
 w 38,3 g wody <i>rozpuszcza się</i> 61,7 g substancji
 w 100 g wody <i>rozpuszcza się</i> x g substancji</p> $\frac{38,3\text{ g}}{100\text{ g}} = \frac{61,7\text{ g}}{x}$ $x = \frac{100\text{ g} \cdot 61,7\text{ g}}{38,3\text{ g}}$ $x = 161\text{ g}$ <p>5 Rozpuszczalność jodku potasu w temperaturze 40 °C wynosi 161 g na 100 g wody.</p> | <p>Szukane:
 rozpuszczalność = ?</p> |
|--|---|

Obliczanie metodą proporcji

Jest na to sposób!

Jak przygotować 100 g roztworu o określonym stężeniu procentowym?

Do przygotowania 100 g roztworu o stężeniu procentowym 10 % możesz skorzystać ze schematu. Każdy kwadrat oznacza 1 g substancji rozpuszczanej lub rozpuszczalnika.



Do przygotowania 100 g roztworu o stężeniu 10 % potrzeba 10 g substancji i 90 g rozpuszczalnika.

Krok po kroku

Sporządzanie roztworu o określonym stężeniu procentowym

Roztwory o określonym stężeniu procentowym są przygotowywane w domu, np. do sporządzenia zalewy octowej potrzebnej do konserwowania ogórków.

Jak przygotować roztwór o podanym stężeniu procentowym i znanej masie?

Zanim zaczniesz sporządzać roztwór, **wykonaj niezbędne obliczenia chemiczne.**

Oblicz masę substancji rozpuszczanej.	Oblicz masę rozpuszczalnika.	Oblicz objętość rozpuszczalnika.
$m_s = \frac{C_p \cdot m_r}{100\%}$	$m_w = m_r - m_s$	$V_w = \frac{m_w}{d_w}$

Następnie **przygotuj odczynniki chemiczne** oraz niezbędne **szkło i sprzęt laboratoryjny**. Najczęściej stosowanym rozpuszczalnikiem jest woda.

- 1 Odważ** na szkiełku zegarkowym obliczoną masę substancji (m_s) i **wsyp** ją do zlewki.



masa substancji rozpuszczanej m_s

- 2 Odmierz** w cylindrze miarowym obliczoną objętość wody (V_w) i **wlej** ją do zlewki z substancją.



objętość rozpuszczalnika V_w

! Pamiętaj o przepłukaniu szkiełka zegarkowego wodą z cylindra, aby cała odważona substancja znalazła się w zlewce.

- 3 Mieszaj** zawartość zlewki aż do **całkowitego rozpuszczenia się** substancji.



- 4 Otrzymujesz roztwór o określonym stężeniu procentowym (C_p).**



roztwór o określonym stężeniu procentowym C_p

Ważne w temacie Stężenie procentowe roztworu

1. Obliczam stężenie procentowe roztworu.

Na przykład stężenie procentowe roztworu otrzymanego przez rozpuszczenie 30 g NaCl w 50 g wody:

$$m_w = m_s - m_r$$

$$m_w = 30 \text{ g} + 50 \text{ g}$$

$$m_w = 80 \text{ g}$$

$$C_p = \frac{m_s \cdot 100 \%}{m_r}$$

$$C_p = \frac{30 \text{ g} \cdot 100 \%}{80 \text{ g}}$$

2. Sporządzam roztwór o określonym stężeniu procentowym.

Krok 1. Obliczam potrzebną masę substancji i odważam ją na wadze laboratoryjnej.

Krok 2. Odmierzam cylindrem miarowym obliczoną objętość cieczy i wlewam ją do zlewki.

Krok 3. Dodaję substancję rozpuszczoną do zlewki z cieczą.

3. Przygotowuję roztwór o określonej masie i wskazanym stężeniu.

Na przykład 300 g roztworu KCl o stężeniu 12 %:

$$C_p = \frac{m_s \cdot 100 \%}{m_r}$$

$$m_s = \frac{m_r \cdot C_p}{100 \%}$$

$$m_s = \frac{300 \text{ g} \cdot 12 \%}{100 \%}$$

$$m_s = 36 \text{ g}$$

$$m_w = m_r - m_s$$

$$m_w = 300 \text{ g} - 36 \text{ g}$$

$$m_w = 264 \text{ g}$$

4. Obliczam rozpuszczalność substancji na podstawie stężenia procentowego roztworu.

Na przykład rozpuszczalność roztworu $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ o stężeniu 50,2 % w wodzie o temp. 70 °C:

$$m_w = m_r - m_s$$

$$m_w = 100 \text{ g} - 50,2 \text{ g}$$

$$m_w = 49,8 \text{ g}$$

$$49,8 \text{ g wody} \text{ — } 50,2 \text{ g substancji}$$

$$100 \text{ g wody} \text{ — } x$$

$$x = \frac{100 \text{ g} \cdot 50,2 \text{ g}}{49,8 \text{ g}}$$

$$x = 101 \text{ g}$$

Zapamiętaj!

Stężenie procentowe roztworu (C_p) – wyrażona w procentach liczba gramów substancji rozpuszczonej

w 100 g roztworu: $C_p = \frac{m_s \cdot 100 \%}{m_r}$

Zadania



ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

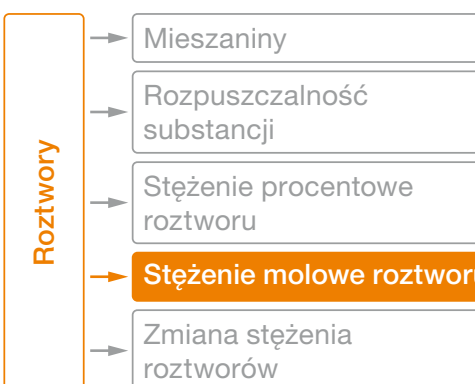
1. Oblicz stężenie procentowe roztworu azotanu(V) sodu NaNO_3 . Wiadomo, że w 350 g tego roztworu znajduje się 70 g substancji rozpuszczonej.
2. Oblicz masę soli kuchennej i masę wody, które są potrzebne do przygotowania 250 g roztworu o stężeniu procentowym równym 7 %.
3. Oblicz stężenie procentowe nasyconego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) CuSO_4 w temperaturze 40 °C.
4. Oblicz rozpuszczalność azotanu(V) potasu KNO_3 w wodzie o temperaturze 60 °C. Wiadomo, że stężenie procentowe nasyconego roztworu tej soli w podanej temperaturze wynosi 52,2 %.

9

Stężenie molowe roztworu

Ważne w tym temacie:

- pojęcie *stężenie molowe roztworu*
- obliczanie stężenia molowego roztworu
- przygotowywanie roztworu o określonym stężeniu molowym
- obliczanie masy składników roztworu na podstawie stężenia molowego
- przeliczanie stężeń roztworów



Fot. 24. Wyniki badań składników krwi, np. hemoglobiny, często podaje się, określając liczbę milimoli tego składnika w 1 l krwi.

Ilość substancji rozpuszczonej w roztworze można wyrazić na kilka sposobów. Do tej pory poznaliśmy dwa – pojęcie rozpuszczalności substancji oraz pojęcie stężenia procentowego roztworu. Kolejnym sposobem jest podanie liczby moli substancji rozpuszczonej w danej objętości roztworu (fot. 24.).

Stężenie molowe

Stężenie molowe roztworu to **liczba moli substancji rozpuszczonej, która znajduje się w 1 dm³ roztworu.**

Mol
→ patrz s. 15

Obliczanie stężenia molowego

Stężenie molowe roztworu można obliczyć, korzystając ze wzoru:

$$C_m = \frac{n}{V_r}$$

gdzie:

C_m to stężenie molowe roztworu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

n to liczba moli substancji rozpuszczonej, mol,

V_r to objętość roztworu, dm³.

Jednostką stężenia molowego jest $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Często jest ona zapisywana jako: mol · dm⁻³.

Liczbę moli substancji rozpuszczonej można przedstawić jako zależność między masą substancji rozpuszczonej a jej masą molową:

$$n = \frac{m_s}{M}$$

gdzie:

n to liczba moli substancji rozpuszczonej, mol,

m_s to masa substancji rozpuszczonej, g,

M to masa molowa substancji rozpuszczonej, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

!
Określenie np. **roztwór 2-molowy** [czyt. dwumolowy] (inny zapis to 2 M) oznacza, że stężenie molowe tego roztworu wynosi $C_m = 2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Po podstawieniu wzoru na liczbę moli substancji rozpuszczonej do wzoru na stężenie molowe roztworu uzyskuje się kolejny – często stosowany – wzór. Umożliwia on obliczenie stężenia molowego roztworu C_m , kiedy znana jest masa substancji rozpuszczonej m_s :

$$C_m = \frac{m_s}{V_r \cdot M}$$

gdzie:

C_m to stężenie molowe, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

m_s to masa substancji rozpuszczonej, g,

V_r to objętość roztworu, dm^3 ,

M to masa molowa substancji rozpuszczonej, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Przykład 31.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Przelicz jednostki.
- 3 Oblicz stężenie molowe roztworu za pomocą wzoru $C_m = \frac{n}{V_r}$.
- 4 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć stężenie molowe roztworu?

Oblicz stężenie molowe kwasu chlorowodorowego HCl o objętości 200 cm^3 , w którym znajdują się 2 mole chlorowodoru.

1 Dane:

$$V_r = 200 \text{ cm}^3$$

$$n = 2 \text{ mol}$$

Szukane:

$$C_m = ?$$

2 1 dm^3 to 1000 cm^3 V_r to 200 cm^3

$$V_r = \frac{1 \text{ dm}^3 \cdot 200 \text{ cm}^3}{1000 \text{ cm}^3}$$

$$V_r = 0,2 \text{ dm}^3$$

3 $C_m = \frac{2 \text{ mol}}{0,2 \text{ dm}^3}$

$$C_m = 10 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

! Stężenie molowe można obliczyć również metodą proporcji.

4 Stężenie molowe kwasu chlorowodorowego HCl wynosi $10 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

► Chemia w akcji

Jonogram to badanie krwi, w którym określa się poziom takich elektrolitów jak np.: jony sodu Na^+ , potasu K^+ i wapnia Ca^{2+} (fot. 25.). Prawidłowy poziom jonów poszczególnych elektrolitów podaje się w przedziałach i wyraża w jednostkach stężenia molowego – milimolach na litr. Jeden litr odpowiada jednemu decymetrowi sześciennemu.

Fot. 25. Stężenie wapnia u zdrowych osób dorosłych zawiera się w zakresie $2,25\text{--}2,70 \frac{\text{mmol}}{\text{l}}$.

Krok po kroku

Sporządzanie roztworu o określonym stężeniu molowym

Żeby przygotować roztwór o podanym stężeniu molowym, niezbędna jest kolba miarowa. Dobiera się ją tak, aby jej pojemność była równa objętości sporządzanego roztworu.

Jak przygotować roztwór o podanych stężeniu molowym i objętości?

Zanim zaczniesz sporządzać roztwór, **wykonaj niezbędne obliczenia chemiczne** dla substancji rozpuszczanej.

Oblicz liczbę moli substancji.

$$n = V_r \cdot C_m$$

Oblicz masę substancji.

$$m_s = n \cdot M$$

Następnie **przygotuj odczynniki chemiczne** oraz niezbędne **szkło i sprzęt laboratoryjny**. Najczęściej stosowanym rozpuszczalnikiem jest woda.

- 1 **Odważ** na szkiełku zegarkowym obliczoną masę substancji (m_s).



- 2 **Wlej** do kolby miarowej niewielką ilość wody, a następnie **wsyp** substancję rozpuszczaną przez lejek.

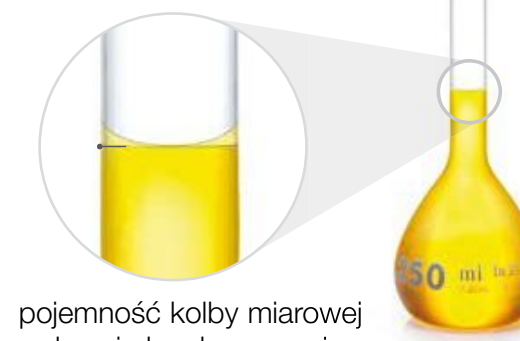
! Pamiętaj o przepłukaniu szkiełka zegarkowego oraz lejka wodą, aby cała odważona substancja znalazła się w kolbie.



- 3 **Zamknij** kolbę korkiem i **mieszaj** jej zawartość aż do całkowitego rozpuszczenia się substancji.



- 4 **Dopełnij** kolbę miarową **do kreski** (V_r) wodą z tryskawki. Następnie dokładnie **wymieszaj zawartość** zamkniętej kolby. Otrzymasz roztwór o określonym stężeniu molowym (C_m).



pojemność kolby miarowej wskazuje kreska na szyjce

Przykład 32.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Przelicz jednostki.
- 3 Oblicz M_{KOH} .
- 4 Oblicz stężenie molowe roztworu za pomocą wzoru $C_m = \frac{m_s}{V_r \cdot M}$.
- 5 Napisz odpowiedź.



Jak obliczyć stężenie molowe roztworu, kiedy zna się jego objętość i masę substancji rozpuszczonej?

Oblicz stężenie molowe roztworu o objętości 500 cm^3 , w którym znajduje się $2,8 \text{ g}$ wodorotlenku potasu KOH. Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

- 1 **Dane:**
 $m_s = 2,8 \text{ g}$
 $V_r = 500 \text{ cm}^3$
Szukane:
 $C_m = ?$
- 2 $1 \text{ dm}^3 \text{ to } 1000 \text{ cm}^3$
 $V_r \text{ to } 500 \text{ cm}^3$

$$V_r = \frac{1 \text{ dm}^3 \cdot 500 \text{ cm}^3}{1000 \text{ cm}^3} \quad V_r = 0,5 \text{ dm}^3$$
- 3 Z układu okresowego można odczytać masy molowe potasu, tlenu i wodoru:
 $M_K = 39 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $M_O = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $M_H = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Masa molowa wodorotlenku potasu wynosi:
 $M_{\text{KOH}} = 39 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $M_{\text{KOH}} = 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
- 4 $C_m = \frac{2,8 \text{ g}}{0,5 \text{ dm}^3 \cdot 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$
 $C_m = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
- 5 Stężenie molowe roztworu KOH wynosi $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

! Stężenie molowe można obliczyć również metodą proporcji.

► Chemia w akcji

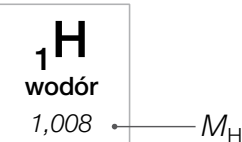
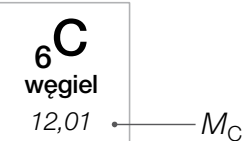
Stężenie molowe pomaga lekarzom i naukowcom dokładnie określić ilość substancji w roztworach biologicznych, np. we krwi (fot. 26.). Prawidłowe ciśnienie krwi zależy m.in. od stężenia sodu w organizmie. Dlatego często, badając krew, sprawdza się w niej stężenie jonów sodu Na^+ .

Fot. 26. Jak rozumieć wynik badania, w którym stężenie jonów Na^+ we krwi wynosi $140 \frac{\text{mmol}}{\text{l}}$? Taki wynik oznacza, że w każdym litrze krwi znajduje się 140 milimoli jonów Na^+ .

Przykład 33.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz $M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}$.
- 3 Oblicz masę substancji rozpuszczonej za pomocą wzoru $C_m = \frac{m_s}{V_r \cdot M}$.
- 4 Napisz odpowiedź.



Jak obliczyć masę substancji rozpuszczonej, kiedy znane jest stężenie molowe i objętość roztworu?

Oblicz masę sacharozy $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, której należy użyć, aby otrzymać $0,25 \text{ dm}^3$ roztworu tej substancji o stężeniu $0,06 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Wynik podaj z dokładnością do jedności.

- 1 **Dane:**
 $V_r = 0,25 \text{ dm}^3$
 $C_m = 0,06 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
Szukane:
 $m_s = ?$
- 2 Z układu okresowego można odczytać masy molowe węgla, wodoru i tlenu:
 $M_C = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $M_H = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $M_O = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Masa molowa sacharozy wynosi:
 $M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 12 \cdot 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 22 \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 11 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 144 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 22 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 176 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 342 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
- 3 Wzór po przekształceniu:
 $m_s = C_m \cdot M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \cdot V_r$
 $m_s = 0,06 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 342 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,25 \text{ dm}^3$
 $m_s = 5,13 \text{ g}$
Po zaokrągleniu wyniku do jedności: $m_s = 5 \text{ g}$
- 4 Aby otrzymać $0,25 \text{ dm}^3$ roztworu sacharozy o stężeniu $0,06 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, należy użyć 5 g tej substancji.

■ Przeliczanie stężeń

Często istnieje konieczność przeliczenia stężeń molowych roztworów na stężenia procentowe i odwrotnie. Do obliczeń można wykorzystać metodę proporcji lub wzory:

Stężenie procentowe → patrz s. 71

$$C_m = \frac{C_p \cdot d_r}{M \cdot 100 \%}$$

$$C_p = \frac{C_m \cdot M \cdot 100 \%}{d_r}$$

gdzie:

C_m to stężenie molowe roztworu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

C_p to stężenie procentowe roztworu, %,

d_r to gęstość roztworu, $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$,

M to masa molowa, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Przykład 34.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz M_{NaOH} .
- 3 Oblicz stężenie molowe roztworu za pomocą wzoru $C_m = \frac{C_p \cdot d_r}{M \cdot 100 \%}$.
- 4 Napisz odpowiedź.

^{11}Na sód 22,99	M_{Na}
^{16}O tlen 16,00	M_{O}
^1H wodór 1,008	M_{H}

Jak obliczyć stężenie molowe roztworu o znanym stężeniu procentowym?

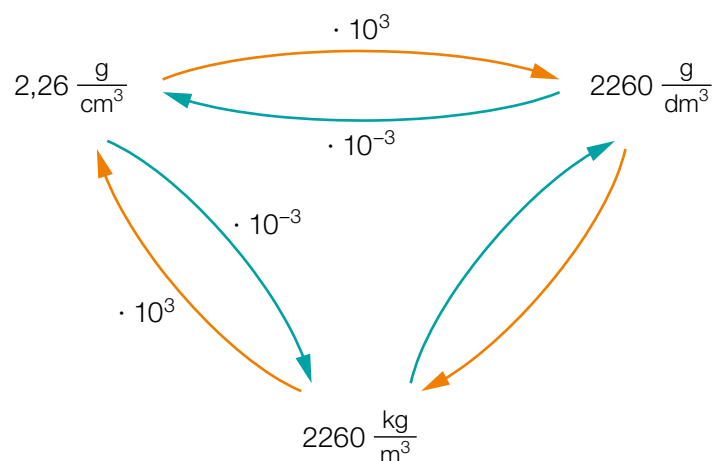
Oblicz stężenie molowe roztworu wodorotlenku sodu NaOH o stężeniu 20 % i gęstości $d_r = 1,22 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

- 1 **Dane:**
 $C_p = 20 \%$
 $d_r = 1,22 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, czyli $1220 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$
Szukane:
 $C_m = ?$
- 2 Z układu okresowego można odczytać masy molowe sodu, tlenu i wodoru:
 $M_{\text{Na}} = 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $M_{\text{O}} = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $M_{\text{H}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Masa molowa wodorotlenku sodu wynosi:
 $M_{\text{NaOH}} = 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $M_{\text{NaOH}} = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
! Gęstość substancji należy wyrazić w $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$.
- 3 $C_m = \frac{20 \% \cdot 1220 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 100 \%}$
 $C_m = 6,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
- 4 Stężenie molowe roztworu NaOH wynosi $6,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Jest na to sposób!

Jak przeliczać jednostki gęstości?

Jeśli gęstość podana w zadaniu ma wartość 2,26 i wyrażona jest w $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, to do przeliczenia tej jednostki możesz skorzystać ze schematu:



Ważne w temacie Stężenie molowe roztworu

1. Obliczam stężenie molowe roztworu.

Na przykład stężenie molowe $0,4 \text{ dm}^3$ roztworu, w którym znajdują się 2 mole H_2SO_4 .

$$C_m = \frac{n}{V_r}$$

$$C_m = \frac{2 \text{ mol}}{0,4 \text{ dm}^3}$$

$$C_m = 5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

2. Sporządzam roztwór o określonym stężeniu molowym.

- Krok 1.** Obliczam i odważam potrzebną masę substancji rozpuszczanej.
Krok 2. Wsypuję substancję do kolby miarowej i dodaję niewielką ilość wody destylowanej.
Krok 3. Mieszam zawartość kolby do całkowitego rozpuszczenia substancji.
Krok 4. Dopelniam kolbę wodą destylowaną do kreski.



objętość cieczy, która wypełnia kolbę – do kreski – jest równa jej pojemności

kolba miarowa

Stężenie molowe roztworu

3. Obliczam stężenie molowe roztworu.

Na przykład roztworu KOH o stężeniu 20 % i gęstości $d_r = 1,19 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

$$C_m = \frac{C_p \cdot d_r}{M \cdot 100 \%}$$

$$C_m = \frac{20 \% \cdot 1190 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}}{(39 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) \cdot 100 \%}$$

$$C_m = \frac{20 \% \cdot 1190 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}}{56 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 100 \%}$$

$$C_m = 4,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Zapamiętaj!

Stężenie molowe roztworu (C_m) – liczba moli substancji rozpuszczonej, która znajduje się w 1 dm^3

roztworu: $C_m = \frac{n}{V_r}$.

Zadania



1. Oblicz stężenie molowe roztworu chlorku sodu. Wiadomo, że w 300 cm^3 tego roztworu znajduje się 0,15 mola chlorku sodu.
2. Oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego przez rozpuszczenie $2,24 \text{ dm}^3$ amoniaku o gęstości $0,76 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$ w 2 dm^3 wody. Przyjmij, że objętość roztworu jest równa objętości rozpuszczalnika.
3. Oblicz, ile centymetrów sześciennych kwasu siarkowego(VI) o stężeniu $C_p = 96 \%$ i gęstości $1,86 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ należy mieszać z wodą, aby otrzymać 300 cm^3 roztworu o stężeniu $C_m = 4 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Opisz sposób otrzymania tego roztworu.

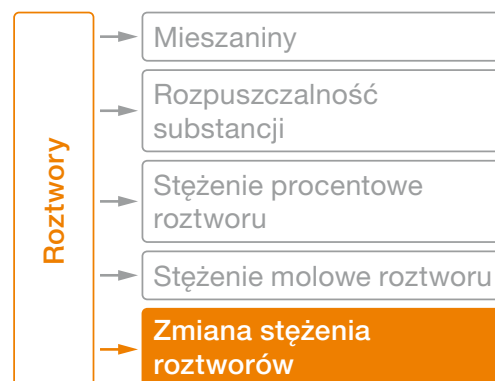
10 Zmiana stężenia roztworów



Fot. 27. Skuteczność leku zależy od dawki podanej choremu oraz od stężenia, jakie lek osiągnie w organizmie.

Ważne w tym temacie:

- pojęcia *rozcieńczanie roztworu* i *zateżnianie roztworu*
- obliczanie zmian stężenia roztworów
- obliczanie stężeń roztworów po ich zmieszaniu



Umiejętność przygotowania roztworu o określonym stężeniu (fot. 27.) jest bardzo przydatna zarówno w życiu codziennym, jak i w laboratorium chemicznym.

Rozcieńczanie roztworu

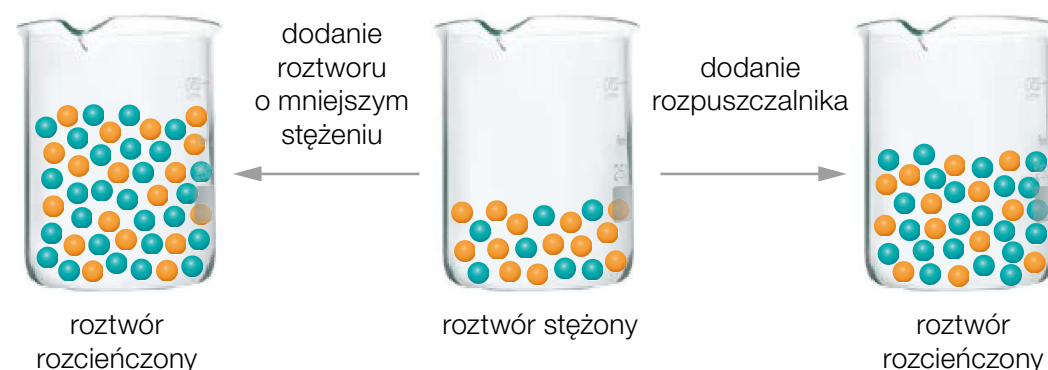
Najbardziej znanym roztworem jest woda z solą kuchenną – gotuje się w niej np. ziemniaki czy makaron. Zdarza się, że przypadkowo wsypie-my do wody zbyt dużą ilość soli. Co można zrobić, aby produkty gotu-jące się potem w tej wodzie nie były zbyt słone? Najłatwiej jest dolać wody. W ten sposób zmniejszy się stężenie soli kuchennej w przygoto-wanym roztworze. **Rozcieńczanie roztworu powoduje zmniejszenie stężenia roztworu w stosunku do jego początkowego stężenia.**

Zmniejszanie stężenia roztworu

Stężenie roztworu można zmniejszyć (rys. 14.) przez:

- ▶ **dodanie rozpuszczalnika – rozcieńczenie,**
- ▶ **usunięcie części substancji rozpuszczonej,** np. obniżenie temperatury roztworu początkowego (rozpuszczalność większości substancji stałych zmniejsza się wraz z obniżeniem temperatury) i oddzielenie części powstałego osadu w procesie sączenia (filtracji),
- ▶ **dodanie roztworu o mniejszym stężeniu** niż stężenie roztworu początkowego.

Modele:
● substancji rozpuszczonej
● rozpuszczalnika



Rys. 14. Niektóre sposoby zmniejszania stężenia roztworu.

Zateżnianie roztworu

Przygotowanie domowego rosółu (fot. 28.) trwa kilka godzin. Podczas jego gotowania duża ilość wody odparowuje. Nie należy więc solić ro-sółu na początku gotowania, gdyż po pewnym czasie – po odparowa-niu rozpuszczalnika – roztwór stanie się zbyt słony. **Zateżnianie roztworu powoduje zwiększenie stężenia roztworu w stosunku do jego początkowego stężenia.**

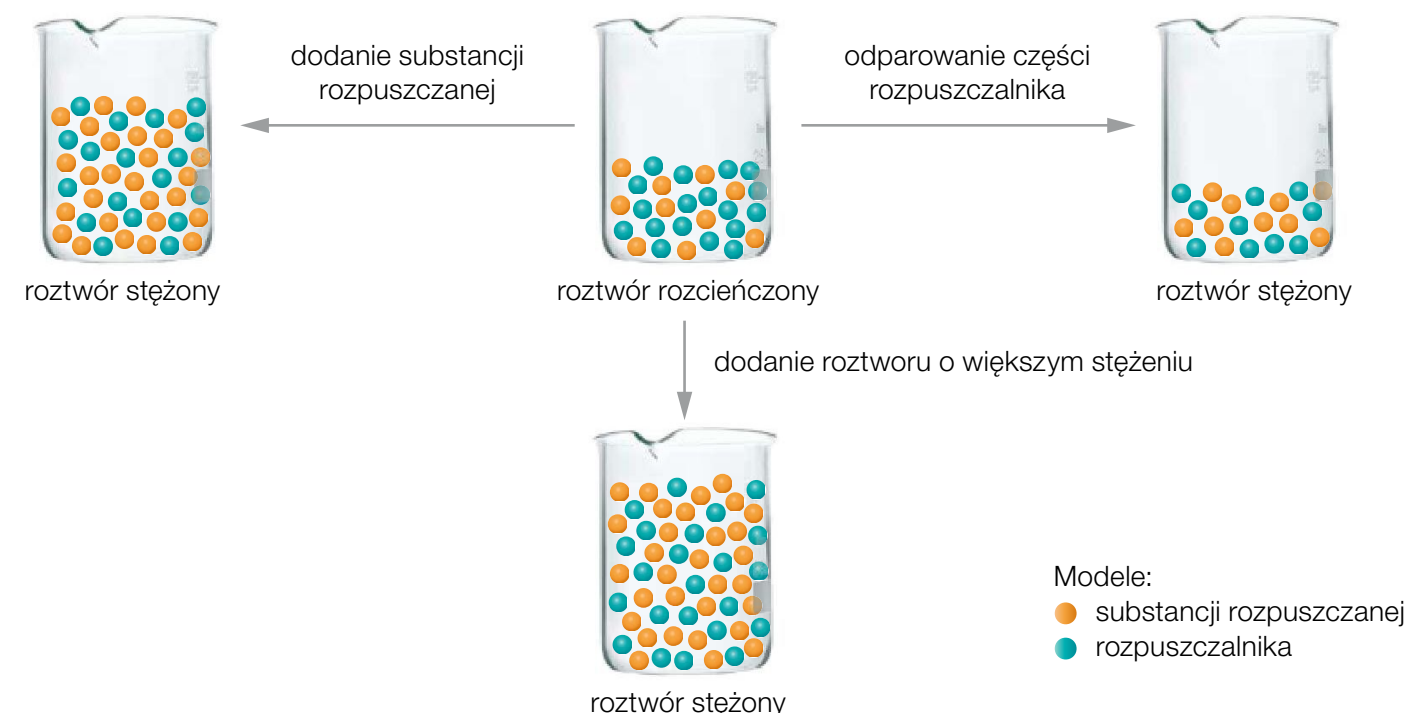


Fot. 28. Zateżnianie polega na odparowaniu rozpuszczalnika.

Zwiększanie stężenia roztworu

Stężenie roztworu można zwiększyć (rys. 15.) przez:

- ▶ **dodanie substancji rozpuszczanej,**
- ▶ **usunięcie części rozpuszczalnika,** np. przez odparowanie,
- ▶ **dodanie roztworu o większym stężeniu** niż stężenie roztworu początkowego.



Modele:
● substancji rozpuszczonej
● rozpuszczalnika

Rys. 15. Sposoby zwiększania stężenia roztworu.

Chemia w akcji

Niektóre jeziora na świecie są tak słone, że można unosić się na ich powierzchni bez żadnego wysiłku (fot. 29). Przykładem jest Morze Martwe, jedno z najsłynniejszych słonych jezior na świecie. Proces zateżniania roztworów w takich jeziorach zachodzi naturalnie. Wysokie temperatury i niewielkie opady powodują szybkie parowanie wody, w wyniku czego powstają sole i inne minerały. W rezultacie stężenie soli w wodzie zwiększa się, co sprawia, że jezioro staje się coraz bardziej słone.

Fot. 29. Woda w Morzu Martwym jest około 10 razy bardziej słona niż woda morska.



Obliczenia związane ze zmianą stężeń roztworów

Podczas wykonywania obliczeń związanych ze zmianą stężenia roztworu trzeba pamiętać, jak wpływa na roztwór dodanie bądź usunięcie substancji rozpuszczonej albo rozpuszczalnika.

W przypadku **stężenia procentowego** roztworu:

- ▶ dodanie lub usunięcie części rozpuszczalnika **zmienia masę roztworu** (odpowiednio zwiększa ją albo zmniejsza),
- ▶ dodanie lub usunięcie części substancji rozpuszczonej **zmienia zarówno masę substancji, jak i masę roztworu** (odpowiednio zwiększa je albo zmniejsza).

zmiana stężenia procentowego roztworu C_p

dodanie lub usunięcie
rozpuszczalnika

$$m_{r1} \neq m_{r2} \\ m_{s1} = m_{s2}$$

dodanie lub usunięcie
substancji rozpuszczonej

$$m_{r1} \neq m_{r2} \\ m_{s1} \neq m_{s2}$$

W przypadku **stężenia molowego** roztworu:

- ▶ dodanie lub usunięcie części rozpuszczalnika **zmienia objętość roztworu** (odpowiednio zwiększa ją albo zmniejsza),
- ▶ dodanie lub usunięcie części substancji rozpuszczonej **zmienia liczbę moli tej substancji** (odpowiednio zwiększa ją albo zmniejsza), ale przyjmujemy, że objętość roztworu pozostaje niezmienną.

zmiana stężenia molowego roztworu C_m

dodanie lub usunięcie
rozpuszczalnika

$$V_{r1} \neq V_{r2} \\ n_1 = n_2$$

dodanie lub usunięcie
substancji rozpuszczonej

$$V_{r1} = V_{r2} \\ n_1 \neq n_2$$

m_{r1}, m_{r2} to masy
roztworów, g
 m_{s1}, m_{s2} to masy
substancji rozpuszczonej, g

V_{r1}, V_{r2} to objętości
roztworów, dm^3
 n_{s1}, n_{s2} to liczba moli
substancji rozpuszczonej,
mol

Chemia w akcji

Roztwory do soczewek kontaktowych (fot. 30.) muszą mieć odpowiednie stężenie chlorku sodu, aby były bezpieczne dla oczu. Dlatego bazą płynów do soczewek kontaktowych jest sól fizjologiczna. Stężenie chlorku sodu w soli fizjologicznej jest takie samo jak w ludzkich łzach – wynosi ok. 0,9 %.

Fot. 30. Płyn do soczewek kontaktowych służy m.in. do ich przechowywania.

Przykład 35.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz m_{s1} .
- 3 Oblicz m_{s2} .
- 4 Oblicz m_{r2} .
- 5 Oblicz C_{p2} .
- 6 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć stężenie procentowe roztworu po dodaniu dodatkowej ilości substancji rozpuszczanej?

Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego przez dodanie 5 g cukru do 200 g roztworu cukru o stężeniu 5 %. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

1 Dane:

$$C_{p1} = 5 \% \\ m_{r1} = 200 \text{ g} \\ m_{s \text{ dodanej}} = 5 \text{ g}$$

Szukane:

$$C_{p2} = ?$$

$$2 \quad m_{s1} = \frac{C_{p1} \cdot m_{r1}}{100 \%} \\ m_{s1} = \frac{5 \% \cdot 200 \text{ g}}{100 \%}$$

! m_{s1} to masa cukru w roztworze o stężeniu 5 %

$$m_{s1} = 10 \text{ g}$$

$$3 \quad m_{s2} = m_{s1} + m_{s \text{ dodanej}} \\ m_{s2} = 10 \text{ g} + 5 \text{ g} \\ m_{s2} = 15 \text{ g}$$

$$4 \quad m_{r2} = m_{r1} + m_{s \text{ dodanej}} \\ m_{r2} = 200 \text{ g} + 5 \text{ g} \\ m_{r2} = 205 \text{ g}$$

$$5 \quad C_{p2} = \frac{m_{s2}}{m_{r2}} \cdot 100 \% \\ C_{p2} = \frac{15 \text{ g}}{205 \text{ g}} \cdot 100 \%$$

$$C_{p2} = 7,3 \%$$

6 Stężenie procentowe otrzymanego roztworu cukru wynosi 7,3 %.



Chemia w akcji

Przepis na zalewę octową do ogórków konserwowych

Ogórki konserwuje się w zalewie octowej (fot. 31.) przygotowywanej z 4 szklanek wody, 1 szklanki 10-procentowego octu, 1–2 łyżek cukru, 1 łyżki soli, 4 ziaren ziela angielskiego, 4–5 liści laurowych i kilku ziaren gorczycy.

Fot. 31. Jeśli wolimy łagodniejszy smak konserwowych ogórków, to należy użyć 5 szklanek wody.

Przykład 36.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane oraz przelicz jednostki.
- 2 Oblicz n .
- 3 Oblicz V_{r2} .
- 4 Oblicz C_{m2} .
- 5 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć stężenie molowe roztworu po odparowaniu części rozpuszczalnika?

Oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego po odparowaniu 100 cm³ wody z 800 cm³ roztworu o stężeniu 7 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

- 1 Dane:

$C_{m1} = 7 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 $V_{r1} = 800 \text{ cm}^3$, czyli $0,8 \text{ dm}^3$
 $V_{\text{H}_2\text{O}} = 100 \text{ cm}^3$, czyli $0,1 \text{ dm}^3$
- Szukane:

$C_{m2} = ?$
- 2

$n = C_{m1} \cdot V_{r1}$
 $n = 7 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,8 \text{ dm}^3$
 $n = 5,6 \text{ mol}$
- 3

$V_{r2} = V_{r1} - V_{\text{H}_2\text{O}}$
 $V_{r2} = 0,8 \text{ dm}^3 - 0,1 \text{ dm}^3$
 $V_{r2} = 0,7 \text{ dm}^3$
- 4

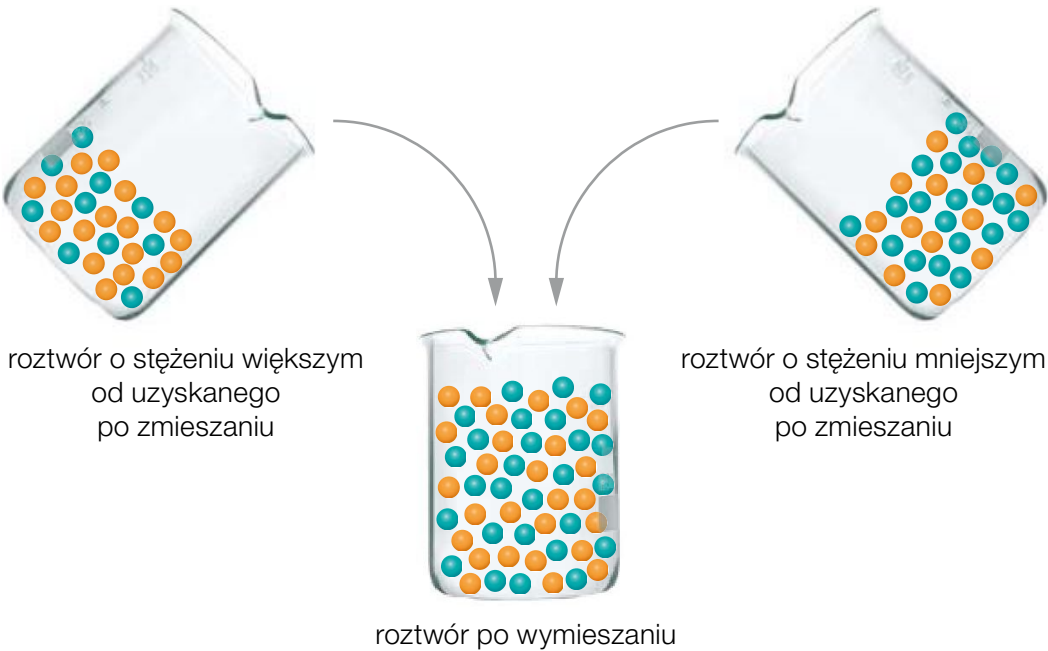
$C_{m2} = \frac{5,6 \text{ mol}}{0,7 \text{ dm}^3}$
 $C_{m2} = 8 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
- 5

Stężenie molowe otrzymanego roztworu wynosi 8 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Mieszanie roztworów o różnych stężeniach

W wyniku wymieszania roztworów o różnych stężeniach otrzymuje się roztwór, którego stężenie ma wartość pośrednią między stężeniami roztworów początkowych (rys. 16.).

Mieszanie roztworów ma sens tylko wtedy, gdy różnią się one stężeniem. Jeśli zmiesza się dwa roztwory tej samej substancji o jednakowym stężeniu, to nie ulegnie ono zmianie.



Modele:
● substancji rozpuszczonej
● rozpuszczalnika

Rys. 16. Mieszanie roztworów o różnych stężeniach.

Przykład 37.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz m_{s1} i m_{s2} .
- 3 Oblicz m_{s3} .
- 4 Oblicz m_{r3} .
- 5 Oblicz C_{p3} .
- 6 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć stężenie procentowe roztworu otrzymanego po zmieszaniu roztworów o różnych stężeniach procentowych?

Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po zmieszaniu 400 g roztworu o stężeniu 30 % z 200 g roztworu o stężeniu 80 %. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

- 1 Dane:

$C_{p1} = 30 \%$
 $m_{r1} = 400 \text{ g}$
 $C_{p2} = 80 \%$
 $m_{r2} = 200 \text{ g}$
- Szukane:

$C_{p3} = ?$
- 2

$m_s = \frac{C_p \cdot m_r}{100 \%}$
 $m_{s1} = \frac{30 \% \cdot 400 \text{ g}}{100 \%}$
 $m_{s1} = 120 \text{ g}$
 $m_{s2} = \frac{80 \% \cdot 200 \text{ g}}{100 \%}$
 $m_{s2} = 160 \text{ g}$
- 3

$m_{s3} = m_{s1} + m_{s2}$
 $m_{s3} = 120 \text{ g} + 160 \text{ g}$
 $m_{s3} = 280 \text{ g}$
- 4

$m_{r3} = m_{r1} + m_{r2}$
 $m_{r3} = 400 \text{ g} + 200 \text{ g}$
 $m_{r3} = 600 \text{ g}$
- 5

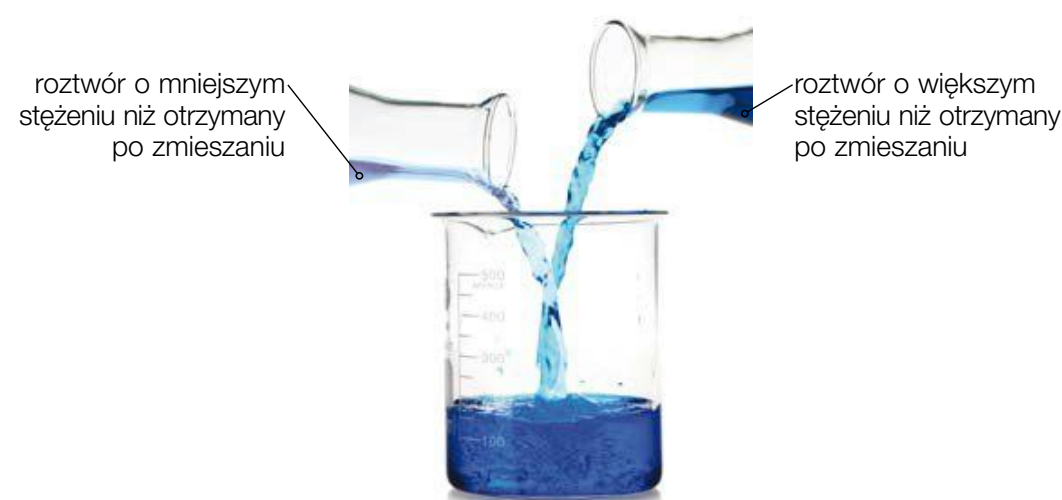
$C_{p3} = \frac{m_{s3}}{m_{r3}} \cdot 100 \%$
 $C_{p3} = \frac{280 \text{ g}}{600 \text{ g}} \cdot 100 \%$
 $C_{p3} = 46,67 \%$
 $C_{p3} \approx 46,7 \%$
- 6

Stężenie procentowe otrzymanego roztworu wynosi 46,7 %.

Stężenie roztworu uzyskanego po zmieszaniu roztworów o różnych stężeniach można obliczyć, stosując regułę mieszania, nazywaną także **regułą krzyżową**. Obliczenia można prowadzić zarówno dla stężeń procentowych, jak i molowych.

Reguła krzyżowa

Reguła krzyżowa jest sposobem **obliczania stężenia roztworu** otrzymanego po zmieszaniu roztworów o różnych stężeniach (fot. 32.).



Fot. 32. Po zmieszaniu roztworów zmienia się:

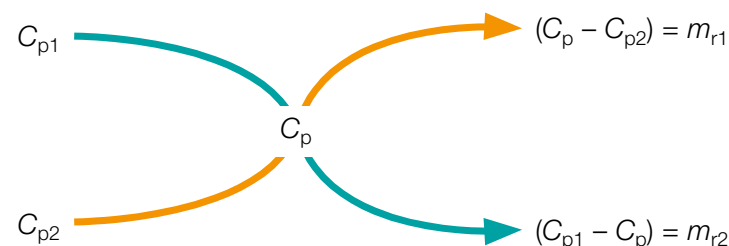
- ▶ masa roztworu,
- ▶ masa substancji rozpuszczonej,
- ▶ stężenie roztworu.

Ogólna zasada reguły krzyżowej (reguły mieszania):

- ▶ po lewej stronie umieszcza się stężenia początkowe roztworów,
- ▶ na środku zapisuje się stężenie roztworu po zmieszaniu,
- ▶ po prawej stronie umieszcza się różnice stężeń.

! Jeżeli miesza się roztwory, których stężenia są podane w **różnych jednostkach**, trzeba najpierw wyrazić je w tych **samych jednostkach**, a dopiero potem **stosować regułę krzyżową**.

Po lewej stronie zapisuje się **stężenia procentowe roztworów początkowych**, w **środku** – **stężenie procentowe roztworu po zmieszaniu**. Po **prawej** stronie znajdują się **różnice stężeń**, które odpowiadają **masom roztworów początkowych**.



gdzie:

C_{p1} , C_{p2} to stężenia procentowe roztworów początkowych, %, m_{r1} , m_{r2} to masy roztworów początkowych, g, C_p to stężenie procentowe roztworu otrzymanego przez zmieszanie roztworów początkowych, %, $(C_p - C_{p2})$, $(C_{p1} - C_p)$ to różnice stężeń procentowych C_{p1} , C_{p2} , C_p .

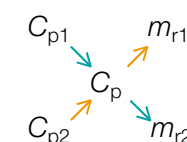
! Kiedy oblicza się masy roztworów m_{r1} oraz m_{r2} , zawsze należy odejmować od wyższej wartości stężenia wartość niższą.

Przykład 38.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz m_{r1} i m_{r2} , korzystając z reguły krzyżowej.
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie z wykorzystaniem reguły mieszania



Jak przygotować roztwór o określonym stężeniu procentowym, jeśli dysponuje się roztworem substancji i rozpuszczalnikiem?

Oblicz, ile gramów roztworu chlorku wapnia CaCl_2 o stężeniu 20 % i ile gramów wody należy użyć, aby otrzymać 200 g roztworu tej soli o stężeniu 12 %.

- | | |
|--------------------------|-----------------|
| 1 Dane: | Szukane: |
| $C_{p1} = 20 \%$ | $m_{r1} = ?$ |
| $C_{p2} = 0 \%$ | $m_{r2} = ?$ |
| $C_p = 12 \%$ | |
| $m_{r3} = 200 \text{ g}$ | |



Z reguły krzyżowej wynika, że należy mieszać roztwór o stężeniu 20 % i wodę w stosunku masowym: $\frac{m_{r1}}{m_{r2}} = \frac{12}{8}$.

Po skróceniu: $\frac{m_{r1}}{m_{r2}} = \frac{3}{2}$

Po zmieszaniu 3 części masowych roztworu o stężeniu 20 % z 2 częściami masowymi wody (o stężeniu 0 %) otrzymuje się 5 części masowych roztworu o stężeniu 12 %. Zatem do przygotowania 5 g roztworu o stężeniu 12 % potrzeba 3 g roztworu o stężeniu 20 % i 2 g wody.

Aby obliczyć m_{r1} , należy ułożyć proporcję:

na 5 g roztworu o $C_p = 12 \%$ *przypadają* 3 g roztworu o $C_p = 20 \%$
na 200 g roztworu o $C_p = 12 \%$ *przypada* x g roztworu o $C_p = 20 \%$

$$\frac{5 \text{ g}}{200 \text{ g}} = \frac{3 \text{ g}}{x}$$

$$x = \frac{3 \text{ g} \cdot 200 \text{ g}}{5 \text{ g}}$$

$$x = 120 \text{ g} \quad m_{r1} = 120 \text{ g}$$

Masę wody (m_{r2}) można obliczyć z proporcji lub przez odjęcie masy roztworu o stężeniu 20 % od masy roztworu po zmieszaniu:

$$m_{r2} = m_{r3} - m_{r1}$$

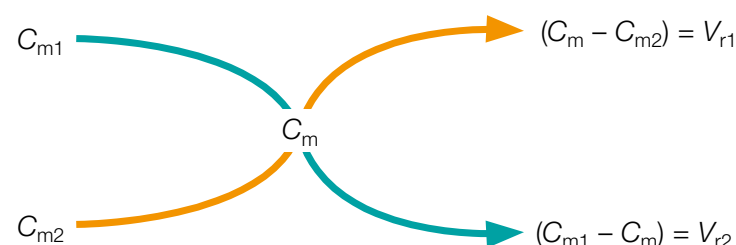
$$m_{r2} = 200 \text{ g} - 120 \text{ g} \quad m_{r2} = 80 \text{ g}$$

- 3 Do otrzymania 200 g roztworu chlorku wapnia o stężeniu 12 % potrzeba 120 g roztworu tej soli o stężeniu 20 % i 80 g wody.



Kiedy oblicza się objętości roztworów V_{r1} oraz V_{r2} , zawsze należy odejmować od wyższej wartości stężenia wartość niższą.

Reguła krzyżowa dla **stężeń molowych** wygląda podobnie jak dla stężeń procentowych. **Po lewej** stronie zapisuje się **stężenia molowe roztworów początkowych**, w **środku** – **stężenie** molowe roztworu **po zmieszaniu**, a **po prawej** – **różnice stężeń**.



gdzie:

C_{m1} , C_{m2} to stężenia molowe roztworów początkowych, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 V_{r1} , V_{r2} to objętości roztworów początkowych, dm^3 ,
 C_m to stężenie molowe roztworu otrzymanego przez zmieszanie roztworów początkowych, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 $(C_m - C_{m2})$, $(C_{m1} - C_m)$ to różnice stężeń molowych C_{m1} , C_{m2} , C_m .

Przykład 39.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz stosunek objętościowy mieszaniny roztworów.
- 3 Oblicz objętość V_{r1} roztworu 1.
- 4 Napisz odpowiedź.

Jak przygotować roztwór o określonym stężeniu molowym z wykorzystaniem reguły krzyżowej?

Oblicz, ile decymetrów sześciennych roztworu wodorotlenku sodu NaOH o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ należy dodać do 5 dm^3 roztworu wodorotlenku sodu NaOH o stężeniu $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby otrzymać roztwór o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

- 1 Dane:**
 $C_{m1} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 $C_{m2} = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 $V_{r2} = 5 \text{ dm}^3$
 $C_m = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
- Szukane:**
 $V_{r1} = ?$

- 2** Roztwory należy mieszać w stosunku objętościowym:

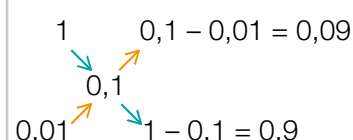
$$\frac{V_{r1}}{V_{r2}} = \frac{0,09}{0,9}, \text{ czyli } \frac{V_{r1}}{V_{r2}} = \frac{1}{10}.$$

- 3** Można ułożyć proporcję:

na 1 dm^3 roztworu o $C_m = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ przypada 10 dm^3 roztworu o $C_m = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 na $x \text{ dm}^3$ roztworu o $C_m = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ przypada 5 dm^3 roztworu o $C_m = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$$x = \frac{1 \text{ dm}^3 \cdot 5 \text{ dm}^3}{10 \text{ dm}^3} \quad x = 0,5 \text{ dm}^3, \text{ czyli } V_{r1} = 0,5 \text{ dm}^3$$

- 4** Do otrzymania roztworu o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, należy użyć 5 dm^3 roztworu o stężeniu $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ oraz $0,5 \text{ dm}^3$ roztworu o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.



Ważne w temacie **Zmiana stężenia roztworów**

1. Znam sposoby zmiany stężenia roztworów.

- Zmniejszam stężenie roztworu poprzez:

- dodanie rozpuszczalnika,
- obniżenie temperatury roztworu,
- dodanie roztworu o mniejszym stężeniu.

- Zwiększam stężenie roztworu poprzez:

- dodanie substancji rozpuszczonej,
- odparowuję rozpuszczalnik,
- dodaję roztwór o większym stężeniu.

2. Obliczam objętość roztworu HNO_3 o stężeniu

$2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, jaką należy dodać do 50 dm^3 roztworu HNO_3 o stężeniu $2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby otrzymać roztwór o stężeniu $0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$:

$$\begin{array}{ccc} C_{m1} & \nearrow & V_{r1} = C_m - C_{m2} \\ C_{m2} & \searrow & V_{r2} = C_{m1} - C_m \end{array}$$

$$\begin{array}{ccc} 2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} & \nearrow & 0,5 - 0,2 = 0,3 \\ 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} & \searrow & 2 - 0,5 = 1,5 \end{array}$$

$$\frac{V_{r1}}{V_{r2}} = \frac{0,3}{1,5}$$

$$\frac{V_{r1}}{V_{r2}} = \frac{1}{5}$$

$$\frac{5 \text{ dm}^3}{50 \text{ dm}^3} = \frac{1 \text{ dm}^3}{V_{r1}}$$

$$V_{r1} = \frac{50 \text{ dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3}{5 \text{ dm}^3}$$

$$V_{r1} = 10 \text{ dm}^3$$

Zmiana stężenia roztworów

Zapamiętaj!

Rozcieńczanie roztworu – zmniejszanie stężenia roztworu w stosunku do jego początkowego stężenia.

Zatężanie roztworu – zwiększanie stężenia roztworu w stosunku do jego początkowego stężenia.

Zadania



1. Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po odparowaniu 100 g rozpuszczalnika z 800 g roztworu o stężeniu 35% . Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.
2. Oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego po dodaniu 50 cm^3 rozpuszczalnika do 100 cm^3 roztworu o stężeniu $2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.
3. Oblicz, w jakim stosunku objętościowym należy mieszać roztwór wodorotlenku sodu o stężeniu $2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ z roztworem tego wodorotlenku o stężeniu $6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby uzyskać roztwór o stężeniu $3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
4. Oblicz, ile gramów azotanu(V) potasu KNO_3 trzeba dodać do 200 g roztworu o stężeniu 2% , aby otrzymać roztwór o stężeniu 5% . Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.
5. Oblicz, ile gramów substancji należy dodać do 300 g roztworu o stężeniu 45% , aby otrzymać roztwór o stężeniu 60% . Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

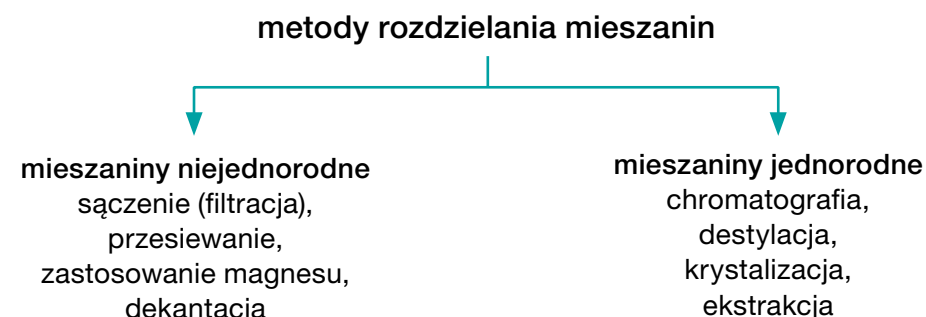
Podsumowanie

Co to jest mieszanina? ▶ Mieszanina to **układ** składający się z co najmniej **dwóch różnych składników**. Stosunek mas tych składników w mieszaninie może być dowolny.

Jak można podzielić mieszaniny? ▶



Jakie są metody rozdzielania mieszanin? ▶



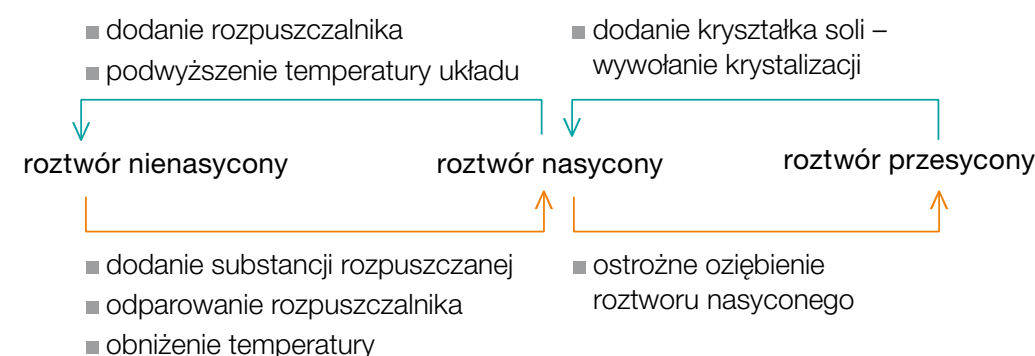
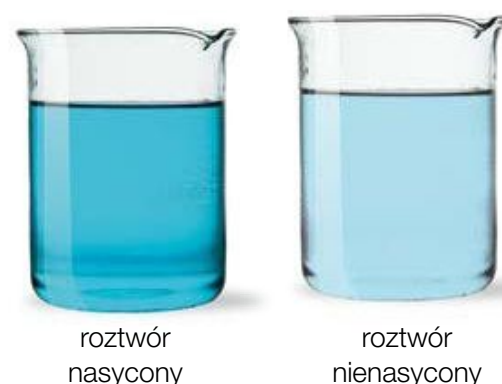
Jak wybrać metodę rozdzielania mieszaniny? ▶ Wybór odpowiedniej metody zależy od właściwości fizycznych składników mieszaniny.

Co to jest rozpuszczalność? ▶ **Rozpuszczalność to maksymalna liczba gramów substancji, jaką można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika** w danej temperaturze i pod danym ciśnieniem. Rozpuszczalność podaje się w gramach na 100 g rozpuszczalnika.

Od czego zależy rozpuszczalność substancji? ▶ Rozpuszczalność substancji zależy od:

- temperatury,
- ciśnienia (dla gazów),
- budowy substancji rozpuszczanej i rozpuszczalnika.

Co to są roztwory nasycone, nienasycone i przesycone? ▶ **Roztwór nasycony** to taki, w którym w danych warunkach **nie można już rozpuścić więcej substancji**, natomiast **w roztworze nienasyconym** w danych warunkach **można jeszcze rozpuścić dodatkową (ściśle określoną) ilość substancji**. Roztwór przesycony zawiera więcej substancji rozpuszczonej, niż znajduje się jej w roztworze nasyconym w danych warunkach.



◀ **Jak zmienić rodzaj roztworu?**

Rozpuszczalność substancji stałych zwykle zwiększa się ze wzrostem temperatury i nie zależy od ciśnienia. Natomiast **rozpuszczalność gazów zmniejsza się ze wzrostem temperatury i zwiększa się ze wzrostem ciśnienia**.

◀ **Jak zmienia się rozpuszczalność substancji w zależności od temperatury i ciśnienia?**

Substancja **rozpuści się szybciej**, gdy:

◀ **Od czego zależy szybkość rozpuszczania się substancji?**



Stężenie procentowe roztworu (C_p) to wyrażona w procentach **liczba gramów substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu**.

◀ **Co to jest stężenie procentowe i jak je obliczyć?**

$$C_p = \frac{m_s \cdot 100 \%}{m_r}$$

Stężenie molowe roztworu (C_m) to **liczba moli substancji rozpuszczonej, która znajduje się w 1 dm³ roztworu**. Jednostką stężenia molowego jest $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

◀ **Co to jest stężenie molowe i jak je obliczyć?**

$$C_m = \frac{n}{V_r}$$

$$C_p = \frac{C_m \cdot M \cdot 100 \%}{d_r}$$

◀ **Jak obliczyć stężenie procentowe, znając stężenie molowe?**

$$C_m = \frac{C_p \cdot d_r}{M \cdot 100 \%}$$

◀ **Jak obliczyć stężenie molowe, znając stężenie procentowe?**

gdzie:

C_p to stężenie procentowe roztworu, %,

V_r to objętość roztworu, dm³,

m_s to masa substancji rozpuszczonej, g,

d_r to gęstość roztworu, $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$,

m_r to masa roztworu, g,

M to masa molowa, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

C_m to stężenie molowe roztworu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

n to liczba moli substancji rozpuszczonej, mol,

Sprawdź, czy potrafisz...



1. Określ, jaki rodzaj układu stanowią wymienione mieszaniny.

- a) woda z benzyną
- b) olej z benzyną
- c) piasek z makiem
- d) olej z lodem

2. Zaproponuj metodę rozdzielania wymienionych mieszanin na składniki. Opisz wykonywane kolejno czynności.

- a) cukier + opilki żelaza
- b) olej + woda
- c) woda + sól kuchenna
- d) woda + etanol

3. Ustal, korzystając z wykresów rozpuszczalności (s. 314), czy można całkowicie rozpuścić 100 g jodku potasu KI w 75 g wody o temperaturze 10 °C. Określ rodzaj powstałego roztworu (nasycony, nienasycony, nasycony z osadem).

4. Do 200 g wody o temperaturze 80 °C wprowadzono 20 g chloranu(VII) potasu KClO₄. Oblicz, ile gramów tej substancji należy jeszcze dodać, aby w podanej temperaturze otrzymać roztwór nasycony.

5. W tabeli przedstawiono rozpuszczalność siarczanu(VI) miedzi(II) CuSO₄ w różnych temperaturach.

Temperatura, °C	0	20	40	60	80	100
Rozpuszczalność, g/100 g wody	24	35,5	53,2	81,8	131,2	139,5

Narysuj wykres zależności rozpuszczalności tej substancji od temperatury. Na podstawie danych odczytanych z wykresu podaj:

- a) rozpuszczalność siarczanu(VI) miedzi(II) CuSO₄ w temperaturze 70 °C,
- b) temperaturę, w której rozpuszczalność siarczanu(VI) miedzi(II) CuSO₄ wynosi 45 g.

6. Oblicz, w jakim stosunku masowym należy mieszać ze sobą roztwór wodorotlenku potasu KOH o stężeniu 30 % z roztworem tego wodorotlenku o stężeniu 10 %, aby uzyskać roztwór o stężeniu 20 %.

7. W 450 cm³ roztworu znajduje się 0,9 mola substancji rozpuszczonej. Oblicz stężenie molowe tego roztworu.

8. Oblicz, ile gramów kwasu siarkowego(VI) H₂SO₄ potrzeba do sporządzenia 600 cm³ roztworu o stężeniu 0,15 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

9. Zaplanuj, jak przygotować 200 g wodnego roztworu cukru spożywczego (sacharozy) o stężeniu 30 %. Wykonaj odpowiednie obliczenia, wymień potrzebne szkło i sprzęt laboratoryjny oraz opisz kolejne czynności.

10. Zaplanuj, jak przygotować 200 cm³ wodnego roztworu o stężeniu 0,2 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$:

- a) cukru spożywczego (sacharozy),
- b) wodorotlenku sodu.

Wykonaj odpowiednie obliczenia, wymień potrzebne szkło i sprzęt laboratoryjny oraz opisz kolejne czynności.

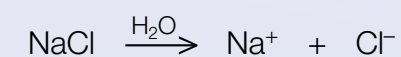
3. Reakcje chemiczne w roztworach wodnych



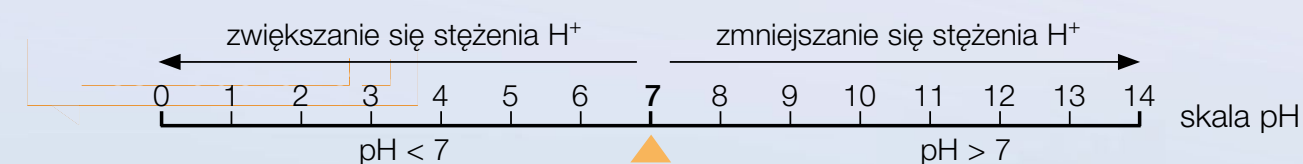
Przypomnij sobie – to było w szkole podstawowej

▶ **Elektrolity** to substancje, których **wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny**.

▶ **Dysocjacja elektrolityczna** (jonowa) to rozpad elektrolitów na jony dodatnie (kationy) i jony ujemne (aniony) pod wpływem cząsteczek wody. Na przykład:



▶ **pH roztworu** jest miarą kwasowości roztworu, zależną od stężenia kationów wodoru H⁺ w tym roztworze.



▶ **Wskaźniki kwasowo-zasadowe** (np. uniwersalny papierek wskaźnikowy, fenoloftaleina, oranż metylowy) **przyjmują określoną barwę** w zależności **od odczynu roztworu**. Barwy uniwersalnego papierka wskaźnikowego w roztworach o różnych odczynach:

• odczyn kwasowy



• odczyn obojętny



• odczyn zasadowy



11 Dysocjacja elektrolityczna



Fot. 33. W trakcie rozpuszczania tabletki musującej elektrolity są uwalniane do wody i wraz z nią dostają się do organizmu.

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *elektrolity, dysocjacja elektrolityczna, zasada zachowania ładunku*
- zapisywanie równań dysocjacji elektrolitycznej i dysocjacji stopniowej

Reakcje chemiczne w roztworach wodnych

Dysocjacja elektrolityczna

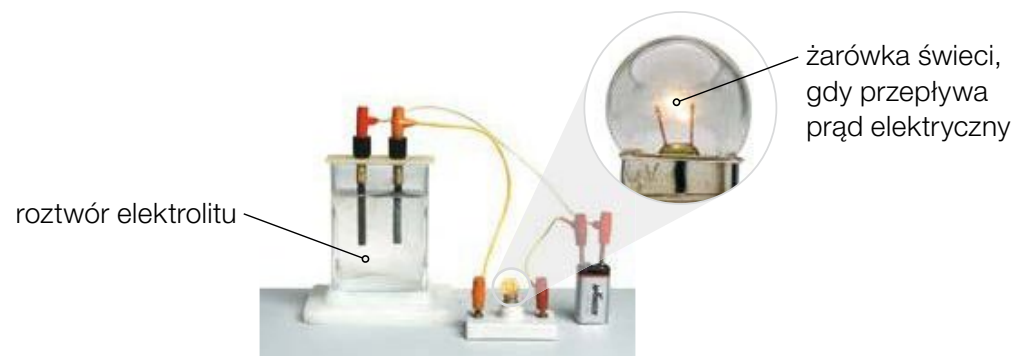
Stopień dysocjacji elektrolitycznej

Odczyn i pH roztworów

Elektrolity, np. sole potasu, mają ogromne znaczenie dla naszego organizmu. Umożliwiają m.in. przewodzenie impulsów nerwowych niezbędnych do funkcjonowania układu nerwowego. Zaleca się uzupełnianie elektrolitów (fot. 33.) np. podczas treningów.

Elektrolity

Elektrolity to substancje, których **wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny** (fot. 34.). Pod wpływem cząsteczek wody ulegają one rozpadowi, w wyniku którego powstają jony dodatnie – kationy – oraz jony ujemne – aniony. Do elektrolitów **zalicza się** m.in.: zasady i kwasy oraz sole rozpuszczalne w wodzie.



Fot. 34. Świecąca żarówka świadczy o przewodzeniu prądu elektrycznego przez roztwór elektrolitu.

Fakty czy mity

Izotoniki zawierają tylko elektrolity – MIT

Izotoniki (fot. 35.) to napoje składające się głównie z wody, cukru oraz elektrolitów (m.in. soli). Zadaniem tych napojów jest uzupełnianie płynów i elektrolitów w trakcie intensywnego wysiłku, dlatego są zalecane podczas treningów.

Fot. 35. Izotoniki zawierają bardzo dużo cukru i różnych soli.

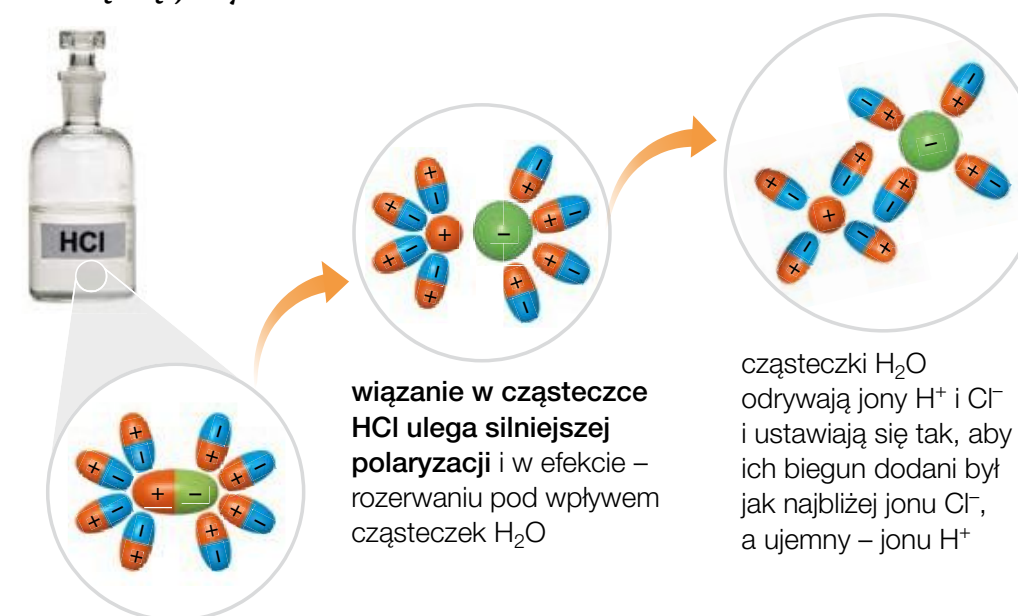
Dysocjacja elektrolityczna

Dysocjacja elektrolityczna, nazywana też dysocjacją jonową, to **rozpad cząsteczek lub kryształów elektrolitów na jony pod wpływem cząsteczek rozpuszczalnika polarnego, np. wody**.

Dysocjacja elektrolityczna kwasów

Kwasy w roztworach wodnych dysocjują **na kationy wodoru H^+ i aniony reszty kwasowej**. Cząsteczki kwasów są dipolami, czyli mają dwa bieguny: dodatni i ujemny. Cząsteczki wody, które również są dipolami, otaczają cząsteczki kwasu, kierując się biegunem ujemnym ku biegunowi dodatniemu, a biegunem dodatnim – ku biegunowi ujemnemu (rys. 17.).

W rezultacie **wiązania chemiczne w cząsteczce kwasu ulegają dalszej polaryzacji, prowadzącej do ich rozerwania**. W ten sposób tworzą się jony.

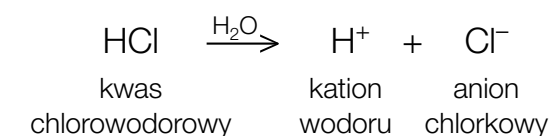


cząsteczki H_2O zbliżają się do cząsteczek HCl przeciwnie naładowanymi biegunami

Rys. 17. Modelowe przedstawienie procesu dysocjacji elektrolitycznej kwasu chlorowodorowego HCl.

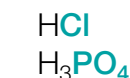
Dysocjacja elektrolityczna kwasów jednoprotonowych

W cząsteczkach **kwasy jednoprotonowych**, np. kwasu chlorowodorowego HCl i kwasu azotowego(V) HNO_3 , występuje tylko **1 atom wodoru**. Te kwasy **dysocjują jednostopniowo**. Proces dysocjacji kwasu chlorowodorowego HCl przedstawia równanie:



❗ Jeśli elektrolity w roztworach wodnych występują **tylko w postaci jonów**, w ich równaniach dysocjacji zapisuje się strzałkę w jedną stronę: $\xrightarrow{H_2O}$.

Reszta kwasowa:

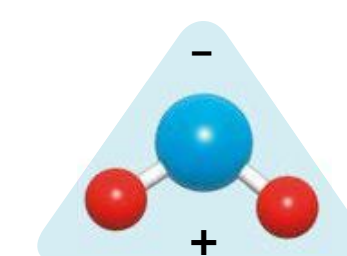


Model cząsteczki HCl

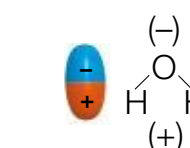
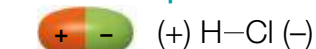


+

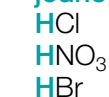
Model cząsteczki H_2O



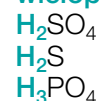
Modele dipoli:



Przykłady kwasów jednoprotonowych:



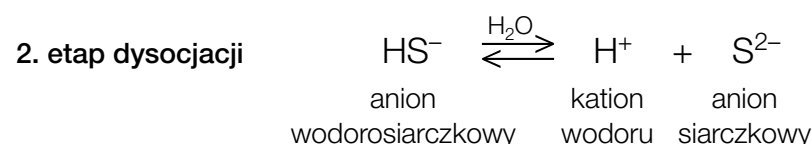
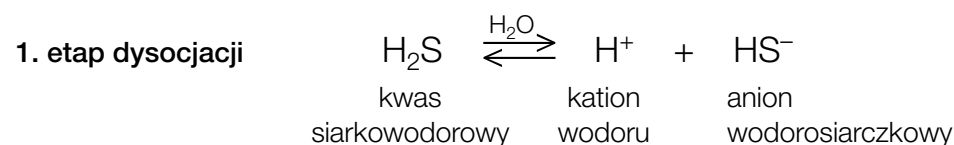
Przykłady kwasów wieloprotonowych:



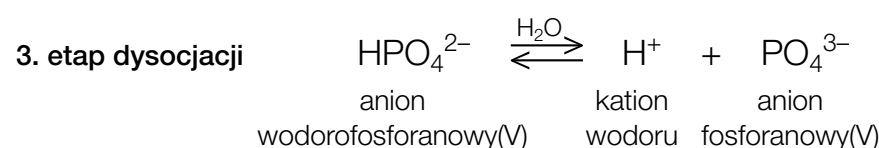
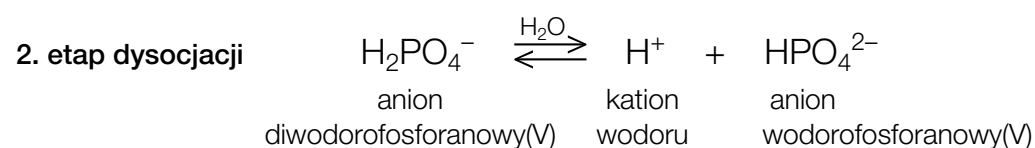
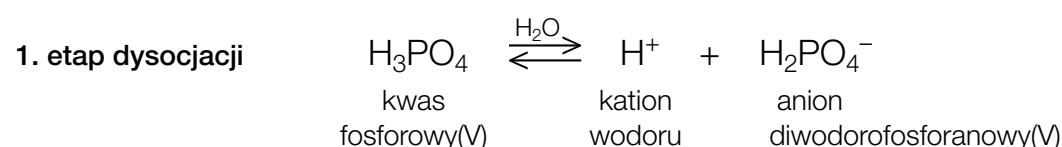
$\xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}}$ oznaczenie odwracalnej dysocjacji elektrolitycznej

■ Dysocjacja elektrolityczna kwasów wieloprotonowych

Cząsteczki kwasów, w których występuje więcej niż 1 atom wodoru, dysocjują stopniowo. Cząsteczki kwasów zawierających 2 atomy wodoru (tzw. kwasy dwuprotonowe) dysocjują dwustopniowo:



Cząsteczki kwasów zawierających 3 atomy wodoru (kwasy trójprotone, np. kwas fosforowy(V) H_3PO_4) dysocjują trójstopniowo:

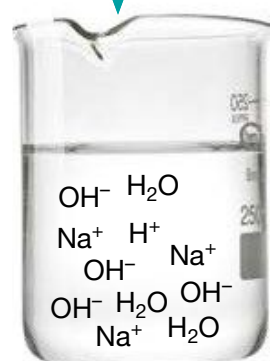


Przykład wodorotlenku:



metal

NaOH



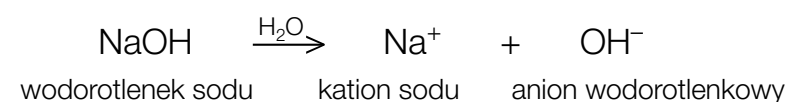
Rys. 18. Jony znajdujące się w roztworze wodnym wodorotlenku sodu NaOH.

$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$ oznaczenie nieodwracalnej dysocjacji elektrolitycznej

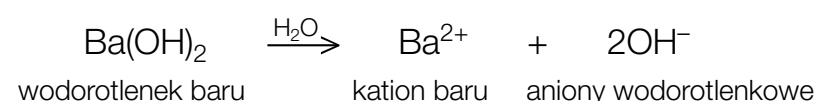
■ Dysocjacja elektrolityczna wodorotlenków rozpuszczalnych w wodzie

Wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie dysocjują na **kationy metali** i **aniony wodorotlenkowe OH^-** .

Gdy wodorotlenek sodu NaOH (rys. 18.) oddziałuje z wodą, jony tworzące kryształ są z niego uwalniane. Dzieje się tak, ponieważ cząsteczki wody otaczają kryształ, kierując się biegunem ujemnym ku jonowi dodatniemu Na^+ , a biegunem dodatnim – ku jonowi ujemnemu OH^- . W rezultacie **oddziaływanie między jonami w kryształach wodorotlenku ulega rozerwaniu**. W ten sposób jony są uwalniane do roztworu. Proces dysocjacji elektrolitycznej wodorotlenku sodu:

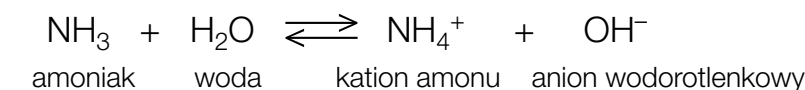


Proces dysocjacji elektrolitycznej wodorotlenku baru Ba(OH)_2 :



■ Reakcja amoniaku z wodą

Wodny roztwór amoniaku $\text{NH}_3(\text{aq})$ to zasada. W roztworze część cząsteczek amoniaku reaguje z cząsteczkami wody. W wyniku tej reakcji powstają kationy amonu i aniony wodorotlenkowe.

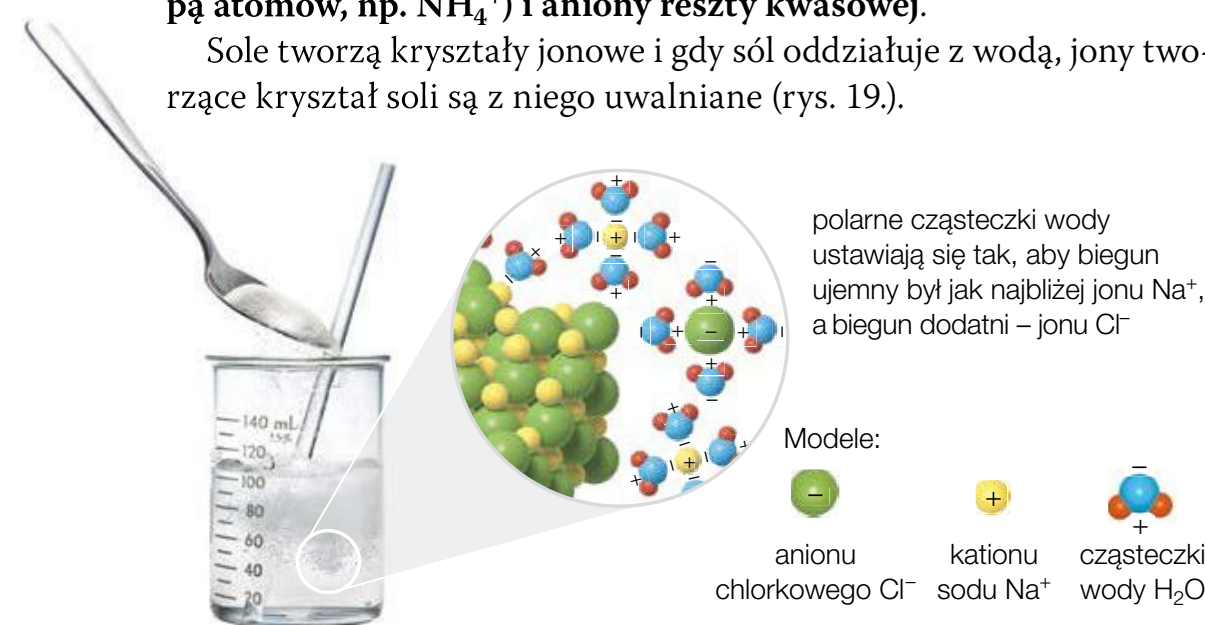


! Pojęcie zasady zostało opisane w części 1. podręcznika *NOWA To jest chemia*.

■ Dysocjacja elektrolityczna soli

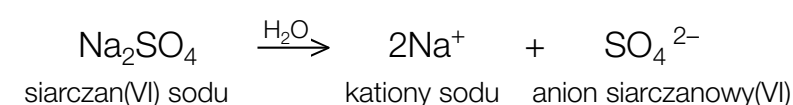
Sole dysocjują w wodzie na **kationy metali (lub kationy będące grupą atomów, np. NH_4^+)** i **aniony reszty kwasowej**.

Sole tworzą kryształy jonowe i gdy sól oddziałuje z wodą, jony tworzące kryształ soli są z niego uwalniane (rys. 19.).



Rys. 19. Modelowe przedstawienie procesu dysocjacji elektrolitycznej chlorku sodu NaCl w roztworze wodnym.

Sole obojętne dysocjują jednostopniowo, np.:

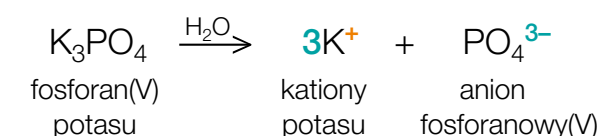


Podczas bilansowania równań dysocjacji elektrolitycznej należy pamiętać o **zasadzie zachowania ładunku**.

Sole obojętne zawierają **kationy metalu** (lub kationy będące grupą atomów, np. NH_4^+) i **aniony reszty kwasowej**, np. K_2SO_4 .

■ Zasada zachowania ładunku

Zgodnie z zasadą zachowania ładunku **suma ładunków po lewej stronie równania musi być równa sumie ładunków po prawej stronie równania reakcji chemicznej**. Zatem w równaniach dysocjacji elektrolitycznej suma ładunków substratów i produktów musi wynosić tyle samo:



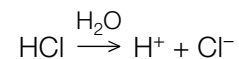
$$\begin{aligned} \text{suma ładunków substratów} &= \text{suma ładunków produktów} \\ 0 &= 3 \cdot (+1) + (-3) \\ 0 &= 0 \end{aligned}$$

Ważne w temacie *Dysocjacja elektrolityczna*

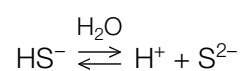
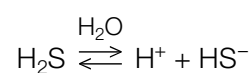
1. Zapisuję równania dysocjacji elektrolitycznej kwasów.

Na przykład:

- kwasu chlorowodorowego:



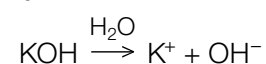
- kwasu siarkowodorowego:



2. Zapisuję równania dysocjacji elektrolitycznej zasad.

Na przykład:

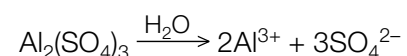
- wodorotlenku potasu:



Dysocjacja elektrolityczna

3. Zapisuję równanie dysocjacji elektrolitycznej soli.

Na przykład siarczanu(VI) glinu:



Zapamiętaj!

Elektrolyty – substancje, których wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny.

Dysocjacja elektrolityczna – rozpad cząsteczek lub kryształów elektrolitów na jony pod wpływem cząsteczek wody.

Zasada zachowania ładunku – suma ładunków elektrycznych po lewej stronie równania musi być równa sumie ładunków elektrycznych po prawej stronie równania reakcji chemicznej.

Zadania



1. Napisz równania dysocjacji elektrolitycznej związków chemicznych o podanych wzorach sumarycznych.

- a) HI b) NaOH c) Ba(OH)₂ d) NaNO₃ e) CuSO₄

2. Napisz równania stopniowej dysocjacji elektrolitycznej H₂SO₃.

3. Kwas fluorowodorowy stanowi wyjątkowy przypadek wśród kwasów jednoprotonowych, gdyż jest w stanie tworzyć wodorosole. W wodnych roztworach fluorowodoru znaczna część anionów fluorkowych łączy się z obojętnymi cząsteczkami HF. **Napisz równanie tej reakcji chemicznej.**

4. Sole kwasu azotowego(V) są wykorzystywane m.in. jako nawozy i środki konserwujące. Do produkcji azotowych nawozów mineralnych stosuje się np.: saletrę amonową, saletrę indyjską, saletrę chilijską i saletrę norweską. **Napisz wzory sumaryczne i równania dysocjacji elektrolitycznej tych soli.** Skorzystaj z różnych źródeł informacji.

12

Stopień dysocjacji elektrolitycznej

Ważne w tym temacie:

- pojęcie *stopień dysocjacji elektrolitycznej*
- obliczanie stopnia dysocjacji elektrolitycznej

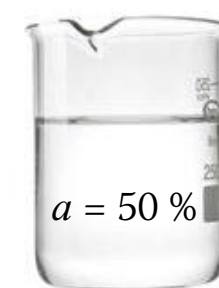
Reakcje chemiczne
w roztworach
wodnych

Dysocjacja
elektrolityczna

Stopień dysocjacji
elektrolitycznej

Odczyn i pH
roztworów

Ze stopniem dysocjacji jest jak z wynikiem sprawdzianu. Jeśli na sprawdzianie wszystkie zadania zostały rozwiązane poprawnie, to stopień opłacenia materiału można ocenić na 100 %. Podobnie jest z elektrolitami. Jeśli wszystkie cząsteczki elektrolitu rozpadną się na jony, to **stopień dysocjacji elektrolitycznej α** [czyt. alfa] wyniesie 100 %.



To oznacza, że połowa cząsteczek elektrolitu w roztworze uległa dysocjacji... ...tak jak połowa zadań w teście została poprawnie rozwiązana.

Stopień dysocjacji elektrolitycznej

Stopień dysocjacji elektrolitycznej $\alpha = 50\%$ oznacza, że 50 % cząsteczek elektrolitu w roztworze o danym stężeniu molowym uległo dysocjacji elektrolitycznej, a pozostałe 50 % jej nie uległo. Stopień dysocjacji elektrolitycznej α można wyrazić:

- ▶ w procentach – wtedy wartość zawiera się w przedziale od 0 % do 100 %:

$$0\% \leq \alpha \leq 100\%$$

- ▶ za pomocą ułamka – wtedy wartość zawiera się w przedziale od 0 do 1:

$$0 \leq \alpha \leq 1$$

Obliczanie stopnia dysocjacji elektrolitycznej

Stopień dysocjacji elektrolitycznej α to **stosunek liczby moli cząsteczek, które uległy dysocjacji elektrolitycznej, do całkowitej liczby moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu.**

Stężenie molowe
→ patrz s. 77

Mol
→ patrz s. 15

Wzór na obliczanie stopnia dysocjacji elektrolitycznej:

$$\alpha = \frac{n_z}{n_0} \cdot 100 \%$$

lub

$$\alpha = \frac{n_z}{n_0}$$

gdzie:
 α to stopień dysocjacji elektrolitycznej ($0 \% \leq \alpha \leq 100 \%$ lub $0 \leq \alpha \leq 1$),
 n_z to liczba moli cząsteczek zdysocjowanych na jony, mol,
 n_0 to liczba moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu, mol.

Stopień dysocjacji elektrolitycznej α można też wyrazić jako **stosunek stężenia molowego zdysocjowanych cząsteczek elektrolitu do całkowitego stężenia molowego roztworu**:

$$\alpha = \frac{C_z}{C_0} \cdot 100 \%$$

lub

$$\alpha = \frac{C_z}{C_0}$$

gdzie:
 C_z to stężenie molowe cząsteczek zdysocjowanych, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 C_0 to stężenie molowe roztworu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Przykład 40.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Napisz równanie dysocjacji elektrolitycznej.
- 3 Napisz wzór na α i podstaw do wzoru dane.
- 4 Napisz odpowiedź.

[...] oznaczenie stężenia molowego substancji

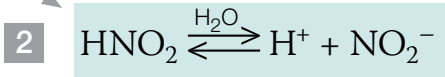
Jak obliczyć stopień dysocjacji elektrolitycznej α , znając stężenie jonów zdysocjowanych i stężenie molowe roztworu?

Oblicz stopień dysocjacji elektrolitycznej kwasu azotowego(III) HNO_2 . Wiadomo, że w roztworze tego kwasu o stężeniu $0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ znajduje się $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ jonów wodoru H^+ .

1 Dane:
 $C_0 = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 $[\text{H}^+] = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Szukane:
 $\alpha = ?$

W przypadku kwasów jednoprotonowych $[\text{H}^+] = C_z$, zatem $C_z = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.



3

$$\alpha = \frac{C_z}{C_0} \cdot 100 \%$$
$$\alpha = \frac{0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}} \cdot 100 \%$$
$$\alpha = 2 \%$$

4

Stopień dysocjacji elektrolitycznej kwasu azotowego(III) HNO_2 w roztworze o stężeniu $0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ wynosi 2 %.

Przykład 41.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Napisz równanie dysocjacji elektrolitycznej.
- 3 Przekształć wzór na α i oblicz C_z .
- 4 Napisz odpowiedź.

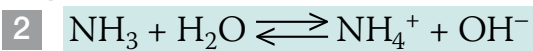
Jak obliczyć stężenie jonów zdysocjowanych, znając stopień dysocjacji α i stężenie molowe roztworu?

Oblicz stężenie jonów wodorotlenkowych OH^- w wodnym roztworze amoniaku $\text{NH}_{3(\text{aq})}$ o stężeniu $0,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i stopniu dysocjacji 0,82 %.

1 Dane:
 $C_0 = 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 $\alpha = 0,82 \%$

Szukane:
 $[\text{OH}^-] = ?$

W przypadku roztworu amoniaku: $[\text{OH}^-] = C_z$.



3

$$\alpha = \frac{C_z}{C_0} \cdot 100 \%$$
$$C_z = \frac{0,82 \% \cdot 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{100 \%}$$

$$C_z = 0,002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

4

W wodnym roztworze amoniaku $\text{NH}_{3(\text{aq})}$ o stężeniu $0,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i $\alpha = 0,82 \%$ stężenie jonów $[\text{OH}^-]$ wynosi $0,002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Mocne i słabe elektrolity

Stopień dysocjacji elektrolitycznej α może służyć do porównania mocy elektrolitów pod warunkiem, że ich roztwory mają takie samo stężenie molowe. Wśród elektrolitów wyróżnia się m.in. mocne i słabe, a kryterium podziału jest **wartość stopnia dysocjacji elektrolitycznej α** (tabela 2.). Czysta woda jest bardzo słabym elektrolitem, ponieważ w temperaturze pokojowej stężenia jej jonów wodoru H^+ i wodorotlenkowych OH^- wynoszą $10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, czyli $\alpha \leq 5 \%$.

Stężenie molowe
→ patrz s. 77

Tabela 2. Podział elektrolitów ze względu na wartość stopnia dysocjacji

Rodzaj elektrolitu	Mocny elektrolit	Słaby elektrolit
Stopień dysocjacji, α	$\alpha \approx 100 \%$	$\alpha \leq 5 \%$
Przykłady	kwas chlorowodorowy $\text{HCl}_{(\text{aq})}$, roztwór wodorotlenku sodu $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$, roztwór azotanu(V) potasu KNO_3	kwas azotowy(III) HNO_2 , roztwór wodorotlenku berylu $\text{Be}(\text{OH})_2$, roztwór amoniaku $\text{NH}_{3(\text{aq})}$

Właściwości mocnych i słabych elektrolitów

Mocny elektrolit
 $\alpha \approx 100 \%$
lub
 $\alpha \approx 1$

Słaby elektrolit
 $\alpha \leq 5 \%$
lub
 $\alpha \leq 0,05$

Roztwory mocnych elektrolitów ze względu na większą liczbę jonów lepiej przewodzą prąd elektryczny od roztworów słabych elektrolitów o tym samym stężeniu molowym.

W wodnym rozcieńczonym roztworze mocnego elektrolitu oprócz cząsteczek wody występują wyłącznie jony, a w wodnym roztworze słabego elektrolitu – także niezdysojowane cząsteczki elektrolitu, których często jest znacznie więcej niż jonów (rys. 20.).

mocny elektrolit

W rozcieńczonym roztworze występują **tylko jony** elektrolitu – wszystkie cząsteczki elektrolitu są zdysocjowane.

słaby elektrolit

W rozcieńczonym roztworze występują przede wszystkim **cząsteczki** elektrolitu – tylko niewielka część z nich dysocjuje na jony.

Rys. 20. Jony i cząsteczki obecne w roztworach: mocnego elektrolitu (kwasu chlorowodorowego HCl) i słabego elektrolitu (kwasu azotowego(III) HNO₂).

Chemia w akcji

Z mocnymi i słabymi elektrolitami mamy do czynienia na co dzień. Na przykład sól kuchenna jest mocnym elektrolitem, więc w wodzie całkowicie dysocjuje na kationy sodu (Na⁺) i aniony chlorkowe (Cl⁻). Dzięki temu roztwór soli kuchennej dobrze przewodzi prąd elektryczny. Przykładem mocnego elektrolitu jest też kwas solny. Występuje on w naszym organizmie – w żołądku, wspomaga trawienie. Kwas solny w wodzie całkowicie dysocjuje na jony wodorowe (H⁺) i chlorkowe (Cl⁻). Z kolei przykładem słabego elektrolitu jest ocet, którego używamy m.in. do marynowania warzyw i jako przyprawy (fot. 36.). W wodzie tylko częściowo dysocjuje na jony wodorowe (H⁺) i octanowe (CH₃COO⁻).



Fot. 36. Biały ocet winny otrzymuje się z białego wina i używa się go głównie do przyprawiania sałatek oraz surówek.

Zależność stopnia dysocjacji elektrolitycznej od etapu dysocjacji

Wartość stopnia dysocjacji elektrolitycznej α jest inna dla każdego etapu dysocjacji stopniowej, który zachodzi w tej samej temperaturze.

Każdy kolejny etap dysocjacji elektrolitycznej ma niższą wartość stopnia dysocjacji ($\alpha_1 > \alpha_2 > \alpha_3$), czyli dysocjacja elektrolityczna zachodzi w coraz mniejszym stopniu (tabela 3.).

Tabela 3. Wartości stopnia dysocjacji α dla kolejnych etapów dysocjacji elektrolitycznej kwasu fosforowego(V) H₃PO₄

Etap dysocjacji	Równanie dysocjacji elektrolitycznej	Stopień dysocjacji α^*
1.	$\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$\alpha_1 = 24 \%$
2.	$\text{H}_2\text{PO}_4^- \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$\alpha_2 = 0,2 \%$
3.	$\text{HPO}_4^{2-} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$\alpha_3 = 0,02 \%$

Stopień dysocjacji elektrolitycznej $\alpha = 24 \%$ oznacza, że 76 % cząsteczek nie uległo dysocjacji elektrolitycznej.

* Wartości stopnia dysocjacji elektrolitycznej dla roztworu o stężeniu 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ wg K.M., Pazdro, A. Rola-Noworyta, *Zbiór zadań z chemii dla liceów i techników*, Oficyna Edukacyjna, Warszawa 2015.

Jeśli:

- $\alpha_1 = 24 \%$, to oznacza, że **24 % cząsteczek kwasu** o podanym stężeniu molowym **zdysocjowało**, więc nie uległo dysocjacji 76 % cząsteczek tego kwasu,
- $\alpha_2 = 0,2 \%$, to oznacza, że **0,2 % cząsteczek kwasu** o podanym stężeniu molowym **zdysocjowało**, więc nie uległo dysocjacji 99,8 % cząsteczek tego kwasu,
- $\alpha_3 = 0,02 \%$, to oznacza, że **0,02 % cząsteczek kwasu** o podanym stężeniu molowym **zdysocjowało**, więc nie uległo dysocjacji 99,98 % cząsteczek tego kwasu.

W roztworze kwasu fosforowego(V) H₃PO₄ będą się znajdować:

- niezdysocjowane cząsteczki kwasu fosforowego(V) H₃PO₄,
- aniony diwodorofosforanowe(V) H₂PO₄⁻,
- aniony wodorofosforanowe(V) HPO₄²⁻,
- aniony fosforanowe(V) PO₄³⁻,
- kationy wodoru H⁺.

Wartości stężeń molowych niezdysojowanych cząsteczek i jonów kwasu fosforowego(V) H₃PO₄ można uszeregować od największego do najmniejszego:

$$[\text{H}_3\text{PO}_4] > [\text{H}^+] > [\text{H}_2\text{PO}_4^-] > [\text{HPO}_4^{2-}] > [\text{PO}_4^{3-}]$$

Ważne w temacie **Stopień dysocjacji elektrolitycznej**

1. Obliczam stopień dysocjacji elektrolitycznej α substancji, znając ich liczbę moli.

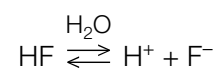
Na przykład stopień dysocjacji elektrolitycznej α , wiedząc, że zdysocjowały **2 mole** cząsteczek, a nie uległy dysocjacji **3 mole** cząsteczek związku chemicznego:

$$\alpha = \frac{n_z}{n_0} \cdot 100 \%$$

$$\alpha = \frac{2 \text{ mol}}{5 \text{ mol}} \cdot 100 \% \quad \alpha = \frac{2}{5} \cdot 100 \% \quad \alpha = 40 \%$$

2. Obliczam stopień dysocjacji elektrolitycznej roztworu, znając stężenie substancji.

Na przykład stopień dysocjacji roztworu HF o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, wiedząc, że w roztworze tego kwasu znajduje się $0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ jonów H^+ :



$$\alpha = \frac{C_z}{C_0} \cdot 100 \%$$

$$\alpha = \frac{0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}} \cdot 100 \% \quad \alpha = \frac{0,05}{1} \cdot 100 \% \quad \alpha = 5 \%$$

Stopień dysocjacji elektrolitycznej

3. Wymieniam właściwości mocnych i słabych elektrolitów.

► Elektrolity mocne, np. HNO_3 :

- dobrze przewodzą prąd elektryczny,
- w wodnym rozcieńczonym roztworze oprócz cząsteczek wody występują wyłącznie jony.

► Elektrolity słabe, np. H_2CO_3 :

- słabo przewodzą prąd elektryczny,
- w wodnym roztworze występują niezdysocjowane cząsteczki elektrolitu oraz jony.

Zapamiętaj!

Stopień dysocjacji elektrolitycznej – stosunek liczby moli cząsteczek, które uległy dysocjacji elektrolitycznej, do całkowitej liczby moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu lub stosunek stężenia zdysocjowanych cząsteczek elektrolitu do jego całkowitego stężenia w roztworze: $\alpha = \frac{n_z}{n_0} \cdot 100 \%$ lub $\alpha = \frac{C_z}{C_0} \cdot 100 \%$.

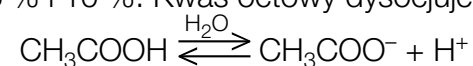
Mocny elektrolit – gdy $\alpha \approx 100 \%$ lub $\alpha \approx 1$.

Słaby elektrolit – gdy $\alpha \leq 5 \%$ lub $\alpha \leq 0,05$.

Zadania



1. Wyznaczono wartości stopni dysocjacji roztworu kwasu difosforowego(V) o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$: $a_1 = 67,5 \%$, $a_2 = 42,8 \%$, $a_3 = 0,4 \%$, $a_4 = 0,025 \%$. **Uzereguj cząsteczki i jony związane w procesem dysocjacji kwasu w kolejności od największego do najmniejszego stężenia.**
2. Kwas chlorowy(II) to słaby kwas. Ze względu na właściwości utleniające stosuje się go do wybielania i odbarwiania tkanin. **Oblicz stopień dysocjacji elektrolitycznej α roztworu HClO o stężeniu $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, gdy stężenie molowe jonów H^+ wynosi $1,7 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.**
3. Ocet spirytusowy, czyli roztwór kwasu octowego CH_3COOH , to popularny środek konserwujący, dostępny w dwóch stężeniach: 6% i 10% . Kwas octowy dysocjuje zgodnie z równaniem:



Oblicz stopnie dysocjacji elektrolitycznej α dwóch rodzajów octu. Wiadomo, że stężenie jonów zdysocjowanych w occie 6-procentowym wynosi $0,0043 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, a w occie 10-procentowym $0,0056 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Przyjmij, że zarówno ocet 6-procentowy, jak i ten 10-procentowy mają gęstość $1,05 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

13

Odczyn i pH roztworów

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *odczyn roztworu, pH, pOH, skala pH, właściwości sorpcyjne gleby*
- interpretowanie związku między wartością pH a stężeniem H^+
- odczyn roztworów kwasów, zasad i soli
- sposoby zapobiegania degradacji środowiska przyrodniczego

Reakcje chemiczne w roztworach wodnych

Dysocjacja elektrolityczna

Stopień dysocjacji elektrolitycznej

Odczyn i pH roztworów



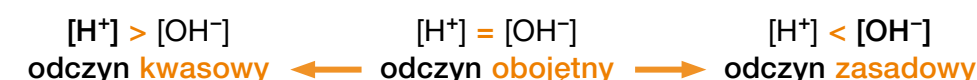
Fot. 37. Różowe płatki hortensji świadczą o odczynie zasadowym gleby, a niebieskie – o odczynie kwasowym.

Barwa **wskaźnika kwasowo-zasadowego**, np. oranżu metylowego, zmienia się w zależności od **odczynu roztworu**. Do naturalnych wskaźników kwasowo-zasadowych należą barwniki występujące np. w płatkach hortensji (fot. 37.). Kwiaty tej rośliny różnią się kolorem w zależności od tego, jaki odczyn ma gleba, na której rosną.

Odczyn roztworu

Odczyn roztworu to cecha określająca, **czy w roztworze znajduje się nadmiar kationów wodoru H^+ , anionów wodorotlenkowych OH^- , czy też ich stężenia molowe są sobie równe.**

Roztwory mogą mieć **odczyn kwasowy**, **obojętny** lub **zasadowy**:



W wodzie destylowanej **stężenie molowe kationów wodoru H^+ jest równe stężeniu molowemu anionów wodorotlenkowych OH^-** . Woda destylowana ma więc **odczyn obojętny**.

Odczyn roztworów kwasów

W wodnych roztworach kwasów oprócz kationów H^+ i anionów wodorotlenkowych OH^- pochodzących z autodysocjacji **wody obecne są również kationy wodoru H^+ pochodzące z dysocjacji elektrolitycznej kwasu.**

Sumaryczne stężenie molowe kationów wodoru H^+ jest więc większe od stężenia molowego anionów wodorotlenkowych OH^- . Dlatego roztwory wodne kwasów mają **odczyn kwasowy**.

! Im większe jest stężenie molowe jonów wodoru H^+ , tym bardziej kwasowy jest odczyn roztworu.

Autodysocjacja wody – cząsteczki wody mogą dysocjować pod wpływem innych cząsteczek H_2O .

■ Odczyn roztworów wodorotlenków

W wodnych roztworach wodorotlenków oprócz kationów H^+ i anionów wodorotlenkowych OH^- pochodzących z autodysocjacji wody **obecne są również aniony wodorotlenkowe OH^-** pochodzące z dysocjacji elektrolitycznej wodorotlenku. Sumaryczne **stężenie molowe anionów wodorotlenkowych OH^- jest więc większe od stężenia molowego kationów wodoru H^+** . Dlatego roztwory wodne wodorotlenków mają **odczyn zasadowy**.

! Im większe jest stężenie molowe jonów wodorotlenkowych OH^- , tym bardziej zasadowy jest odczyn roztworu.

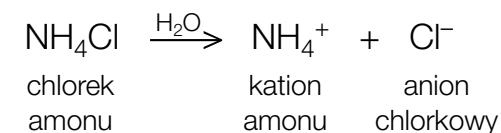
■ Odczyn roztworów soli

Wodne roztwory soli obojętnych mogą mieć **odczyn kwasowy, zasadowy lub obojętny**. Odczyn roztworu zależy od tego, czy sól pochodzi od:

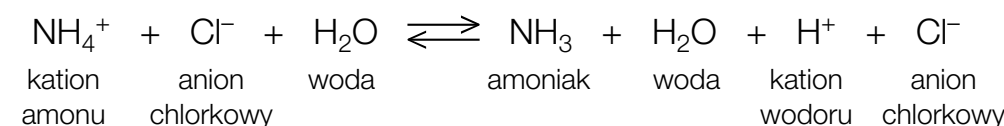
- ▶ mocnego kwasu i słabej zasady,
- ▶ słabego kwasu i mocnej zasady,
- ▶ słabego kwasu i słabej zasady,
- ▶ mocnego kwasu i mocnej zasady.

W trzech pierwszych przypadkach część jonów, które powstaną w wyniku dysocjacji elektrolitycznej soli, reaguje z cząsteczkami wody obecnymi w roztworze.

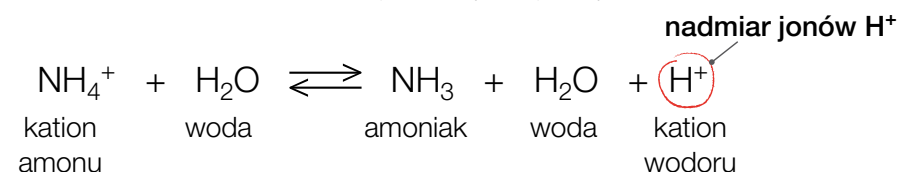
Wodny roztwór soli ma odczyn kwasowy, gdy sól pochodzi od mocnego kwasu i słabej zasady. Na przykład chlorek amonu NH_4Cl pochodzi od mocnego kwasu chlorowodorowego HCl i słabej zasady – wodnego roztworu amoniaku $NH_{3(aq)}$. Dysocjację elektrolityczną chlorku amonu NH_4Cl przedstawia równanie:



Kationy amonu, które powstały w wyniku dysocjacji elektrolitycznej soli, reagują z cząsteczkami wody:



Po uproszczeniu równania reakcji otrzymujemy:



! Nadmiar jonów wodoru H^+ , który powstał w roztworze chlorku amonu, decyduje o kwasowym odczynie roztworu tej soli.

Sole obojętne zawierają **kationy metalu** (lub kationy będące grupą atomów, np. NH_4^+) i **aniony reszty kwasowej**, np. Na_2S .

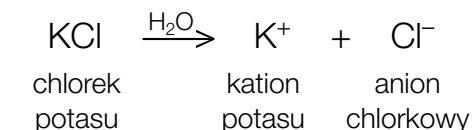
NH_4Cl to sól **mocnego kwasu** HCl i **słabej zasady** $NH_{3(aq)}$.

Wodny roztwór soli ma odczyn zasadowy, gdy sól pochodzi od słabego kwasu i mocnej zasady. Wynika to z tego, że w roztworze znajduje się wtedy **nadmiar anionów wodorotlenkowych OH^-** .

Wodny roztwór soli może mieć odczyn obojętny, gdy sól pochodzi od:

- ▶ słabego kwasu i słabej zasady, np. octanu amonu CH_3COONH_4
- ▶ mocnego kwasu i mocnej zasady, np. chlorek potasu KCl .

Jony otrzymane w wyniku dysocjacji elektrolitycznej soli mocnego kwasu i mocnej zasady **nie reagują z cząsteczkami wody obecnymi w roztworze**:



$NaNO_2$ to sól **słabego kwasu** HNO_2 i **mocnej zasady** $NaOH$.
→ patrz s. 115

KCl to sól **mocnego kwasu** HCl i **mocnej zasady** KOH .

■ pH roztworu

pH [czyt. pe ha] roztworu **jest miarą kwasowości roztworu**, zależną od stężenia molowego jonów wodoru H^+ w tym roztworze.

Wzór na obliczanie pH:

$$pH = -\log [H^+]$$

Stężenie molowe
→ patrz s. 77

[...] oznaczenie stężenia molowego substancji

■ pOH roztworu

pOH [czyt. pe o ha] roztworu **jest miarą zasadowości roztworu**, zależną od stężenia molowego jonów wodorotlenkowych OH^- w tym roztworze.

Wzór na obliczanie pOH:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Suma wartości pH i pOH danego roztworu wodnego wynosi 14:

$$pH + pOH = 14$$

Jest na to sposób!

Jak obliczyć pH roztworu, korzystając ze wzoru?

Wzór na obliczanie wartości pH to $pH = -\log [H^+]$.

Jeśli wiemy, że stężenie molowe jonów wodoru jest równe 10^{-3} , to oznacza że $[H^+] = 10^{-3}$, czyli:

$$-\log 10^{-3} = -(-3)\log 10, \text{ czyli } pH = 3.$$

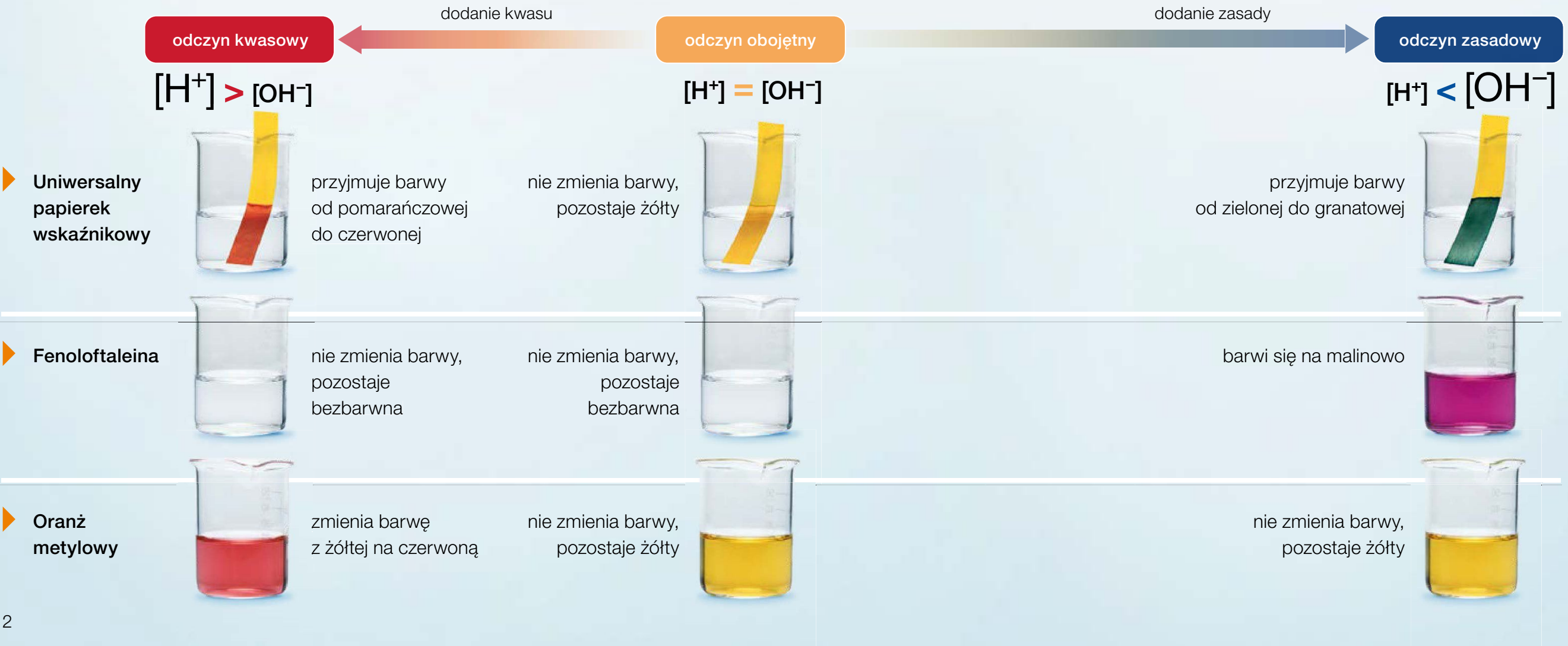
$$\log \text{😊} = \log \text{😊}$$

Odczyn roztworu i pH roztworu

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, fenoloftaleinę i oranż metylowy.

Skala pH

Skala pH obejmuje wartości od 0 do 14. Liczby te zależą od stężenia molowego jonów wodoru H^+ w roztworze.



Przybliżoną wartość pH roztworu odczytuje się ze skali dołączonej do opakowania uniwersalnych papierków wskaźnikowych.

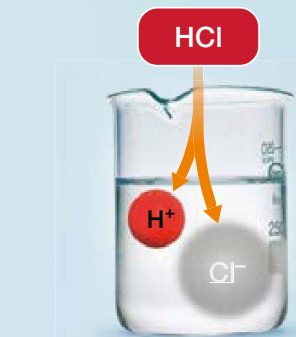


Zmiana wartości pH roztworu o 1, np. z pH = 2 na pH = 3, oznacza 10-krotną zmianę stężenia molowego jonów H^+ tym w roztworze.

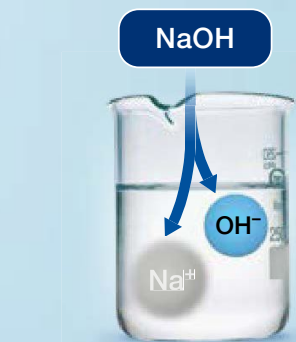
Kwasowość i zasadowość roztworów

pH roztworu jest miarą kwasowości roztworu, zależną od stężenia molowego jonów H^+ w tym roztworze. Z kolei pOH roztworu jest miarą zasadowości roztworu, zależną od stężenia molowego jonów OH^- w tym roztworze. Suma wartości pH i pOH danego wodnego roztworu wynosi 14.

$pH + pOH = 14$



Kwasy dysocjują na kationy wodoru H^+ i aniony reszt kwasowych. Im większe jest stężenie molowe kationów wodoru $[H^+]$ w danym roztworze, tym bardziej intensywna będzie czerwona barwa zanurzonego w nim uniwersalnego papierka wskaźnikowego.



Zasady to związki chemiczne, które w wodnych roztworach dysocjują na aniony wodorotlenkowe OH^- i kationy metali. Im większe jest stężenie molowe anionów wodorotlenkowych $[OH^-]$ w danym roztworze, tym bardziej intensywna będzie niebieska barwa zanurzonego w nim uniwersalnego papierka wskaźnikowego. Do zasad zalicza się również wodny roztwór amoniaku.

Przykład 42.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz pH.
- 3 Oblicz pOH.
- 4 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć pH i pOH, znając stężenie molowe jonów H^+ ?

Oblicz pH i pOH roztworu, w którym stężenie molowe jonów H^+ wynosi $10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

- | | | |
|---|------------------------|----------------|
| 1 Dane: | Szukane: | |
| $[H^+] = 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ | pH = ? | |
| | pOH = ? | |
| 2 $pH = -\log [H^+]$ | $pH = -\log [10^{-5}]$ | pH = 5 |
| 3 $pH + pOH = 14$ | $pOH = 14 - pH$ | $pOH = 14 - 5$ |
| | pOH = 9 | |
| 4 Roztwór, w którym stężenie molowe jonów H^+ wynosi $10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, ma pH = 5, a pOH = 9. | | |

Przykład 43.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz $[H^+]$.
- 3 Oblicz pOH.
- 4 Oblicz $[OH^-]$.
- 5 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć stężenia molowe jonów H^+ i OH^- , znając wartość pH?

Oblicz stężenie molowe jonów H^+ i OH^- w roztworze o pH = 2.

- | | | |
|---|--|--|
| 1 Dane: | Szukane: | |
| pH = 2 | $[H^+] = ?$ | |
| | $[OH^-] = ?$ | |
| 2 $[H^+] = 10^{-pH}$ | $[H^+] = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ | |
| 3 $pH + pOH = 14$ | $pOH = 14 - pH$ | |
| $pOH = 14 - 2$ | | |
| pOH = 12 | | |
| 4 $[OH^-] = 10^{-pOH}$ | $[OH^-] = 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ | |
| 5 W roztworze o pH = 2 stężenia molowe jonów H^+ i OH^- wynoszą odpowiednio: $10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i $10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. | | |

Jest na to sposób!

Jak obliczyć stężenie molowe jonów OH^- w roztworze?

Jeśli znana jest wartość pH roztworu, np. pH = 6, to możemy obliczyć pOH ze wzoru **pH** + pOH = 14. $pOH = 14 - \text{pH}$, czyli $pOH = 14 - 6$, a więc **pOH = 8**.

Wzór na obliczanie stężenia molowego jonów OH^- w roztworze to: $pOH = -\log [OH^-]$, czyli **8** = $-\log [OH^-]$, a więc $[OH^-] = 10^{-8}$.

Stężenie molowe jonów OH^- wynosi $10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.



Pamiętaj, że $\log b$ oznacza $\log_{10} b$ – podstawy nie musisz zapisywać.

Ustalanie odczynu i pH roztworów kwasów, zasad i soli

Do ustalenia odczynu i pH roztworów kwasów, zasad i soli najlepsze będą uniwersalne papierki wskaźnikowe.

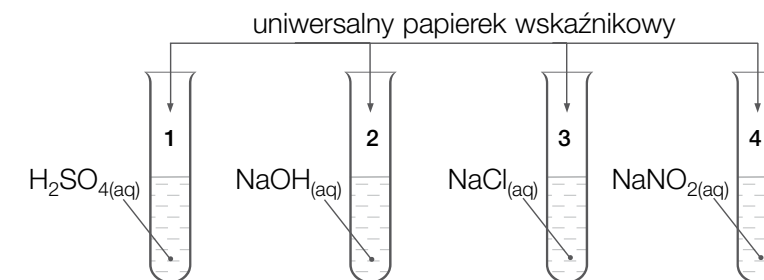
Doświadczenie 5.

Badanie odczynu i pH wodnych roztworów kwasów, zasad i soli

Odczynniki: roztwory o stężeniu 10 %: kwas siarkowy(VI), wodorotlenek sodu, chlorek sodu, azotan(III) sodu, uniwersalne papierki wskaźnikowe.

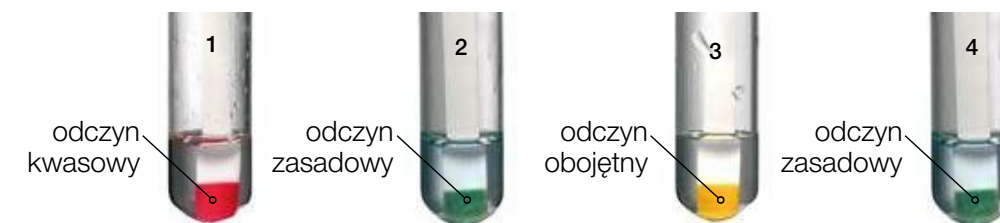
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, statyw do probówek.

Instrukcja: Do 1. probówki dodaj niewielką ilość roztworu kwasu siarkowego(VI), do 2. probówki – roztworu wodorotlenku sodu, do 3. probówki – roztworu chlorku sodu, a do 4. – roztworu azotanu(III) sodu. W każdej z probówek zanurz uniwersalny papierek wskaźnikowy i porównaj jego barwę ze skalą umieszczoną na opakowaniu.



Obserwacje:

- ▶ **Probówka 1.** Uniwersalny papierek wskaźnikowy zabarwił się na czerwono (fot. 38.).
- ▶ **Probówki 2. i 4.** Uniwersalne papierki wskaźnikowe zabarwiły się na zielono.
- ▶ **Probówka 3.** Uniwersalny papierek wskaźnikowy pozostał żółty.



Fot. 38. Barwy uniwersalnego papierka wskaźnikowego w roztworach o odczynie kwasowym, zasadowym i obojętnym.

Wniosek:

- ▶ Roztwór kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4 ma odczyn kwasowy ze względu na obecność jonów H^+ , a jego $pH < 7$.
- ▶ Roztwór wodorotlenku sodu $NaOH$ ma odczyn zasadowy ze względu na obecność jonów OH^- , a jego $pH > 7$.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 116

Przykłady **wskaźników**:

- ▶ fenoloftaleina
- ▶ oranż metylowy

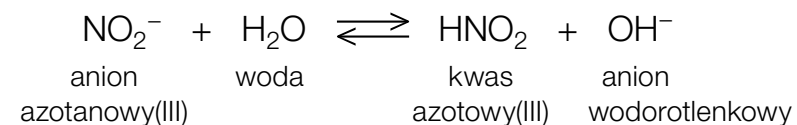
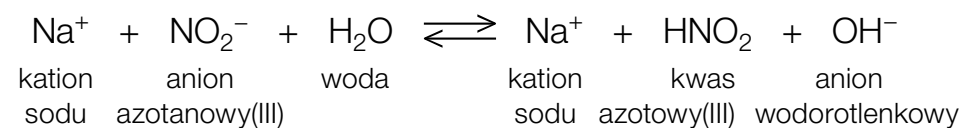
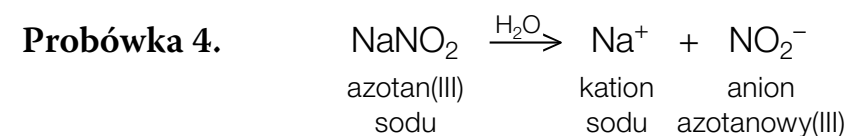
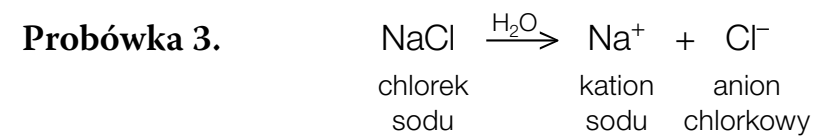
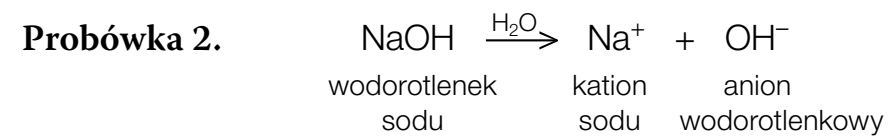
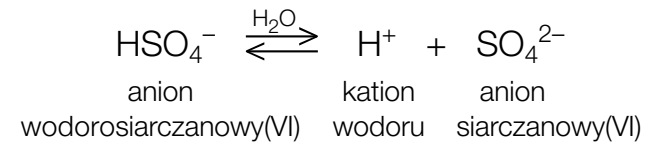
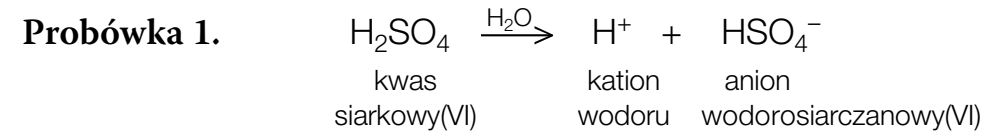
NaCl to **sól mocnego kwasu** HCl i **mocnej zasady** NaOH.
 NaNO₂ to **sól słabego kwasu** HNO₂ i **mocnej zasady** NaOH.

Jony Na⁺ i Cl⁻ pochodzące od mocnych elektrolitów **nie reagują z wodą**.

Jony NO₂⁻ pochodzące od słabego elektrolitu **reagują z wodą**.

początek doświadczenia na s. 115

- ▶ Roztwór chlorku sodu NaCl ma odczyn obojętny, czyli jego pH = 7.
 - ▶ Roztwór azotanu(III) sodu NaNO₂ ma odczyn zasadowy ze względu na nadmiar jonów OH⁻, a jego pH > 7.
- Zaszły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:



■ Znaczenie odczynu gleby dla środowiska przyrodniczego

Odczyn gleby decyduje o tym, jakie rośliny można na niej uprawiać wydajnie. Można go zmienić dzięki nawozom sztucznym.

Doświadczenie 6.

Badanie odczynu gleby

Odczynniki: próbka gleby.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: kwasomierz Helliga.

Instrukcja: Niewielką porcję gleby wsyp do okrągłego zagłębienia w płytce kwasomierza i lekko ugnieć. Dodawaj po kropki płynu Helliga,

ciąg dalszy doświadczenia na s. 117

początek doświadczenia na s. 116

tak aby nad powierzchnią próbki utworzyła się warstwa płynu. Odczekaj 2–3 min, a następnie przechyl lekko płytkę kwasomierza, aby płyn przepłynął do kanalika. Odczytaj wartość pH, porównując zabarwienie odczynnika ze skalą umieszczoną na kwasomierzu.

Obserwacje:

👁️ Płyn Helliga zabarwił się na żółto (fot. 39.).



barwa świadczy, że badana gleba ma odczyn kwasowy

Fot. 39. Badanie odczynu gleby kwasomierzem Helliga.

▶ **Wniosek:** Wartość pH badanej gleby odczytana ze skali umieszczonej na kwasomierzu wynosi 5, zatem gleba ma odczyn kwasowy.

■ Znaczenie właściwości sorpcyjnych gleby dla środowiska przyrodniczego

Właściwości sorpcyjne gleby to **zdolność gleby do pochłaniania gazów i par z powietrza, cząsteczek lub jonów z roztworów oraz m.in. drobnych cząstek z zawiesin znajdujących się w glebie.**

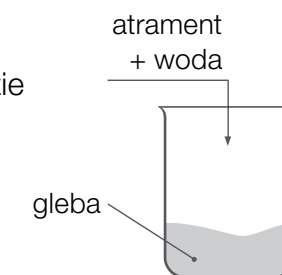
Doświadczenie 7.

Badanie właściwości sorpcyjnych gleby

Odczynniki: próbka gleby, atrament, woda.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki (o pojemności 150 cm³), lejek, sączonek 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 powstałą zawiesinę. Opisz wygląd przesącza.



Obserwacje:

👁️ Po zmieszaniu niebieskiego roztworu z glebą i przesączeniu powstałej mieszaniny otrzymujemy bezbarwną ciecz.

▶ **Wniosek:** Gleba zaadsorbowała barwnik znajdujący się w atramencie, a zatem ma właściwości sorpcyjne.

Mieszanina
→ patrz s. 52

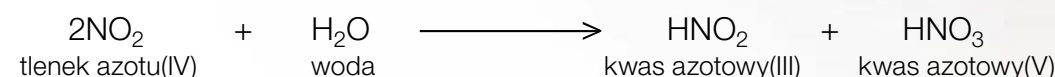
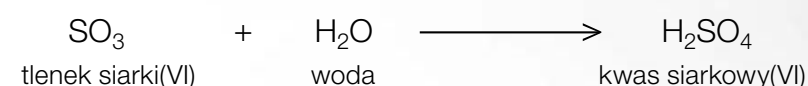
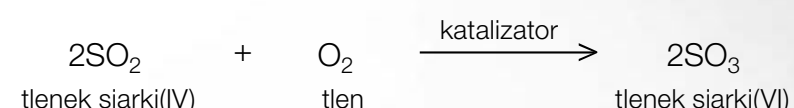
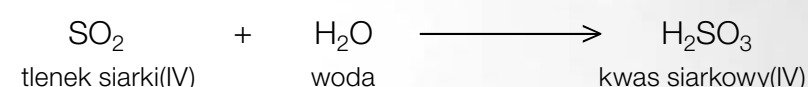
Gleba pochłania wiele związków toksycznych, dlatego przyczynia się do oczyszczania wód opadowych i gruntowych. W ten sposób gleba ulega zanieczyszczeniu.

Zanieczyszczenia środowiska przyrodniczego

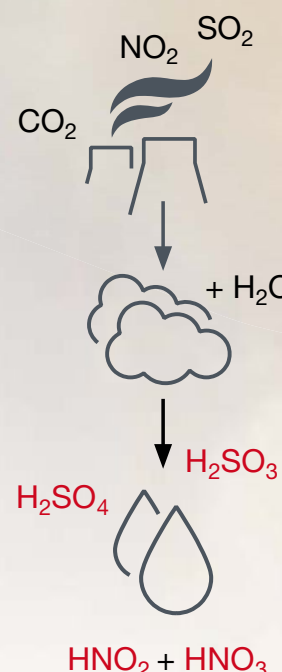
Ochrona powietrza to kluczowy element w walce z zanieczyszczeniami środowiska przyrodniczego. Wszystkie substancje, które powodują skażenie powietrza, wracają na Ziemię razem z opadami i zanieczyszczają wodę oraz glebę.

Jakie pierwiastki i związki chemiczne zanieczyszczają powietrze, wodę i glebę?

- ▶ **Metale**, 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 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.

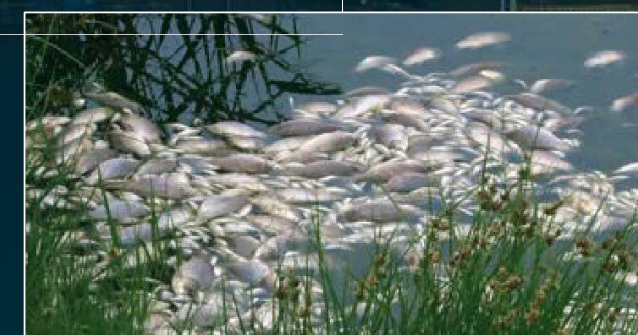
Jakie są skutki zanieczyszczeń powietrza, wody i gleby?

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.



Zakwaszenie wód

W wodach zakwaszonych przez kwaśne opady giną organizmy wodne.



Globalne ocieplenie

Zwiększenie emisji gazów cieplarnianych do atmosfery wpływa na zmiany klimatu, co może skutkować 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.

■ Sposoby zapobiegania degradacji gleby

Degradacji gleby można zapobiec, stosując wybrane zasady zrównoważonego rozwoju. Należy więc:

- ▶ ograniczać wydobycie paliw kopalnych i innych substancji metodą odkrywkową,
- ▶ zapobiegać erozji gleby, m.in. prowadzić prace melioracyjne i zalesiać nieużytki,
- ▶ racjonalnie gospodarować wodą,
- ▶ ograniczać emisję zanieczyszczeń i spalin,
- ▶ odpowiednio utylizować odpady, np. spalać w kontrolowanych warunkach przemysłowych lub ponownie je wykorzystywać,
- ▶ dbać o grunty o walorach ekologicznych, czyli np. zapewnić ochronę lasów,
- ▶ poprawiać jakość wody dopływającej do gruntów, m.in. ograniczać ilość zanieczyszczeń trafiających do wód i zlikwidować wysypiska śmieci,
- ▶ racjonalnie stosować nawozy sztuczne, a także środki ochrony roślin.

■ Nawozy sztuczne i naturalne

Niewłaściwa lub zbyt intensywna uprawa roślin powoduje, że składniki odżywcze w glebie szybko się wyczerpują. Ich niedobór można uzupełniać, stosując nawozy naturalne lub sztuczne (tabela 4.).

Nawozy naturalne to **związki chemiczne występujące w środowisku przyrodniczym**, np. węgiel wapnia CaCO_3 .

Nawozy sztuczne **zostały wytworzone przez człowieka**. Saletry to przykłady nawozów sztucznych, które wytwarza się w zakładach chemicznych, chociaż występują też naturalnie w środowisku przyrodniczym.

Dostarczanie nadmiernych ilości nawozów może prowadzić do przenawożenia, które przyczynia się m.in. do obniżenia jakości gleby (degradacji gleby) oraz nadmiernego rozrostu glonów (eutrofizacji) w zbiornikach wodnych.

Tabela 4. Rodzaje nawozów i ich przykłady

Nawozy naturalne	Nawozy sztuczne		
	fosforowe	azotowe	potasowe
▶ kompost (szczątki roślinne i domowe odpady organiczne) ▶ sproszkowane skały wapienne ▶ popioły drzewne	▶ 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

Oznaczenie produktów biodegradowalnych



Pierwiastki chemiczne wchodzące w skład nawozów:

[illegible]

Ważne w temacie *Odczyn i pH roztworów*

1. Obliczam pH i pOH roztworu.

Na przykład pH roztworu, w którym znajduje się $10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ jonów H^+ :

$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$	$\text{pH} + \text{pOH} = 14$
$\text{pH} = -\log 10^{-6}$	$\text{pOH} = 14 - \text{pH}$
$\text{pH} = -(-6)\log 10$	$\text{pOH} = 14 - 6$
$\text{pH} = 6$	$\text{pOH} = 8$

3. Wyjaśniam, na czym polegają właściwości sorpcyjne gleby.

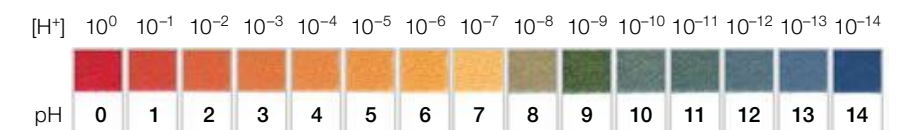
Gleba ma właściwości sorpcyjne, czyli zdolność do pochłaniania gazów i par z powietrza, cząstek lub jonów z roztworów oraz m.in. drobnych cząstek z zawiesin znajdujących się w glebie.

Odczyn i pH roztworów

2. Określam zależność między odczynem roztworu a stężeniem molowym jonów wodoru.

Odczyn roztworu zależy od stężeń molowych obecnych w nim jonów H^+ i OH^- :

- odczyn kwasowy: stężenie H^+ > stężenie OH^-
- odczyn obojętny: stężenie H^+ = stężenie OH^-
- odczyn zasadowy: stężenie H^+ < stężenie OH^-



Zapamiętaj!

pH – miara kwasowości roztworu zależna od stężenia molowego jonów wodoru H^+ w tym roztworze:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+].$$

pOH – miara zasadowości roztworu zależna od stężenia molowego jonów wodorotlenkowych OH^- w tym roztworze: **pOH = $-\log [\text{OH}^-]$** .

Skala pH – skala liczbowa, która obejmuje wartości od 0 do 14.

Właściwości sorpcyjne gleby – zdolność gleby do pochłaniania gazów i par z powietrza, cząsteczek lub jonów z roztworów oraz m.in. drobnych cząstek glebowych z zawiesin znajdujących się w glebie.

Zadania

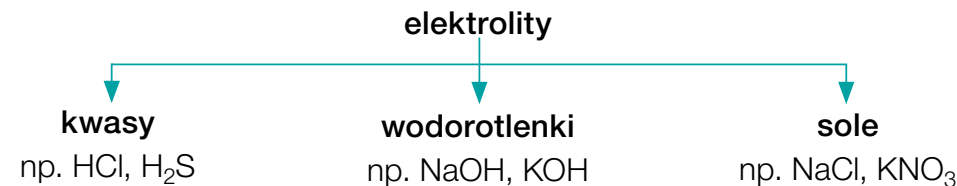


1. Określ odczyn i możliwe zabarwienie uniwersalnego papierka wskaźnikowego zanurzonego w roztworze, w którym stężenie molowe jonów H^+ wynosi $10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
2. Sok pomidorowy ma pH w przybliżeniu równe 4, a sok z cytryny – ok. 3. Ustal, w którym roztworze stężenie molowe jonów OH^- jest mniejsze. Uzasadnij odpowiedź.
3. Dane są dwa roztwory pewnych substancji. W pierwszym roztworze stężenie molowe jonów H^+ wynosi $10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, a w drugim roztworze stężenie molowe jonów $\text{H}^+ = 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Ustal, który roztwór ma wyższą wartość pH.

Podsumowanie

Co to są elektrolity?

► Elektrolity to substancje, których wodne roztwory **przewodzą prąd elektryczny**.



Czym jest dysocjacja elektrolityczna?

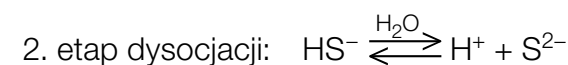
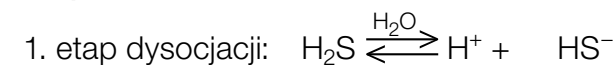
► Dysocjacja elektrolityczna to **rozpad cząsteczek lub kryształów elektrolitów na jony** pod wpływem cząsteczek wody. Zgodnie z zasadą zachowania ładunku w równaniach dysocjacji elektrolitycznej:
suma ładunków substratów = suma ładunków produktów

Jak dysocjują kwasy

► **Kwasy** jednoprotone (np. kwas chlorowodorowy HCl, kwas azotowy(III) HNO₂) **dysocjują jednostopniowo**:

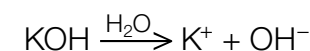


Kwasy wieloprotone (np. kwas siarkowodorowy H₂S) **dysocjują stopniowo**:



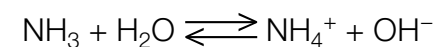
Jak dysocjują wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie?

► **Wodorotlenki** rozpuszczalne w wodzie **dysocjują na kationy metali i aniony wodorotlenkowe OH⁻**:



Jak amoniak reaguje z wodą?

► W roztworze część cząsteczek amoniaku NH₃ reaguje z cząsteczkami wody:



Jak dysocjują sole?

► **Sole** obojętne niezależnie od liczby kationów i liczby anionów zawsze **dysocjują jednostopniowo**:



Co to jest stopień dysocjacji elektrolitycznej α?

► Stopień dysocjacji elektrolitycznej α to **stosunek liczby moli cząsteczek, które uległy dysocjacji elektrolitycznej n_z, do całkowitej liczby moli cząsteczek** wprowadzonych do roztworu n₀:

$$\alpha = \frac{n_z}{n_0} \cdot 100 \% \quad \text{lub} \quad \alpha = \frac{n_z}{n_0}$$

lub **stosunek stężenia zdysocjowanych cząsteczek elektrolitu C_z do całkowitego stężenia roztworu C₀**:

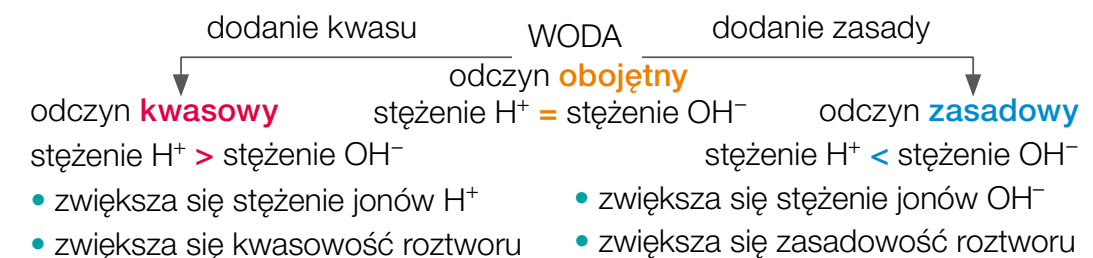
$$\alpha = \frac{C_z}{C_0} \cdot 100 \% \quad \text{lub} \quad \alpha = \frac{C_z}{C_0}$$

Na stopień dysocjacji elektrolitycznej α wpływają:

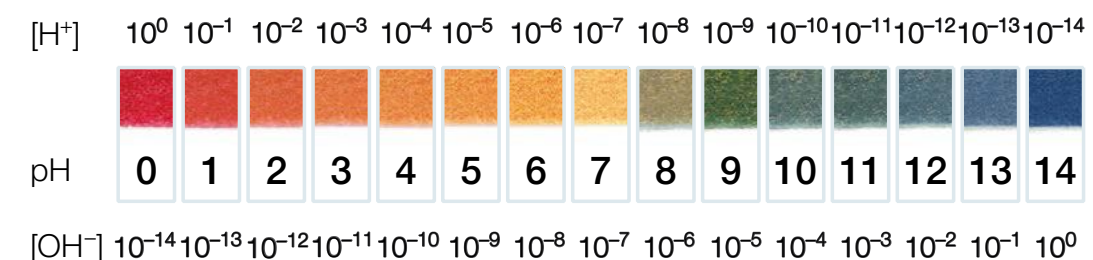
- rodzaj elektrolitu,
- stężenie elektrolitu,
- obecność innych jonów w roztworze,
- temperatura,
- rodzaj rozpuszczalnika (polarność rozpuszczalnika).

◀ Jakie czynniki wpływają na stopień dysocjacji elektrolitycznej?

Odczyn roztworu zależy od stężeń molowych obecnych w nim jonów H⁺ i OH⁻.



◀ Jaki jest związek między odczynem roztworu a stężeniem molowym jonów wodoru?



◀ Jaki jest związek między wartością pH a stężeniem jonów H⁺ i OH⁻?

Gleba ma **właściwości sorpcyjne**, czyli zdolność do pochłaniania gazów i par z powietrza, cząsteczek lub jonów z roztworów oraz m.in. drobnych cząstek z zawieszin znajdujących się w glebie.

◀ Jakie właściwości ma gleba?

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 źródła zanieczyszczeń powietrza, wody i gleby?

Sposoby zapobiegania degradacji gleby to m.in.:

- ograniczenie wydobycie paliw kopalnych i innych substancji metodą odkrywkową,
- racjonalne gospodarowanie wodą,
- ograniczenie emisji zanieczyszczeń i spalin,
- recykling odpadów,
- działania melioracyjne,
- zalesianie nieużytków,
- racjonalne stosowanie nawozów sztucznych i środków ochrony roślin.

◀ Jakie są sposoby zapobiegania degradacji gleby?

Sprawdź, czy potrafisz...



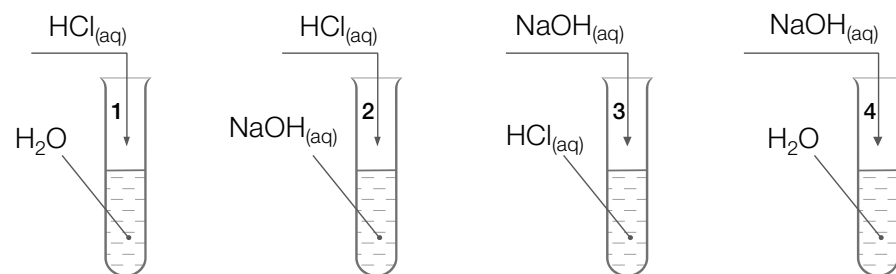
1. Napisz równania dysocjacji elektrolitycznej związków chemicznych o podanych wzorach.

- | | |
|-----------------------------|----------------------------|
| a) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | e) SrCl_2 |
| b) K_3PO_4 | f) H_3PO_4 |
| c) NaOH | g) FeSO_4 |
| d) HBr | h) K_2SO_4 |

2. Podaj wzory sumaryczne soli, które ulegają dysocjacji elektrolitycznej z wytworzeniem jonów o podanych wzorach.

- | | |
|--|--------------------------------------|
| a) NH_4^+ i CO_3^{2-} | d) Na^+ i I^- |
| b) Fe^{3+} i SO_4^{2-} | e) K^+ i PO_4^{3-} |
| c) Al^{3+} i NO_3^- | f) Mg^{2+} i Cl^- |

3. Podaj, jak zmieni się pH zawartości probówek po dodaniu odczynników o podanych wzorach.



4. Wskaż zdania, które są prawdziwe.

- a) W roztworze o $\text{pH} = 2$ stężenie molowe jonów H^+ jest mniejsze niż w roztworze o $\text{pH} = 6$.
b) W roztworze o $\text{pH} = 8$ stężenie molowe jonów OH^- jest mniejsze niż w roztworze o $\text{pH} = 11$.
c) W roztworze o $\text{pH} = 7$ stężenie molowe jonów OH^- jest takie samo jak w roztworze o $\text{pOH} = 7$.
d) W roztworze o $\text{pOH} = 4$ stężenie molowe jonów H^+ jest większe niż w roztworze o $\text{pH} = 8$.

5. Oblicz stopień dysocjacji elektrolitycznej α słabego elektrolitu, wiedząc, że w roztworze o stężeniu $5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ znajduje się $0,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ jonów zdysocjowanych.

6. Oblicz stężenie molowe jonów wodorotlenkowych OH^- w roztworze wodorotlenku sodu o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, jeżeli stopień dysocjacji elektrolitycznej wynosi 100 %. Podaj wartość pH tego roztworu.

7. Oblicz stężenie molowe roztworu kwasu azotowego(V), wiedząc, że pH tego roztworu wynosi 3. Załóż, że kwas azotowy(V) dysocjuje całkowicie ($\alpha = 100\%$).

8. Oblicz wartość pOH roztworu elektrolitu, wiedząc, że stężenie molowe jonów wodoru H^+ wynosi $10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

9. Podaj, jak zmieni się:

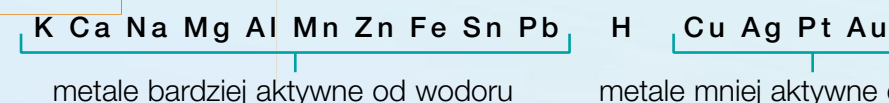
- a) stężenie molowe jonów H^+ , jeśli wartość pH roztworu obniży się z 12 do 8,
b) pH roztworu, jeśli stężenie molowe jonów H^+ zmieni się z $10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ na $10^{-9} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

4. Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia



Przypomnij sobie – to było w szkole podstawowej

► **Szereg aktywności metali** to zbiór metali uporządkowanych w kolejności od najbardziej do najmniej aktywnego chemicznie. Aktywność chemiczną metali określa się na podstawie możliwości wypierania przez nie wodoru z wody i kwasów.



► **Korozja** to powolny proces niszczenia przedmiotów wykonanych z metali lub ich stopów. Zachodzi w wyniku działania na metal różnych czynników chemicznych.

► **pH roztworu** jest miarą kwasowości roztworu, zależną od stężenia kationów wodoru H^+ w tym roztworze.

metody ochrony metali przed korozją

stosowanie powłok ochronnych, czyli pokrywanie metali cienką warstwą np.: cynku (cynkowanie), chromu (chromowanie), niklu (niklowanie) lub malowanie farbą, emalią bądź lakierowanie

osłabienie agresywności środowiska, np. stosowanie inhibitorów

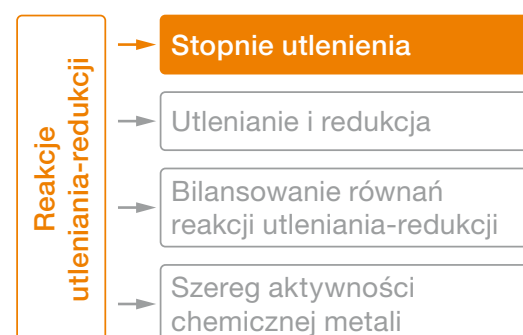
stosowanie stopów odpornych na korozję, np. stal nierdzewną uzyskuje się przez dodanie do stali chromu, manganu i niklu



14 Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych

Ważne w tym temacie:

- pojęcie *stopień utlenienia*
- ustalanie stopni utlenienia



Liczba zawodników w drużynie (fot. 40.) zależy od dyscypliny sportu, tak jak wartość stopnia utlenienia pierwiastka zależy od związku chemicznego, w którym ten pierwiastek występuje.



Fot. 40. Drużyna siatkówki to 6 zawodników, ale mecz piłki nożnej rozgrywa drużyna składająca się z 11 zawodników.

Stopień utlenienia

Stopień utlenienia jest równy **liczbie elektronów**, które atom pierwiastka chemicznego **oddaby albo przyjąłby**, przy założeniu, że z innymi pierwiastkami chemicznymi tworzy on wiązania o charakterze jonowym.

W przypadku jonów prostych stopień utlenienia pierwiastka chemicznego **jest równy ładunkowi jonu**.

Zapisywanie stopni utlenienia

Stopień utlenienia oznacza się **cyfrą rzymską** i zapisuje się **nad symbolem** pierwiastka chemicznego. Wartość stopnia utlenienia może być dodatnia, zerowa lub ujemna. Dla dodatnich wartości stopnia utlenienia nie zapisuje się znaku „+”. Należy jednak o nim pamiętać podczas odczytywania stopni utlenienia (tabela 5., s. 127).

Typowe stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych możesz odczytać z układu okresowego znajdującego się na końcu podręcznika.

Przykłady jonów prostych:
 Na^+ , Cl^-

Stopnie utlenienia w chlorku sodu:
 $\overset{\text{I}}{\text{Na}}\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$

Stopnie utlenienia stosuje się zarówno do pierwiastków chemicznych w związkach jonowych, jak i tych występujących w cząsteczkach.

Tabela 5. Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych

Wzór związku chemicznego	Symbol chemiczny jonu prostego	Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego	Sposób odczytywania stopnia utlenienia pierwiastka chemicznego
NaCl	Na^+	I	plus pierwszy stopień utlenienia
	Cl^-	–I	minus pierwszy stopień utlenienia

! W cząsteczkach atomy pierwiastków chemicznych są ze sobą połączone wiązaniami kowalencyjnymi.

Ustalanie stopnia utlenienia

Stopień utlenienia można **ustalić na podstawie konfiguracji elektronowej** atomu pierwiastka chemicznego i **jego elektroujemności**.

Zapis konfiguracji elektronowej atomu sodu:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Przykład 44.

Plan rozwiązywania

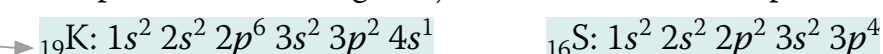
- 1 Odczytaj z układu okresowego położenie pierwiastków chemicznych.
- 2 Ustal ich podpowłokową konfigurację elektronową.
- 3 Odczytaj elektroujemność pierwiastków chemicznych z układu okresowego.
- 4 Napisz odpowiedź.

Jak ustalić stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w związku jonowym?

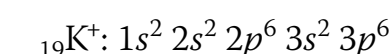
Ustal stopnie utlenienia potasu i siarki w siarczku potasu K_2S na podstawie położenia tych pierwiastków chemicznych w układzie okresowym.

- 1 Potas znajduje się w **1. grupie i 4. okresie**, a siarka w **16. grupie i 3. okresie** układu okresowego pierwiastków chemicznych.

- 2 Podpowłokowa konfiguracja elektronowa atomu potasu i siarki:

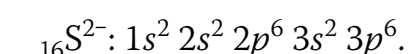


- 3 Pierwiastek chemiczny o **mniejszej elektroujemności** oddaje elektrony walencyjne. Zatem atom potasu odda **1** elektron walencyjny z ostatniej powłoki elektronowej. Uzyska wtedy konfigurację najbliższego helowca – argonu – i utworzy kation K^+ o konfiguracji:



W jonie K^+ stopień utlenienia potasu to **I**.

Pierwiastek chemiczny o **większej elektroujemności** przyjmuje elektrony. Zatem atom siarki przyjmie **2** elektrony walencyjne (po 1 elektronie od każdego atomu potasu) na podpowłokę $3p$. Uzyska wtedy konfigurację najbliższego helowca – argonu – i utworzy anion S^{2-} o konfiguracji:



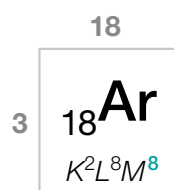
Siarka w jonie S^{2-} występuje na **–II** stopniu utlenienia.

- 4 Stopień utlenienia potasu to I, a siarki –II.

elektroujemność	
3	4
16 S siarka	19 K potas
2,6	0,8

ładunek prostego jonu =
= stopień utlenienia
pierwiastka chemicznego

Trwała konfiguracja elektronowa:



Stopnie utlenienia, na których może występować pierwiastek chemiczny

Pierwiastki chemiczne mogą przyjmować różne stopnie utlenienia w związkach chemicznych.

Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego, np. siarki, zależy od elektroujemności pierwiastków chemicznych wchodzących w skład związku chemicznego. Jeśli siarka łączy się z pierwiastkiem chemicznym o niższej elektroujemności, np. potasem, przypisuje się jej ujemny stopień utlenienia, bo zakłada się, że atom siarki przyjmuje dwa elektrony. Atom siarki uzyskuje wtedy **trwałą konfigurację elektronową**.

W związkach chemicznych siarki z pierwiastkami chemicznymi o wyższej elektroujemności, np. tlenem, atom siarki, aby uzyskać **trwałą konfigurację elektronową**, przyjmuje dodatni stopień utlenienia, który można interpretować jako oddawanie elektronów (tabela 6.).

W związkach chemicznych zbudowanych z dwóch pierwiastków chemicznych ujemny stopień utlenienia przyjmują pierwiastki chemiczne, których elektroujemność jest większa.

Stopnie utlenienia siarki w związkach chemicznych:

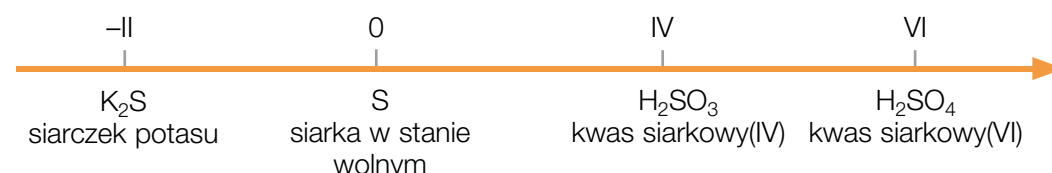


Tabela 6. Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w tlenku siarki(VI) SO₃

Wzór związku chemicznego	Elektroujemność	Trwała konfiguracja elektronowa	Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego
SO ₃ tlenek siarki(VI)	siarka: 2,6	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴ $\xrightarrow{\text{oddaje } 6e^-}$ 1s ² 2s ² 2p ⁶	^{VI} S
	tlen: 3,4	1s ² 2s ² 2p ⁴ $\xrightarrow{\text{przyjmuje } 2e^-}$ 1s ² 2s ² 2p ⁶	^{-II} O

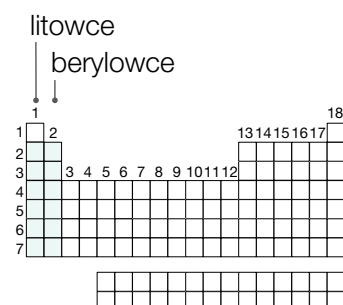
Reguły ustalania stopni utlenienia pierwiastków chemicznych

Podczas ustalania stopnia utlenienia pierwiastka chemicznego lub jonu stosuje się 9 reguł:

► **Reguła 1.** Pierwiastki chemiczne w stanie wolnym mają zerowy stopień utlenienia, np.:



► **Reguła 2.** Litowce w związkach chemicznych mają stopień utlenienia I, np.:



► **Reguła 3.** Berylówce w związkach chemicznych mają stopień utlenienia II, np.:



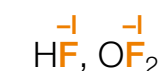
► **Reguła 4.** Wodór w związkach chemicznych zazwyczaj ma stopień utlenienia I, np.:



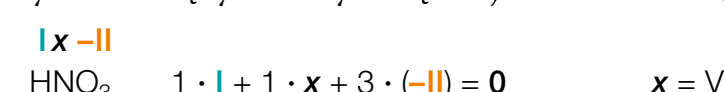
► **Reguła 5.** Tlen w związkach chemicznych zazwyczaj ma stopień utlenienia -II, np.:



► **Reguła 6.** Fluor w związkach chemicznych ma zawsze stopień utlenienia -I, np.:



► **Reguła 7.** Suma stopni utlenienia wszystkich pierwiastków chemicznych tworzących dany związek jest równa zero, np.:

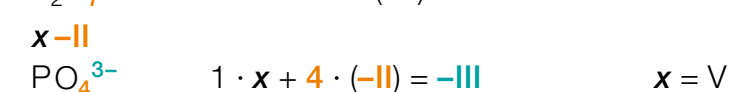
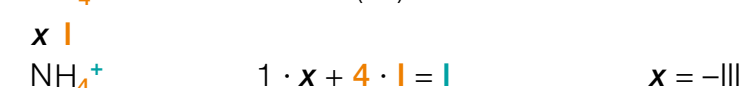
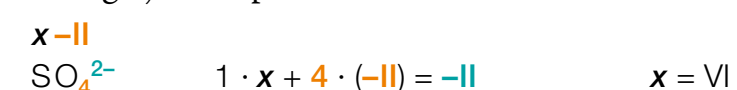


► **Reguła 8.** Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego w jonie prostym jest równy ładunkowi jonu (tabela 7.).

Tabela 7. Stopień utlenienia wybranych pierwiastków chemicznych w jonach prostych

Wzór związku chemicznego	Symbol chemiczny jonu prostego	Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego
KBr	K ⁺	^I
	Br ⁻	^{-I}
Al ₂ O ₃	Al ³⁺	^{III}
	O ²⁻	^{-II}
CaS	Ca ²⁺	^{II}
	S ²⁻	^{-II}

► **Reguła 9.** W jonach złożonych suma stopni utlenienia wszystkich pierwiastków chemicznych tworzących ten jon jest równa ładunkowi tego jonu, np.:



! Stopień utlenienia wodoru w wodorkach litowców i berylówców, np.



! Stopień utlenienia tlenu w nadtlenkach, np.



! Stopień utlenienia tlenu w związkach z fluorem, np.



Przykład 45.

Plan rozwiązywania

- 1 Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych zgodnie z regułami (patrz s. 128).
- 2 Oblicz nieznan stopień utlenienia pierwiastka chemicznego.
- 3 Napisz odpowiedź.

Jak ustalić stopień utlenienia pierwiastków chemicznych w cząsteczkach i związkach chemicznych?

Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w: Cl_2 , S_8 , AlCl_3 , Cl_2O_7 , H_3PO_4 , HClO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

- 1 Pierwiastki chemiczne – chlor, siarka – w cząsteczkach Cl_2 i S_8 mają zerowy stopień utlenienia.
Tlen w tlenkach jest na -II stopniu utlenienia, a wodór zazwyczaj na I stopniu utlenienia. Beryl należy do berylowców, dlatego w związkach chemicznych jest na II stopniu utlenienia, a chlor w chlorkach na -I stopniu utlenienia, zatem:



- 2 Nieznany stopień utlenienia pierwiastka chemicznego oznacza się jako x i oblicza zgodnie z regułą:

▶ suma stopni utlenienia wszystkich atomów tworzących związek chemiczny wynosi 0, zatem:

$$\begin{aligned} &\overset{x}{\text{Cl}}_2\overset{-\text{II}}{\text{O}}_7 \\ &2 \cdot x + 7 \cdot (-\text{II}) = 0 \\ &2x = \text{XIV} \\ &x = \text{VII} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &\overset{\text{I}}{\text{H}}\overset{x}{\text{P}}\overset{-\text{II}}{\text{O}}_4 \\ &\text{I} + x + 4 \cdot (-\text{II}) = 0 \\ &\text{I} + x - \text{VIII} = 0 \\ &x = \text{VII} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &\overset{\text{I}}{\text{H}}_3\overset{x}{\text{P}}\overset{-\text{II}}{\text{O}}_4 \\ &3 \cdot \text{I} + x + 4 \cdot (-\text{II}) = 0 \\ &\text{III} + x - \text{VIII} = 0 \\ &x = \text{V} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &\overset{\text{III}}{\text{Al}}_2(\overset{x}{\text{S}}\text{O}_4)_3 \\ &2 \cdot \text{III} + 3 \cdot (x + 4 \cdot (-\text{II})) = 0 \\ &\text{VI} + 3x - \text{XXIV} = 0 \\ &x = \text{VI} \end{aligned}$$

! Suma stopni utlenienia atomów wszystkich pierwiastków chemicznych tworzących związek chemiczny wynosi 0.

- 3 Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w:

▶ cząsteczkach: $\overset{0}{\text{Cl}}_2$, $\overset{0}{\text{S}}_8$

▶ tlenku: $\overset{\text{VII}}{\text{Cl}}_2\overset{-\text{II}}{\text{O}}_7$

▶ kwasach: $\overset{\text{I}}{\text{H}}_3\overset{\text{V}}{\text{P}}\overset{-\text{II}}{\text{O}}_4$, $\overset{\text{I}}{\text{H}}\overset{\text{VII}}{\text{Cl}}\overset{-\text{II}}{\text{O}}_4$

▶ wodorotlenku: $\overset{\text{II}}{\text{Ba}}(\overset{-\text{I}}{\text{O}}\text{H})_2$

▶ solach: $\overset{\text{III}}{\text{Al}}\text{Cl}_3$, $\overset{\text{III}}{\text{Al}}_2(\overset{\text{VI}}{\text{S}}\text{O}_4)_3$

Przykład 46.

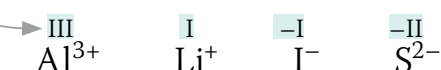
Plan rozwiązywania

- 1 Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych zgodnie z regułami (patrz s. 128).
- 2 Oblicz nieznan stopień utlenienia pierwiastka chemicznego.
- 3 Napisz odpowiedź.

Jak ustalić stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w jonach?

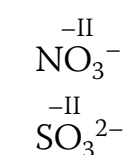
Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w jonach: Al^{3+} , Li^+ , I^- , S^{2-} , NO_3^- , SO_3^{2-} .

- 1 Pierwiastki chemiczne w jonach prostych: Al^{3+} , Li^+ , I^- , S^{2-} mają stopień utlenienia równy ładunkowi jonu (patrz s. 129), zatem:



! Stopień utlenienia w jonie prostym jest równy ładunkowi jonu.

Tlen zazwyczaj występuje na -II stopniu utlenienia (patrz s. 129), zatem:



- 2 Nieznany stopień utlenienia pierwiastka chemicznego oznacza się jako x i oblicza zgodnie z regułą:

▶ suma stopni utlenienia wszystkich pierwiastków chemicznych tworzących jon złożony jest równa ładunkowi tego jonu, zatem:

$$\begin{aligned} &\overset{x}{\text{N}}\overset{-\text{II}}{\text{O}}_3^- \\ &x + 3 \cdot (-\text{II}) = -\text{I} \\ &x - \text{VI} = -\text{I} \\ &x = \text{V} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &\overset{x}{\text{S}}\overset{-\text{II}}{\text{O}}_3^{2-} \\ &x + 3 \cdot (-\text{II}) = -\text{II} \\ &x - \text{VI} = -\text{II} \\ &x = \text{IV} \end{aligned}$$

! Suma stopni utlenienia atomów w jonie złożonym jest równa ładunkowi tego jonu.

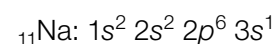
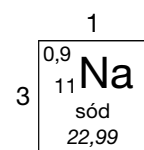
- 3 Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych:

▶ w jonach prostych: $\overset{\text{III}}{\text{Al}}^{3+}$, $\overset{\text{I}}{\text{Li}}^+$, $\overset{-\text{I}}{\text{I}}^-$, $\overset{-\text{II}}{\text{S}}^{2-}$,

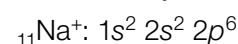
▶ w jonach złożonych: $\overset{\text{V}}{\text{N}}\overset{-\text{II}}{\text{O}}_3^-$, $\overset{\text{IV}}{\text{S}}\overset{-\text{II}}{\text{O}}_3^{2-}$.

Ważne w temacie Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych

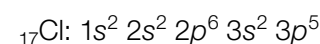
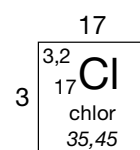
1. Ustalę stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych na podstawie ich konfiguracji elektronowej i elektroujemności, np. NaCl:



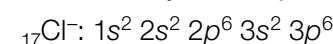
Pierwiastek chemiczny o mniejszej elektroujemności oddaje elektrony walencyjne. Zatem atom sodu odda **1** elektron walencyjny z ostatniej powłoki elektronowej. Uzyska wtedy trwałą konfigurację elektronową i utworzy kation o konfiguracji:



W jonie Na^+ stopień utlenienia sodu to **I**.



Pierwiastek chemiczny o większej elektroujemności przyjmuje elektrony walencyjne. Zatem atom chloru przyjmie **1** elektron walencyjny na ostatnią powłokę elektronową. Uzyska wtedy trwałą konfigurację elektronową i utworzy anion o konfiguracji:



W jonie Cl^- stopień utlenienia chloru to **-I**.

Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych

3. Ustalę stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w jonach, np.:



$x + 4 \cdot (-\text{II}) = -\text{III}$

$x - \text{XVIII} = -\text{III}$

$x = \text{V}$

2. Ustalę stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w związkach chemicznych, np.:



$\text{III} + 3 \cdot (x + 3 \cdot (-\text{II})) = 0$

$\text{III} + 3x - \text{XVIII} = 0$

$3x = \text{XVIII} - \text{III}$

$3x = \text{XV}$

$x = \text{V}$

Zapamiętaj!

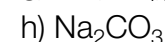
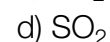
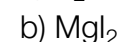
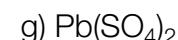
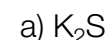
Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego – jest równy liczbie elektronów, które atom pierwiastka chemicznego oddałby lub przyjąłby, przy założeniu, że z innymi pierwiastkami chemicznymi tworzy on wiązania o charakterze jonowym.

Zadania

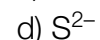
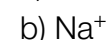
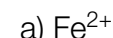


ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

1. Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w związkach chemicznych o podanych wzorach.



2. Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w jonach o podanych wzorach.



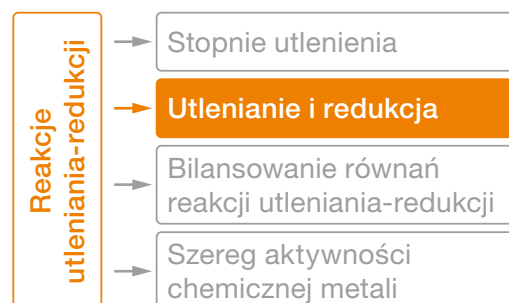
3. Wyjaśnij, dlaczego tlen w tlenkach występuje na -II stopniu utlenienia.

15

Utleniacz i reduktor. Reakcje utleniania-redukcji

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja*
- wskazywanie utleniacza i reduktora w reakcjach utleniania-redukcji
- ustalanie utleniania i redukcji w równaniach reakcji chemicznych



Duża ilość energii (fot. 41.), niezbędna do prawidłowego funkcjonowania organizmu, wydziela się w reakcjach utleniania. Wymagają one dużych ilości tlenu w organizmie. Jeżeli tlenu jest zbyt mało, to zachodzi reakcja utleniania prowadząca do powstawania związku chemicznego, który powoduje uczucie zmęczenia.



Fot. 41. Człowiek odczuwa zmęczenie wtedy, gdy organizm jest niedotleniony.

Reakcje utleniania-redukcji

Reakcje utleniania-redukcji, nazywane też reakcjami redoks, **to przemiany, w których te same pierwiastki chemiczne w produktach i w substratach występują na innych stopniach utlenienia**. Zatem podczas reakcji utleniania-redukcji następuje zmiana wartości stopni utlenienia pierwiastków chemicznych.

Aby sprawdzić, czy dana reakcja chemiczna jest reakcją utleniania-redukcji, **należy ustalić stopnie utlenienia** poszczególnych pierwiastków chemicznych w substratach oraz w produktach i **je porównać**.

W reakcjach utleniania-redukcji jeden z pierwiastków chemicznych zwiększa, a drugi zmniejsza swój stopień utlenienia.

Zwiększanie stopnia utlenienia jest związane z procesem oddawania elektronów przez atomy pierwiastka chemicznego. Zmniejszanie stopnia utlenienia – z procesem przyjmowania elektronów przez atomy pierwiastka chemicznego.

Stopień utlenienia
→ patrz s. 126

Przykład 47.

Plan rozwiązywania

- 1 Ustal i porównaj stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w substratach i produktach.
- 2 Napisz odpowiedź.

Jak ustalić, czy równanie przedstawia reakcję utleniania-redukcji?

Wskaż równania reakcji utleniania-redukcji.

- a) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$
- b) $2\text{CO} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2$
- c) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{T} \text{CaO} + \text{CO}_2$
- d) $\text{Zn} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- e) $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Równanie reakcji chemicznej	Porównanie stopni utlenienia	
	substraty	produkty
a) $4\overset{0}{\text{Al}} + 3\overset{0}{\text{O}_2} \longrightarrow 2\overset{\text{III}}{\text{Al}}\overset{-\text{II}}{\text{O}_3}$	$0 \neq \text{III}$ $0 \neq -\text{II}$ zmiana stopni utlenienia pierwiastków chemicznych ☑ reakcja utleniania-redukcji	
b) $2\overset{\text{II}}{\text{CO}} + \overset{0}{\text{O}_2} \longrightarrow 2\overset{\text{IV}}{\text{CO}_2}$	$\text{II} \neq \text{IV}$ $0 \neq -\text{II}$ zmiana stopni utlenienia pierwiastków chemicznych ☑ reakcja utleniania-redukcji	
c) $\overset{\text{II}}{\text{Ca}}\overset{\text{IV}}{\text{CO}_3} \xrightarrow{T} \overset{\text{II}}{\text{CaO}} + \overset{\text{IV}}{\text{CO}_2}$	$\text{II} = \text{II}$ $\text{IV} = \text{IV}$ $-\text{II} = -\text{II}$ brak zmiany stopni utlenienia pierwiastków chemicznych – reakcja <u>nie jest</u> reakcją utleniania-redukcji	
d) $\overset{0}{\text{Zn}} + 2\overset{\text{I}}{\text{H}}\overset{-\text{I}}{\text{Cl}} \longrightarrow \overset{\text{II}}{\text{Zn}}\overset{-\text{I}}{\text{Cl}_2} + \overset{0}{\text{H}_2}$	$0 \neq \text{II}$ $\text{I} \neq 0$ $-\text{I} = -\text{I}$ zmiana stopni utlenienia pierwiastków chemicznych ☑ reakcja utleniania-redukcji	
e) $2\overset{\text{I}}{\text{K}}\overset{-\text{II}}{\text{OH}} + \overset{\text{VI}}{\text{H}_2}\overset{-\text{II}}{\text{SO}_4} \longrightarrow \overset{\text{I}}{\text{K}_2}\overset{\text{VI}}{\text{SO}_4} + 2\overset{\text{I}}{\text{H}_2}\overset{-\text{II}}{\text{O}}$	$\text{I} = \text{I}$ $\text{VI} = \text{VI}$ $-\text{II} = -\text{II}$ $\text{I} = \text{I}$ brak zmiany stopni utlenienia pierwiastków chemicznych – reakcja <u>nie jest</u> reakcją utleniania-redukcji	

- 2 Reakcjami utleniania-redukcji są reakcje chemiczne przedstawione w punktach: a), b) i d).

Utlenianie

Utlenianie to **reakcja, której towarzyszy oddawanie elektronów** przez jony lub atomy pierwiastków chemicznych. Podczas utlenienia pierwiastek chemiczny **zwiększa** swój stopień utlenienia.

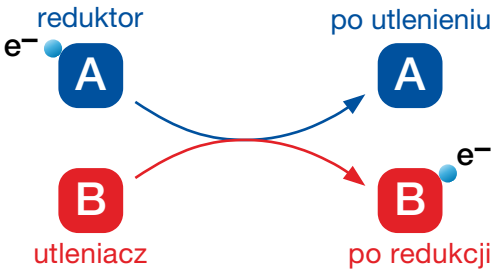
Utlenianie – oddawanie elektronów i zwiększanie stopnia utlenienia.

Redukcja

Redukcja to **reakcja, której towarzyszy przyjmowanie elektronów** przez jony lub atomy pierwiastków chemicznych. Podczas redukcji pierwiastek chemiczny **zmniejsza** swój stopień utlenienia.

Redukcja – przyjmowanie elektronów i zmniejszanie stopnia utlenienia.

W tych reakcjach biorą udział dwa rodzaje substancji: utleniacz i reduktor (rys. 21.).



Rys. 21. Model utleniania i redukcji.

Utleniacz i reduktor

Utleniacz w reakcjach utleniania-redukcji przyjmuje elektrony, czyli ulega redukcji. Prowadzi to do zmniejszenia stopnia utlenienia pierwiastka chemicznego.

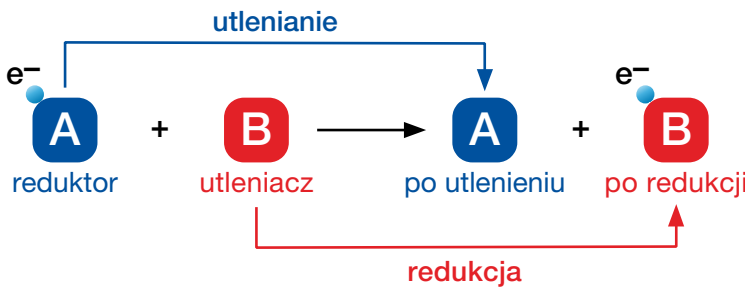
Przykłady **utleniaczy**:

- ▶ H_2O_2 ,
- ▶ KMnO_4 .

Reduktor w reakcjach utleniania-redukcji oddaje elektrony, czyli ulega utlenieniu. Prowadzi to do zwiększenia stopnia utlenienia pierwiastka chemicznego (rys. 22.).

Przykłady **reduktorów**:

- ▶ H_2S ,
- ▶ H_2 .

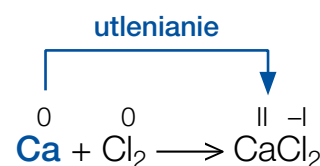
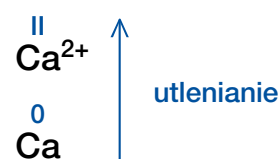


Rys. 22. Model reakcji utleniania-redukcji. Utleniacz i reduktor to substraty reakcji chemicznej.

! W reakcjach utleniania-redukcji (redoks) utlenianie i redukcja zachodzą jednocześnie.

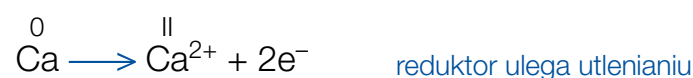
Ustalanie reduktora i utleniacza w równaniach reakcji chemicznych

Przykładem reakcji utleniania-redukcji jest reakcja otrzymywania chlorku wapnia z pierwiastków chemicznych. W tej reakcji chemicznej atom wapnia zwiększa stopień utlenienia z 0 do II, gdyż oddaje dwa elektrony, zatem **ulega reakcji utleniania**:

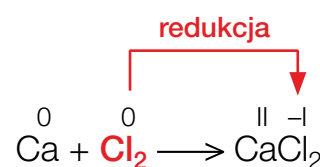
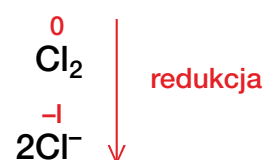


Atom wapnia oddaje elektrony, czyli wapń zwiększa swój stopień utlenienia, zatem atom wapnia jest **reduktorem**.

Reakcję utleniania przedstawia równanie:



Elektrony oddawane przez atom wapnia (reduktor) są **przyjmowane przez** atomy chloru (utleniacz). Dzięki temu chlor zmniejsza swój stopień utlenienia z 0 do -I, zatem **ulega reakcji redukcji**:

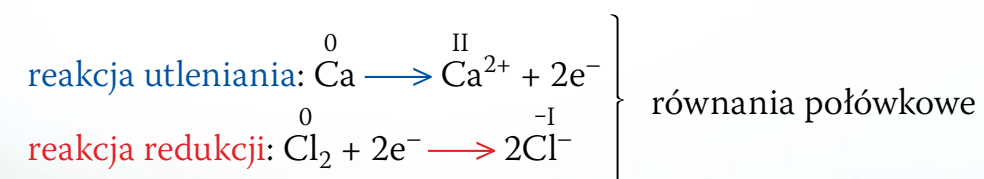


Cząsteczka chloru przyjmuje elektrony, czyli chlor zmniejsza swój stopień utlenienia, zatem cząsteczka chloru jest **utleniaczem**.

Reakcję redukcji przedstawia równanie:



Równania opisujące reakcję utleniania i reakcję redukcji z uwzględnieniem liczby oddawanych i przyjmowanych elektronów nazywa się **równaniami połówkowymi**:



Chemia w akcji

Energia, która powstaje w reakcji utleniania-redukcji zachodzącej w organizmach robaczek świętojańskich, wydzielą się na sposób światła (fot. 42.).

Fot. 42. Chrząszcze mogą dowolnie „włączać” i „wyłączać” światło.

Przykład 48.

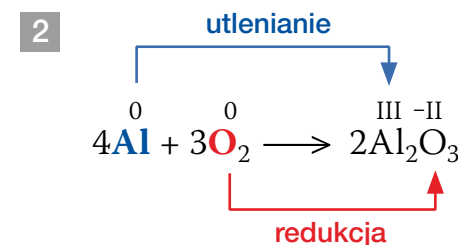
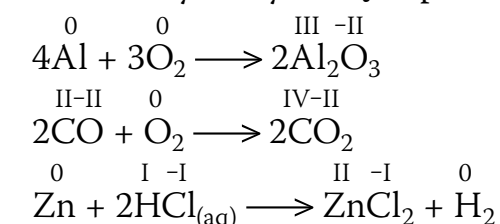
Plan rozwiązywania

- 1 Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych.
- 2 Wskaż reakcję utleniania i reakcję redukcji oraz utleniacz i reduktor.

Jak ustalić, który pierwiastek chemiczny jest utleniaczem, a który reduktorem w reakcji utleniania-redukcji?

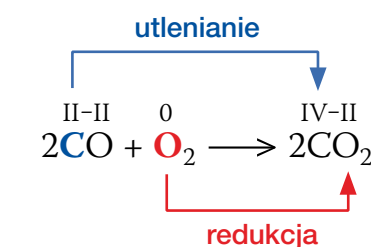
Wskaż równania reakcji utleniania i redukcji oraz utleniacz i reduktor w reakcjach redoks (a, b, d) z przykładu 47., s. 134.

- 1 Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w reakcjach chemicznych wynoszą odpowiednio:



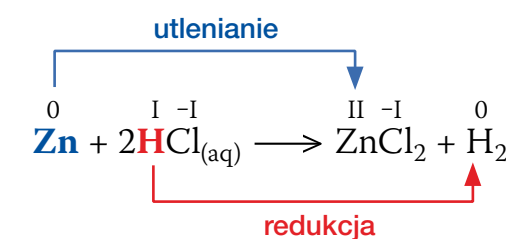
Atom glinu oddaje elektrony, czyli glin zwiększa stopień utlenienia, zatem atom glinu **jest reduktorem**.

Atomy tlenu przyjmują elektrony, czyli tlen zmniejsza stopień utlenienia, zatem cząsteczka tlenu **jest utleniaczem**.



Atom węgla oddaje elektrony, czyli węgiel zwiększa stopień utlenienia, zatem cząsteczka CO **jest reduktorem**.

Atomy tlenu przyjmują elektrony, czyli tlen zmniejsza stopień utlenienia, zatem cząsteczka tlenu **jest utleniaczem**.

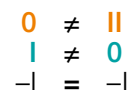
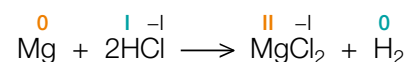


Atom cynku oddaje elektrony, czyli cynk zwiększa stopień utlenienia, zatem cynk **jest reduktorem**.

Atom wodoru przyjmuje elektrony, czyli wodór zmniejsza stopień utlenienia, zatem cząsteczka HCl **jest utleniaczem**.

Ważne w temacie **Utleniacz i reduktor. Reakcje utleniania-redukcji**

1. Rozpoznaję reakcje utleniania-redukcji.

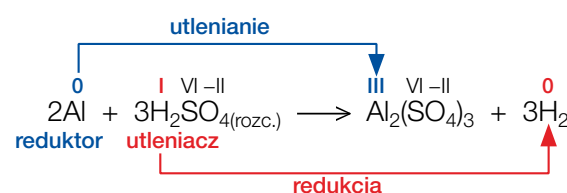


zmiana stopni utlenienia
pierwiastków chemicznych

☑ reakcja utleniania-redukcji

Utleniacz i reduktor. Reakcje utleniania-redukcji

2. Wskazuję utleniacz, reduktor oraz proces utleniania i redukcji w podanym równaniu reakcji chemicznej.



Zapamiętaj!

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

Utlenianie – reakcja, której towarzyszy oddawanie elektronów przez jony lub atomy pierwiastków chemicznych.

Redukcja – reakcja, której towarzyszy przyjmowanie elektronów przez jony lub atomy pierwiastków chemicznych.

Utleniacz – w reakcjach utleniania-redukcji przyjmuje elektrony, czyli ulega redukcji. Prowadzi to do zmniejszenia stopnia utlenienia pierwiastka chemicznego.

Reduktor – w reakcjach utleniania-redukcji oddaje elektrony, czyli ulega utlenianiu. Prowadzi to do zwiększenia stopnia utlenienia pierwiastka chemicznego.

Zadania



1. Ustal, które z podanych reakcji są reakcjami utleniania-redukcji. Wskaż w nich utleniacz i reduktor.

- | | |
|--|--|
| a) $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ | d) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{K}_3\text{PO}_4 \longrightarrow 2\text{FePO}_4\downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4$ |
| b) $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$ | e) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$ |
| c) $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$ | f) $\text{HClO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_3 \longrightarrow 3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ |

2. Wybierz zdanie, które jest prawdziwe.

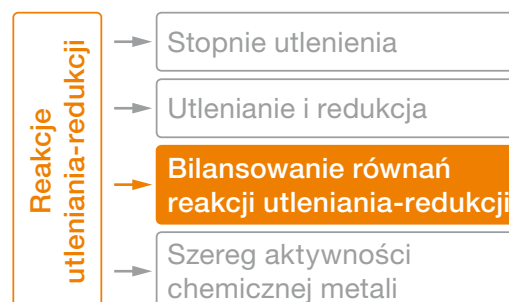
- W reakcjach metali 1. i 2. grupy układu okresowego z mocnymi kwasami wodór pełni funkcję reduktora.
- Reakcje spalania nie są reakcjami utleniania-redukcji.
- W reakcjach utleniania-redukcji fluor zawsze pełni funkcję utleniacza.

16

Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji związków nieorganicznych

Ważne w tym temacie:

- dobieranie współczynników stechiometrycznych reakcji chemicznej metodą bilansu elektronowego
- dobieranie współczynników stechiometrycznych reakcji chemicznej metodą bilansu jonowo-elektronowego



Z lekcji matematyki wiadomo, że lewa strona równania musi równać się prawej (fot. 43.). Ta sama zasada obowiązuje podczas bilansowania równań reakcji chemicznych.



Fot. 43. W równaniu matematycznym lewa strona zawsze musi równać się prawej.

Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji związków nieorganicznych

Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji polega na **prawidłowym dobraniu współczynników stechiometrycznych** na podstawie bilansu elektronów wymienionych między utleniaczem a reduktorem. W tym celu trzeba tak dobrać liczby atomów lub jonów utleniacza i reduktora, aby **liczba elektronów oddanych przez atomy lub jony reduktora była równa liczbie elektronów przyjętych przez atomy lub jony utleniacza** (rys. 23.).



Rys. 23. Model oddawania elektronów przez reduktor i przyjmowania ich przez utleniacz.

Bilansowanie równania reakcji utleniania-redukcji należy zacząć od uzupełnienia go współczynnikami stechiometrycznymi wynikającymi z tzw. bilansu elektronowego lub bilansu elektronowo-jonowego. Następnie trzeba tak dobrać pozostałe współczynniki stechiometryczne, aby liczby wszystkich atomów po stronie substratów były takie jak po stronie produktów.

Reakcje utleniania-redukcji
→ patrz s. 133

Utleniacz i reduktor
→ patrz s. 135

Przykład 49.

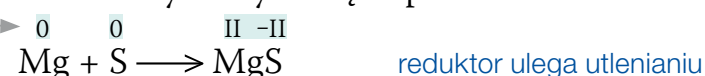
Plan rozwiązywania

- 1 Napisz równanie reakcji chemicznej i ustal stopnie utlenienia pierwiastków.
- 2 Napisz równania półokowe.
- 3 Ułóż bilans elektronowy.
- 4 Wpisz ustalone liczby jako współczynniki stechiometryczne do równania reakcji.
- 5 Sprawdź poprawność doboru współczynników stechiometrycznych.

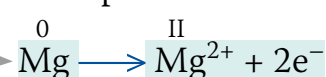
Jak ustalić współczynniki stechiometryczne w równaniu reakcji otrzymywania siarczku magnezu metodą bilansu elektronowego?

Ustal metodą bilansu elektronowego współczynniki stechiometryczne w równaniu reakcji otrzymywania siarczku magnezu.

- 1 Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w reakcjach chemicznych wynoszą odpowiednio:



- 2 Magnez zwiększa swój stopień utlenienia z 0 do II, co odpowiada oddaniu przez każdy atom magnezu 2 elektronów:



Siarka zmniejsza swój stopień utlenienia z 0 do -II, co odpowiada pobraniu przez każdy atom siarki 2 elektronów:



Równanie półokowe	Lewa strona (substraty)	Prawa strona (produkty)
$\overset{0}{\text{Mg}} \longrightarrow \overset{\text{II}}{\text{Mg}}^{2+} + 2\text{e}^{-}$	0	$2 + 2 \cdot (-1) = 0$
$\overset{0}{\text{S}} + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \overset{-\text{II}}{\text{S}}^{2-}$	$0 + 2 \cdot (-1) = -2$	-2

Zgadza się, bo $0 = 0$.

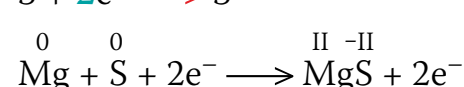
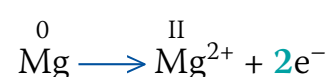
Zgadza się, bo $-2 = -2$.

! Równania półokowe muszą spełniać **zasadę zachowania ładunku**, to znaczy, że suma ładunków po lewej stronie równania musi być równa sumie ładunków po prawej stronie równania półokowego. Musi być także spełniona zasada zachowania masy.

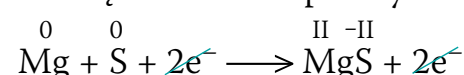
- 3 Procesy utleniania i redukcji zachodzą równocześnie, dlatego **liczba elektronów przyjętych** przez utleniacz **musi być równa liczbie elektronów oddanych** przez reduktor.

W tym przypadku obie te liczby są równe 2.

Po dodaniu stronami równań półokowych:



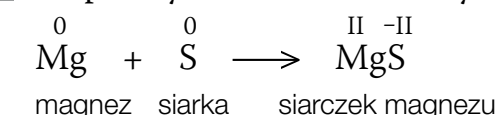
Liczbę elektronów po obydwu stronach równania można skrócić:



ciąg dalszy przykładu na s. 141

początek przykładu na s. 140

- 4 Współczynniki stechiometryczne w tym przypadku wynoszą 1:



! Współczynników stechiometrycznych o wartości 1 nie zapisuje się w równaniu reakcji chemicznej.

- 5 Liczba atomów lub jonów pierwiastka chemicznego w substratach musi być równa liczbie atomów lub jonów tego pierwiastka chemicznego w produktach:

Pierwiastek chemiczny	Liczba atomów lub jonów pierwiastka chemicznego	
	lewa strona (substraty)	prawa strona (produkty)
Mg	1	1
S	1	1

Zgadza się, bo $1 = 1$.

Zgadza się, bo $1 = 1$.

Przykład 50.

Plan rozwiązywania

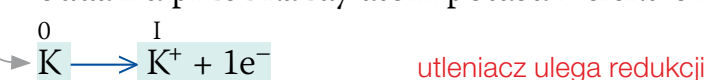
- 1 Napisz równanie reakcji chemicznej i ustal stopnie utlenienia pierwiastków.
- 2 Napisz równania półokowe.
- 3 Ułóż bilans elektronowy.
- 4 Wpisz ustalone liczby jako współczynniki stechiometryczne do równania reakcji.
- 5 Sprawdź poprawność doboru współczynników stechiometrycznych.

W jaki sposób ustalić współczynniki stechiometryczne w równaniu reakcji otrzymywania chlorku potasu metodą bilansu elektronowego?

Ustal metodą bilansu elektronowego współczynniki stechiometryczne w równaniu reakcji otrzymywania chlorku potasu.

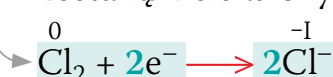


- 2 Potas zwiększa swój stopień utlenienia z 0 do I, co odpowiada oddaniu przez każdy atom potasu 1 elektronu:



Chlor zmniejsza swój stopień utlenienia z 0 do -I, co odpowiada przyjęciu przez każdy atom chloru 1 elektronu.

Chlor występuje w **cząsteczkach dwuatomowych Cl_2** , zatem w reakcji chemicznej biorą udział 2 atomy chloru i pobrane zostaną 2 elektrony:



ciąg dalszy przykładu na s. 142

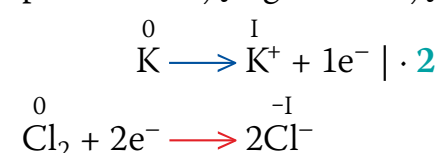
początek przykładu na s. 141

Równanie półkowe	Lewa strona (substraty)	Prawa strona (produkty)
$\overset{0}{\text{K}} \longrightarrow \overset{\text{I}}{\text{K}^+} + 1\text{e}^-$	0	$1 + 1 \cdot (-1) = 0$
$\overset{0}{\text{Cl}_2} + 2\text{e}^- \longrightarrow \overset{-\text{I}}{2\text{Cl}^-}$	$0 + 2 \cdot (-1) = -2$	-2

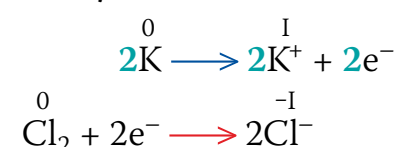
Zgadza się,
bo $0 = 0$.Zgadza się,
bo $-2 = -2$.

! Równania półkowe muszą spełniać **zasadę zachowania ładunku**, to znaczy, że suma ładunków po lewej stronie równania musi być równa sumie ładunków po prawej stronie równania półkowego.

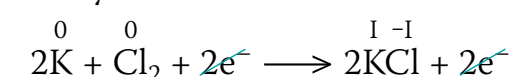
- 3 Aby zbilansować liczby elektronów przyjętych i oddanych, czyli ustalić współczynniki stechiometryczne reakcji chemicznej, należy znaleźć najmniejszą wspólną wielokrotność liczby elektronów. W tym przypadku jest to liczba **2**. Wszystkie elementy równania półkowego przedstawiającego utlenianie należy **pomnożyć przez 2**, a elementy równania półkowego przedstawiającego redukcję pozostawić bez zmian:



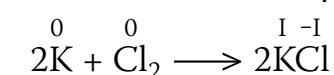
W wyniku mnożenia otrzymuje się:



Po dodaniu stronami równań półkowych można skrócić liczby elektronów:



- 4 Równanie z ustalonymi współczynnikami stechiometrycznymi:



potas chlor chlorek potasu

- 5 Liczba atomów lub jonów pierwiastka chemicznego w substratach musi być równa liczbie atomów lub jonów tego pierwiastka chemicznego w produktach.

Pierwiastek chemiczny	Liczba atomów lub jonów pierwiastka chemicznego	
	lewa strona (substraty)	prawa strona (produkty)
K	2	2
Cl	2	2

Zgadza się, bo $2 = 2$.Zgadza się, bo $2 = 2$.

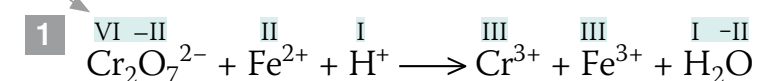
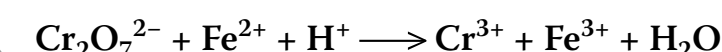
Przykład 51.

Plan rozwiązywania

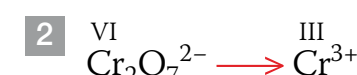
- 1 Określ stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w substratach i produktach oraz ustal pierwiastki chemiczne, których stopień utlenienia się zmienia.
- 2 Napisz schemat redukcji.
- 3 Ułóż bilans ładunków w reakcji redukcji i napisz równanie półkowe.
- 4 Napisz równanie półkowe reakcji utlenienia.
- 5 Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej z uwzględnieniem współczynników stechiometrycznych.
- 6 Sprawdź poprawność doboru współczynników stechiometrycznych.

Jak ustalić współczynniki stechiometryczne w reakcji utleniania-redukcji metodą bilansu jonowo-elektronowego?

Ustal współczynniki stechiometryczne metodą bilansu jonowo-elektronowego w reakcji przedstawionej za pomocą schematu:



Stopień utlenienia zmieniają chrom i żelazo.

Po prawej stronie schematu **brakuje atomów tlenu**, dlatego należy:

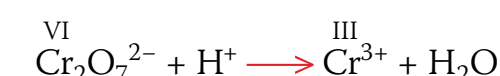
▶ dopisać tam cząsteczki wody:



Następnie trzeba wyrównać:

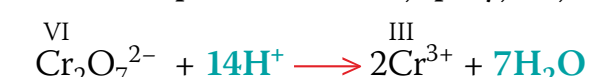
▶ liczby atomów wodoru, po obu stronach schematu,

▶ sumaryczny ładunek.

Z tego powodu po lewej stronie schematu należy dopisać odpowiednią liczbę **kationów wodoru**:

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:

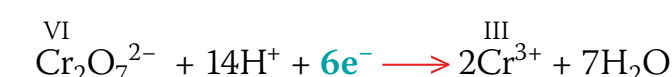


Lewa strona schematu redukcji	Prawa strona schematu redukcji
$-2 + 14 \cdot 1 = 12$	$2 \cdot \text{III} = 6$

Nie zgadza się,
bo $12 \neq 6$.

! Równanie musi spełniać **zasadę zachowania ładunku**, to znaczy, że suma ładunków po lewej stronie równania musi być równa sumie ładunków po prawej stronie.

- 3 Zgodnie z zasadą zachowania ładunku do lewej strony równania należy więc **dopisać 6 elektronów**:



ciąg dalszy przykładu na s. 144

początek przykładu na s. 143

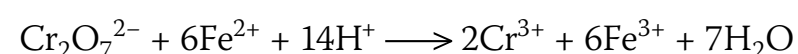
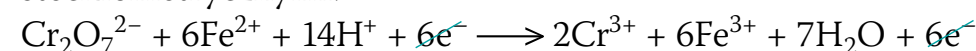
- 4 Żelazo zwiększa swój stopień utlenienia z II na III, co odpowiada oddaniu 1 elektronu:



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



- 5 Równanie z ustalonymi współczynnikami stechiometrycznymi:



- 6 Liczba atomów lub jonów pierwiastka chemicznego w substratach musi być równa liczbie atomów lub jonów tego pierwiastka chemicznego w produktach.

Pierwiastek chemiczny	Liczba atomów lub jonów pierwiastka chemicznego	
	lewa strona (substraty)	prawa strona (produkty)
Cr	2	2
O	7	7
Fe	6	6
H	14	14

Zgadza się, bo $2 = 2$.

Zgadza się, bo $7 = 7$.

Zgadza się, bo $6 = 6$.

Zgadza się, bo $14 = 14$.

► Chemia w akcji

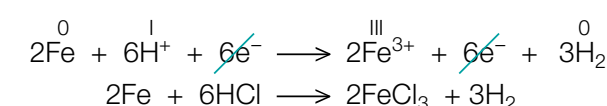
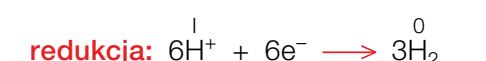
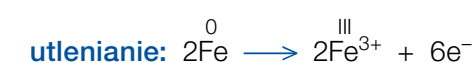
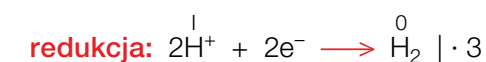
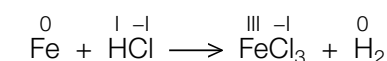
Brązowienie skóry posmarowanej samoopalaczem (fot. 44.) jest skutkiem reakcji utleniania-redukcji zachodzącej między głównym składnikiem samoopalaczy a aminokwasami występującymi w naskórku. Samoopalacze i balsamy brązujące są doskonałą alternatywą dla opalania. Dają efekt opalenizny bez konieczności narażania skóry na działanie promieniowania UV.

Fot. 44. Intensywność opalenizny zależy m.in. od grubości naskórka.

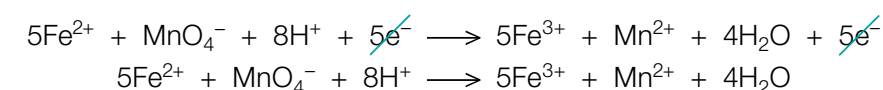
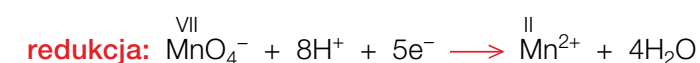
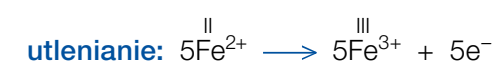
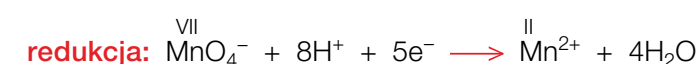
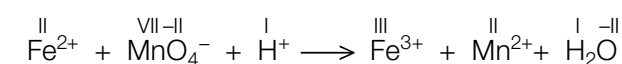


Ważne w temacie Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji związków nieorganicznych

1. Dobieram współczynniki stechiometryczne reakcji chemicznych metodą bilansu elektronowego, np. w reakcji Fe z $\text{HCl}_{(\text{aq})}$:



2. Dobieram współczynniki stechiometryczne reakcji chemicznych metodą bilansu jonowo-elektronowego, np.:



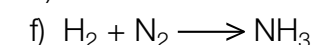
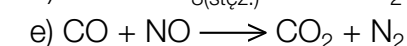
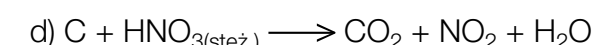
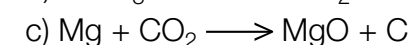
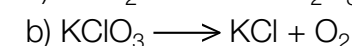
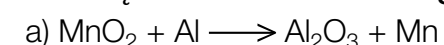
Zapamiętaj!

Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji – ustalanie współczynników stechiometrycznych reakcji utleniania-redukcji.

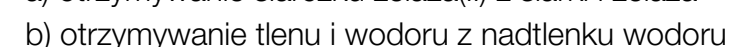
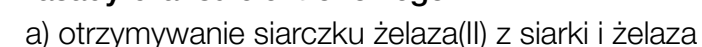
Zadania



1. Ustal współczynniki stechiometryczne w podanych równaniach reakcji chemicznych, stosując metodę bilansu elektronowego.



2. Napisz równania podanych reakcji chemicznych. Ustal współczynniki stechiometryczne, stosując zasady bilansu elektronowego.



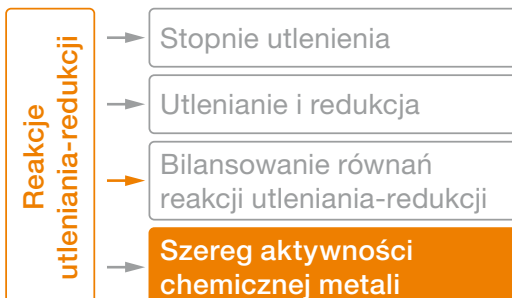
**Bilansowanie
równań reakcji
utleniania-redukcji
związków
nieorganicznych**

17

Szereg aktywności chemicznej metali

Ważne w tym temacie:

- pojęcie szeregu aktywności chemicznej metali
- reakcje metali z kwasami nieutleniającymi i utleniającymi
- porównanie aktywności chemicznej metali



Zakup złotych sztabek, monet, a nawet złotej biżuterii to od wieków doceniany i pewny sposób inwestowania. Dlaczego to właśnie złoto, a nie np. żelazo, jest traktowane jako lokata kapitału? Przede wszystkim ze względu na właściwości dekoracyjne złota, ale również jego właściwości chemiczne (fot. 45.). Złoto należy do metali o małej aktywności chemicznej. Metale o dużej aktywności chemicznej, np. żelazo, łatwo ulegają reakcjom chemicznym i zmieniają swoje właściwości.

Aktywność chemiczna metalu

Aktywność chemiczna metalu to **zdolność atomu danego metalu do oddawania elektronów podczas reakcji chemicznych**.

Miarą aktywności metali jest ich zdolność do wypierania wodoru z kwasów (fot. 46). Metale są uporządkowane w szeregu, w którym znajduje się również wodór będący punktem odniesienia.

Szereg aktywności chemicznej metali

Szereg aktywności chemicznej metali to **zbiór metali uporządkowanych w kolejności od najbardziej do najmniej aktywnego chemicznie** (rys. 24.). Wodór w szeregu aktywności metali jest punktem odniesienia.

K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Fe	Sn	Pb	H	Cu	Ag	Pt	Au
wypierają wodór z kwasów										nie wypierają wodoru z kwasów				

Rys. 24. Szereg aktywności chemicznej metali.

Fakty czy mity

Nie wszystko złoto, co się świeci – **FAKT**

Piryt to minerał (fot. 47.) do złudzenia przypominający złoto i dlatego często był z nim mylony. Występuje w postaci brył o regularnych kształtach i to m.in. odróżnia go od złota, które najczęściej tworzy grudki.



Fot. 45. Złoto jest odporne na działanie tlenu, wody, kwasów czy soli, a więc jego właściwości, m.in. barwa, się nie zmieniają.



Fot. 46. Magnez i cynk wypierają wodór z kwasu chlorowodorowego.



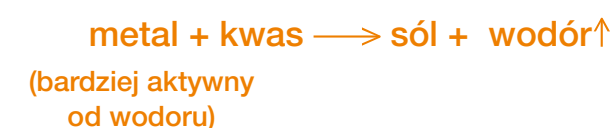
Fot. 47. Piryt – FeS₂ – w Polsce można spotkać m.in. w Górach Świętokrzyskich.

Reakcje metali z kwasami

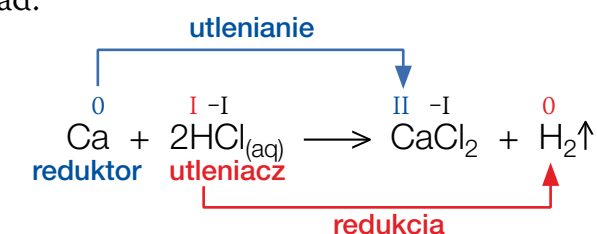
Na podstawie położenia metalu w szeregu aktywności chemicznej metali można zatem ustalić, w jaki sposób metal będzie reagował z kwasem.

Ogólne zapisy reakcji:

► metalu z kwasem nieutleniającym:



Na przykład:

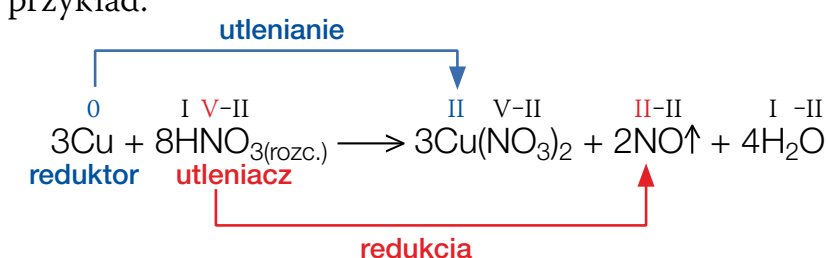


Przykłady **kwasów nieutleniających**:
HCl, HBr, HI

► metalu z kwasem utleniającym:



Na przykład:



Przykłady **kwasów utleniających**:
HNO₃, HClO₃, HClO₄

Chemia w akcji

Implanty medyczne (fot. 48.) są wykonane z takich metali i ich stopów, które nie reagują z substancjami obecnymi w organizmie i są dobrze przez niego tolerowane.

Fot. 48. Endoprotezy robi się z różnych stopów stali lub tytanu. Wyglądem przypominają staw, który mają zastąpić, i po wszczepieniu przejmują jego funkcje.



Doświadczenie 8.



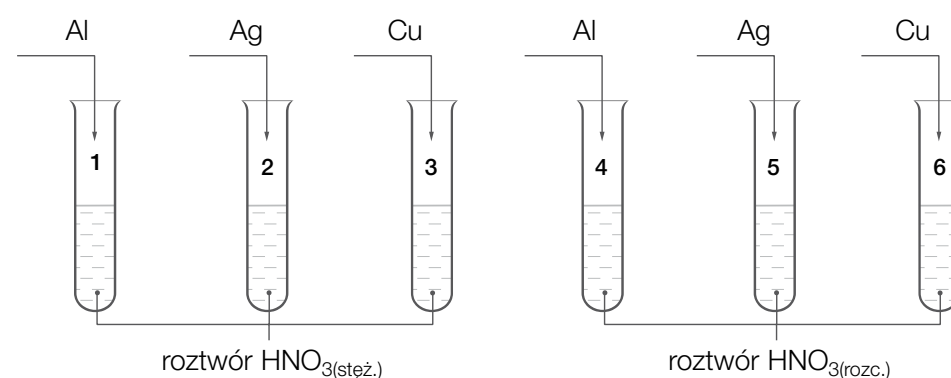
Doświadczenie 8. należy przeprowadzać pod wyciągiem lub jako pokaz w dobrze wietrzonem pomieszczeniu.

Reakcje wybranych metali z roztworami kwasu azotowego(V) – stężonym i rozcieńczonym

Odczynniki: stężony roztwór kwasu azotowego(V), rozcieńczony roztwór kwasu azotowego(V), opiłki lub wstążki glinu, srebra i miedzi.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, statyw do probówek, bagietka, pipeta, łyżka do odczynników.

Instrukcja: W 6 ponumerowanych probówkach umieścić kolejno: w probówkach 1.–3. po 1 cm³ stężonego roztworu kwasu azotowego(V), a w probówkach 4.–6. po 1 cm³ rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V). Następnie do próbek 1. i 4. dodać opiłki glinu, do próbek 2. i 5. – opiłki srebra, a do próbek 3. i 6. opiłki miedzi (schemat). Wymieszaj zawartość probówek.



Obserwacje:



Probówka 1. Brak oznak reakcji chemicznej (fot. 49.).

Probówka 2. Wydzielają się pęcherzyki brunatnego gazu.

Probówka 3. Bezbarwny roztwór zmienia barwę na zielononiebieską oraz wydzielają się pęcherzyki brunatnego gazu (fot. 49.).

Probówka 4. Wydzielają się pęcherzyki bezbarwnego gazu.

Probówka 5. Wydzielają się pęcherzyki bezbarwnego gazu.

Probówka 6. Wydzielają się pęcherzyki bezbarwnego gazu.

Po pewnym czasie roztwór zmienia barwę na jasnoniebieską.

Probówka 1.



Probówka 3.



Fot. 49. Działanie stężonego roztworu kwasu azotowego(V) HNO₃ na glin (probówka 1.) i reakcja miedzi ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V) HNO₃ (probówka 3.).

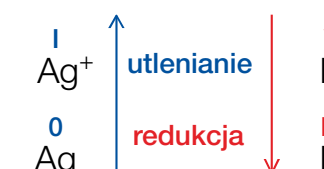
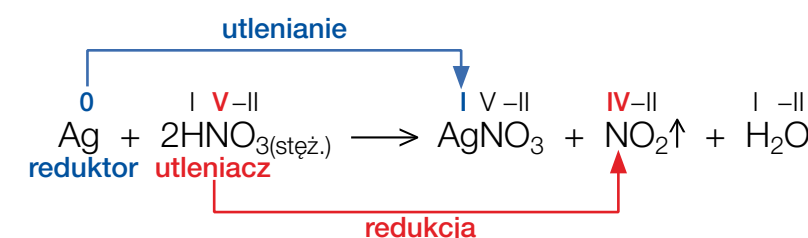
ciąg dalszy doświadczenia na s. 149

początek doświadczenia na s. 148

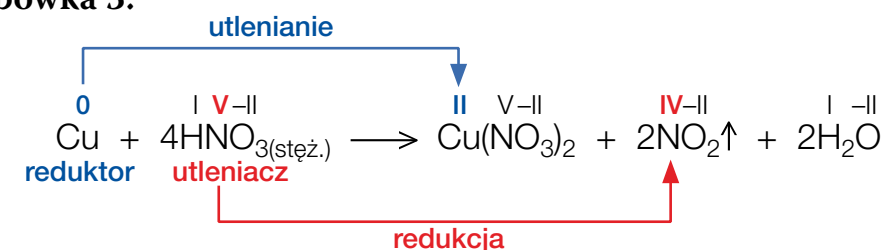
Wniosek: Stężony roztwór kwasu azotowego(V) nie reaguje z glinem, ale reaguje ze srebrem i z miedzią. Rozcieńczony roztwór kwasu azotowego(V) reaguje ze wszystkimi metalami użytymi w doświadczeniu. Zarówno stężony, jak i rozcieńczony roztwór kwasu azotowego(V) wykazują właściwości utleniające.

Reakcje chemiczne zachodzące w doświadczeniu można przedstawić za pomocą równań:

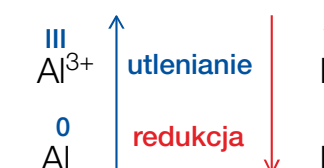
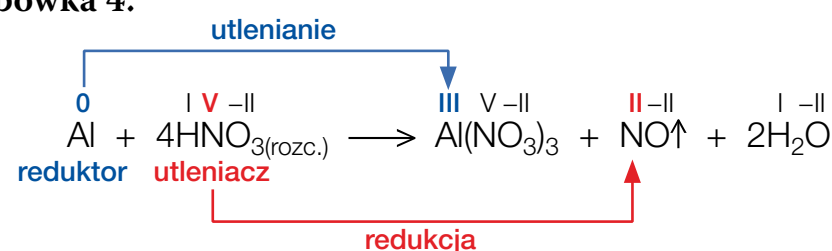
Probówka 2.



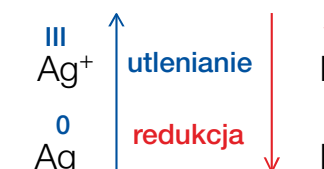
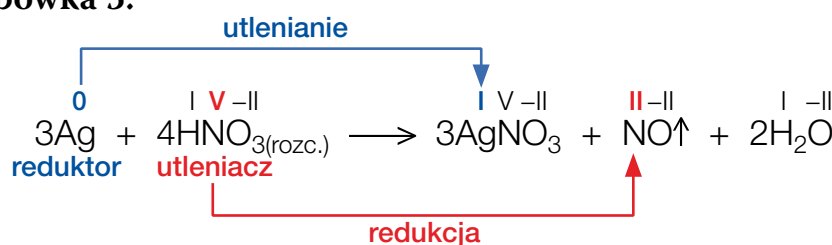
Probówka 3.



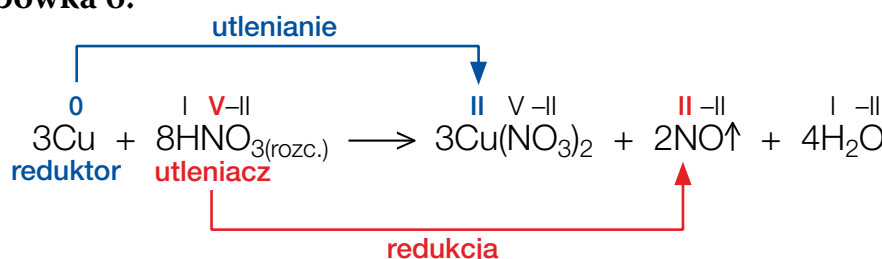
Probówka 4.



Probówka 5.



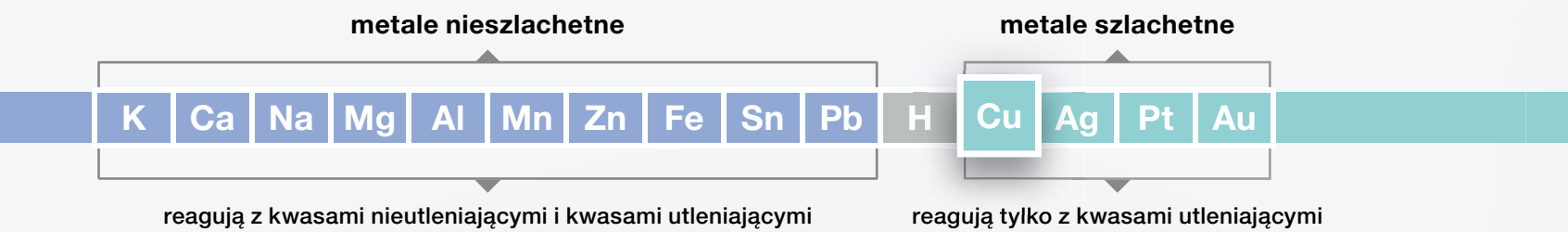
Probówka 6.



Reakcje utleniania-redukcji

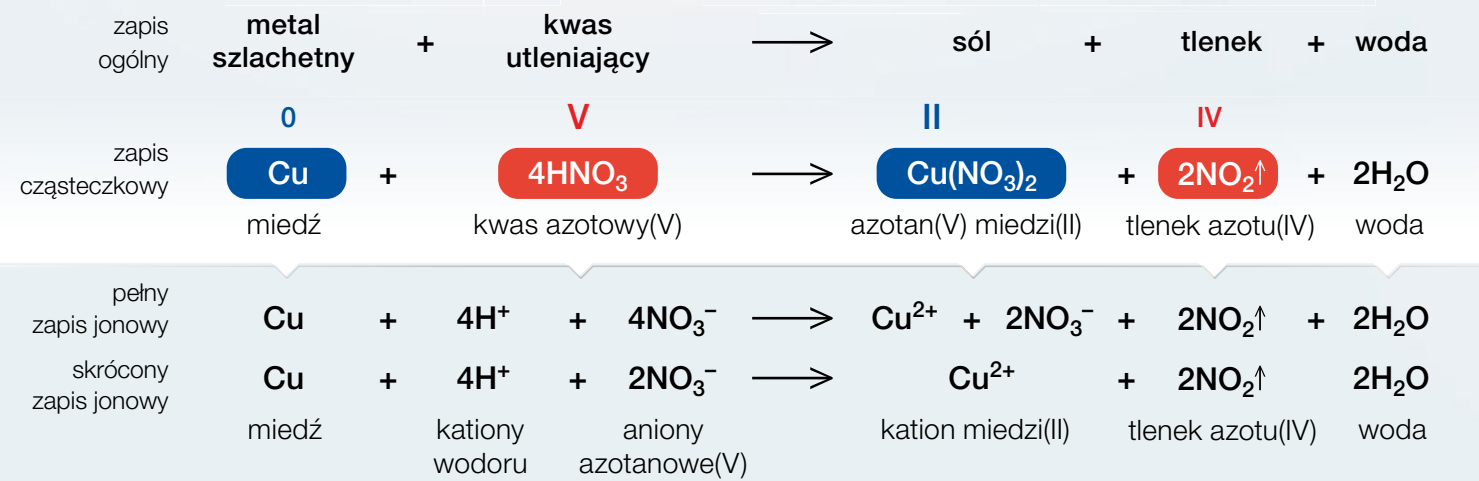
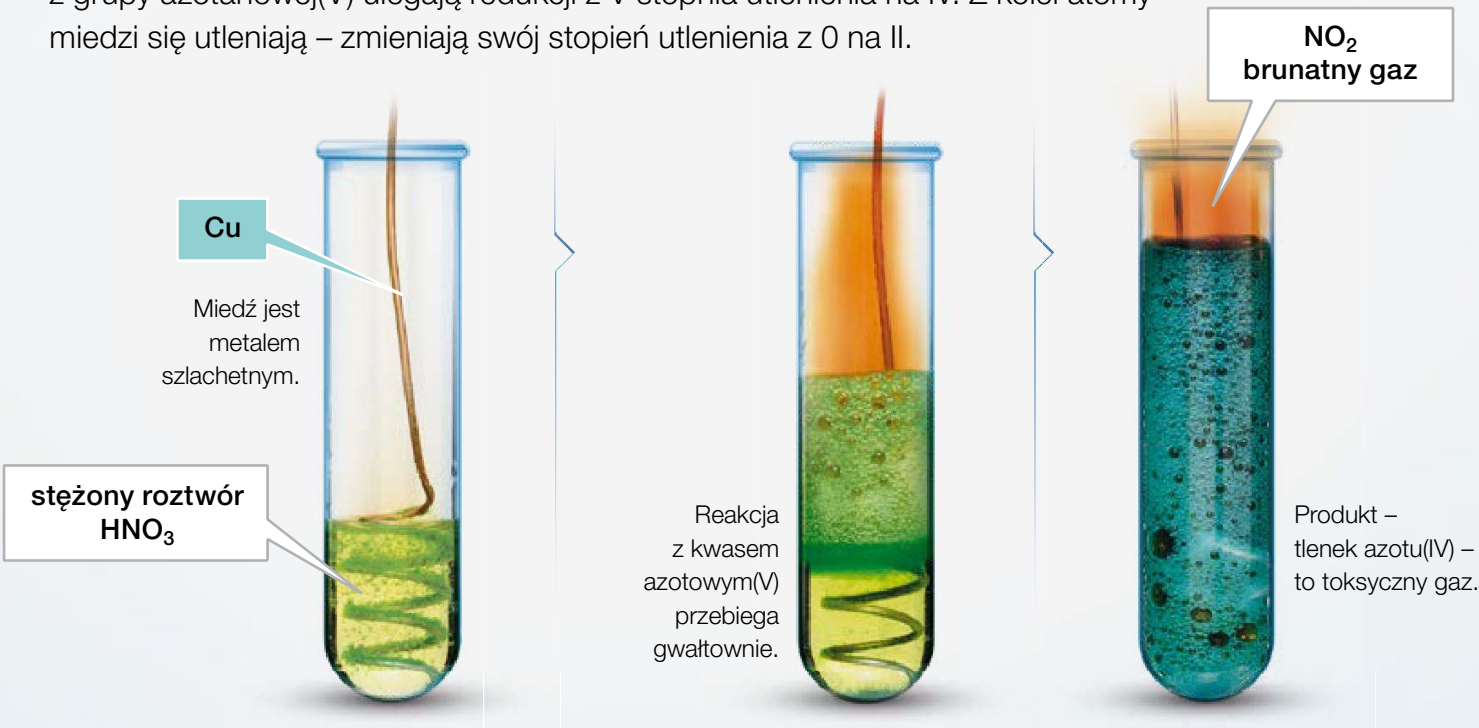
Charakterystyczną cechą reakcji metali z kwasami oraz metali z solami jest zmiana stopni utlenienia pierwiastków chemicznych. Oznacza to, że np. srebro, które występuje w jednym z substratów na I stopniu utlenienia, w produkcie tej reakcji chemicznej będzie mieć inny stopień utlenienia, np. 0. Takie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

Szereg aktywności metali



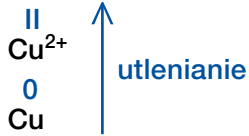
Reakcja metali szlachetnych z kwasami utleniającymi

Metale szlachetne, np. miedź, reagują z kwasami utleniającymi, np. stężonym roztworem kwasu azotowego(V). Produktem tej reakcji chemicznej jest tlenek azotu(IV). Atomy azotu z grupy azotanowej(V) ulegają redukcji z V stopnia utlenienia na IV. Z kolei atomy miedzi się utleniają – zmieniają swój stopień utlenienia z 0 na II.

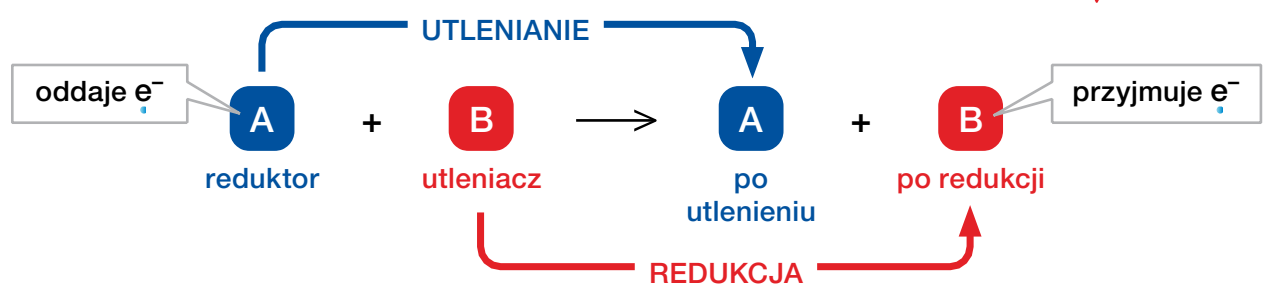


Przypomnij sobie – reduktor i utleniacz

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

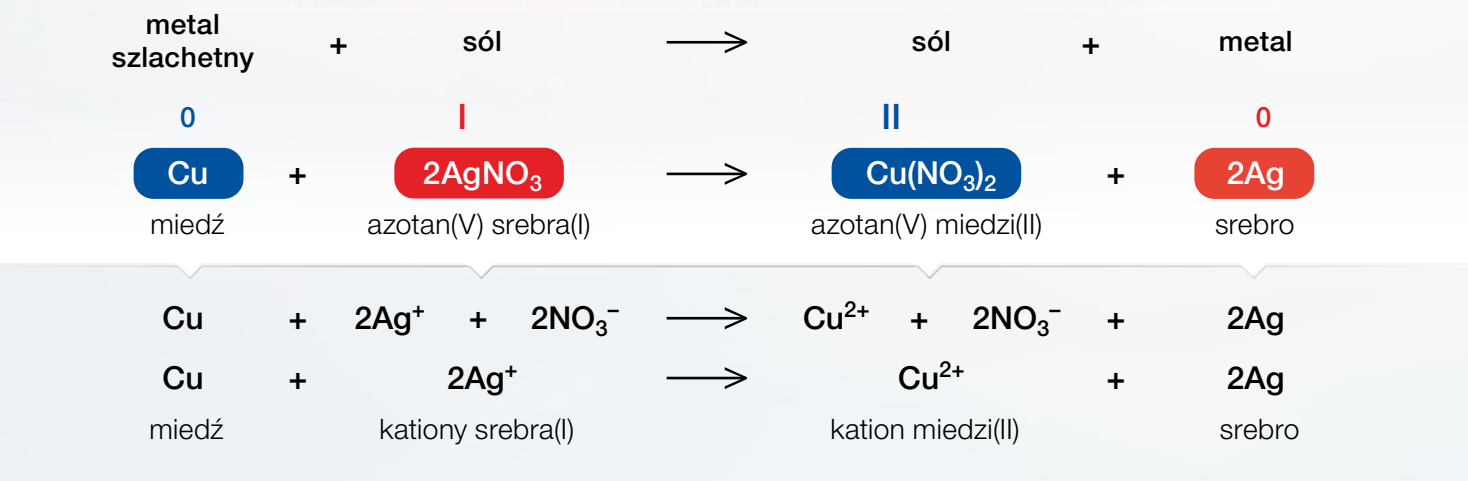
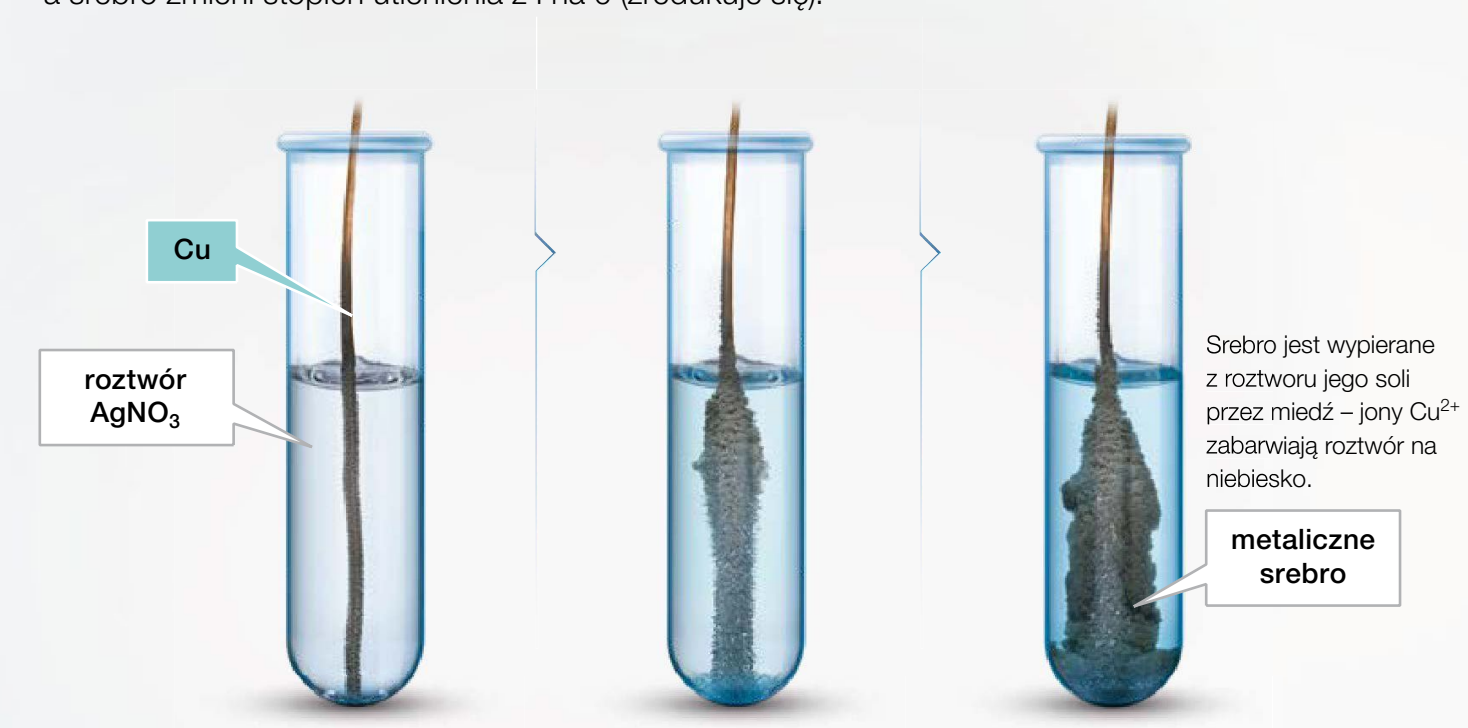


Utleniaczem jest ten pierwiastek chemiczny, który obniża swój stopień utlenienia. Czyli podczas reakcji chemicznej atomy utleniacza przyjmują elektrony i zmieniają swój stopień utlenienia, np. z V na IV:



Reakcja metali z solami innych metali

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



Zwiększanie się
aktywności chemicznej
metali w szeregu
aktywności

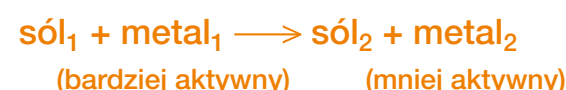
metal
bardziej
aktywny

metal
mniej
aktywny

Porównanie aktywności chemicznej metali

Na podstawie położenia metalu w szeregu aktywności chemicznej metali można ustalić, czy możliwa jest reakcja chemiczna między roztworem soli danego metalu a innym metalem. Metal musi być bardziej aktywny niż ten, który wydziela się po reakcji chemicznej.

Ogólny zapis reakcji soli z metalem ma postać:



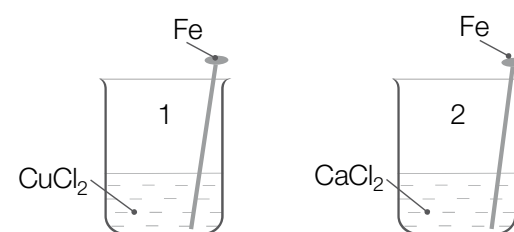
Doświadczenie 9.

Porównanie aktywności chemicznej żelaza, miedzi i wapnia

Odczynniki: wodne roztwory chlorku miedzi(II) i chlorku wapnia, 2 gwoździe żelazne o świeżo oczyszczonej powierzchni, np. przetartej papierem ściernym.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki, cylinder miarowy.

Instrukcja: Do zlewki 1. wlej 10 cm³ roztworu chlorku miedzi(II), a do 2. wlej 10 cm³ roztworu chlorku wapnia. Następnie włóż po jednym gwoździu do każdej ze zlewki (schemat).



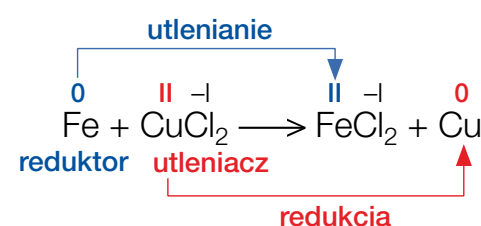
Obserwacje:

Zlewka 1. Powierzchnia gwoźdźcia żelaznego pokrywa się czerwono-brązowym nalotem.

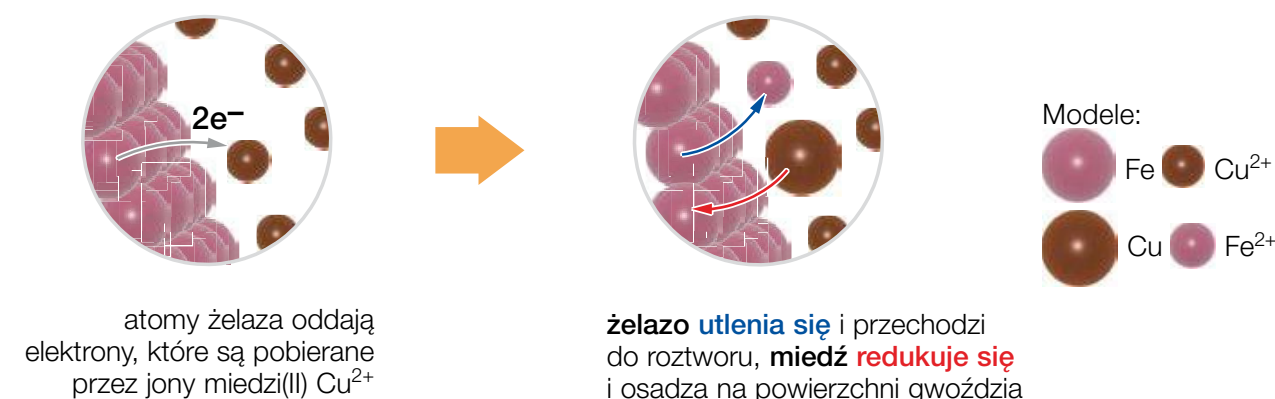
Zlewka 2. Na powierzchni gwoźdźcia żelaznego nie widać zmian.

Wniosek:

- ▶ W zlewce 1. zachodzi reakcja chemiczna między żelazem a roztworem chlorku miedzi(II), w wyniku której powstaje metaliczna miedź. Żelazo jest metalem o większej aktywności chemicznej od miedzi.
- ▶ W zlewce 2. reakcja chemiczna nie zachodzi. Żelazo jest metalem o mniejszej aktywności chemicznej od wapnia. Przebieg reakcji chemicznej zachodzącej podczas doświadczenia przedstawia równanie:



Reakcja żelaza z chlorkiem miedzi(II) CuCl₂, zachodząca w doświadczeniu 9., s. 152, jest przykładem reakcji utleniania-redukcji, w której **żelazo zwiększa swój stopień utlenienia** z 0 do II, czyli ulega utlenieniu i jest reduktorem. Natomiast **miedź zmniejsza swój stopień utlenienia** z II do 0, czyli ulega redukcji, a jony miedzi(II) są utleniaczem (rys. 25.).



Rys. 25. Reakcja żelaza z chlorkiem miedzi(II) CuCl₂.

Trzy metale (Ca, Fe, Cu) wykorzystane w doświadczeniu 9., s. 152 różnią się aktywnością chemiczną. Najbardziej aktywnym chemicznie metalem spośród nich jest wapń, najmniej aktywnym – miedź.

Kolejność metali wyznaczona na podstawie doświadczenia 9. odpowiada ich kolejności w **szeregu aktywności metali**.

Zwiększanie się
aktywności chemicznej
metali w szeregu
aktywności

Ca Fe Cu

Przykład 52.

Plan rozwiązywania

- 1 Ustal możliwe sposoby otrzymywania wodoru.
- 2 Wybierz odpowiednie odczynniki chemiczne. Skorzystaj z szeregu aktywności metali.
- 3 Opisz przebieg doświadczenia.
- 4 Napisz obserwacje.
- 5 Sformułuj wniosek.
- 6 Napisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.

Jak zaprojektować doświadczenie chemiczne, w którym jednym z produktów będzie wodór?

Opisz, w jaki sposób należy przeprowadzić doświadczenie chemiczne, aby w bezpieczny sposób otrzymać wodór.

Wybierz spośród podanych niezbędne odczynniki chemiczne: kwas chlorowodorowy, roztwór siarczanu(VI) potasu, wiórki magnezu, kawałek sodu, drut miedziany, roztwór wodorotlenku sodu **oraz szkło i sprzęt laboratoryjny:** probówki, zlewki, lejki szklane.

- 1 Wodór można otrzymać dwoma sposobami:

Sposób 1. metal aktywny + woda → wodorotlenek + wodór

Sposób 2. metal + kwas → sól + wodór

Mamy do dyspozycji metal aktywny – sód, ale wśród dostępnych odczynników chemicznych nie ma wody, zatem nie można skorzystać ze sposobu 1. Do przeprowadzenia tego doświadczenia chemicznego **należy więc wykorzystać sposób 2.**

- 2 Na początku trzeba ustalić, które z metali będą w stanie wyprzeć wodór z kwasu chlorowodorowego.

ciąg dalszy przykładu na s. 154

początek przykładu na s. 153

fartuch
laboratoryjnyokulary
ochronnerękawice
ochronne

Miedź jest metalem **mniej aktywnym od wodoru**, dlatego nie będzie wypierać go z roztworu kwasu. **Nie może być substratem** w tej reakcji chemicznej.

Sód i magnez są metalami **bardziej aktywnymi od wodoru**, zatem można przeanalizować ich przydatność jako substratów. Sód to metal o dużej aktywności chemicznej – **reaguje z kwasami bardzo gwałtownie, a reakcji chemicznej towarzyszy wzrost temperatury**. Grozi to zapaleniem się powstającego wodoru i eksplozją. Dlatego też **sodu nie stosuje się do bezpiecznego laboratoryjnego otrzymywania wodoru**.

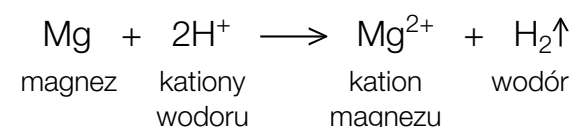
Magnez reaguje z roztworem kwasu znacznie wolniej, dlatego można go użyć do przeprowadzenia doświadczenia chemicznego.

3 Doświadczenie chemiczne przeprowadzamy ubrani w fartuch laboratoryjny, rękawice gumowe i okulary ochronne. Do pustej, suchej probówki dodajemy wiórki magnezu. Następnie wlewamy do tej probówki ok. 3–4 cm³ kwasu chlorowodorowego. Probówkę umieszczamy w statywie.

4 **Obserwacje:** Metal się roztwarza, wydzielają się intensywnie pęcherzyki bezbarwnego gazu.

5 **Wniosek:** Magnez reaguje z kwasem chlorowodorowym. Jednym z produktów reakcji chemicznej jest wodór.

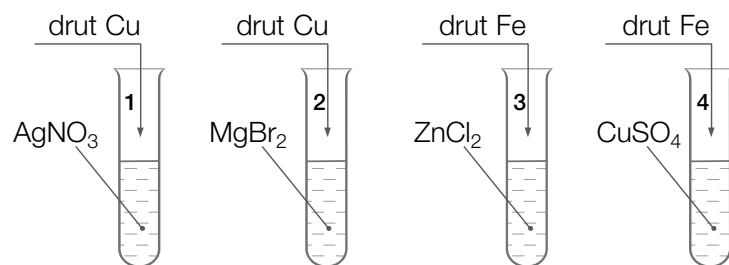
6 Zachodzącą reakcję chemiczną przedstawia równanie:

**Przykład 53.****Plan rozwiązywania**

- 1 Porównaj położenie metali w szeregu aktywności.
- 2 Napisz odpowiedź.

Jak przewidzieć przebieg reakcji chemicznej na podstawie aktywności metali?

Schemat przedstawia probówki z roztworami soli i dodawanych do nich metali:



Podaj numery probówek, w których zaszły reakcje chemiczne.

ciąg dalszy przykładu na s. 155

początek przykładu na s. 154

Zwiększanie się
aktywności chemicznej
metali w szeregu
aktywności

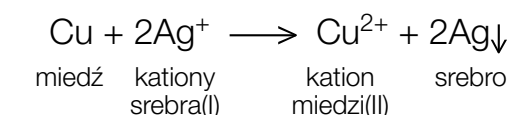
← Mg Zn Fe Cu Ag

1 Probówka 1.

W roztworze azotanu(V) srebra(I) AgNO₃ znajdują się jony srebra(I) Ag⁺, dlatego porównujemy ze sobą aktywność miedzi i srebra.

Miedź jest metalem **bardziej aktywnym od srebra, zatem będzie je wypierać z roztworu soli AgNO₃**.

Zachodzi reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:



Drut miedziany pokryje się cienką warstwą srebra.

Probówka 2.

W roztworze bromku magnezu MgBr₂ znajdują się jony magnezu Mg²⁺, dlatego porównujemy ze sobą aktywność miedzi i magnezu.

! Metal bardziej aktywny chemicznie wypiera metal mniej aktywny z roztworu jego soli.

Miedź jest metalem **mniej aktywnym od magnezu, zatem nie będzie wypierać go z roztworu soli**.

Reakcja chemiczna nie zachodzi.

Probówka 3.

W roztworze chlorku cynku ZnCl₂ znajdują się jony cynku Zn²⁺, dlatego porównujemy ze sobą aktywność żelaza i cynku.

Żelazo jest metalem **mniej aktywnym od cynku, zatem nie będzie wypierać go z roztworu soli**.

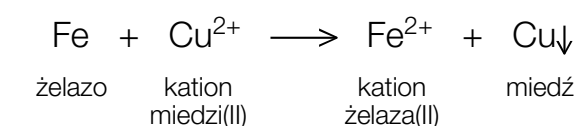
Reakcja chemiczna nie zachodzi.

Probówka 4.

W roztworze siarczanu(VI) miedzi(II) CuSO₄ znajdują się jony miedzi(II) Cu²⁺, dlatego porównujemy ze sobą aktywność żelaza i miedzi.

Żelazo jest metalem **bardziej aktywnym od miedzi, zatem będzie wypierać ją z roztworu soli CuSO₄**.

Zachodzi reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:



Drut żelazny pokryje się cienką warstwą miedzi.

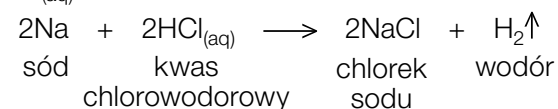
2 Reakcje chemiczne zajdą w probówkach 1. i 4.

Ważne w temacie Szereg aktywności chemicznej metali

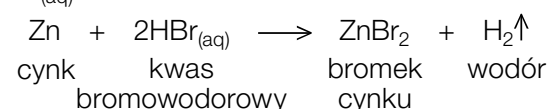
1. Zapisuję równania reakcji chemicznych metali z kwasami nieutleniającymi.

Na przykład:

- Na z $\text{HCl}_{(\text{aq})}$:

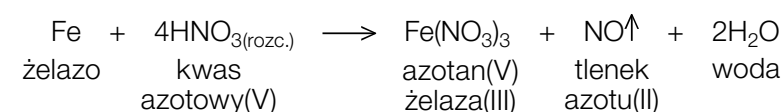


- Zn z $\text{HBr}_{(\text{aq})}$:



Szereg aktywności chemicznej metali

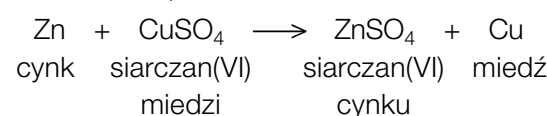
2. Zapisuję równania reakcji chemicznych metali z rozcieńczonym roztworem kwasu azotowego(V), np. Fe z $\text{HNO}_{3(\text{rozcz.})}$:



3. Porównuję aktywność chemiczną metali korzystając z szeregu aktywności:

K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Fe	Sn	Pb	H	Cu	Ag	Pt	Au
wypierają wodór z kwasów										nie wypierają wodoru z kwasów				

Na przykład cynk jest metalem bardziej aktywnym od miedzi i wyprze ją z roztworu soli CuSO_4 :



Zapamiętaj!

Szereg aktywności chemicznej metali – zbiór metali uporządkowanych w kolejności od najbardziej do najmniej aktywnego chemicznie.

Zadania



ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

1. Do dwóch zlewek wlało kwas chlorowodorowy. Do 1. zlewki wrzucono złoty pierścienik, a do 2. – obrączkę wykonaną z aluminiowej nakrętki, którą wyczyszczono papierem ściernym. **Napisz obserwacje i sformułuj wniosek.**

2. **Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych przebiegających z udziałem podanych substratów.**

- | | |
|-----------------------------|-------------------------------------|
| a) $\text{Al} + \text{HBr}$ | d) $\text{Mn} + \text{HI}$ |
| b) $\text{K} + \text{HCl}$ | e) $\text{Cr} + \text{HCl}$ |
| c) $\text{Fe} + \text{HBr}$ | f) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{S}$ |

18

Ogniwo galwaniczne

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: półogniwo, szereg elektrochemiczny metali, ogniwo galwaniczne, katoda, anoda, klucz elektrochemiczny, SEM
- równania reakcji zachodzące w ogniwie galwanicznym
- obliczanie SEM

Elektrochemia

Ogniwo galwaniczne

Reakcje w półogniwach

Chromowane (fot. 50.), niklowane czy posrebrzane przedmioty zyskują nie tylko atrakcyjny wygląd, lecz także większą trwałość. Taka warstwa chromu, niklu czy srebra powstaje po zanurzeniu w roztworze ich soli przedmiotu wykonanego z metalu o większej aktywności chemicznej (np. z żelaza – patrz przykład 53., s. 154).

Budowa półogniwa

Półogniwo jest zbudowane z **metalowej blaszki zanurzonej w roztworze soli metalu, z którego blaszkę wykonano** (rys. 26.).

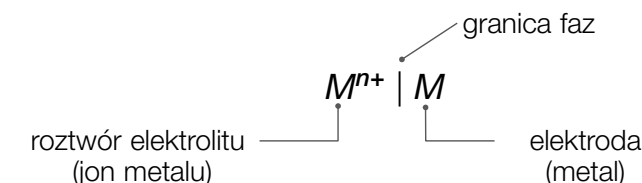


Rys. 26. Półogniwo cynkowe składa się z blaszki cynkowej zanurzonej w roztworze siarczanu(VI) cynku ZnSO_4 .

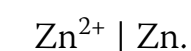
półogniwo = metalowa blaszka (elektroda) + roztwór soli tego metalu

Schemat półogniwa

Półogniwo można przedstawić za pomocą umownego schematu:
roztwór (faza ciekła) | metal (faza stała).



Zatem schemat półogniwa cynkowego, przedstawionego na rys. 26., zapisuje się jako:



Fot. 50. Warstwa chromu zwiększa odporność stalowych przedmiotów na uszkodzenia.

E° potencjał standardowy redukcji półogniwa

Potencjał standardowy redukcji

Potencjał standardowy redukcji półogniwa E° jest to różnica potencjałów ogniwa zbudowanego ze standardowego półogniwa wodorowego oraz z badanego półogniwa, w którym stężenia roztworów substratów i produktów wynoszą $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Każde półogniwo ma określoną wartość **potencjału standardowego redukcji**, mierzonego w temperaturze 25 °C i oznaczanego symbolem E° (tabela 8.).

Tabela 8. Wartości potencjałów standardowych redukcji dla wybranych półogniw

Schemat półogniwa	Wartość potencjału standardowego redukcji E° , V
$\text{Zn}^{2+} \text{Zn}$	-0,762
$2\text{H}^+ \text{H}_2$	0,000
$\text{Cu}^{2+} \text{Cu}$	0,342
$\text{Ag}^+ \text{Ag}$	0,800

Wyznaczanie wartości potencjału standardowego redukcji półogniwa
→ patrz s. 162

Szereg elektrochemiczny

Szereg elektrochemiczny (s. 315), nazywany także szeregiem napięciowym, to półogniwa uporządkowane według **zwiększającej się wartości potencjałów standardowych redukcji E°** . Wartość potencjału standardowego redukcji E° półogniwa wodorowego wynosi zero.

Ujemna wartość potencjału standardowego wskazuje, że atom metalu ma większą zdolność do oddawania elektronów niż atom wodoru (większą zdolność utleniania się) i jest silniejszym **redukto-**rem. Natomiast **im wyższa** jest dodatnia **wartość potencjału standardowego**, tym silniejszym utleniaczem jest jon danego metalu.

Klucz elektrochemiczny

W wyniku **połączenia półogniw za pomocą klucza elektrochemicznego powstaje ogniwo galwaniczne**. Klucz elektrolityczny umożliwia **przepływ jonów między półogniwami**, ale uniemożliwia mieszanie się roztworów obydwu półogniw. Zazwyczaj jest to wygięta rurka (fot. 51.) wypełniona roztworem KCl lub NaCl, zanurzona w roztworach elektrolitów. Reakcja utleniania-redukcji zachodzi dopiero wtedy, kiedy dwa półogniwa zostaną połączone ze sobą kluczem elektrolitycznym.



Fot. 51. Klucz elektrolityczny.

Ogniwo galwaniczne

Ogniwo galwaniczne to **dwa półogniwa połączone ze sobą kluczem elektrolitycznym**. Ogniwo galwaniczne zbudowane z dwóch różnych półogniw jest źródłem **prądu elektrycznego**.

Półogniwo
→ patrz s. 157

Doświadczenie 10.

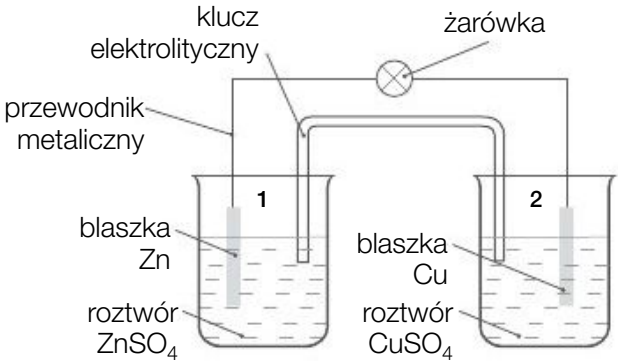


Badanie działania ogniwa galwanicznego

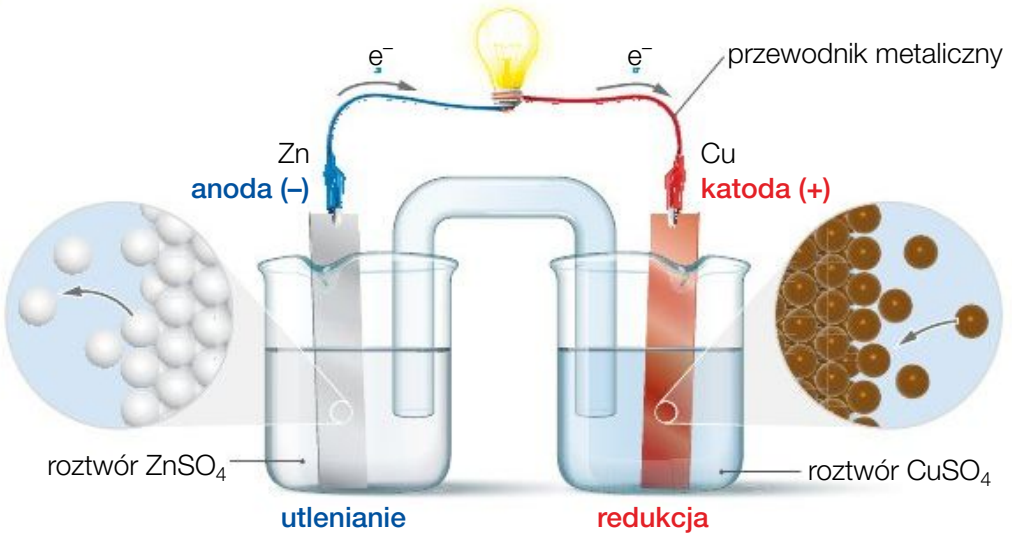
Odczynniki: siarczan(VI) cynku, blaszka cynkowa, siarczan(VI) miedzi(II), blaszka miedziana, żelatyna rozpuszczona w nasyconym roztworze chlorku potasu.

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

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



 **Obserwacje:** Żarówka się świeci (rys. 27.).



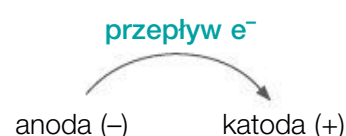
Rys. 27. Reakcje zachodzące w ogniwie galwanicznym.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 160

początek doświadczenia na s. 159

Wniosek: Świecąca żarówka wskazuje przepływ prądu elektrycznego. W ogniwie galwanicznym zachodzą reakcje utleniania-redukcji, podczas których następuje przepływ elektronów.

Przepływ prądu elektrycznego w ogniwie galwanicznym jest możliwy, ponieważ w półogniwach zachodzą reakcje utleniania-redukcji związane z przechodzeniem jonów metalu z roztworu do elektrody i odwrotnie. Jest on możliwy dopiero wtedy, gdy oba półogniwa są ze sobą połączone i obwód elektryczny jest zamknięty przewodem metalicznym. **Przepływ elektronów** w ogniwie następuje zawsze **od anody do katody**.



Anoda (-) – w ogniwie elektroda o ładunku ujemnym.

Katoda (+) – w ogniwie elektroda o ładunku dodatnim.

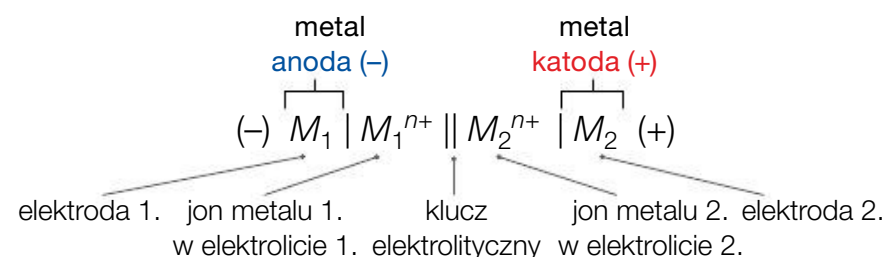
Anoda i katoda

Błaszka metaliczna w półogniwie może pełnić funkcję anody lub katody. Zależy to od tego, z jakim drugim półogniwem tworzy ogniwo.

► Elektroda, na której zachodzi reakcja utleniania, to **anoda (-)**.

► Elektroda, na której zachodzi reakcja redukcji, to **katoda (+)**.

Półogniwo zbudowane z **metal** o **wyższym potencjale standardowym redukcji** przyjmuje ładunek dodatni i zawiera elektrodę dodatnią – **katodę (+)**. Z kolei półogniwo o niższym potencjale standardowym redukcji przyjmuje ładunek ujemny i zawiera elektrodę ujemną – **anodę (-)**. Dwa półogniwa tworzą ogniwo galwaniczne. Schemat ogniwa galwanicznego:



Siła elektromotoryczna ogniwa galwanicznego – SEM

Siła elektromotoryczna ogniwa galwanicznego to **wartość różnicy potencjałów standardowych redukcji elektrod (potencjałów półogniwi) w niepracującym (otwartym) ogniwie**. Mierzy się ją woltomierzem.

W temperaturze 25 °C i przy zastosowaniu roztworów soli o stężeniu 1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ wartość siły elektromotorycznej ogniwa galwanicznego, określanej jako SEM, to różnica wartości potencjałów standardowych redukcji katody i anody:

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

gdzie:

E°_{katody} to potencjał standardowy redukcji katody, V,

E°_{anody} to potencjał standardowy redukcji anody, V.

SEM – siła elektromotoryczna ogniwa

! Wartości potencjałów standardowych redukcji półogniwi odczytuje się z szeregu elektrochemicznego metali.

Krok po kroku

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**.



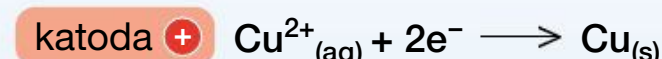
Reakcje zachodzące w półogniwach

Półogniwo może pełnić funkcję anody lub katody. Niższa wartość potencjału półogniwa cynkowego względem półogniwa miedziowego świadczy o tym, że przebiegł **proces utleniania** atomów cynku na **anodzie** oraz **proces redukcji** kationów miedzi(II) na **katodzie**.

Reakcja w półogniwie cynkowym:



Reakcja w półogniwie miedziowym:



SEM ogniwa Daniella

Wartość potencjału standardowego redukcji półogniwa odczytuje się z szeregu elektrochemicznego metali (s. 315) Do obliczenia SEM korzysta się z odczytanych wartości.

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

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

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

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

$$\text{SEM} = 1,104 \text{ V}$$

Przykład 54.

Plan rozwiązywania

- 1 Odczytaj wartości potencjałów standardowych redukcji półogniw (s. 315).
- 2 Wskaż katodę i anodę.
- 3 Zapisz schemat ogniwa galwanicznego.
- 4 Oblicz SEM.
- 5 Napisz odpowiedź.

Jak zapisać schemat ogniwa galwanicznego i obliczyć jego siłę elektromotoryczną?

Zbudowano ogniwo galwaniczne składające się z półogniw: $\text{Pb}^{2+} | \text{Pb}$ i $\text{Cr}^{3+} | \text{Cr}$. Ustal, która elektroda będzie stanowiła anodę, a które katodę. Zapisz schemat ogniwa galwanicznego i oblicz jego SEM w warunkach standardowych przy zastosowaniu roztworów soli o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

- 1 $E^\circ_{\text{Pb}^{2+} | \text{Pb}} = -0,126 \text{ V}$
 $E^\circ_{\text{Cr}^{3+} | \text{Cr}} = -0,744 \text{ V}$
- 2 Niższą wartość potencjału standardowego redukcji ma półogniwo $\text{Cr}^{3+} | \text{Cr}$, zatem ta elektroda będzie anodą. Wyższą wartość potencjału standardowego redukcji ma półogniwo $\text{Pb}^{2+} | \text{Pb}$, zatem ta elektroda będzie katodą.
- 3 Schemat ogniwa galwanicznego:
 $(-) \text{Cr} | \text{Cr}^{3+} || \text{Pb}^{2+} | \text{Pb} (+)$
- 4 $\text{SEM} = E^\circ_{\text{Pb}^{2+} | \text{Pb}} - E^\circ_{\text{Cr}^{3+} | \text{Cr}}$
 $\text{SEM} = -0,126 \text{ V} - (-0,744 \text{ V})$
 $\text{SEM} = 0,618 \text{ V}$
- 5 W warunkach standardowych powstało ogniwo galwaniczne:
 $(-) \text{Cr} | \text{Cr}^{3+} || \text{Pb}^{2+} | \text{Pb} (+)$ o $\text{SEM} = 0,618 \text{ V}$.

❗ Siła elektromotoryczna ogniwa galwanicznego ma zawsze wartość dodatnią. Wynik ujemny oznacza, że anoda została pomyłona z katodą.



Fot. 52. Multimetr służy m.in. do pomiaru różnicy potencjałów.

Schemat półogniwa odniesienia
 $2\text{H}^+ | \text{H}_2$

Wyznaczanie wartości potencjału standardowego redukcji półogniwa

Wartości potencjału standardowego redukcji półogniwa **nie można zmierzyć bezpośrednio**, np. woltomierzem lub multimetrem (fot. 52.), ponieważ w pojedynczym półogniwie nie zachodzą reakcje chemiczne.

Żeby wyznaczyć nieznaną wartość potencjału standardowego redukcji półogniwa, **trzeba zbudować ogniwo galwaniczne**. Jak każde ogniwo galwaniczne musi ono składać się z dwóch półogniw – półogniwa badanego oraz półogniwa o znanym potencjale standardowym redukcji. Jest to **półogniwo odniesienia**. Najczęściej jest nim **półogniwo wodorowe** $2\text{H}^+ | \text{H}_2$, dla którego przyjęto wartość potencjału standardowego redukcji równą 0 V.

Jeśli badane półogniwo zawiera anodę, to ma potencjał ujemny względem elektrody wodorowej, jeśli natomiast zawiera katodę, to wykazuje potencjał dodatni względem elektrody wodorowej.

Ważne w temacie Ogniwo galwaniczne

Ogniwo galwaniczne

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

Schemat ogniwa niklowo-srebrnego:
 $(-) \text{Ni}_{(\text{s})} | \text{Ni}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) || \text{AgNO}_3(\text{aq}) | \text{Ag}_{(\text{s})} (+)$

- **anoda:** $\text{Ni} \longrightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$
- **katoda:** $2\text{Ag}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Ag}$

2. Obliczam siłę elektromotoryczną SEM ogniwa.

Schemat ogniwa niklowo-miedziowego:
 $(-) \text{Ni}_{(\text{s})} | \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) || \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) | \text{Cu}_{(\text{s})} (+)$

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

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

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

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

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

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

Zapamiętaj!

Półogniwo – metalowa blaszka zanurzona w roztworze soli tego metalu.

Szereg elektrochemiczny – zestawienie półogniw uporządkowanych według zwiększającej się wartości potencjałów standardowych redukcji E° .

Ogniwo galwaniczne (elektrochemiczne) – układ dwóch półogniw połączonych kluczem elektrolitycznym.

Katoda – elektroda, na której zachodzi reakcja redukcji.

Anoda – elektroda, na której zachodzi reakcja utleniania.

SEM – wartość różnicy potencjałów standardowych redukcji elektrod w niepracującym ogniwie.

Zadania

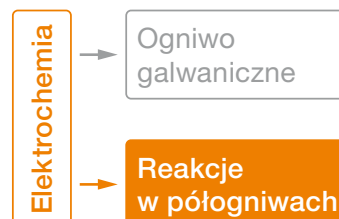


1. Zbudowano ogniwo cynkowo-niklowe. Zapisz schemat tego ogniwa oraz równania reakcji chemicznych zachodzących w półogniwach. Skorzystaj z szeregu elektrochemicznego.
2. Siła elektromotoryczna SEM pewnego ogniwa w warunkach standardowych ma wartość 2,018 V. Półogniwo glinowe zawiera anodę. Ustal, jakie półogniwo zawiera katodę.
3. W pewnym ogniwie w półogniwach zachodzą reakcje chemiczne:
katoda (+) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$
anoda (-) $\text{Sn} \longrightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^-$
Zapisz schemat tego ogniwa oraz oblicz jego siłę elektromotoryczną SEM w warunkach standardowych.
4. Narysuj schemat ogniwa zbudowanego z płytki cynkowej zanurzonej w roztworze ZnSO_4 i połączonej z płytką miedzianą zanurzoną w roztworze CuSO_4 . Podaj nazwę tego ogniwa.

19 Reakcje zachodzące w półogniwach ogniwa galwanicznego

Ważne w tym temacie:

- pojęcie *pasywacja metali*
- badanie korozji metali
- współczesne źródła prądu stałego



Fot. 53. Baterie zasilające m.in. zegarek składają się z ogniw galwanicznych.

Źródłem energii elektrycznej, którą są zasilane urządzenia bezprzewodowe, np. zegarki elektroniczne (fot. 53.), piloty telewizyjne, telefony komórkowe, są reakcje utleniania-redukcji zachodzące w ogniwach galwanicznych. W wyniku reakcji redoks energia chemiczna jest przekształcana w energię elektryczną.

Podział ogniw galwanicznych

Ze względu na typ reakcji chemicznych zachodzących na elektrodach wyróżnia się dwa rodzaje ogniw galwanicznych (tabela 9.).

Przykładami ogniw galwanicznych odwracalnych są:

- ▶ akumulatory,
- ▶ baterie akumulatorowe.

Akumulatory to zwykle duże i ciężkie źródła prądu montowane w samochodach, natomiast baterie akumulatorowe znajdują się w małych urządzeniach, np. w telefonach komórkowych. Akumulatory i baterie akumulatorowe można powtórnie ładować, podłączając je do zewnętrznego źródła prądu, np. gniazdka elektrycznego.

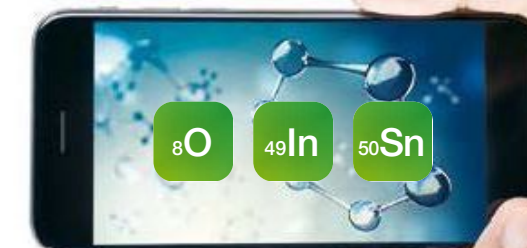
Tabela 9. Podział ogniw galwanicznych

Rodzaj ogniwa	Ogniwo nieodwracalne	Ogniwo odwracalne
Charakterystyka	substraty $\longrightarrow$ produkty reakcje chemiczne na elektrodach zachodzą tylko w jednym kierunku	substraty $\rightleftharpoons$ produkty reakcje chemiczne na elektrodach mogą przebiegać w obydwu kierunkach
Właściwość	▶ po rozładowaniu nie można ich ponownie wykorzystać	▶ po rozładowaniu można je powtórnie naładować
Przykład	 baterie typu AA lub AAA, 4,5- oraz 9-woltowe, baterie płaskie	 akumulatory, baterie akumulatorowe

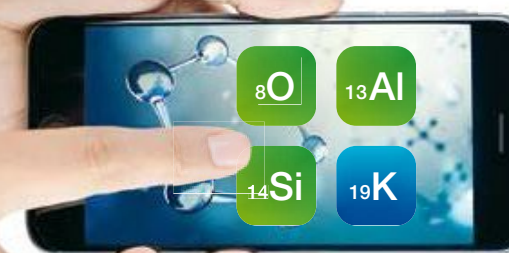
Chemia w akcji

Okolo 30 % pierwiastków chemicznych występujących w środowisku przyrodniczym znajduje się w typowym telefonie komórkowym. Źródłem prądu w bateriach są ogniwa odwracalne.

Cienka, przezroczysta warstwa ekranu – odpowiedzialna za funkcję dotykową – składa się głównie z mieszaniny tlenków indy i cyny. ▶



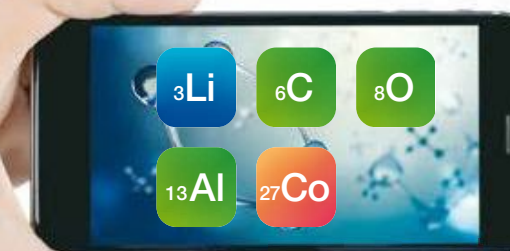
◀ Ekran smartfonów wytwarza się głównie ze szkła glinokrzemianowego, czyli mieszaniny tlenku glinu Al_2O_3 i tlenku krzemu(IV) SiO_2 . Dodatek są jony potasu, które uodparniają ekran na uszkodzenia mechaniczne.



Do produkcji pamięci telefonu stosuje się czysty krzem, którego powierzchnię pokrywa się warstwą tlenku krzemu(IV) SiO_2 . Dodatek innych pierwiastków chemicznych, m.in. P, Sb, As lub Ga, umożliwia przewodzenie prądu. ▶



◀ Źródłem prądu w bateriach są najczęściej akumulatory litowo-jonowe, w których Li_2O jest elektrodą dodatnią. Elektrodą ujemną może być m.in.: węgiel, krzem, stop cynku lub kobaltu. Obudowę baterii najczęściej wykonuje się z aluminium (stopu glinu).



Miedź, srebro i złoto to pierwiastki chemiczne, z których są wykonane przewody i mikroelementy elektryczne. Do ich produkcji stosuje się także tantal, który jest głównym składnikiem kondensatorów, odpowiedzialnych za przechowywanie ładunków elektrycznych w telefonie. ▶

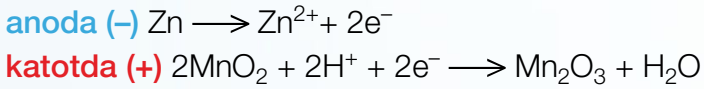


Współczesne źródła prądu stałego

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

Baterie

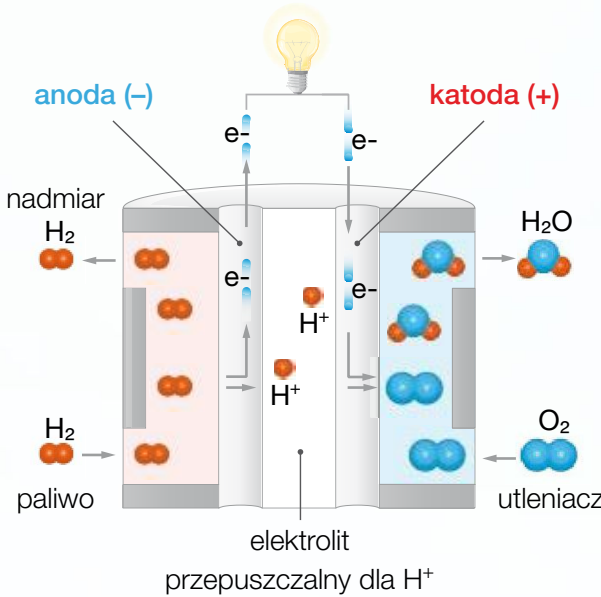
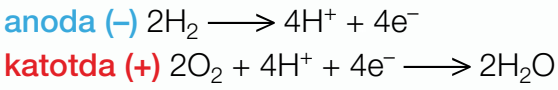
Bateria cynkowo-węglowa to tzw. ogniwo Leclanchégo [czyt. leklanszego]. Reakcje zachodzące na elektrodach są nieodwracalne. Baterie cynkowo-węglowe są dostępne w sprzedaży jako popularne baterie typu AA lub AAA.



Baterie cynkowo-węglowe coraz częściej zastępowane są przez baterie alkaliczne.

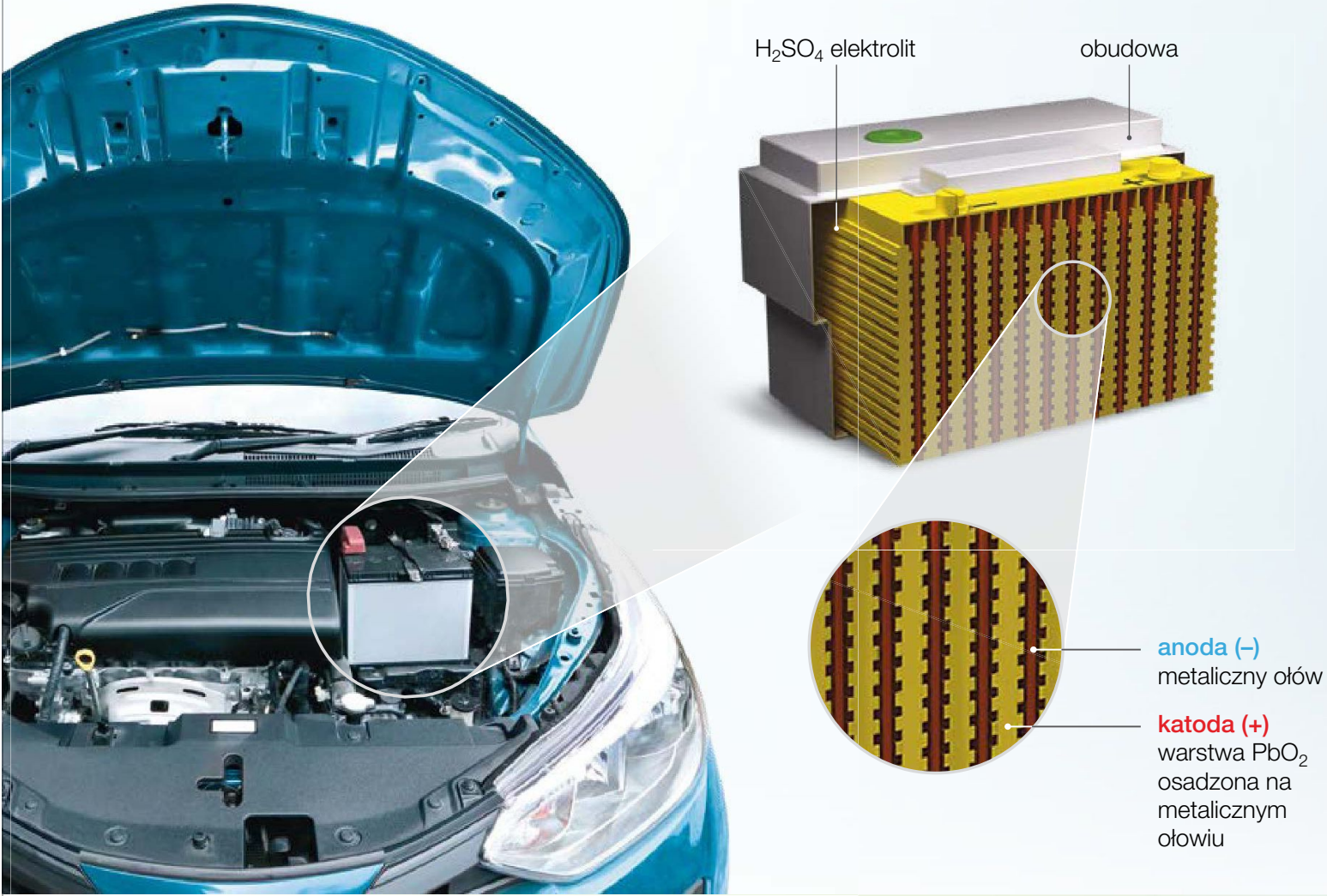
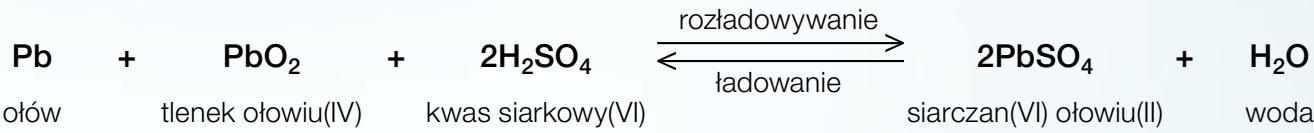
Ogniwa paliwowe

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 najbardziej ekologiczne źródło energii. **Paliwo i utleniacz są dostarczane do ogniwa z zewnątrz w sposób ciągły.**



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, zachodzi reakcja odwrotna:



Zastosowania źródeł prądu stałego

Źródło prądu stałego		Przykłady zastosowań
ogniwa jednorazowe	baterie cynkowo-węglowe	piloty, latarki, nadajniki i zabawki
	ogniwa wodorowe	samochody elektryczne
akumulatory	akumulatory litowo-jonowe	smartfony, tablety, laptopy, aparaty fotograficzne, powerbanki, samochody elektryczne lub hybrydowe
	akumulatory ołowiowe	samochody spalinowe

Recykling elektrośmieci

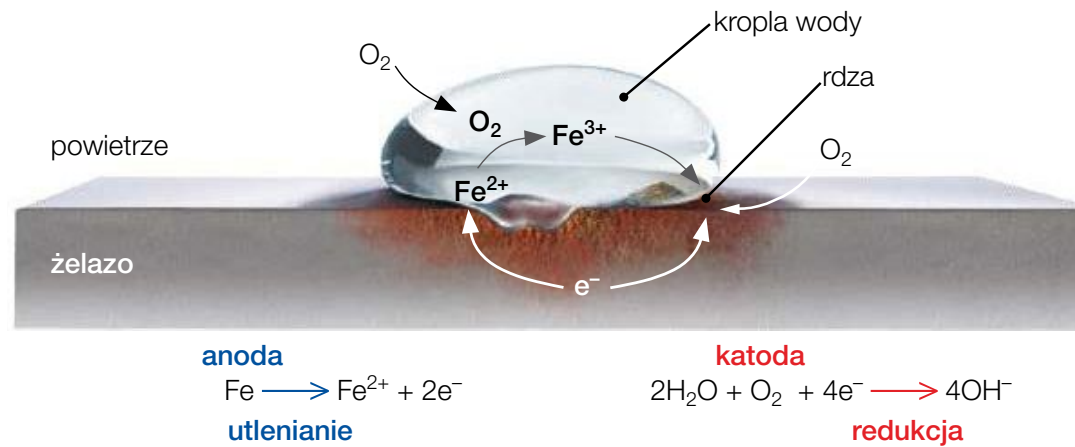
Elektrośmieci to zużyte baterie oraz nie działające urządzenia elektryczne i elektroniczne. Zużyte baterie należy wyrzucać do specjalnie oznaczonych **pojemników na elektrośmieci**. Elektrośmieci mogą być powtórnie wykorzystane po usunięciu z nich szkodliwych substancji i przetworzeniu. Można ich użyć do produkcji nowych przedmiotów, np.: żagli, mebli czy urządzeń RTV i AGD.



Reakcje utleniania-
-redukcji
→ patrz s. 133

Reakcje utleniania-redukcji w środowisku przyrodniczym

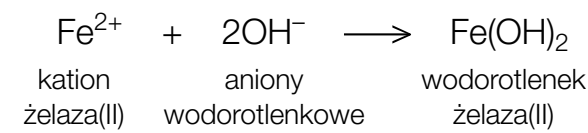
Reakcje utleniania-redukcji mogą zachodzić na wilgotnej powierzchni metalu. **Tworzą się wtedy mikroogniwa galwaniczne** zbudowane z katod i anod (rys. 28.).



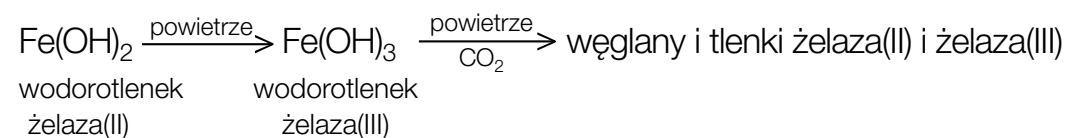
Anoda i katoda
→ patrz s. 160

Rys. 28. Na anodzie powstają kationy Fe^{2+} , które mogą zostać utlenione w kropce wody do jonów Fe^{3+} . Na katodzie w wyniku redukcji cząsteczek tlenu powstają jony OH^- .

W wyniku reakcji utleniania-redukcji na powierzchni stali powstaje m.in. wodorotlenek żelaza(II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$:



Zawarte w powietrzu cząsteczki tlenu i wody mogą utleniać jony żelaza(II) Fe^{2+} , powstające w procesie korozji, do jonów żelaza(III) Fe^{3+} . Na powierzchni stali powstaje mieszanina związków żelaza: wodorotlenku żelaza(II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$, wodorotlenku żelaza(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, węglanów oraz tlenków żelaza(II) FeO i żelaza(III) Fe_2O_3 **nazywana rdzą**:



Proces powstawania rdzy na powierzchni stali nazywany jest korozją.

Korozja

Korozja to **proces niszczenia materiałów** pod wpływem składników otaczającego je środowiska [łac. *corrosio* – zżeranie]. Korozji ulegają metale i ich stopy (fot. 54.) oraz materiały niemetaliczne, m.in. beton, szkło, drewno i tworzywa sztuczne.

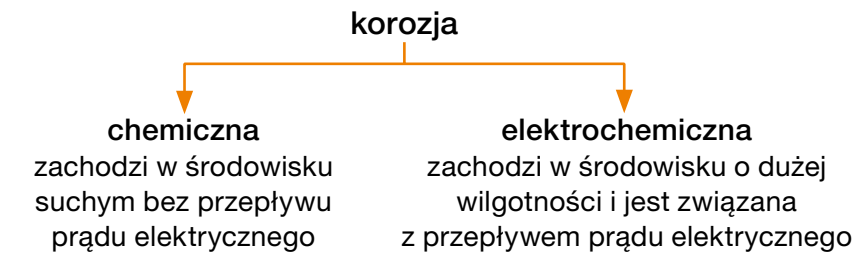
Korozja wyrobów stalowych i żeliwnych (stal i żeliwo to stopy żelaza z węglem) jest nazywana **rdzewieniem**.



Fot. 54. Rdzewieją przedmioty wykonane z żelaza, żeliwa lub ze stali, np. rowery, szyny kolejowe, rury wodociągowe i karoserie samochodowe.

Rodzaje korozji

Wyróżnia się dwa rodzaje korozji:



Korozja chemiczna może zachodzić m.in. podczas produkcji stali w hutach. Produktami tego procesu są tlenki żelaza.

Przykładem korozji elektrochemicznej jest pokrywanie się przedmiotów wykonanych z miedzi (np. dachów) lub jej stopów patyną (fot. 55.).



Fot. 55. Patyna to zielony nalot powstający w wyniku korozji elektrochemicznej.

Czynniki wpływające na korozję metali

Na szybkość korozji wpływa środowisko, w którym znajduje się metal.

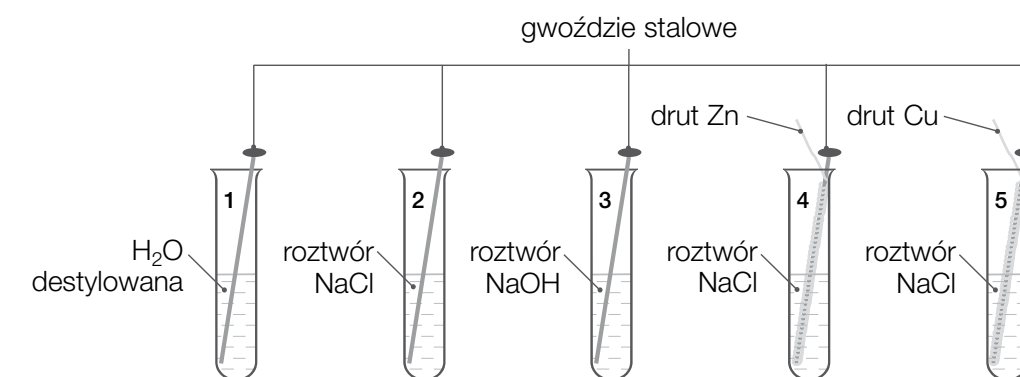
Doświadczenie 11. NaOH

Badanie wpływu różnych czynników na szybkość korozji

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

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki.

Instrukcja: Jeden z gwoździ stalowych owiń drutem cynkowym, a drugi – drutem miedzianym. Napełnij probówkę 1. wodą destylowaną, probówkę 3. roztworem wodorotlenku sodu, a probówki 2., 4. i 5. roztworem chlorku sodu. Umieść w nich gwoździe (schemat). Obserwuj zmiany, które zajdą po kilku i po 24 godzinach.

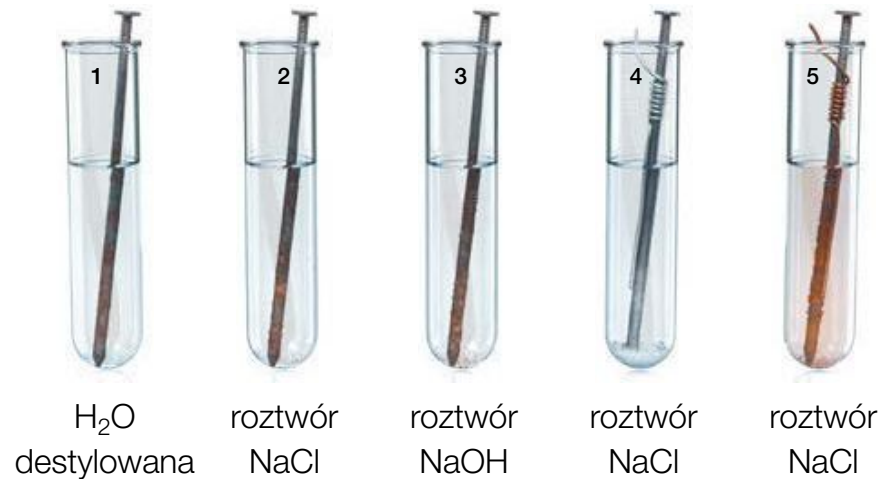


Obserwacje:

W probówkach 1., 2., 3. i 5. stalowy gwóźdź pokrył się brunatno-czerwonym osadem – rdzą. Proces ten przebiegał z różną szybkością – najszybciej w probówce 5., wolniej – w probówkach 2. i 3., a najwolniej w probówce 1. W probówce 4. jest widoczny biały osad. (fot. 56., s. 170)

ciąg dalszy doświadczenia na s. 170

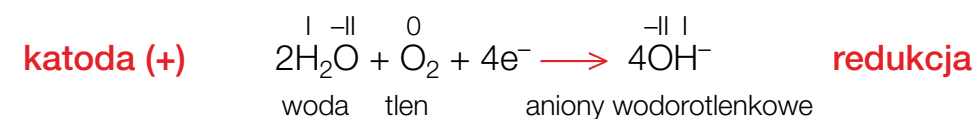
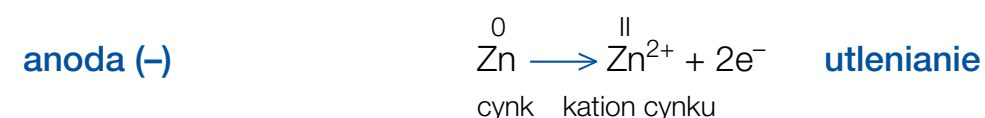
początek doświadczenia na s. 169



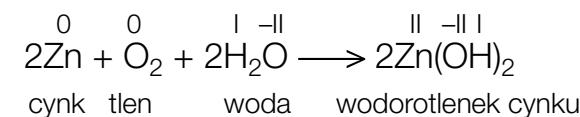
Fot. 56. Wpływ różnych czynników na szybkość korozji.

Wniosek: W probówkach 1., 2., 3. i 5. stal (stop żelaza z węglem) ulega korozji. Reakcje chemiczne zachodzące w probówkach 4. i 5. można przedstawić za pomocą równań:

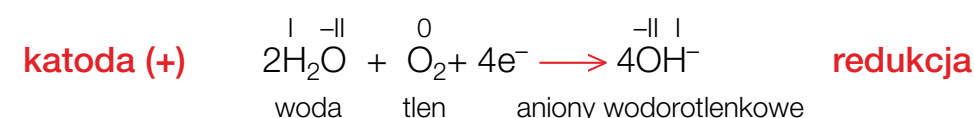
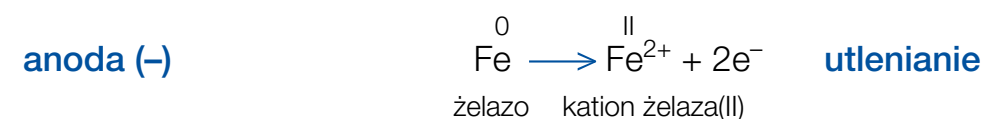
Probówka 4. W ogniwie I cynk ulega utlenieniu, a tlen ulega redukcji:



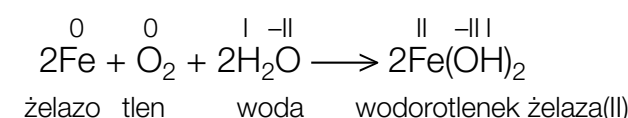
Reakcję zachodzącą w ogniwie I można zatem zapisać sumarycznie:



Probówka 5. W ogniwie II żelazo ulega utlenieniu, a tlen na powierzchni drutu miedzianego ulega redukcji:



Reakcję zachodzącą w ogniwie II można zatem zapisać sumarycznie:

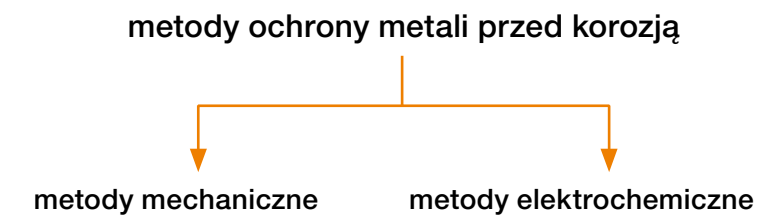


W ogniwie II produktem jest wodorotlenek żelaza(II), który ulega dalszemu utlenieniu i powstaje rdza.

Ochrona produktów metalowych przed korozją

Korozja powoduje straty – szacuje się, że powoduje zniszczenie ok. 10–20 % rocznej światowej produkcji stali. Dlatego cały czas trwałą poszukiwania skutecznych sposobów zapobiegania korozji.

Wszystkie metody ochrony przed korozją można podzielić na dwa rodzaje:



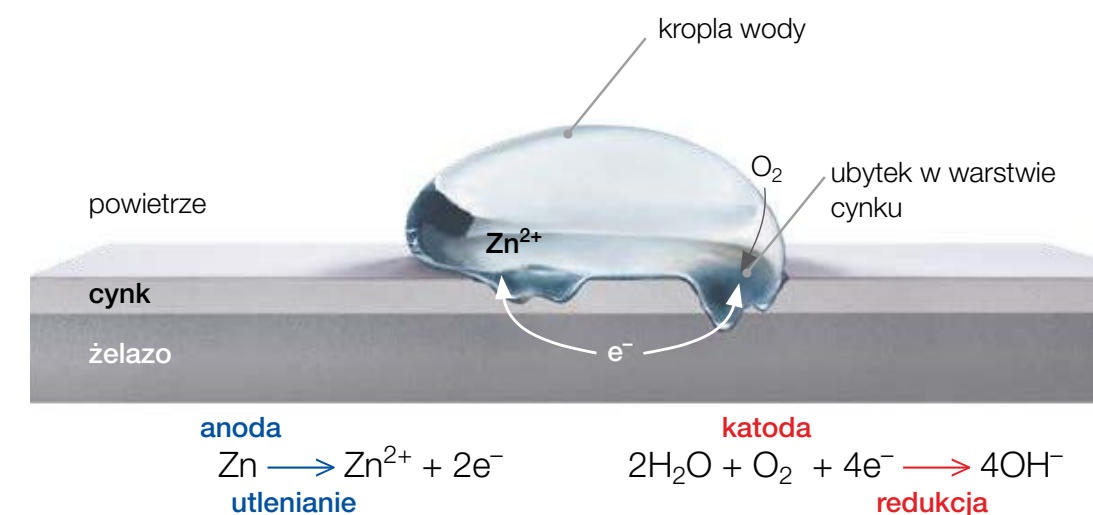
Metody mechaniczne polegają na pokrywaniu metali odpowiednimi powłokami, np.:

- ▶ **farbami antykorozyjnymi** lub ochronnymi,
- ▶ **warstwą tworzywa sztucznego** (fot. 57),
- ▶ w wyniku **pasywacji**, czyli pokrywania powierzchni metalu warstwą nierozpuszczalnego związku tego metalu, np. jego tlenku,
- ▶ **metalicznymi powłokami ochronnymi**, np. galwanizowanymi (fot. 58.), czyli powlekaniu cienką warstwą metalu, np. cynku.

Cynk jest metalem o większej aktywności chemicznej niż żelazo, więc, w wyniku uszkodzenia powierzchni, to on ulega reakcji utlenienia, nie żelazo (rys. 29.).

Metody elektrochemiczne polegają na:

- ▶ **ochronie katodowej**, czyli podłączaniu ujemnego bieguna źródła prądu stałego do elementów narażonych na korozję (wtedy chroniony element staje się katodą, która nie koroduje),
- ▶ **stosowaniu protektorów**, czyli metali aktywnych chemicznie o niższym od żelaza potencjale standardowym.



Rys. 29. Nałożona w procesie galwanizacji warstwa cynku chroni żelazo przed wpływem czynników zewnętrznych – **nie powstaje rdza**.



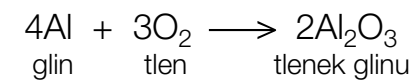
Fot. 57. Izolacja z warstw tworzywa sztucznego chroni przewody m.in. przed korozją.



Fot. 58. Galwanizowanie stali, czyli pokrywanie jej cienką warstwą chromu lub niklu, zwiększa jej odporność na korozję i czynniki atmosferyczne.

■ Pasywacja metali

Pasywacja metali polega na **pokrywaniu się powierzchni metalu warstwą trudno rozpuszczalnego związku tego metalu w wyniku kontaktu z utleniaczem**, np. ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V) HNO_3 lub tlenem. Jednym z metali, który ulega pasywacji, jest glin. **Podczas pasywacji powierzchnia glinu pokrywa się szczelną warstwą tlenku glinu Al_2O_3** , zgodnie z równaniem:



Warstwa tlenków oddziela metal od roztworu i dlatego reakcja, np. stężonego roztworu kwasu azotowego(V) HNO_3 z tymi metalem, nie zachodzi. Warstwa tlenku glinu chroni metal przed niekorzystnym wpływem środowiska i zapobiega korozji (fot. 59.).



Fot. 59. Dzięki pasywacji w cysternach wykonanych z glinu można przewozić roztwory silnych utleniaczy, takich jak kwas azotowy(V) HNO_3 .

Pasywacja metali może przebiegać w sposób naturalny. Przykładem jest tu wytwarzanie się patyny na miedzianych przedmiotach (fot. 55., s. 169). Może być także wywołana przez człowieka. Na przykład do płynów do chłodziw i spryskiwaczy dodaje się rozpuszczalne sole fosforu lub roztwór kwasu fosforowego(V) H_3PO_4 . Dzięki tym związkom chemicznym stalowe części samochodów pokrywają się ochronną warstwą fosforanu(V) żelaza(III) FePO_4 , który jest nierozpuszczalny i chroni przed korozją. Z kolei na przedmioty z żelaza nanosi się czarną warstwę tlenku Fe_3O_4 . Ta metoda jest stosowana m.in. w przypadku narzędzi medycznych. Świetnie chroni je przed korozją i zmniejsza odbijanie się światła (fot. 60.).



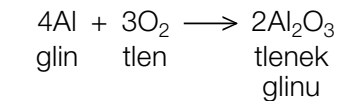
Fot. 60. Oksydowane, czyli pokryte cienką warstwą tlenku, stalowe narzędzia medyczne w mniejszym stopniu odbijają światło. Zapobiega to zmęczeniu wzroku lekarzy podczas operacji.

Korozja
→ patrz s. 168

Ważne w temacie Reakcje zachodzące w półogniwach ogniwa galwanicznego

1. Wyjaśniam, na czym polega pasywacja glinu.

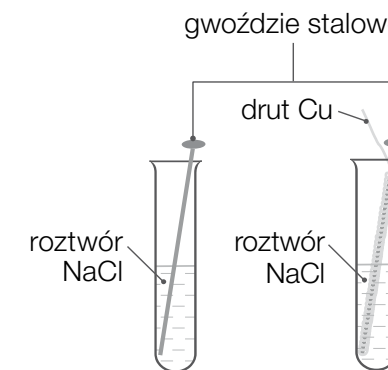
Pasywacja glinu polega na pokrywaniu się jego powierzchni warstwą tlenku glinu(III). Taki proces zachodzi np. w reakcji glinu ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V). Podczas pasywacji zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:



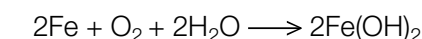
Reakcje zachodzące w półogniwach ogniwa galwanicznego

3. Badam czynniki wpływające na szybkość korozji metali.

Na szybkość korozji metali wpływa środowisko, w którym ten metal się znajduje.



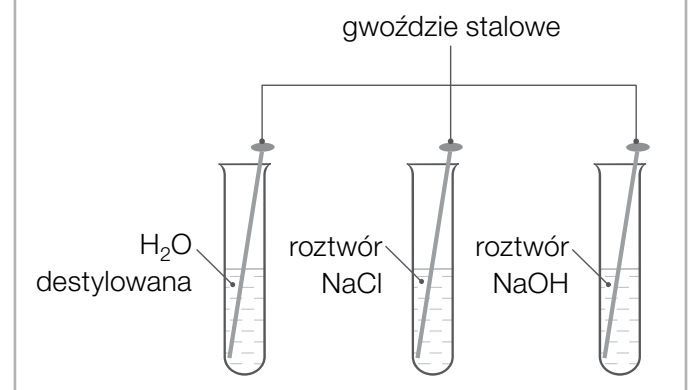
Korozja zachodzi szybciej, gdy gwoździe stalowy ma kontakt z drutem miedzianym. Na powierzchni drutu miedzianego tlen ulega redukcji, a żelazo utlenieniu i powstaje wodorotlenek żelaza(II), który nadal się utlenia i tworzy się rdza.



2. Badam korozję metali.

Metale ulegają korozji m.in. pod wpływem:

- wody destylowanej,
- roztworu soli,
- roztworów wodorotlenków.



Zapamiętaj!

Pasywacja – pokrywanie się powierzchni metalu warstwą trudno rozpuszczalnego związku tego metalu w wyniku kontaktu z utleniaczem.

Zadania



1. Napisz, dlaczego posypywanie ulic chlorkiem sodu, stosowane powszechnie zimą do usunięcia z nawierzchni śniegu i lodu, jest niekorzystne dla samochodów.
2. Zaproponuj trzy sposoby ochrony metali przed korozją elektrochemiczną. Skorzystaj z różnych źródeł informacji.
3. Głównym składnikiem stali jest żelazo. W wyniku zetknięcia z wilgocią i kontaktu z powietrzem ulega ono korozji elektrochemicznej. **Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych zachodzących podczas tego procesu.** Skorzystaj z różnych źródeł informacji.

Podsumowanie

Czym jest stopień utlenienia pierwiastka chemicznego?

- Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego **jest równy liczbie elektronów, które atom** pierwiastka chemicznego **oddaby albo przyjąłby**, przy założeniu, że z innymi pierwiastkami chemicznymi tworzy on wiązania o charakterze jonowym.

Czym są reakcje utleniania-redukcji?

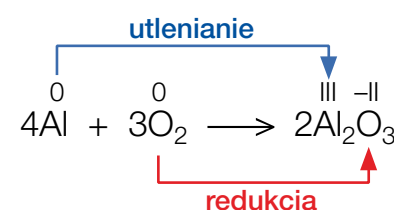
- Reakcje utleniania-redukcji to **reakcje chemiczne przebiegające ze zmianą stopni utlenienia** pierwiastków chemicznych w substratach i produktach.

Czym jest utlenianie?

- Utlenianie to **reakcja, której towarzyszy oddawanie elektronów** przez jony lub atomy pierwiastków chemicznych. Podczas utlenienia pierwiastek chemiczny **zwiększa** swój stopień utlenienia.

Czym jest redukcja?

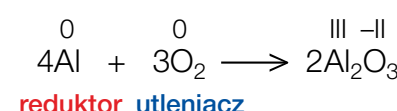
- Redukcja to **reakcja, której towarzyszy przyjmowanie elektronów** przez jony lub atomy pierwiastków chemicznych. Podczas utlenienia pierwiastek chemiczny **zmniejsza** swój stopień utlenienia.



Jak ustalić reduktor i utleniacz w reakcji redoks?

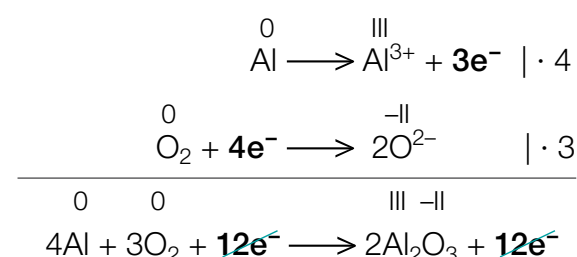
- Reduktor** w reakcjach utleniania-redukcji **oddaje elektrony**, czyli ulega utlenianiu. Prowadzi to do zwiększenia stopnia utlenienia pierwiastka chemicznego.

Utleniacz w reakcjach utleniania-redukcji **przyjmuje elektrony**, czyli ulega redukcji. Prowadzi to do zmniejszenia stopnia utlenienia pierwiastka chemicznego Na przykład:



Na czym polega bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji?

- Polega ono **na ustaleniu współczynników stechiometrycznych** w taki sposób, aby **liczba elektronów oddanych** przez reduktor była **równa liczbie elektronów przyjętych** utleniacz. Na przykład:



Czym jest półogniwo?

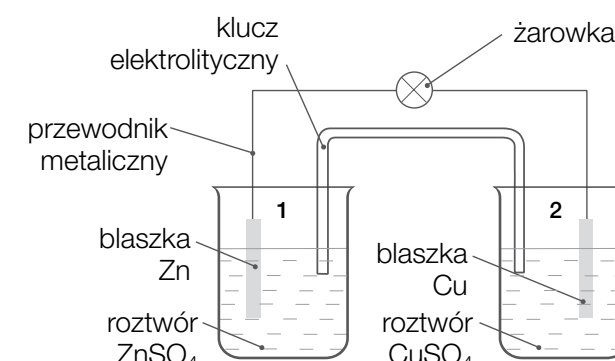
- Półogniwo tworzy **metalowa blaszka zanurzona w roztworze soli** tego samego metalu, z którego jest ona wykonana.

Czym jest szereg elektrochemiczny?

- Szereg elektrochemiczny to **zestawienie potencjałów standardowych redukcji półogniw E°** uporządkowanych według zwiększających się wartości.

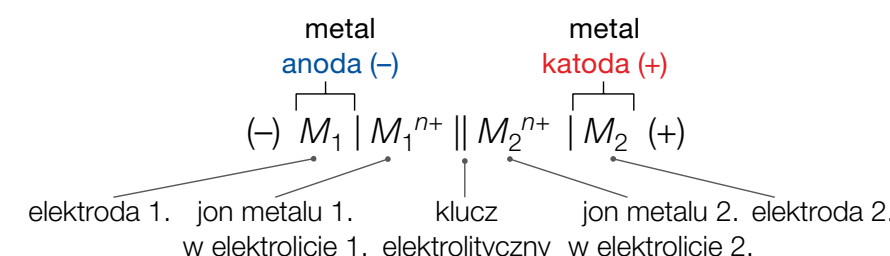
Ogniwo galwaniczne to **dwa półogniwa połączone kluczem elektrolitycznym**.

Przykładem ogniwa galwanicznego jest ogniwo Daniella:



Przepływ prądu elektrycznego w ogniwie galwanicznym jest możliwy, **ponieważ w obydwu półogniwach zachodzą reakcje utleniania-redukcji**.

Ogólny schemat ogniwa galwanicznego ma postać:



Anoda to elektroda, na której **zachodzi reakcja utleniania**.

Katoda to elektroda, na której **zachodzi reakcja redukcji**.

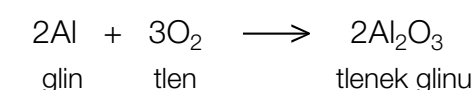
Siła elektromotoryczna ogniwa (SEM) to **wartość różnicy potencjałów standardowych redukcji elektrod** (potencjałów półogniw) w niepracującym (otwartym) ogniwie.

SEM można obliczyć ze wzoru:

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

W ogniwie odwracalnym reakcje chemiczne zachodzące na elektrodach **mogą przebiegać w obydwu kierunkach** – od substratów do produktów i odwrotnie, a **w ogniwie nieodwracalnym tylko w jednym kierunku** – od substratów do produktów.

Niektóre metale, np. glin, w kontakcie z silnymi utleniaczami ulegają pasywacji, czyli **pokrywają się ochronną warstwą trudno rozpuszczalnego związku tego metalu**:



◀ Co to jest ogniwo galwaniczne?

◀ Co to jest anoda?

◀ Co to jest katoda?

◀ Co to jest SEM?

◀ Jak obliczyć SEM?

◀ Czym różni się ogniwo odwracalne od ogniwa nieodwracalnego?

◀ Co to jest pasywacja?

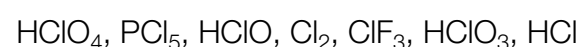
Sprawdź, czy potrafisz...



1. Ustal stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków chemicznych w substancjach o podanych symbolach i wzorach.

- a) Cu, H₂, Ar, F₂, S₈, O₃, H⁺, Zn²⁺, OH⁻, NH₄⁺, PO₄³⁻, Cr₂O₇²⁻
- b) Na₂S, NiBr₂, AlCl₃, CrO₃, SO₃, OF₂, KH, Cl₂O₇
- c) HClO₃, H₂SO₃, Ba(OH)₂, MgCO₃, Sn(SO₄)₂, Fe(NO₃)₃

2. U szereguj związki chemiczne o podanych wzorach według zmniejszającego się stopnia utlenienia chloru.



3. Ustal współczynniki stechiometryczne w podanych schematach reakcji utleniania-redukcji.

- a) Cr₂S₃ + KNO₃ → K₂CrO₄ + NO + K₂SO₄
- b) Hg + S → HgS
- c) H₂S₂O₃ → H₂SO₃ + S
- d) NH₃ + MnO₄⁻ + H⁺ → Mn²⁺ + NO₃⁻ + H₂O

4. Ustal, które z podanych równań reakcji chemicznych przedstawiają reakcje redoks. Następnie wskaż utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji.

- a) 2K + 2HCl → 2KCl + H₂
- b) Ag + 2HNO_{3(stęż.)} → AgNO₃ + NO₂ + 2H₂O
- c) Mg + 2HBr → MgBr₂ + H₂
- d) 3Cu + 8HNO_{3(rozc.)} → 3Cu(NO₃)₂ + 2NO + 4H₂O
- e) MgO + 2HCl_(aq) → MgCl₂ + H₂O

5. Wskaż zdania, które są prawdziwe.

- a) W ogniwie cynkowo-miedziowym elektrodą dodatnią jest blaszka miedziova.
- b) W ogniwie manganowo-niklowym katoda jest zrobiona z niklu.
- c) W ogniwie miedziowo-platynowym na katodzie zachodzi proces redukcji jonów platyny.
- d) W ogniwie manganowo-cynkowym na anodzie zachodzi proces utleniania cynku.

6. Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących w ogniwach o podanych schematach na elektrodzie wykonanej z niklu. Skorzystaj z szeregu elektrochemicznego.

- a) (-) Ni | Ni²⁺ || Cu²⁺ | Cu (+)
- b) (-) Zn | Zn²⁺ || Ni²⁺ | Ni (+)
- c) (-) Ni | Ni²⁺ || Ag⁺ | Ag (+)

7. Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących na elektrodach ogniw galwanicznych o podanych schematach. Oblicz SEM tych ogniw.

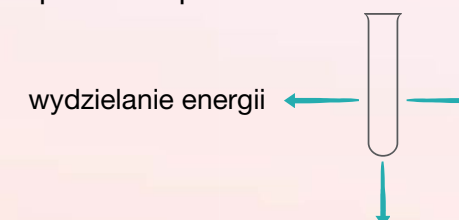
- a) (-) Zn | Zn²⁺ || Cu²⁺ | Cu (+)
- b) (-) Cr | Cr³⁺ || Pb²⁺ | Pb (+)
- c) (-) Mn | Mn²⁺ || Ni²⁺ | Ni (+)

5. Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych



Przypomnij sobie – to było w szkole podstawowej

► **Reakcja egzotermiczna** to reakcja przebiegająca z wydzielaniem energii na sposób ciepła.



► **Reakcja endotermiczna** to reakcja chemiczna zachodząca z pochłanianiem energii na sposób ciepła.



► **Katalizator** to substancja, która zwiększa szybkość reakcji chemicznej. Jako katalizatory są stosowane niektóre tlenki, np.: tlenek cynku ZnO, tlenek manganu(IV) MnO₂, tlenek chromu(III) Cr₂O₃.

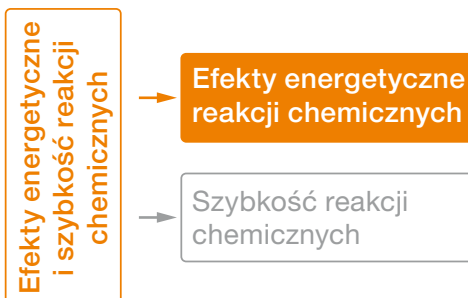


20

Efekty energetyczne reakcji chemicznych

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *proces egzoenergetyczny, proces endoenergetyczny, entalpia, energia aktywacji*
- opisywanie efektów energetycznych przemian
- odczytywanie zapisów $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$
- określanie efektu energetycznego reakcji chemicznej na podstawie wartości entalpii



Ziarna kukurydzy zamieniają się w popcorn dopiero wtedy, gdy je ogrzejemy (fot. 61.), czyli dostarczymy im energię na sposób ciepła. W trakcie tej przemiany następuje pobieranie energii przez ziarna. Do opisu takich procesów konieczne jest określenie układu i otoczenia.

Przykład układu otwartego:



Przykład układu zamkniętego:



Przykład układu izolowanego:



Fot. 61. Ziarna kukurydzy pod wpływem wysokiej temperatury zaczynają pękać.

Układ i otoczenie

Układ to **wyodrębniona część przestrzeni, której zawartość poddaje się obserwacji albo opisowi**. Otoczeniem nazywamy **przestrzeń poza układem**.

Układ może wymieniać z otoczeniem energię lub masę. Ze względu na rodzaj zachodzącej wymiany wyróżnia się trzy rodzaje układów:

- ▶ **układ otwarty**, który może wymieniać z otoczeniem zarówno energię, jak i masę, np. kubek z gorącym napojem,
- ▶ **układ zamknięty**, który może wymieniać z otoczeniem tylko energię, np. termofor z gorącą wodą,
- ▶ **układ izolowany**, który nie wymienia z otoczeniem ani energii, ani masy, np. termos z gorącą herbatą.

Wymiana energii może nastąpić z **otoczenia do układu** lub też z **układu do otoczenia**. W pierwszym przypadku mówimy o **procesach endoenergetycznych**, a w drugim – o **procesach egzoenergetycznych**.

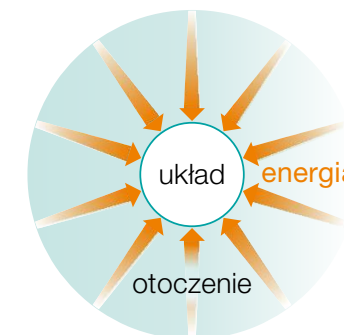
Procesy endoenergetyczne

Procesy endoenergetyczne to **zjawiska fizyczne i reakcje chemiczne, które wymagają pobierania energii z otoczenia do układu** (rys. 30.). Takimi procesami są:

- ▶ zjawiska fizyczne, np. topnienie lodu,
- ▶ reakcje chemiczne, np. otrzymywanie karmelu z cukru w wyniku ogrzewania.

W przypadku procesów endoenergetycznych energię trzeba dostarczać przez cały czas trwania zjawiska fizycznego czy reakcji chemicznej, w przeciwnym razie zjawisko fizyczne lub reakcja chemiczna przestanie zachodzić.

Energię można dostarczać m.in. na sposób ciepła, np. przez ogrzewanie, lub na sposób światła, np. przez naświetlanie (fot. 62.).



Rys. 30. Proces endoenergetyczny – układ pobiera energię z otoczenia.



Fot. 62. Energia świetlna powoduje rozkład chlorku srebra AgCl.

Doświadczenie 12.

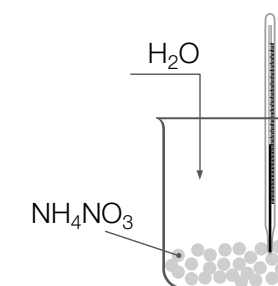


Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie

Odczynniki: azotan(V) amonu, woda destylowana.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, termometr, bagietka.

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

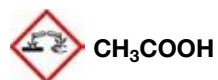


Obserwacje:

Temperatura roztworu obniża się podczas rozpuszczania soli w wodzie.

Wniosek: Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie to **proces endoenergetyczny**, podczas którego **energia jest pobierana** przez układ z otoczenia.

Doświadczenie 13.

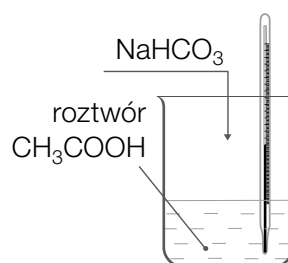


Reakcja wodorowęglanu sodu z kwasem octowym

Odczynniki: roztwór kwasu octowego, wodorowęglan sodu.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, termometr, bagietka.

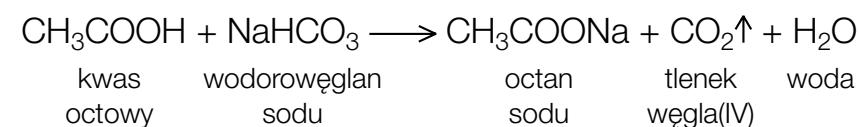
Instrukcja: Do zlewki wlej roztwór kwasu octowego i zmierz termometrem jego temperaturę. Następnie dodaj do niego niewielką ilość wodorowęglanu sodu (schemat). Zawartość zlewki mieszaj bagietką. Co pewien czas sprawdzaj temperaturę roztworu. Ostatniego pomiaru temperatury dokonaj po upływie 30 min od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

**Obserwacje:**

Wydziela się gaz. Temperatura roztworu obniża się. Po pewnym czasie roztwór ponownie osiąga temperaturę pokojową.

Wniosek: Reakcja wodorowęglanu sodu z kwasem octowym to **reakcja endoenergetyczna**, podczas której **energia jest pobierana** przez układ z otoczenia.

Zaszła **reakcja endoenergetyczna** zgodnie z równaniem:



W procesach endoenergetycznych **układ zyskuje energię**, czyli jego energia wzrasta.

► **Chemia w akcji**

Proces endoenergetyczny wykorzystuje się w kompresach chłodzących (fot. 63.), powszechnie używanych m.in. przez sportowców. Kompresy te stosuje się w leczeniu np. drobnych urazów, ponieważ działają przeciwbólowo i przeciwobrzękowo.

Fot. 63. Zimny kompres zawierający wodny roztwór azotanu(V) amonu łagodzi ból.

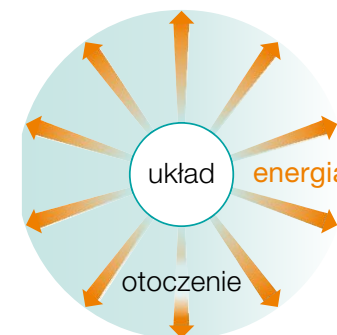
■ **Procesy egzoenergetyczne**

Procesy egzoenergetyczne to **zjawiska fizyczne i reakcje chemiczne, w których wyniku układ wydziela energię do otoczenia** (rys. 31.).

Takimi procesami są:

- zjawiska fizyczne, np. skraplanie gazu,
- reakcje chemiczne, np. spalanie węgla w powietrzu lub reakcja sodu z wodą.

W procesach egzoenergetycznych **energia może być wydzielana m.in. na sposób ciepła, na sposób światła lub na sposób dźwięku.**



Rys. 31. Proces egzoenergetyczny – układ wydziela energię do otoczenia.

Doświadczenie 14.

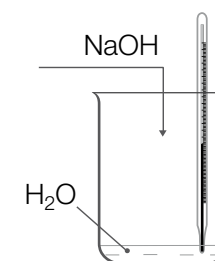


Rozpuszczanie wodorotlenku sodu w wodzie

Odczynniki: wodorotlenek sodu, woda destylowana.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, termometr, bagietka.

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

**Obserwacje:**

Temperatura roztworu wzrasta.

Wniosek: Rozpuszczanie wodorotlenku sodu jest **procesem egzoenergetycznym**, podczas którego **energia jest wydzielana** przez układ do otoczenia.

► **Chemia w akcji**

Ogrzewacze chemiczne mogą wytwarzać energię na sposób ciepła nawet przez 6 godzin (fot. 64.). Są to papierowe torebki, w których znajdują się m.in. rozdrobnione żelazo, celuloza i woda. W trakcie kontaktu torebki z powietrzem zachodzi reakcja egzotermiczna – ciepło jest sukcesywnie wydzielane do otoczenia.

Fot. 64. Ogrzewacze chemiczne do dłoni i stóp przydają się podczas uprawiania sportów zimowych.

Doświadczenie 15.



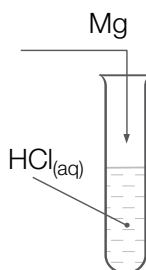
HCl

Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, wstążka magnezowa.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, statyw do probówek, łuczywo.

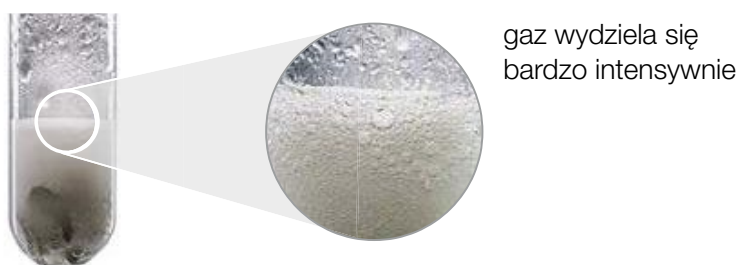
Instrukcja: Do probówki z kwasem chlorowodorowym wrzuć wstążkę magnezową (schemat). Ostrożnie dotknij dłonią dna probówki. Następnie do wylotu probówki umieszczonej w statywie zbliż zapalone łuczywo.



Obserwacje:

Reakcja chemiczna zachodzi gwałtownie (fot. 65.), probówka staje się gorąca. Wydzielają się pęcherzyki bezbarwnego gazu.

Po zbliżeniu zapalonego łuczywa do probówki słysząc charakterystyczny dźwięk.

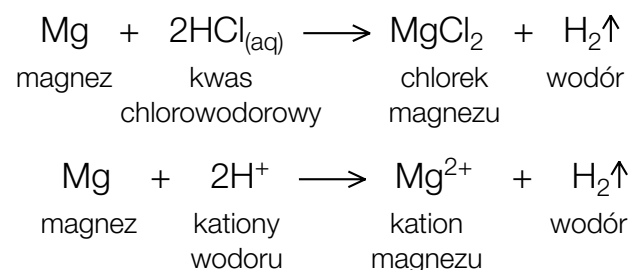


Fot. 65. Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym.

Wniosek:

- Ogrzanie się zawartości probówki oznacza, że nastąpiło wydzielanie energii na sposób ciepła. W tej reakcji chemicznej energia została przekazana z układu do otoczenia. Zaszła **reakcja egzoenergetyczna**.
- Powstałym gazem jest wodór. Charakterystyczny dźwięk podczas jego spalania świadczy o wydzieleniu energii na sposób dźwięku. Także w tej reakcji chemicznej energia została przekazana z układu do otoczenia, czyli również tym razem zaszła **reakcja egzoenergetyczna**.

Produktem gazowym zachodzącej reakcji chemicznej jest wodór:



W procesach egzoenergetycznych **układ traci energię**, czyli jego energia zmniejsza się. Oznacza to, że różnica energii układu między stanem końcowym (po reakcji chemicznej) a stanem początkowym (przed reakcją chemiczną) ma wartość ujemną.

Wymiana energii między układem a otoczeniem na sposób ciepła

Większość procesów chemicznych (np. gotowanie wody w garnku) przebiega w układach otwartych i pod stałym ciśnieniem, zwykle atmosferycznym.

Wymianę energii na sposób ciepła między układem a otoczeniem, (fot. 66.) zachodzącą pod stałym ciśnieniem i w stałej temperaturze, określa się jako **zmianę entalpii układu** i oznacza symbolem ΔH [czyt. delta ha]:

$$\Delta H = H_k - H_p$$

ΔH to zmiana entalpii układu, $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$,

H_k to entalpia stanu końcowego układu, np. entalpia produktów, $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$,
 H_p to entalpia stanu początkowego układu, np. entalpia substratów, $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$.

Dokładną wartość entalpii układu trudno jest wyznaczyć – łatwiej natomiast obliczyć jej zmianę.



Fot. 66. Podczas pieczenia ciasta następuje wymiana ciepła między układem (ciastem) a otoczeniem (wnętrzem piekarnika).

Δ oznacza zmiany wartości

$\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ – jednostka używana do opisu zmian energii procesów chemicznych



Łatwiej obliczyć zmianę entalpii układu niż dokładną wartość entalpii substratów i produktów...

...tak jak łatwiej ocenić, jak zmieniła się nasza wysokość nad poziomem morza po wejściu na piątą stopień schodów ($5 \cdot 10 \text{ cm} = 50 \text{ cm}$), niż określić, na jakiej wysokości n.p.m. byliśmy przed wejściem i na jakiej znaleźliśmy się po wejściu na schody.

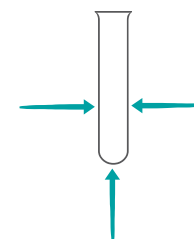
Zmiana entalpii układu w przypadku reakcji chemicznych zachodzących pod stałym ciśnieniem jest nazywana **efektem cieplnym reakcji chemicznej**.

W zależności od tego, czy ciepło jest pochłaniane czy wydzielane przez układ, wyróżnia się reakcje:

- endotermiczną**, podczas której układ pobiera ciepło z otoczenia, $\Delta H > 0$,
- egzotermiczną**, podczas której układ oddaje ciepło do otoczenia, $\Delta H < 0$.

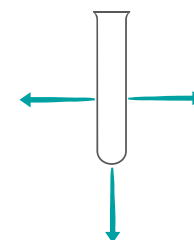
Reakcja endotermiczna

$$\Delta H > 0$$



Reakcja egzotermiczna

$$\Delta H < 0$$



Przykład 55.

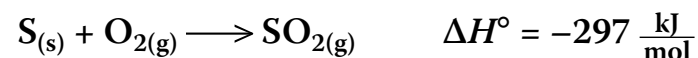
Plan rozwiązywania

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

ΔH° – zmiana entalpii układu w temperaturze $T = 25^\circ\text{C}$ i pod ciśnieniem $p = 10^5\text{ Pa}$

Jak ustalić, czy reakcja chemiczna jest egzo- czy endotermiczna, na podstawie wartości ΔH° ?

Ustal, czy reakcja otrzymywania tlenku siarki(IV) jest reakcją egzo- czy endotermiczną.



- 1 Z zapisu tego równania reakcji chemicznej można odczytać, że efekt cieplny reakcji **1 mola siarki** w stanie stałym z **1 molem tlenu** w stanie gazowym, w której wyniku **powstaje 1 mol tlenku siarki(IV)** w stanie gazowym, wynosi:
 $\Delta H^\circ = -297 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$, czyli $\Delta H^\circ < 0$
- 2 Reakcja otrzymywania tlenku siarki(IV) jest **reakcją egzotermiczną**.

Energia aktywacji

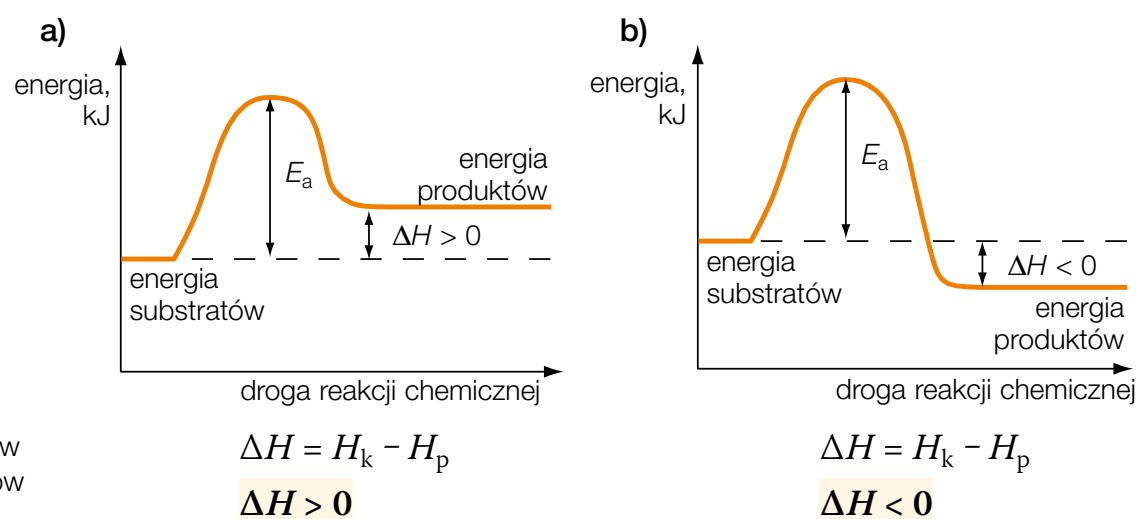


Fot. 67. Zapalenie palnika do dostarczenia energii do zapoczątkowania reakcji spalania.

Energia aktywacji E_a to **minimalna ilość energii niezbędna do zainicjowania reakcji chemicznej**.

Żeby płomień kuchenki gazowej wydzielał światło i ciepło, czyli oddawał energię do otoczenia, trzeba **dostarczyć do układu pewną ilość energii**, niezbędną do zapoczątkowania reakcji spalania (fot. 67.). Ta dawka energii to właśnie energia aktywacji E_a .

Energia aktywacji E_a jest potrzebna zarówno w procesach endoenergetycznych (rys. 32.a), jak i egzoenergetycznych (rys. 32.b).



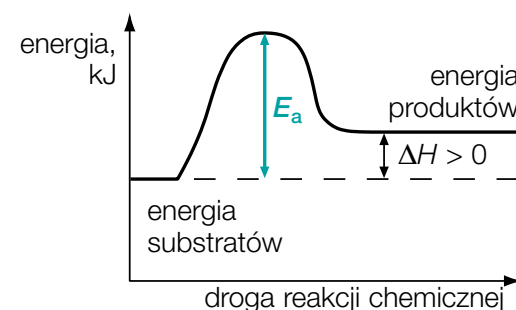
Rys. 32. Wykres zmian energii w trakcie reakcji: a) endotermicznej, b) egzotermicznej.

W reakcji endotermicznej ($\Delta H > 0$) energia produktów jest wyższa od energii substratów (rys. 32.a). Natomiast w reakcji egzotermicznej ($\Delta H < 0$) energia substratów jest wyższa od energii produktów (rys. 32.b).

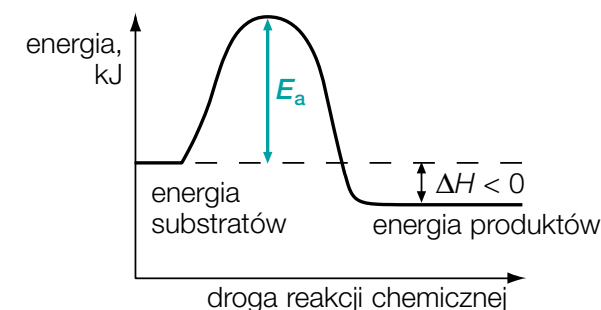
Ważne w temacie Efekty energetyczne reakcji chemicznych

1. Zaznaczam wartość energii aktywacji na wykresach zmiany energii w reakcji endoenergetycznej i egzoenergetycznej.

► Reakcja endoenergetyczna

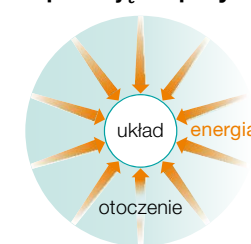


► Reakcja egzoenergetyczna

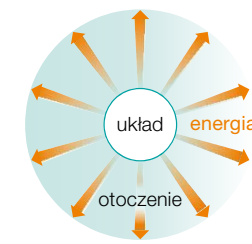


Efekty energetyczne reakcji chemicznych

2. Interpretuję zapisy $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$.



$\Delta H > 0$, czyli reakcja jest **endotermiczna**



$\Delta H < 0$, czyli reakcja jest **egzotermiczna**

Zapamiętaj!

Układ – wyodrębniona część przestrzeni, której zawartość poddaje się obserwacji lub opisowi.

Otoczenie – przestrzeń poza układem.

Procesy endoenergetyczne – zjawiska fizyczne i reakcje chemiczne, które wymagają pobierania energii z otoczenia do układu.

Procesy egzoenergetyczne – zjawiska fizyczne i reakcje chemiczne, w których wyniku układ wydziela energię do otoczenia.

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

Energia aktywacji E_a – minimalna ilość energii niezbędna do zainicjowania reakcji chemicznej.

Zadania



1. W szkolnym laboratorium uczeń przeprowadził reakcję metalicznego wapnia z kwasem siarkowym(VI). W trakcie reakcji chemicznej mierzył temperaturę roztworu w probówce za pomocą termometru i zaobserwował, że temperatura roztworu wzrosła. **Określ rodzaj przeprowadzonej reakcji chemicznej ze względu na jej efekt cieplny** (egzoenergetyczna/endoenergetyczna).
2. Wysychaniu kałuży w upalny dzień towarzyszy odpowiedni efekt energetyczny. **Określ, jakiego rodzaju jest to proces** (egzoenergetyczny/endoenergetyczny). Uzasadnij swoją odpowiedź.
3. Samopodgrzewające się puszki stosuje się do podgrzewania napojów, np. kawy. W puszkach jest komora, w której znajdują się tlenek wapnia i woda. Są oddzielone od siebie przegrodą. Gdy przegroda zostaje zniszczona, rozpoczyna się reakcja chemiczna i napój się ogrzewa. **Wyjaśnij, dlaczego kawa robi się ciepła. Napisz równanie reakcji chemicznej zachodzącej w puszcze.**

21 Szybkość reakcji chemicznych



Fot. 68. Poduszkę powietrzną wypełnia gazowy azot, który powstaje w reakcji chemicznej trwającej ok. 0,025 s.

Ważne w tym temacie:

- pojęcie szybkości reakcji chemicznej
- przewidywanie wpływu różnych czynników na szybkość reakcji chemicznej
- porównywanie wartości energii aktywacji reakcji zachodzącej z udziałem i bez udziału katalizatora

Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych

Efekty energetyczne reakcji chemicznych

Szybkość reakcji chemicznych

Reakcje chemiczne mogą przebiegać z różną szybkością. Niektóre trwają ułamki sekundy (fot. 68.), inne zachodzą latami.

Szybkość reakcji chemicznej

Szybkość reakcji chemicznej v [czyt. fał] to zmiana stężenia reagenta (substratu lub produktu) w jednostce czasu:

▶ dla produktu:

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

▶ dla substratu:

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

gdzie:

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

ΔC to zmiana stężenia produktu lub substratu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

Δt to zmiana czasu, s.

Przykład 56.

Plan rozwiązywania

- 1 Wpisz dane i szukane
- 2 Oblicz szybkość reakcji chemicznej za pomocą wzoru $v = -\frac{\Delta C}{\Delta t}$.
- 3 Napisz odpowiedź.

Jak obliczyć szybkość reakcji chemicznej, znając zmianę stężenia reagenta w czasie?

Stężenie substratu A w czasie 10-minutowej reakcji chemicznej zmniejszyło się o $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz szybkość tej reakcji chemicznej.

1 Dane:

$$\Delta C = -0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\Delta t = 10 \text{ min}$$

Szukane:

$$v = ?$$

2

$$\Delta t = 600 \text{ s}$$

$$v = -\frac{-0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{600 \text{ s}}$$

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

3

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

Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej

Na szybkość reakcji chemicznej wpływają przede wszystkim:

- ▶ rodzaj reagujących substancji,
- ▶ stopień rozdrobnienia substratów,
- ▶ stężenie substratów (lub ciśnienie w przypadku gazów),
- ▶ temperatura układu,
- ▶ obecność katalizatora,
- ▶ mieszanie.

Układ

→ patrz s. 178

Doświadczenie 16.

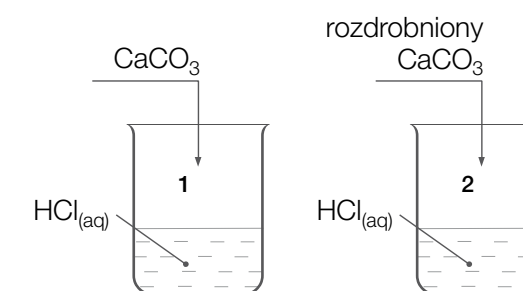


Wpływ rozdrobnienia substratów na szybkość reakcji chemicznej

Odczynniki: kwas chlorowodorowy o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, nierozdrobniony i rozdrobniony węgiel wapnia.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki, pipeta, waga laboratoryjna.

Instrukcja: Do dwóch probówek wlej po ok. 40 cm^3 kwasu chlorowodorowego. Do probówki 1. dodaj większy kawałek węgla wapnia, a do 2. – rozdrobniony węgiel wapnia o takiej samej masie (schemat).



Obserwacje:

W zlewce 2. pęcherzyki gazu wydzielają się intensywniej niż w zlewce 1. (fot. 69.).



Fot. 69. Reakcja kwasu chlorowodorowego z węglanem wapnia: nierozdrobnionym (zlewka 1.) i rozdrobnionym (zlewka 2.).

ciąg dalszy doświadczenia na s. 188

większe rozdrobnienie substratów = większa szybkość reakcji chemicznej

początek doświadczenia na s. 187

Wniosek: Rozdrobniony węglan wapnia ma znacznie większą powierzchnię zetknięcia z kwasem chlorowodorowym niż nierozdrobniony węglan wapnia, dlatego w zlewce 2. szybkość reakcji chemicznej jest większa.

Im bardziej rozdrobnione są substraty, tym większa jest szybkość reakcji chemicznej.

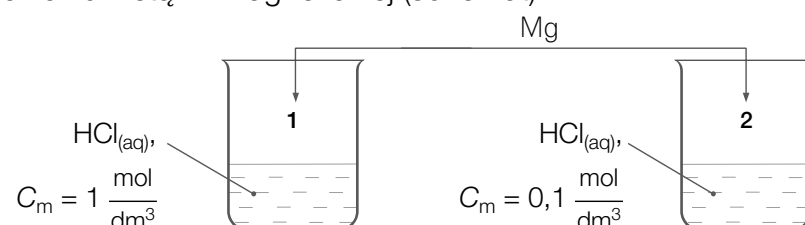
Doświadczenie 17. HCl

Wpływ stężenia substratu na szybkość reakcji chemicznej

Odczynniki: kwas chlorowodorowy o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, wstążka magnezowa.

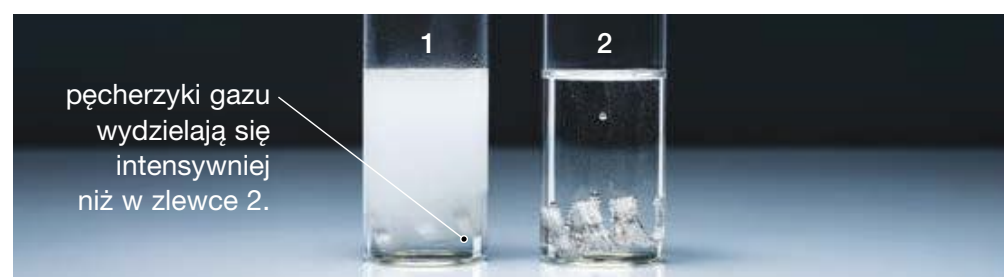
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki, pipeta.

Instrukcja: Do zlewki 1. wlej ok. 40 cm^3 kwasu chlorowodorowego o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, a do zlewki 2. – taką samą objętość kwasu chlorowodorowego o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Do obu zlewek wrzuć po kawałku wstążki magnezowej (schemat).



Obserwacje:

W zlewce 1. z kwasem chlorowodorowym o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ pęcherzyki gazu wydzielają się intensywniej niż w zlewce 2. z kwasem o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ (fot. 70.).



Fot. 70. Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym: o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ (zlewka 1.) i $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ (zlewka 2.).

Wniosek: Reakcja chemiczna zachodzi z większą szybkością, jeśli stężenie kwasu jest większe.

Im większe stężenie substratów, tym większa jest szybkość reakcji chemicznej.

większe stężenie substratów = większa szybkość reakcji chemicznej

W przypadku reakcji chemicznej zachodzącej między gazami na stężenie gazów wpływ ma także ciśnienie panujące w układzie. Im wyższe jest ciśnienie, tym większe stężenie gazów i większa szybkość reakcji chemicznej.

Układ
→ patrz s. 178

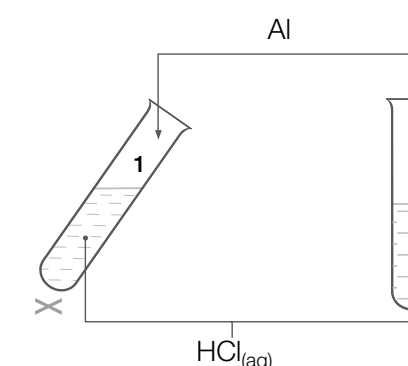
Doświadczenie 18. HCl

Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, folia aluminiowa.

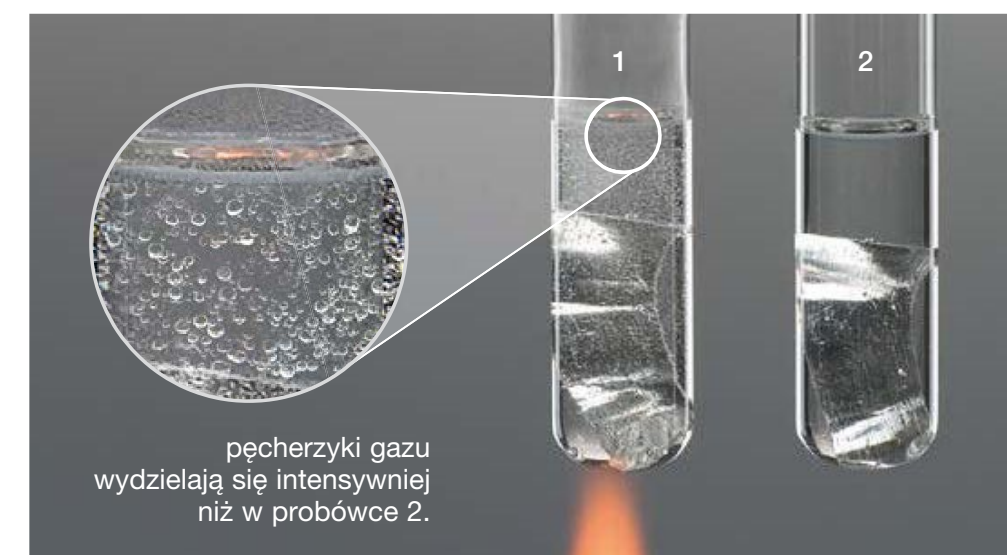
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, cylinder miarowy, statyw do probówek, palnik gazowy.

Instrukcja: Do 2 probówek wlej po ok. 5 cm^3 kwasu chlorowodorowego o jednakowym stężeniu. Probówkę 1. ogrzewaj w płomieniu palnika, a 2. – pozostaw w temperaturze pokojowej. Następnie w obu probówkach umieść taki sam kawałek folii aluminiowej (schemat).



Obserwacje:

W probówce 1. ogrzewanej w płomieniu palnika pęcherzyki gazu wydzielają się intensywniej niż w probówce 2. (fot. 71.)



Fot. 71. Reakcja chemiczna glinu z kwasem chlorowodorowym: w podwyższonej temperaturze (probówka 1.) i w temperaturze pokojowej (probówka 2.).

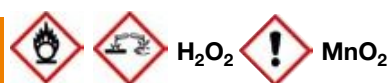
Wniosek: Podwyższenie temperatury przyspieszyło przebieg reakcji chemicznej.

Im wyższa temperatura, tym większa jest szybkość reakcji chemicznej.

wyższa temperatura układu = większa szybkość reakcji chemicznej

Katalizator wpływa na szybkość reakcji chemicznej.

Doświadczenie 19.

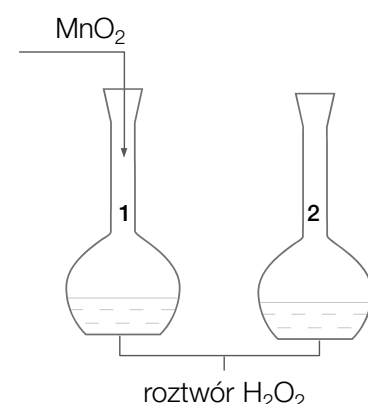


Wpływ obecności katalizatora na szybkość reakcji chemicznej

Odczynniki: woda utleniona (nadtlenek wodoru), 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 3 %. Następnie tylko do kolby 1. dodaj niewielką ilość tlenku manganu(IV) (schemat). Na obie kolby załóż nienapompowane balony.

**Obserwacje:**

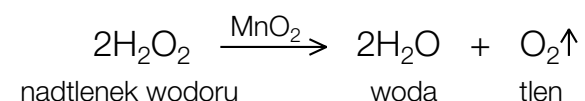
W kolbie 1. intensywnie wydzielą się gaz, a umieszczony na niej balon szybko się nim wypełnia. W kolbie 2. nie widać zmian, a umieszczony na niej balon pozostaje nienapompowany (fot. 72.).



Fot. 72. Dodanie tlenku manganu(IV) do wody utlenionej (nadtlenku wodoru) powoduje rozkład nadtlenku wodoru i wydzielanie się pęcherzyków gazu.

Wniosek: Tlenek manganu(IV) jest katalizatorem tej reakcji chemicznej.

Zachodzącą reakcję przedstawia równanie:



Gazowym produktem powstającym w wyniku rozkładu nadtlenku wodoru (doświadczenie 19.) jest tlen.

Katalizator

Katalizator to **substancja, która po dodaniu do układu reagującego wpływa na przebieg zachodzącej reakcji chemicznej zmieniając jej szybkość.**

Katalizator uczestniczy w reakcji chemicznej, ale po jej zakończeniu pozostaje niezmienny – odtwarza się do postaci i ilości, jaką miał przed tą reakcją chemiczną. Katalizatorami są substancje zbudowane z atomów, jonów lub cząsteczek.

Katalizatorem dodatnim lub po prostu katalizatorem jest substancja, która przyspiesza albo ułatwia przebieg reakcji chemicznej. Katalizatorem ujemnym lub inhibitorem jest substancja, która spowalnia reakcję chemiczną lub utrudnia jej przebieg.

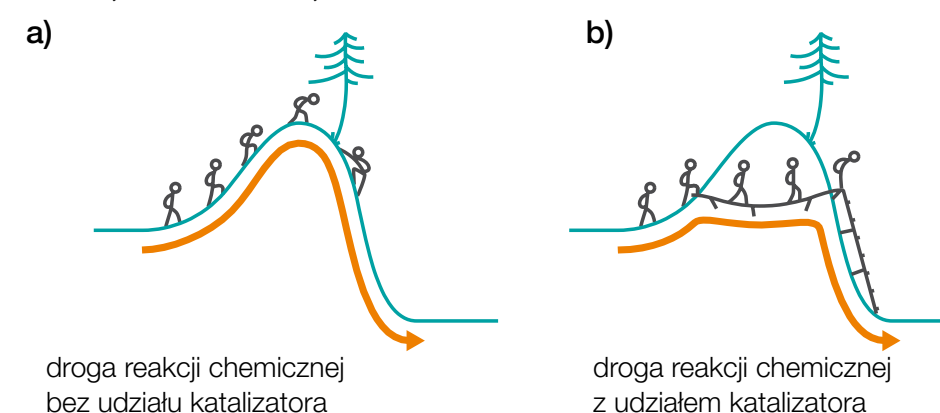
Przykłady **katalizatorów**:

- ▶ platyna Pt,
- ▶ pallad Pd,
- ▶ tlenek wanadu(V) V_2O_5 .

Wpływ katalizatora na szybkość reakcji chemicznej

Katalizator **zmienia drogę reakcji chemicznej** (rys. 33.), ponieważ **obniża energię aktywacji E_a** . Dzięki temu **przyspiesza przebieg reakcji chemicznej**.

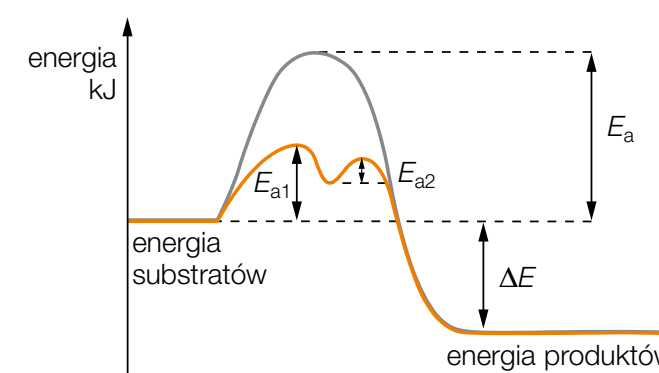
Energia aktywacji
→ patrz s. 184



Rys. 33. Reakcja chemiczna bez udziału katalizatora wymaga dostarczania większej ilości energii (a) niż reakcja chemiczna z udziałem katalizatora (b).

! Zarówno w reakcji bez udziału, jak i z udziałem katalizatora produkty reakcji są takie same.

W obecności katalizatora reakcja chemiczna przebiega drogą charakteryzującą się niższą energią aktywacji (E_{a1} i E_{a2}) niż w przypadku reakcji bez udziału katalizatora (rys. 34.).



Rys. 34. Wykres zmian energii dla reakcji chemicznej przebiegającej bez udziału katalizatora i z jego udziałem, gdzie: E_a to energia aktywacji reakcji chemicznej bez udziału katalizatora, E_{a1} i E_{a2} to energia aktywacji reakcji chemicznej z udziałem katalizatora, ΔE to energia wydzielana lub pobierana przez układ.

Efekt energetyczny reakcji chemicznej:

— bez udziału katalizatora, — z udziałem katalizatora.

Ważne w temacie **Szybkość reakcji chemicznych**

1. Obliczam szybkość reakcji chemicznej.

Na przykład szybkość reakcji chemicznej, podczas której w ciągu 20 min stężenie produktu

zmieniło się o $0,04 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$:

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

$$v = \frac{0,04 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{1200 \text{ s}}$$

$$v = 3,33 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

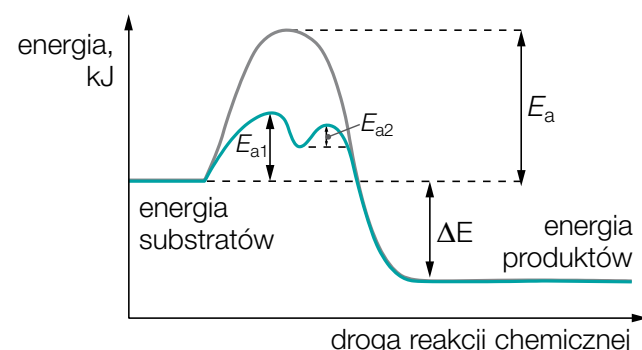
2. Przewiduję wpływ różnych czynników na szybkość reakcji chemicznej.

Na szybkość reakcji chemicznej wpływają:

- **stopień rozdrobnienia substratów** – im bardziej rozdrobnione substraty, tym większa szybkość reakcji chemicznej,
- **stężenie substratów** (lub ciśnienie w przypadku gazów) – im wyższe stężenie (ciśnienie) substratów, tym większa szybkość reakcji chemicznej,
- **temperatura** – im wyższa temperatura, w jakiej zachodzi reakcja chemiczna, tym większa szybkość reakcji chemicznej,
- **obecność katalizatora** – obecność katalizatora zmienia przebieg reakcji chemicznej i zwiększa jej szybkość.

Szybkość reakcji chemicznych

3. Porównuję wartości energii aktywacji reakcji chemicznej z udziałem (E_{a1} i E_{a2}) i bez udziału katalizatora (E_a).



Energia aktywacji reakcji z udziałem katalizatora to suma energii E_{a1} i E_{a2} .

Reakcja chemiczna zachodząca z udziałem katalizatora ma mniejszą energię aktywacji od reakcji chemicznej przebiegającej bez udziału katalizatora.

Zapamiętaj!

Szybkość reakcji chemicznej v – zmiana stężenia reagenta (substratu lub produktu) w jednostce czasu.

Katalizator – substancja, która po dodaniu do układu reagującego wpływa na przebieg zachodzącej reakcji chemicznej zmieniając jej szybkość.

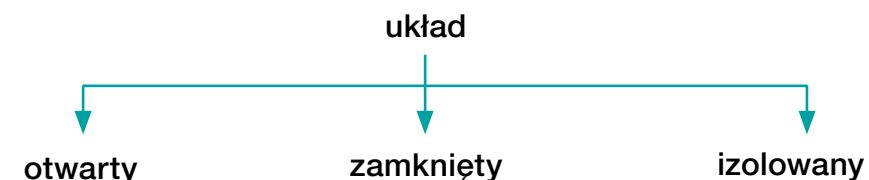
Zadania



1. Srebrne przedmioty ciemnieją z czasem w wyniku reakcji chemicznej srebra z obecnym w powietrzu siarkowodorem. W efekcie powstaje czarny siarczek srebra(II). **Wyjaśnij, dlaczego srebrny łańcuszek będzie pokrywał się siarczkiem srebra(II) szybciej niż srebrna łyżka.**
2. Zaprojektuj doświadczenie, w którym porównasz aktywność cynku i ołowiu, badając szybkość reakcji chemicznych tych metali z kwasem chlorowodorowym. **Narysuj schemat, zaproponuj obserwacje i wnioski oraz napisz równania reakcji chemicznych.** Skorzystaj z szeregu aktywności metali (patrz s. 315.).

Podsumowanie

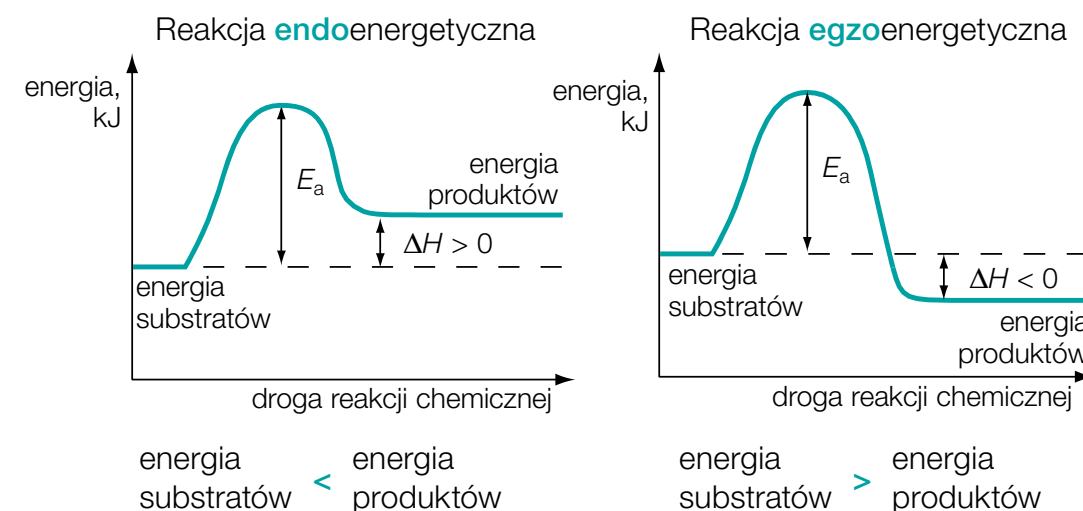
Układ to wyodrębniona **część przestrzeni**, której zawartość poddaje się obserwacji albo opisowi, np. kolba. Otoczenie to wszystko, co nie należy do układu.



Procesy endoenergetyczne to **zjawiska fizyczne i reakcje chemiczne, które wymagają pobierania energii z otoczenia do układu.**

Procesy egzoenergetyczne to **zjawiska fizyczne i reakcje chemiczne, w których wyniku układ wydziela energię do otoczenia.**

Energia aktywacji E_a to **minimalna ilość energii** niezbędna do zainicjowania reakcji chemicznej.



Układ **pobiera ciepło** z otoczenia.
 $\Delta H > 0$, reakcja endotermiczna.

Układ **oddaje ciepło** do otoczenia.
 $\Delta H < 0$, reakcja egzotermiczna.

Szybkość reakcji chemicznej v to **zmiana stężenia molowego reagenta ΔC (substratu lub produktu) w jednostce czasu Δt .**

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

Na szybkość reakcji chemicznej wpływają:

- rodzaj reagujących substancji,
- stopień rozdrobnienia substratów,
- stężenie substratów (lub ciśnienie w przypadku gazów),
- temperatura układu,
- obecność katalizatora,
- mieszanie.

◀ Czym są układ i otoczenie?

◀ Jakie są rodzaje układów

◀ Co to są procesy endoenergetyczne?

◀ Co to są procesy egzoenergetyczne?

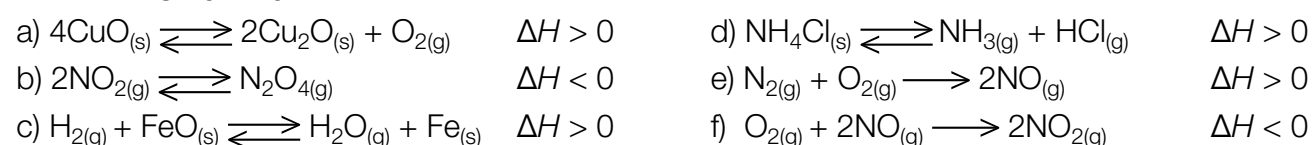
◀ Co to jest energia aktywacji E_a ?

◀ Jak zmienia się energia w trakcie reakcji endoenergetycznej i reakcji egzoenergetycznej?

◀ Co to jest szybkość reakcji chemicznej?

◀ Jakie czynniki wpływają na szybkość reakcji chemicznej?

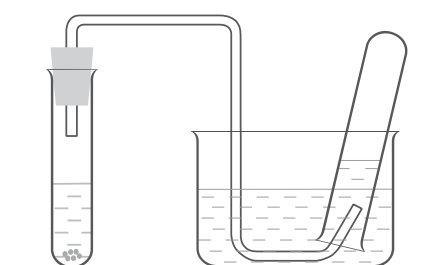
1. Zakwalifikuj podane reakcje chemiczne do reakcji egzoenergetycznych i reakcji endoenergetycznych.



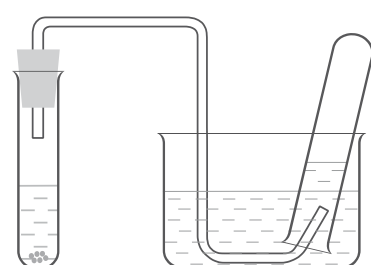
2. Wskaż zdania, które są prawdziwe.

- Katalizator to substancja, która wpływa na szybkość reakcji chemicznej przez zmianę energii aktywacji.
- Katalizator to substancja, która po zakończeniu reakcji chemicznej występuje w niezmienionym stanie.
- Działanie katalizatora polega na zmianie przebiegu reakcji chemicznej przez dostarczenie do układu energii równej energii aktywacji.
- Katalizatory można podzielić na katalizatory dodatnie i katalizatory ujemne, zwane też inhibitorami.

3. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie. Podaj cel doświadczenia i sformułuj wniosek.

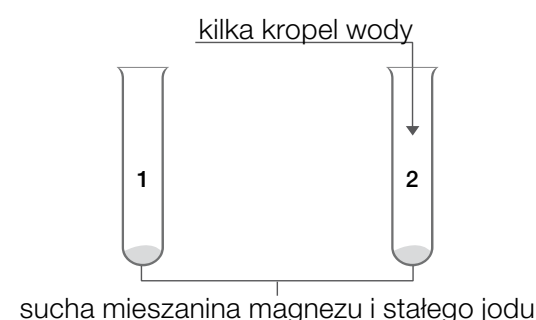


$\text{HCl}_{(aq)}$, $V = 10 \text{ cm}^3$, $C_m = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
granulki Zn, $m = 1 \text{ g}$



$\text{HCl}_{(aq)}$, $V = 10 \text{ cm}^3$, $C_m = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
granulki Zn, $m = 1 \text{ g}$

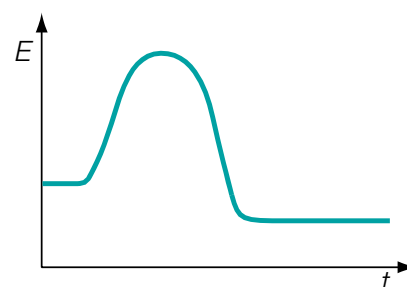
4. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie. Zaobserwowano, że wprowadzenie kilku kropeł wody do 2. próbówki zapoczątkowało burzliwą reakcję chemiczną. Sformułuj wniosek z tego doświadczenia chemicznego.



sucha mieszanina magnezu i stałego jodu

5. Dysponujesz metalicznym magnezem i kwasem chlorowodorowym. Zaprojektuj doświadczenie, w którym wykażesz, że stopień rozdrobnienia substratów wpływa na szybkość reakcji chemicznej. Narysuj schemat, napisz obserwacje i sformułuj wniosek.

6. Na wykresie przedstawiono zmianę energii E układu w czasie t podczas pewnej reakcji chemicznej. Ustal efekt energetyczny tej reakcji i napisz równanie reakcji chemicznej, którą można opisać za pomocą tego wykresu. Skorzystaj z równań reakcji chemicznych z zadania 1.



6. Wprowadzenie do chemii organicznej

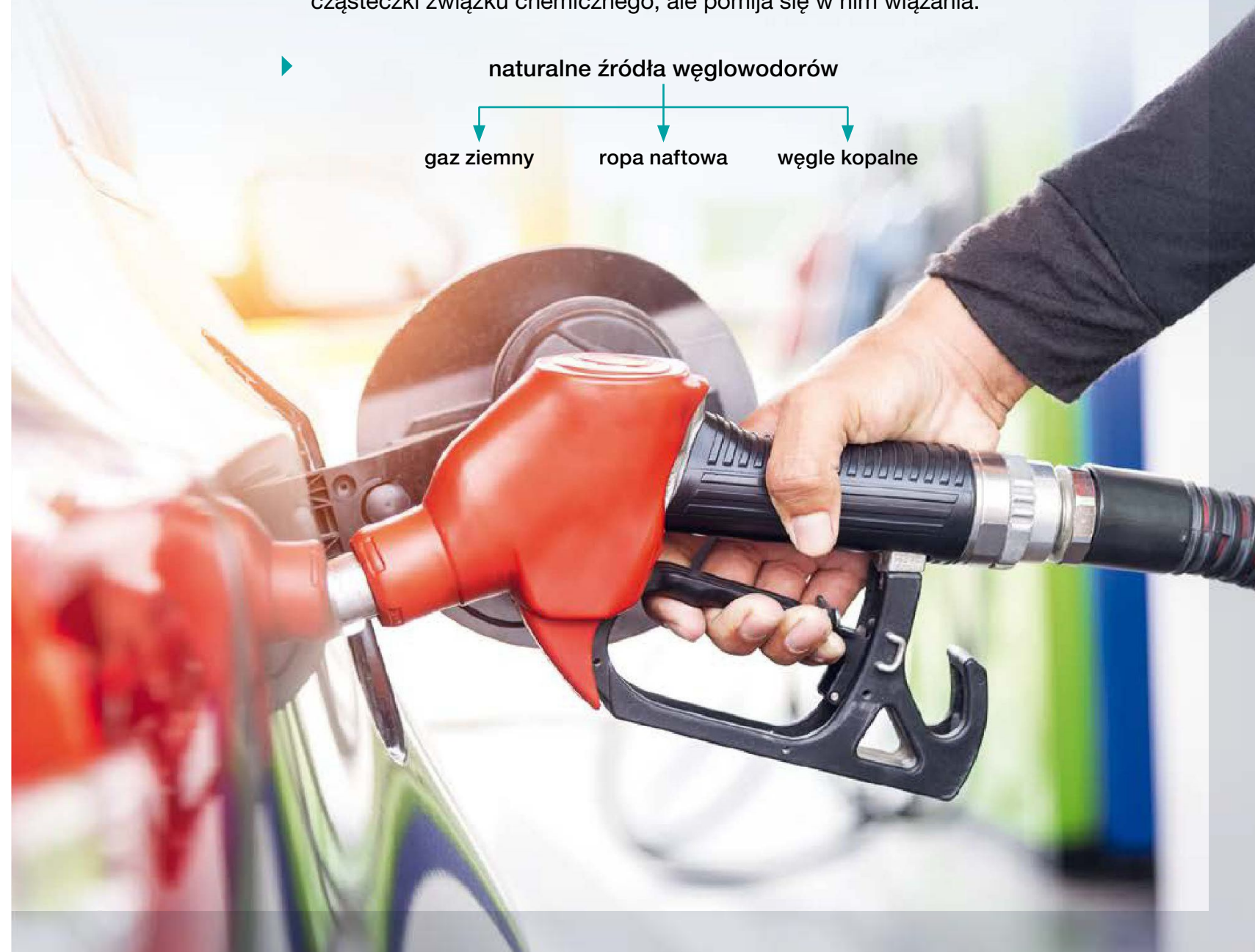


Przypomnij sobie – to było w szkole podstawowej

- Wzór sumaryczny** – podaje tylko rodzaj i liczbę atomów wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego. Na jego podstawie nie można jednoznacznie określić budowy związku organicznego.
- Wzór strukturalny** – uwzględnia zarówno rodzaj, jak i liczbę atomów pierwiastków chemicznych wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego oraz utworzone w cząsteczce wiązania chemiczne.
- Wzór półstrukturalny** – przedstawia rodzaj i liczbę atomów wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego oraz wiązania węgiel-węgiel.
- Wzór grupowy** – uwzględnia rodzaj i liczbę atomów wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego, ale pomija się w nim wiązania.

naturalne źródła węglowodorów

gaz ziemny ropa naftowa węgle kopalne



22 Paliwa kopalne i ich przetwarzanie



Fot. 73. Hulajnoga elektryczna nie jest źródłem spalin, ale energia elektryczna potrzebna do jej zasilania przeważnie pochodzi ze spalania paliw kopalnych, którego produktem jest m.in. tlenek węgla(IV) CO_2 .

Ważne w tym temacie:

- pojęcie: *liczba oktanowa benzyny*
- sposoby zwiększania liczby oktanowej benzyny
- zasady zielonej chemii

Wprowadzenie do chemii organicznej

Paliwa kopalne i ich przetwarzanie

Budowa związków organicznych

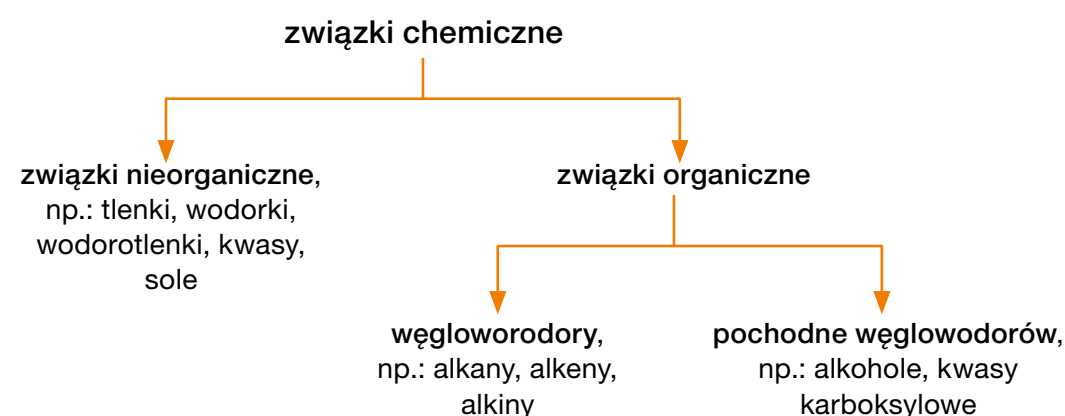
Trudno wyobrazić sobie współczesne życie bez energii elektrycznej (fot. 73.), stosowanej m.in. do ogrzewania, środków transportu albo komunikacji telefonicznej czy elektronicznej. Większość energii elektrycznej wykorzystywanej przez nas na co dzień pochodzi ze spalania **paliw kopalnych**.

■ Paliwa kopalne

Do paliw kopalnych zaliczane są **gaz ziemny**, **ropa naftowa** i **węgle kopalne**. Paliwa kopalne występują więc we wszystkich stanach skupienia (gazowym, ciekłym i stałym). Są jednym ze źródeł związków organicznych.

■ Podział związków chemicznych

Wszystkie związki chemiczne można podzielić w następujący sposób ze względu na ich skład chemiczny, a także budowę i właściwości:



Wszystkie związki organiczne zawierają w swoich cząsteczkach **atomy węgla**. Budowa i właściwości związków nieorganicznych zostały opisane w części 1. podręcznika „NOWA To jest chemia”.

■ Gaz ziemny

Głównym składnikiem gazu ziemnego jest **metan** (związek chemiczny, którego cząsteczka jest zbudowana z jednego atomu węgla i czterech atomów wodoru). Metan jest gazem palnym (fot. 74.). Stosuje się go jako źródło energii m.in. do ogrzewania mieszkań.



Fot. 74. Płomień palącego się gazu ziemnego ma charakterystyczną niebieską barwę i nie kopci.

Złoża gazu ziemnego występują najczęściej wspólnie ze złożami ropy naftowej, a także w kopalniach węgla kamiennego oraz w skałach typu łupki. Z tego powodu gaz ziemny nazywa się też gazem kopalnianym lub łupkowym.

Ulatniający się gaz ziemny stanowi zagrożenie życia, dlatego należy systematycznie kontrolować szczelność przewodów gazowych (fot. 75.). Ze względów bezpieczeństwa gaz ziemny poddaje się procesowi nawaniania. Polega on na wprowadzeniu do gazu niewielkiej ilości substancji o charakterystycznym, nieprzyjemnym zapachu.

! Mieszanina metanu z powietrzem tworzy **mieszaninę wybuchową**.

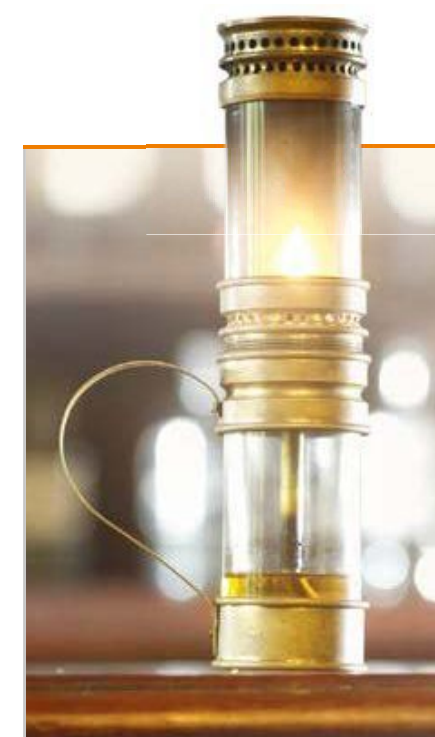
■ Ropa naftowa

Ropa naftowa jest **ciekłą mieszaniną jednorodną** wielu tysięcy różnych związków chemicznych **w stanie gazowym, ciekłym i stałym**, wzajemnie w sobie rozpuszczonych.

Ropa naftowa (fot. 76.) jest palną i nierozpuszczalną w wodzie cieczą o gęstości mniejszej od gęstości wody. Płonącej ropy naftowej nie wolno gasić wodą, ponieważ ropa wypływa na powierzchnię wody i pali się dalej. Do gaszenia palącej się ropy naftowej używa się piasku lub gaśnic śniegowych wypełnionych tlenkiem węgla(IV) CO_2 .

! Płonącej ropy naftowej **nie wolno gasić wodą**.

Ropa naftowa powstała prawdopodobnie w wyniku rozkładu szczątków roślinnych i zwierzęcych w warunkach beztlenowych z udziałem bakterii. Ropę naftową wydobywa się z pokładów znajdujących się pod powierzchnią lądu lub dna morskiego i wykorzystuje jako surowiec do pozyskiwania m.in. benzyny.



► Chemia w akcji

Jako pierwszy (w 1852 r.) destylację ropy naftowej przeprowadził **Ignacy Łukasiewicz** (1822–1882), polski aptekarz. Wydzielił z niej naftę, którą wykorzystał w skonstruowanej przez siebie lampie (fot. 77.).

Fot. 77. Pierwsze lampy projektu Łukasiewicza zainstalowano w lwowskim szpitalu w 1853 r.



Fot. 75. Gaz ziemny jest dostarczany do domów rurami oznaczonymi w kolorze żółtym.

Mieszanina jednorodna
→ patrz s. 52



Fot. 76. Ropa naftowa może mieć barwę od żółtej do czarnej.

Destylacja ropy naftowej

Na skalę przemysłową ropę naftową **przerabia się w rafineriach i zakładach petrochemicznych**. Wydobytą **ropę naftową** wstępnie **oczyszcza się**, aby usunąć z niej siarkę, a następnie poddaje **procesowi destylacji frakcjonowanej** w kolumnie destylacyjnej.

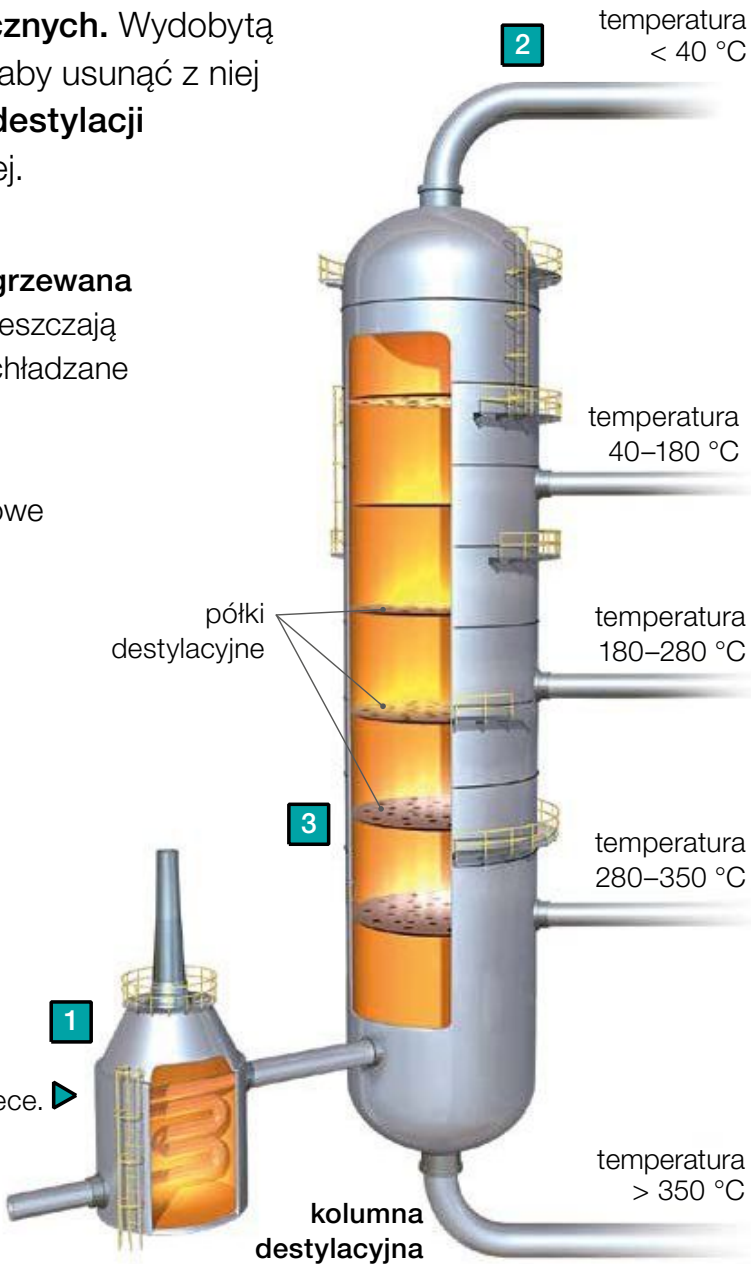
1 Wstępnie oczyszczona **ropa naftowa jest ogrzewana do temperatury ok. 400 °C**. Jej pary przemieszczają się w górę kolumny destylacyjnej, gdzie są schładzane i **skraplają się** na półkach destylacyjnych.

2 W **górnej części** kolumny odbierane są gazowe składniki ropy naftowej **o małych masach cząsteczkowych** i niskich temperaturach wrzenia, **czyli największej lotności**.

3 W **środkowej i dolnej części** kolumny temperatura stopniowo wzrasta – **im niższa półka, tym większe są masy cząsteczkowe**, wyższe temperatury wrzenia, a tym samym **mniejsza jest lotność** odbieranych tam składników ropy naftowej.

Do ogrzewania ropy naftowej wykorzystuje się specjalne piece.

ropa naftowa



gaz rafineryjny (głównie propan i butan)



paliwo w butlach turystycznych i do silników z zapłonem iskrowym (zasilanych LPG)

benzyny (lekkie i ciężkie)



paliwo do silników samochodowych z zapłonem iskrowym, rozpuszczalniki

nafty



paliwo do silników odrzutowych i turbośmigłowych, rozpuszczalniki



oleje napędowe



paliwo do silników z zapłonem samoczynnym (silników Diesla)

mazut (oleje opałowe lekkie, średnie, ciężkie)

Produkty destylacji	Liczba atomów węgla w cząsteczkach związków węgla z wodorem
gaz rafineryjny	1–4
benzyny	5–12
nafty	9–16
oleje napędowe	15–18
mazut	> 17

Czym jest mazut i jakie są wybrane produkty jego przeróbki?

Mazut to gęsta, oleista ciecz o barwie od ciemnobrunatnej do czarnej. Część mazutu jest wykorzystywana bezpośrednio jako olej opałowy, a część poddaje się dalszej przeróbce (destylacji) pod zmniejszonym ciśnieniem.

Otrzymuje się wówczas m.in.:

- oleje smarowe,
- wazelinę, stosowaną jako środek kosmetyczny i smar,
- parafinę, wykorzystywaną do produkcji świec i impregnacji papieru,
- asfalty, stosowane do pokrywania nawierzchni dróg i wyrobu papy.



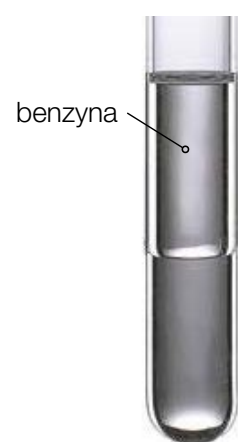
Wazelina to biała lub jasnożółta, mazista substancja, która działa zmiękcząco na skórę.



Papa to arkusze tkaniny, tektury lub tworzywa sztucznego nasączone asfaltem albo smołą.



Parafina jest mieszaniną alkanów stałych o liczbie atomów węgla w cząsteczce większej niż 15.



Fot. 78. Płonącej benzyny nie wolno gasić wodą. Podobnie jak ropa naftowa ma gęstość mniejszą od wody, dlatego wypływa na jej powierzchnię i pali się dalej.

Środek przeciwstukowy
etanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

Reakcje utleniania i redukcji
→ patrz s. 135

Reforming
→ patrz s. 240

■ Benzyna

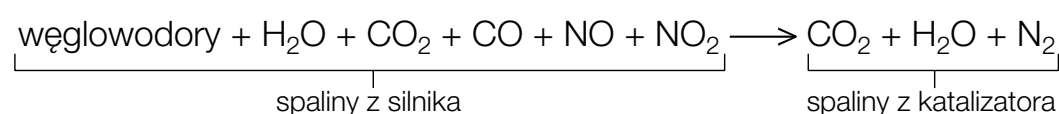
Benzyna jest ciekłą mieszaniną związków węgla z wodorem (fot. 78.), zawierających od 5 do 12 atomów węgla w cząsteczce. Skład benzyny zależy od warunków, w jakich prowadzi się jej destylację, oraz od miejsca pochodzenia ropy naftowej. W silnikach o zapłonie iskrowym może ona ulegać **spalaniu stukowemu**. Ten rodzaj spalania jest **wybuchowy**, czyli **szybki i nierównomierny**. Powoduje nieregularną pracę silnika, tzw. stukanie, a co za tym idzie – jego szybsze zużycie.

■ Liczba oktanowa benzyny

Odporność benzyny na spalanie stukowe w silnikach o zapłonie iskrowym określa liczba oktanowa (LO). Można ją ustalić przez porównanie procesów spalania danego paliwa i mieszaniny dwóch wzorcowych związków organicznych. **Im większa liczba oktanowa, tym większa odporność benzyny na spalanie stukowe i jej wyższa jakość.**

■ Podwyższanie liczby oktanowej benzyny

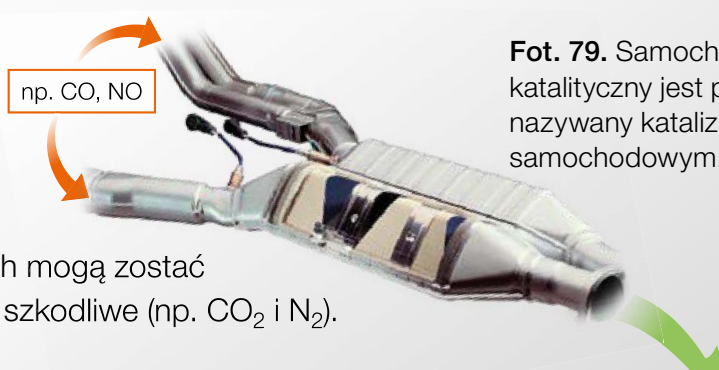
Dodanie do benzyny środka przeciwstukowego, nazywanego potocznie antydetonatorem, **jest jednym ze sposobów podwyższenia liczby oktanowej (LO)**. Obecnie jako środki przeciwstukowe wykorzystuje się m.in. alkohole (np. etanol). W benzynach bezołowiowych znajduje się do kilku procent środków przeciwstukowych. W wyniku spalania takiej mieszaniny powstające **spaliny zawierają związki chemiczne, które są szkodliwe dla zdrowia człowieka i środowiska**. Dlatego w samochodach montuje się reaktory katalityczne, nazywane potocznie katalizatorami. Zachodzą w nich **reakcje utleniania i redukcji szkodliwych dla środowiska przyrodniczego związków chemicznych zawartych w spalinach**, np. szkodliwego tlenku azotu(II) NO, który jest redukowany do azotu N_2 oraz tlenku węgla(II) CO, który jest utleniany do tlenku węgla(IV) CO_2 :



Innym sposobem na podwyższenie LO benzyny jest **reforming**.

► Chemia w akcji

Częścią układów wydechowych samochodów spalinowych są reaktory katalityczne (fot. 79.). Dzięki nim szkodliwe substancje (np. CO, NO) z gazów spalinowych mogą zostać przekształcone w produkty mniej szkodliwe (np. CO_2 i N_2).



Fot. 79. Samochodowy reaktor katalityczny jest popularnie nazywany katalizatorem samochodowym.

np. CO_2 i N_2

► Chemia w akcji

To, jaki procent paliwa stanowią biokomponenty, czyli dodatki pochodzenia roślinnego (np. bioetanol, biodiesel), można odczytać z oznaczeń stosowanych na stacjach benzynowych, m.in. na pistolecie dystrybutora paliwa. Znaki graficzne pomagają też w sprawnym rozpoznaniu rodzaju paliwa: ○ to benzyna, □ – olej napędowy, a ◇ – paliwo gazowe.

E oznacza, że w benzynie jest dodatek **bioetanolu** (alkoholu otrzymywanego z biomasy). Symbole stosowane wcześniej informowały o wartości liczby oktanowej paliwa – 95 lub 98. Te rodzaje benzyny zawierają maksymalnie 10 % bioetanolu i są oznaczane obecnie wspólnym znakiem **E10**. Produkowana jest również benzyna, która zawiera maksymalnie 85 % bioetanolu. Oznacza się ją symbolem **E85**.

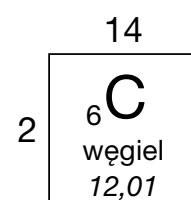


B oznacza, że w oleju napędowym jest dodatek **biodiesla** (otrzymywanego z olejów roślinnych). Paliwo stosowane w silnikach Diesla może zawierać maksymalnie 7 % lub 10 % biodiesla. Oznacza się je odpowiednio: **B7** oraz **B10**.

Paliwa gazowe nadal oznaczane są skrótami CNG, LPG, LNG i H_2 , ale zostały one ujednolicone. Skróty te pochodzą od nazw paliw w języku angielskim.

- ◇ **CNG** sprężony gaz ziemny (ang. **C**ompressed **N**atural **G**as)
- ◇ **LPG** gaz płynny (ang. **L**iquefied **P**etroleum **G**as)
- ◇ **LNG** płynny gaz ziemny (ang. **L**iquefied **N**atural **G**as)
- ◇ **H₂** wodór (ang. **H**ydrogen)





Węgle kopalne

Węgle kopalne to **mieszanki związków chemicznych o dużej zawartości procentowej węgla pierwiastkowego**. W środowisku przyrodniczym występuje kilka odmian węgla kopalnego (fot. 80.). Zawartość węgla pierwiastkowego jest w nich tym większa, im dłuższy był czas powstawania węgla ze szczątków roślin lądowych lub wodnych w warunkach wysokiego ciśnienia i braku dostępu tlenu (im starsza jest odmiana węgla kopalnego).



Fot. 80. Węgle kopalne różnią się zawartością węgla pierwiastkowego.



Fot. 81. Ślady życia, zwłaszcza roślinności, można znaleźć w złożach węgla w postaci różnych odcisków, np. liści.

Większość złóż węgla kamiennego pochodzi z karbonu – okresu ery paleozoicznej. W czasach, kiedy powstawały, na lądzie żyły owady, pajęczaki i ogromne płazy oraz rosły skrzypy i paprocie (fot. 81.).

Węgiel kamienny poddaje się procesowi przeróbki, który nazywa się pirolizą (pirogenizacją, suchą destylacją lub koksowaniem węgla).

Węgiel leczniczy (łac. *carbo medicinalis*) to szczególna postać węgla, nazywana też węglem aktywnym lub węglem aktywowanym (fot. 82.). Ma on silne właściwości adsorpcyjne, dlatego pochłania substancje szkodliwe, będące przyczyną zatrucia i dolegliwości żołądkowych. Takie właściwości wynikają z rozdrobnienia węgla, dzięki czemu jego cząstki mają bardzo dużą powierzchnię: 1 g węgla leczniczego może mieć powierzchnię 400–1500 m². Węgiel leczniczy nie jest wchłaniany w przewodzie pokarmowym, jest więc uznawany za substancję nieszkodliwą dla organizmu.



Fot. 82. Węgiel leczniczy otrzymuje się zwykle z odpowiednio spreparowanego węgla drzewnego.

Piroliza węgla

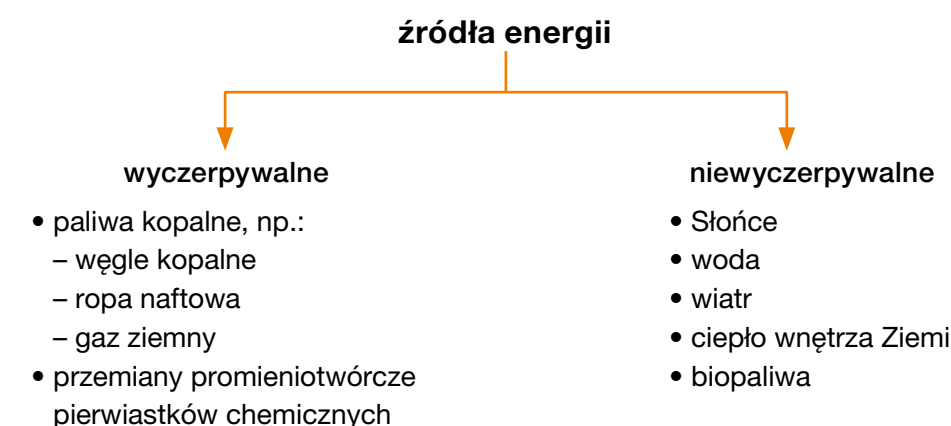
Polega na **ogrzewaniu węgla kamiennego w temperaturze ok. 1000 °C bez dostępu powietrza**. Węgiel kamienny przerabia się w zakładach przemysłu koksowniczego – **koksowniach**. W wyniku tej przeróbki otrzymuje się: **koks**, **gaz koksowniczy**, nazywany też gazem świetlnym, **wodę pogazową** i **smołę węglową**.

Paliwa kopalne jako źródła energii

Do produkcji energii stosuje się paliwa w postaci nieprzetworzonej lub po ich przetworzeniu. **Spalanie paliw kopalnych jest metodą pozyskiwania elektryczności** najbardziej szkodliwą dla środowiska przyrodniczego i człowieka.

Węgiel brunatny pozyskuje się metodą odkrywkową (fot. 83.), węgiel kamienny – w ten sam sposób, a także w kopalniach głębinowych. Również wydobywanie i transport ropy naftowej są związane z ogromnym zagrożeniem dla środowiska przyrodniczego (awarie na platformach wydobywczych i tankowcach).

Procesy powstawania nowych złóż węgla, gazu ziemnego i ropy naftowej wciąż zachodzą w skorupie ziemskiej. Odbywa się to jednak w tempie o wiele wolniejszym niż zużywanie przez ludzi istniejących złóż, dlatego obawy o **wyczerpanie zasobów paliw kopalnych** są uzasadnione. Wszystkie źródła energii można podzielić na wyczerpywalne (nieodnawialne) i niewyczerpywalne (odnawialne).



Odnawialne źródła energii

Od wielu lat poszukuje się odnawialnych źródeł energii. W tym celu wykorzystywane są różne technologie, które są bardziej przyjazne dla środowiska przyrodniczego niż tradycyjne źródła energii. Na przykład:

- ▶ elektrownie wiatrowe (fot. 84.),
- ▶ elektrownie słoneczne (fotoogniwa i kolektory słoneczne),
- ▶ elektrownie wodne.

Każde źródło energii jednak ma wady i zalety, np. turbiny wiatrowe szpecą krajobraz i przyczyniają się do śmierci ptaków. Ponadto są produkowane z nieekologicznych materiałów, a po wycofaniu z użytku stanowią problem jako odpady do składowania.

Fot. 84. Elektrownie wiatrowe są alternatywnym źródłem energii na obszarach występowania silnych wiatrów.



Fot. 83. Wydobywanie węgla brunatnego metodą odkrywkową powoduje degradację środowiska przyrodniczego.



Wpływ stosowania paliw kopalnych na stan środowiska przyrodniczego

Spalanie paliw kopalnych to najprostsza i najczęściej stosowana metoda pozyskiwania energii elektrycznej. Ma jednak niekorzystny wpływ na stan środowiska przyrodniczego.



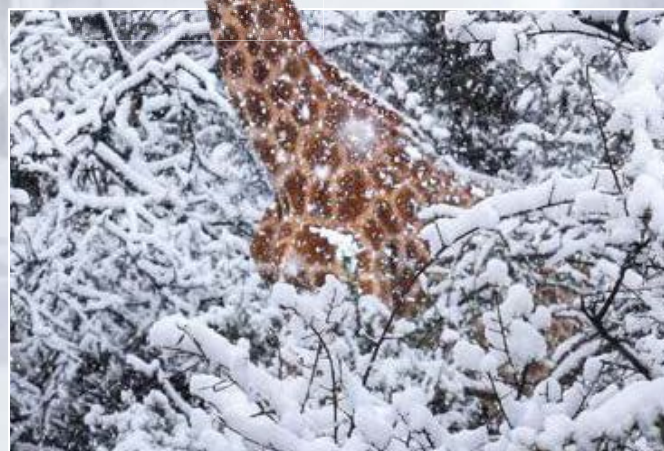
Efekt cieplarniany

Nadmierne zatrzymywanie ciepła przez gazy obecne w atmosferze może się przyczyniać do nasilania się groźnych zjawisk atmosferycznych, np. zwiększenia liczby huraganów.



Zanieczyszczenia powietrza

W wyniku spalania ciekłych paliw emitowane są do atmosfery szkodliwe substancje. Reagują one z parą wodną, tworząc mgłę przemysłową, czyli smog, która jest przyczyną m.in. stanów zapalnych oczu i płuc.



Zmiany klimatu

W wyniku spalania paliw kopalnych do atmosfery trafiają szkodliwe gazy. Ich nadmiar przyczynia się do zmian klimatycznych na Ziemi. Efektem tych zmian mogą być ekstremalne zjawiska pogodowe, np. obfite opady śniegu na afrykańskiej sawannie.



Katastrofy ekologiczne

Ropa naftowa przedostająca się do morza, np. podczas awarii tankowca lub w wyniku eksplozji platform wiertniczych, jest źródłem katastrofy ekologicznej.

Zielona chemia

W celu zmniejszenia zagrożeń wynikających z niewłaściwego planowania i przeprowadzania procesów chemicznych, a tym samym zapobiegania degradacji środowiska **Paul Anastas** [czyt. pol anastas] wprowadził w 1991 r. koncepcję **zielonej chemii** (ang. *green chemistry*).

Zielona chemia zakłada **projektowanie i przeprowadzanie procesów chemicznych w taki sposób, aby ograniczyć:**

- ▶ **użycie substancji szkodliwych dla środowiska przyrodniczego,**
- ▶ **powstawanie substancji szkodliwych i ich emisję do środowiska przyrodniczego (powietrza, gleby i wody).**

Dzięki przestrzeganiu zasad zielonej chemii zmniejsza się szkodliwy wpływ działalności człowieka na środowisko.

Dwanaście zasad zielonej chemii obejmuje:

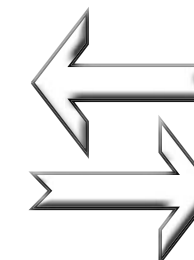
1. **Zapobieganie** – lepiej jest zapobiegać wytwarzaniu odpadów niż je utylizować po wytworzeniu.
2. **Oszczędzanie surowców** – przeprowadzanie procesów chemicznych w taki sposób, aby maksymalnie wykorzystać wszystkie materiały używane w procesie.
3. **Ograniczenie zużycia niebezpiecznych substancji** – wykorzystywanie substancji, które nie są toksyczne albo tylko w niewielkim stopniu oddziałują niekorzystnie na środowisko przyrodnicze.
4. **Bezpieczne produkty** – używanie produktów w taki sposób, aby spełniały swoją funkcję z jak najmniejszym negatywnym wpływem na środowisko przyrodnicze.
5. **Używanie bezpiecznych rozpuszczalników i odczynników** – wyeliminowanie użycia rozpuszczalników i odczynników chemicznych wszędzie tam, gdzie tylko jest to możliwe.
6. **Efektywne wykorzystanie energii** – przeprowadzanie procesów chemicznych bez zmiany warunków otoczenia (temperatury i ciśnienia).
7. **Stosowanie surowców pochodzących ze źródeł odnawialnych.**
8. **Zmniejszenie dodatku substancji, które nie są wykorzystywane po zakończeniu procesu.**
9. **Wykorzystywanie katalizatorów w reakcjach chemicznych.**
10. **Projektowanie degradacji** – po zakończeniu swojej funkcji produkty powinny rozpaść się na nieszkodliwe substancje.
11. **Analizowanie procesów chemicznych na bieżąco, aby zapobiec zanieczyszczeniu środowiska przyrodniczego.**
12. **Zapobieganie wypadkom** – stosowanie takich substancji w procesach, aby zminimalizować zagrożenie np. pożarem.

Wykorzystywanie paliw kopalnych jest sprzeczne z zasadami zielonej chemii.

Oznaczenie substancji niebezpiecznych dla środowiska



Oznaczenie opakowań wielokrotnego użytku



Oznaczenie produktów, przy produkcji których zadbano o redukcję emisji CO₂



reducing with the Carbon Trust

Ważne w temacie *Paliwa kopalne i ich przetwarzanie*

1. Wymieniam sposoby zwiększania liczby oktanowej (LO) benzyny.

Sposoby zwiększania liczby oktanowej (LO) benzyny to:

- dodanie środka przeciwstukowego,
- reforming.

Paliwa kopalne i ich przetwarzanie

2. Wyjaśniam zasady zielonej chemii.

Zasady zielonej chemii:

- **zapobieganie** wytwarzaniu odpadów,
- **maksymalne wykorzystanie** wszystkich materiałów używanych w procesie,
- **ograniczenie stosowania** niebezpiecznych substancji,
- używanie produktów w taki sposób, aby spełniały swoją funkcję **z jak najmniejszym negatywnym wpływem na środowisko przyrodnicze**,
- **eliminacja** rozpuszczalników i odczynników chemicznych wszędzie tam, gdzie tylko jest to możliwe,
- **efektywne wykorzystanie energii** – przeprowadzanie procesów chemicznych bez zmiany warunków otoczenia (temperatury i ciśnienia),
- **stosowanie surowców** pochodzących ze **źródeł odnawialnych**,
- **zmniejszenie ilości** substancji, które nie są wykorzystywane po zakończeniu procesu,
- **używanie katalizatorów** w reakcjach chemicznych,
- **projektowanie degradacji**, żeby produkty rozpadały się na nieszkodliwe substancje,
- **analizowanie** procesów chemicznych na bieżąco, aby zapobiec zanieczyszczeniu środowiska,
- stosowanie w procesach chemicznych takich substancji, które pozwalają **zminimalizować zagrożenie np. pożarem**.

Zapamiętaj!

Liczba oktanowa (LO) benzyny – miara odporności benzyny na spalanie stukowe.

Zielona chemia – koncepcja, która zakłada projektowanie i przeprowadzanie procesów chemicznych w taki sposób, aby ograniczyć użycie i powstawanie substancji szkodliwych.

Zadania



ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

1. Wyjaśnij, dlaczego palącej się ropy naftowej i benzyny nie wolno gasić wodą. Skorzystaj z różnych źródeł informacji.
2. Wyszukaj i przedstaw w postaci tabeli informacje dotyczące zastosowań produktów pirolizy węgla kamiennego (koks, gazu koksowniczego, wody pogazowej).
3. Wyszukaj i zaprezentuj informacje o właściwościach fizycznych i chemicznych produktów destylacji ropy naftowej: gazu rafineryjnego, benzyny, nafty, oleju napędowego i mazutu.

23

Budowa związków organicznych

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *alotropia*, wzór strukturalny, wzór półstrukturalny, wzór grupowy, wzór sumaryczny, wzór szkieletowy
- ustalanie wzorów związków organicznych
- ustalanie wzorów empirycznego i rzeczywistego

Wprowadzenie
do chemii
organicznej

Paliwa kopalne
i ich przetwarzanie

Budowa związków
organicznych

Związki organiczne, podobnie jak związki nieorganiczne, występują powszechnie w naszym otoczeniu (fot. 85.). **Chemię organiczną nazywa się** potocznie „**chemią węgla**”, ponieważ pierwiastek chemiczny węgiel występuje w cząsteczkach wszystkich związków organicznych.



sacharoza



chlorek sodu

Fot. 85. Cukier (sacharoza) to przykład związku organicznego, a sól kuchenna (chlorek sodu NaCl) – związku nieorganicznego.

! Związki chemiczne, które zawierają węgiel, ale **nie są związkami organicznymi**, to m.in. tlenki CO, CO₂ oraz nietrwały kwas węglowy H₂CO₃ i jego sole (węglany i wodorowęglany).

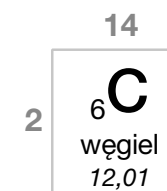
Węgiel

Słowo „**węgiel**” najczęściej kojarzymy z węglami kopalnymi, ale określa ono również pierwiastek chemiczny – węgiel. Ten **składnik wszystkich związków organicznych** występuje w kilku odmianach alotropowych, które różnią się właściwościami fizycznymi i chemicznymi.

Alotropia

Alotropia to **zjawisko występowania pierwiastka chemicznego w odmianach różniących się budową wewnętrzną**, a przez to również – właściwościami fizycznymi i chemicznymi. W odmianach alotropowych występują np. węgiel, fosfor, czy tlen.

Węgla kopalne
→ patrz s. 202



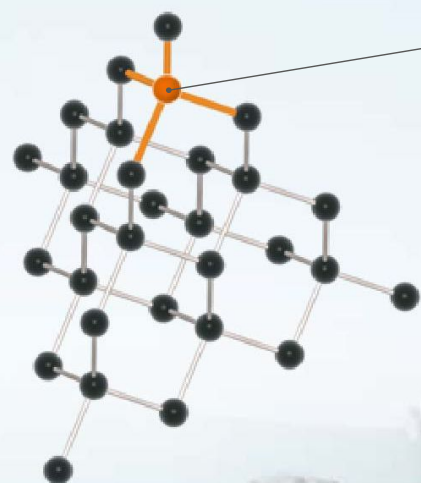
Alotropia pierwiastków chemicznych

Niektóre pierwiastki chemiczne mogą różnić się budową wewnętrzną. Występują wtedy w odmianach alotropowych. Przykładami takich pierwiastków chemicznych są fosfor, tlen, węgiel. Najlepiej poznanymi odmianami alotropowymi węgla są diament, grafen, grafit i fulereny.

► Diament

Każdy atom węgla w diamencie jest połączony z czterema innymi atomami węgla za pomocą bardzo silnych wiązań kowalencyjnych.

Twardość diamentu jest jednym z powodów wykorzystywania go do produkcji narzędzi tnących.



każdy atom węgla łączy się z **czterema** innymi atomami węgla

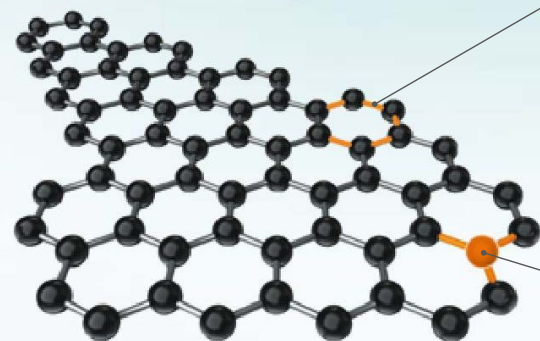


Oszlifowany diament to brylant.

► Grafen

Jest zbudowany z pojedynczej warstwy atomów węgla, której struktura przypomina plaster miodu.

Grafen znajduje zastosowanie w materiałach kompozytowych ze względu na dużą wytrzymałość na rozciąganie.



pojedyncza warstwa atomów zbudowana z sześciokątnych pierścieni

każdy atom węgla łączy się z **trzema** innymi atomami węgla

► Jakie odmiany alotropowe ma fosfor?

Najbardziej znanymi odmianami alotropowymi fosforu są fosfor biały i fosfor czerwony.

Fosfor biały to bardzo trująca i najbardziej aktywna chemicznie odmiana alotropowa fosforu.



model struktury fosforu białego



Model atomów: ● fosforu ● węgla

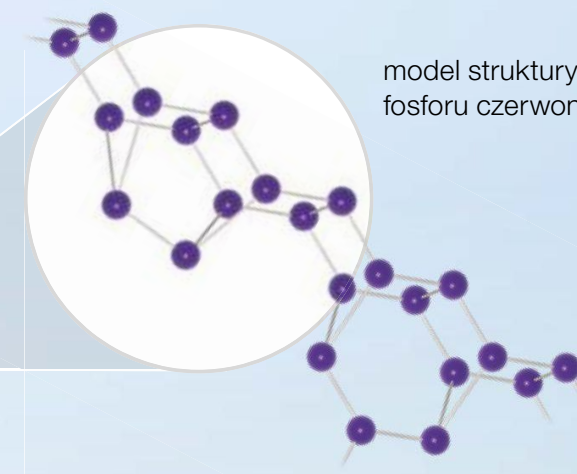


fosfor biały

Fosfor czerwony, w przeciwieństwie do fosforu białego, nie jest substancją trującą.



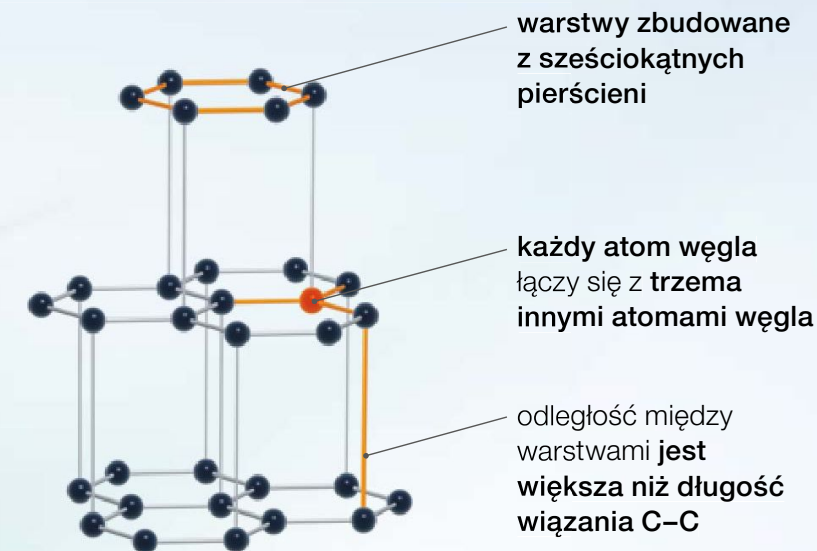
fosfor czerwony



model struktury fosforu czerwonego

► Grafit

Jego sieć krystaliczna składa się z oddalonych od siebie warstw atomów węgla, które łatwo rozdzielić. Dzięki przesuwaniu się względem siebie warstw atomów węgla grafit znajduje zastosowanie w produkcji ołówków.



warstwy zbudowane z sześciokątnych pierścieni

każdy atom węgla łączy się z **trzema** innymi atomami węgla

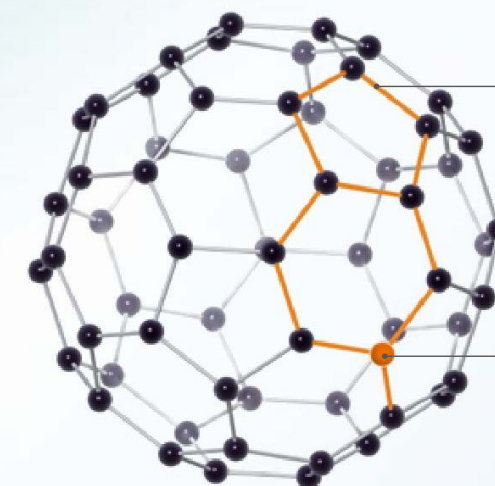
odległość między warstwami **jest większa** niż długość wiązania C–C

Odmiany alotropowe węgla

► Fulereny

Jedna warstwa atomów węgla, połączonych wiązaniami kowalencyjnymi, tworzy zamkniętą strukturę kształtem zbliżoną do piłki.

Fulereny coraz częściej stosowane są w medycynie, m.in. do projektowania leków dla chorych na nowotwory.

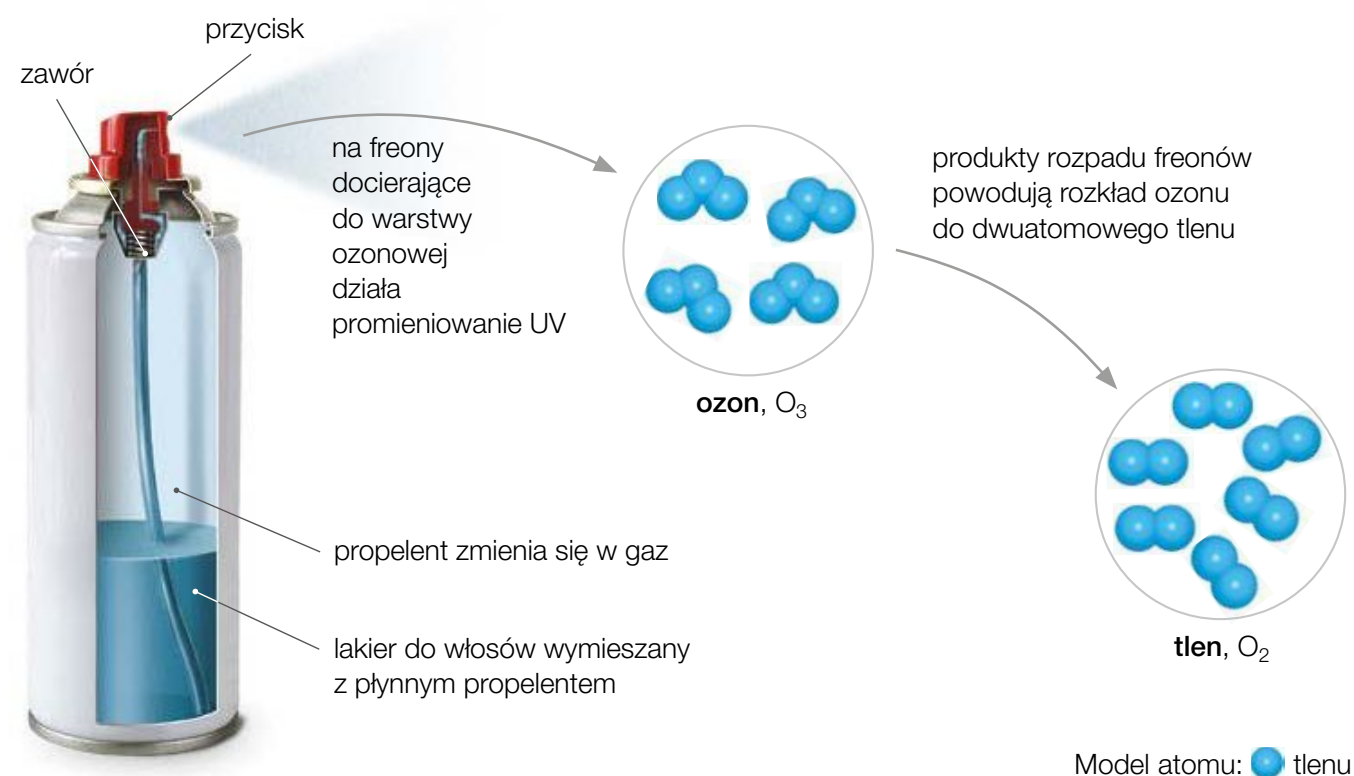


pięciokątne i sześciokątne pierścienie

każdy atom węgla łączy się z **trzema** innymi atomami węgla

► Chemia w akcji

Ozon to odmiana alotropowa tlenu. Gdy znajduje się przy powierzchni Ziemi, niekorzystnie wpływa na środowisko przyrodnicze. Natomiast wyżej, 15–30 km nad powierzchnią ziemi, **ozon tworzy** tzw. **warstwę ozonową (ozonosferę)**, która jest naturalnym filtrem chroniącym ludzi i zwierzęta przed szkodliwym dla nich promieniowaniem nadfioletowym (UV). Stężenie ozonu wyraża się w jednostkach Dobsona (DU). Obszar, na którym ilość ozonu w górnych warstwach atmosfery jest mniejsza niż 220 DU, jest nazywany **dziurą ozonową**. Zmniejszenie ilości ozonu w ozonosferze jest spowodowane m.in. emisją **freonów**, czyli związków organicznych stosowanych dawniej np. w aerozolach jako propelenty (substancje umieszczane w pojemniku w celu wytworzenia ciśnienia niezbędnego do uwolnienia zawartości z pojemnika).



Jak emisja freonów wpływa na rozmiar dziury ozonowej?



Powszechne stosowanie freonów do lat 80. XX w. spowodowało, że **dziura ozonowa intensywnie się powiększała** – największą powierzchnię miała w październiku 2000 r. Odkrycie niszczącego wpływu freonów na ozonosferę sprawiło, że **wprowadzono zakaz ich stosowania**. Jednak w atmosferze nadal znajdują się cząsteczki freonów, ponieważ rozkładają się one bardzo powoli. Zaprzestanie emisji freonów do atmosfery przyczyniło się do tego, że **dziura ozonowa się zmniejszała**.

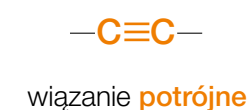
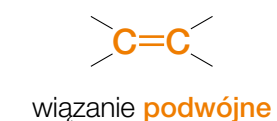
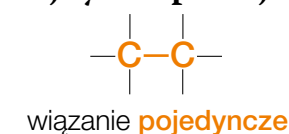
■ Budowa związków organicznych

W cząsteczkach związków organicznych oprócz atomów węgla występują również m.in. atomy wodoru, tlenu, azotu i siarki. Istnieje kilka zasad budowy związków organicznych:

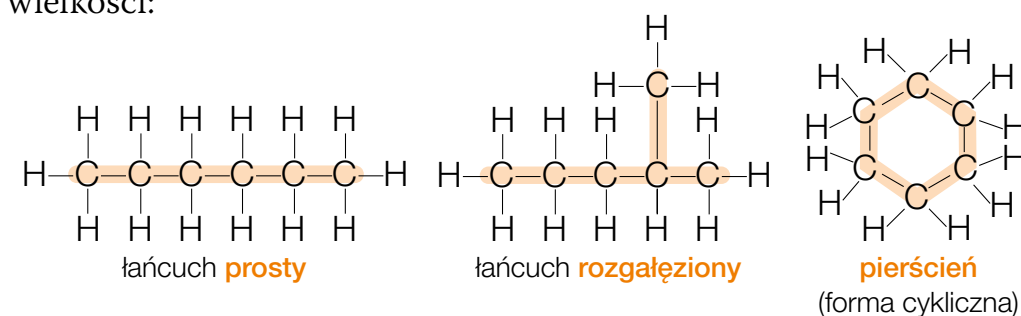
- każdy związek organiczny i nieorganiczny ma charakterystyczną dla siebie budowę, zależną od rodzaju i liczby atomów tworzących ten związek oraz liczby i rodzaju wiązań między tymi atomami,
- **węgiel** w związkach organicznych **jest zawsze czterowartościowy**. Atom węgla ma cztery elektrony walencyjne, więc **tworzy cztery wiązania kowalencyjne**:



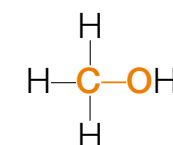
- atomy węgla mogą łączyć się ze sobą wiązaniami **pojedynczymi**, **podwójnymi** i **potrójnymi**:



- atomy węgla mogą łączyć się ze sobą, tworząc **łańcuchy proste** bądź **rozgałęzione** o różnej długości lub **pierścienie** o różnej wielkości:



- atomy węgla mogą łączyć się z atomami innych pierwiastków chemicznych, np. tlenu:

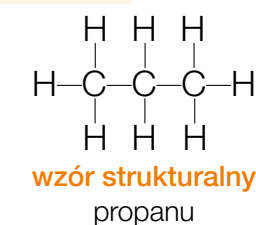


■ Rodzaje wzorów związków organicznych

Związki organiczne można zapisać, korzystając z różnych wzorów.

1. Wzór strukturalny.

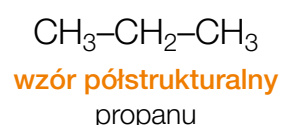
Uwzględnia rodzaj i liczbę atomów pierwiastków chemicznych wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego oraz wszystkie utworzone w cząsteczce wiązania, np.:



Pierwiastki chemiczne, które najczęściej są składnikami cząsteczek związków organicznych:

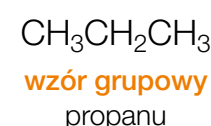
2. Wzór półstrukturalny.

Przedstawia rodzaj i liczbę atomów pierwiastków chemicznych wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego oraz wiązania węgiel-węgiel, np.:



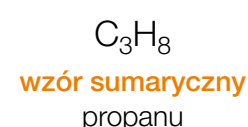
3. Wzór grupowy.

Uwzględnia rodzaj i liczbę atomów pierwiastków chemicznych wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego, ale pomija się w nim wiązania, np.:



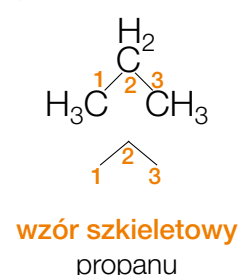
4. Wzór sumaryczny.

Podaje tylko rodzaj i liczbę atomów pierwiastków chemicznych wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego. Na jego podstawie nie można jednoznacznie określić budowy związku organicznego, np.:



5. Wzór szkieletowy.

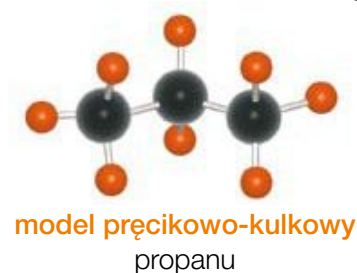
Przedstawia tylko szkielet cząsteczki, czyli układ wiązań węgiel-węgiel, a pomija atomy węgla i wodoru występujące w szkielecie. Pojedyncza kreska oznacza wiązanie pojedyncze, podwójna – podwójne, a potrójna – potrójne. Atomy węgla znajdują się na każdym wierzchołku i końcu linii łamanej, np.:



Modele związków organicznych

Każdy związek organiczny można też przedstawić za pomocą: modeli pręcikowo-kulkowych i modeli czaszowych, np.:

Modele atomów:
● wodoru ● węgla

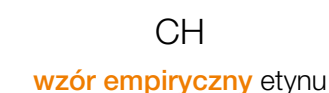


Wzór empiryczny i wzór rzeczywisty związku organicznego

Do zapisu wzorów związków organicznych stosuje się także wzory empiryczny (elementarny) i rzeczywisty.

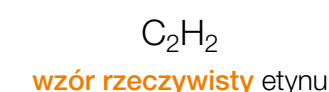
Wzory empiryczny i rzeczywisty związku organicznego ustala się w taki sam sposób jak wzory związku nieorganicznego (patrz s. 36).

Wzór empiryczny (wzór elementarny) związku chemicznego określa **stosunek liczby moli lub liczby atomów poszczególnych pierwiastków w cząsteczce związku chemicznego** wyrażony za pomocą najmniejszych liczb całkowitych, np.:



! Wzór empiryczny wyraża się za pomocą najmniejszych liczb całkowitych.

Na podstawie znajomości składu procentowego i masy cząsteczkowej związku chemicznego można ustalić jego wzór rzeczywisty, który określa **rzeczywiste liczby atomów pierwiastków chemicznych w cząsteczce związku chemicznego**, np.:



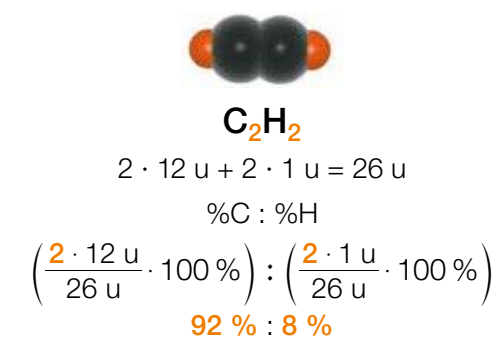
Wzór rzeczywisty może być taki sam jak wzór empiryczny lub stanowić jego wielokrotność.

W celu ustalenia wzoru empirycznego lub rzeczywistego niezbędne jest ustalenie stosunku atomowego lub składu procentowego pierwiastków w cząsteczce związku chemicznego.

Stosunek atomowy opisuje liczbę atomów poszczególnych pierwiastków chemicznych w cząsteczce związku chemicznego. Na przykład dla etynu



Skład procentowy informuje o zawartości procentowej mas poszczególnych pierwiastków w związku chemicznym, np. dla etynu:



Wzór empiryczny i rzeczywisty
→ patrz s. 36

Stosunek atomowy
→ patrz s. 31

Skład procentowy
→ patrz s. 31

2	14	1
6	C	1
węgiel		wodór
12,01		1,008
$m_C = 12 \text{ u}$		$m_H = 1 \text{ u}$

Przykład 57.

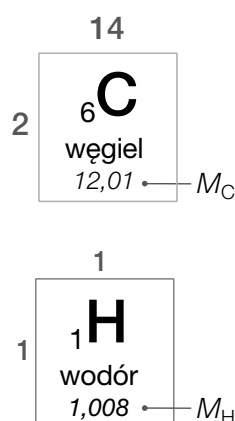
Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Wyznacz masy pierwiastków w związku chemicznym.
- 3 Wyznacz stosunek molowy pierwiastków w związku chemicznym.
- 4 Ustal wzór empiryczny na podstawie składu procentowego.
- 5 Ustal wzór rzeczywisty na podstawie wzoru empirycznego i masy molowej.
- 6 Napisz odpowiedź.

Obliczanie liczby moli za pomocą wzoru:

$$n = \frac{m}{M}$$

gdzie:
 n to liczba moli, mol,
 m to masa próbki, g,
 M to masa molowa, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.



Jak ustalić wzory empiryczny i rzeczywisty związku organicznego na podstawie składu procentowego i masy molowej tego związku?

Ustal wzory empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego zawierającego 80 % węgla i 20 % wodoru, jeżeli masa molowa tego związku wynosi $30 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Sposób I

- 1 Dane:**
 $\%C = 80 \%$
 $\%H = 20 \%$
 $M_{C_{x_2}H_{y_2}} = 30 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
- Szukane:**
 wzór empiryczny $C_{x_1}H_{y_1} = ?$
 wzór rzeczywisty $C_{x_2}H_{y_2} = ?$

- 2** Przyjmij, że masz 100 g związku chemicznego. Wówczas masy pierwiastków chemicznych będą równe ich zawartościom procentowym:

100 % to 100 g związku chemicznego

$\%C = 80 \%$ to $mC = 80 \text{ g}$

$\%H = 20 \%$ to $mH = 20 \text{ g}$

- 3** Stosunek molowy pierwiastków chemicznych można obliczyć, dzieląc otrzymane masy przez ich masy molowe:

$$n_C : n_H = \frac{80 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} : \frac{20 \text{ g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$n_C : n_H = 6,67 \text{ mol} : 20 \text{ mol}$$

$$n_C : n_H = 1 : 3$$

- 4** Wzór empiryczny tego związku chemicznego to CH_3 .
5 Aby ustalić wzór rzeczywisty, należy obliczyć masę molową CH_3 :

$$M_{CH_3} = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{CH_3} = 15 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

i podzielić masę molową $M_{C_{x_2}H_{y_2}} = 30 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ przez masę molową

$$M_{CH_3} = 15 \frac{\text{g}}{\text{mol}}, \text{ czyli:}$$

$$\frac{M_{C_{x_2}H_{y_2}}}{M_{CH_3}} = \frac{30 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{15 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$\frac{M_{C_{x_2}H_{y_2}}}{M_{CH_3}} = 2$$

Zatem wzór rzeczywisty jest podwojonym wzorem empirycznym i ma postać C_2H_6 .

- 6** Wzór empiryczny tego związku chemicznego to CH_3 , a wzór rzeczywisty to C_2H_6 .

ciąg dalszy przykładu na s. 215

początek przykładu na s. 214

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Wyznacz masy pierwiastków w związku chemicznym.
- 3 Wyznacz stosunek molowy pierwiastków w związku chemicznym.
- 4 Ustal wzór rzeczywisty na podstawie liczby moli pierwiastków chemicznych w związku.
- 5 Ustal wzór empiryczny na podstawie wzoru rzeczywistego.
- 6 Napisz odpowiedź.

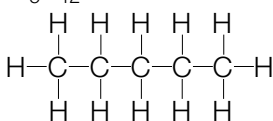
Sposób II

- 1 Dane:**
 $\%C = 80 \%$
 $\%H = 20 \%$
 $M_{C_{x_2}H_{y_2}} = 30 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
- Szukane:**
 wzór empiryczny $C_{x_1}H_{y_1} = ?$
 wzór rzeczywisty $C_{x_2}H_{y_2} = ?$
- 2** Przyjmij, że masz 1 mol związku chemicznego. Wówczas masy pierwiastków chemicznych można obliczyć na podstawie masy molowej oraz składu procentowego pierwiastków w tym związku chemicznym:
- $mC = 80 \% M_{C_{x_2}H_{y_2}}$
 $mH = 20 \% M_{C_{x_2}H_{y_2}}$
- mC stanowi 80 %
 30 g stanowi 100 %
- $$mC = \frac{30 \text{ g} \cdot 80 \%}{100 \%}$$
- $mC = 24 \text{ g}$
- mH stanowi 20 %
 30 g stanowi 100 %
- $$mH = \frac{30 \text{ g} \cdot 20 \%}{100 \%}$$
- $mH = 6 \text{ g}$
- 3** Stosunek molowy pierwiastków chemicznych można obliczyć, dzieląc otrzymane masy przez ich masy molowe:
- $$n_C : n_H = \frac{24 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} : \frac{6 \text{ g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$
- $$n_C : n_H = 2 \text{ mol} : 6 \text{ mol}$$
- $n_C : n_H = 2 : 6$
- 4** Wzór rzeczywisty tego związku chemicznego to C_2H_6 .
5 Aby ustalić wzór empiryczny, należy stosunek liczby atomów w cząsteczce związku chemicznego wyrazić za pomocą najmniejszych liczb całkowitych.
 Zatem wzór empiryczny tego związku chemicznego ma postać CH_3 .
6 Wzór empiryczny tego związku chemicznego to CH_3 , a wzór rzeczywisty to C_2H_6 .

Ważne w temacie *Budowa związków organicznych*

1. Wymieniam i odróżniam wzory sumaryczne, strukturalne, półstrukturalne i grupowe związków organicznych.

Na przykład wzory pentanu:

- wzór sumaryczny: C_5H_{12}
- wzór strukturalny: 
- wzór półstrukturalny: $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
- wzór grupowy: $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$

Budowa związków organicznych

2. Ustalam wzory empiryczny i rzeczywisty związku organicznego.

Na przykład związku, którego masa molowa wynosi $26 \frac{g}{mol}$, a w jego składzie znajduje się 92 % węgla i 8 % wodoru.

$$n_{C_xH_y} = 1 \text{ mol}$$
$$mC = \frac{26 \text{ g} \cdot 92 \%}{100 \%}$$

$$mC = 24 \text{ g}$$
$$mH = \frac{26 \text{ g} \cdot 8 \%}{100 \%}$$
$$mH = 2 \text{ g}$$

$$n_C : n_H = \frac{24 \text{ g}}{12 \frac{g}{mol}} : \frac{2 \text{ g}}{1 \frac{g}{mol}}$$

$$n_C : n_H = 2 \text{ mol} : 2 \text{ mol}$$
$$n_C : n_H = 2 : 2$$

wzór rzeczywisty: C_2H_2
wzór empiryczny: CH

Zapamiętaj!

Alotropia – zjawisko występowania pierwiastka chemicznego w odmianach różniących się budową, a przez to również – właściwościami fizycznymi i chemicznymi.

Wzór strukturalny – uwzględnia rodzaj i liczbę atomów pierwiastków chemicznych wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego oraz sposób, w jaki atomy są ze sobą połączone.

Wzór półstrukturalny – uwzględnia rodzaj i liczbę atomów pierwiastków chemicznych wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego oraz wiązania węgiel-węgiel.

Wzór grupowy – uwzględnia rodzaj i liczbę atomów pierwiastków chemicznych wchodzących w skład związku chemicznego, ale pomija się w nim wiązania.

Wzór sumaryczny – podaje tylko rodzaj i liczbę atomów pierwiastków chemicznych wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego.

Zadania



- Napisz nazwy i symbole pierwiastków chemicznych, które mają odmiany alotropowe (oprócz węgla, tlenu i fosforu). Skorzystaj z różnych źródeł informacji.
- Wyszukaj i zaprezentuj informacje na temat karbinu i cyklokarbonu – odmian alotropowych węgla.
- Napisz wzory: strukturalny, półstrukturalny i grupowy związku węgla z wodorem o wzorze sumarycznym C_4H_{10} .
- Ustal na podstawie obliczeń wzór empiryczny pewnego związku węgla z wodorem zawierającego 82,76 % węgla.

Podsumowanie

rodzaje paliw kopalnych



Liczba oktanowa (LO) jest miarą odporności benzyny na spalanie stukowe w silnikach o zapłonie iskrowym.

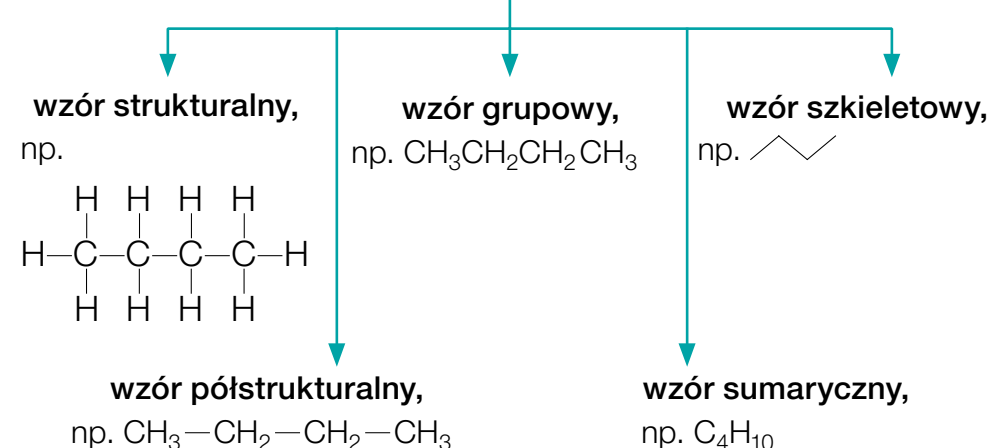
Liczbę oktanową można zwiększyć poprzez:

- dodanie do benzyny środka przeciwstukowego (antydetonatora), np. etanolu,
- reforming.

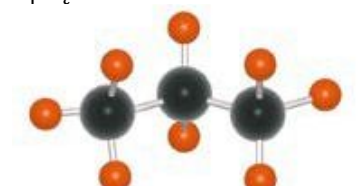
Zielona chemia to koncepcja, która zakłada **projektowanie i przeprowadzanie procesów chemicznych** w taki sposób, aby **ograniczyć użycie i powstawanie substancji szkodliwych**.

Alotropia to zjawisko **występowania pierwiastka chemicznego w odmianach różniących się budową wewnętrzną**, a więc przez to również – właściwościami fizycznymi i chemicznymi.

rodzaje wzorów związków organicznych



Do przedstawiania budowy związków organicznych stosuje się również modele pręcikowo-kulkowe oraz czaszowe.



model pręcikowo-kulkowy



model czaszowy

Wzór empiryczny związku chemicznego określa **stosunek liczby moli lub liczby atomów poszczególnych pierwiastków chemicznych w cząsteczce związku chemicznego** wyrażony za pomocą liczb całkowitych.

Wzór rzeczywisty związku chemicznego określa **rzeczywiste liczby atomów pierwiastków chemicznych w cząsteczce związku chemicznego**.

◀ Jakie są rodzaje paliw kopalnych?

◀ Co to jest liczba oktanowa benzyny?

◀ Jakie są sposoby zwiększania LO benzyny?

◀ Czym jest zielona chemia?

◀ Czym jest alotropia?

◀ Jakimi wzorami można zapisać związek organiczny?

◀ Jakimi modelami można przedstawić związek organiczny?

◀ Co to jest wzór empiryczny?

◀ Co to jest wzór rzeczywisty?

1. Wskaż wzory sumaryczne substancji, które nie są związkami organicznymi.

CH_4 , C_2H_2 , CO_2 , C_2H_4 , H_2CO_3 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, CO

2. Wskaż zdania, które są prawdziwe.

- Alotropia to zjawisko występowania pierwiastka chemicznego w kilku odmianach różniących się budową.
- Odmiany alotropowe danego pierwiastka chemicznego mają takie same właściwości chemiczne i fizyczne.
- Węgiel ma tylko 3 odmiany alotropowe.
- Węgiel w związkach organicznych jest zawsze czterowartościowy.
- Cząsteczki związków organicznych są zbudowane wyłącznie z atomów węgla i wodoru.
- Wzór sumaryczny uwzględnia rodzaj i liczbę atomów wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego oraz utworzone w cząsteczce wiązania.
- Wzór rzeczywisty związku chemicznego nie może być taki sam jak wzór empiryczny.

3. Ustal, do której odmiany alotropowej – diamentu czy grafitu – odnoszą się poniższe właściwości. Skorzystaj z różnych źródeł informacji.

- najtwardsza ze znanych substancji naturalnych
- miękka substancja stała
- ma zdolność do załamывania światła
- ma zdolność przewodzenia prądu elektrycznego

4. Napisz wzory: strukturalny, półstrukturalny i grupowy związku organicznego o wzorze sumarycznym C_4H_{10} .

5. Oblicz stosunek masowy pierwiastków chemicznych w związkach węgla z wodorem o podanych wzorach.

- C_4H_{10}
- C_4H_8
- C_4H_6

6. Ustal, który związek chemiczny: C_4H_8 czy C_6H_{10} charakteryzuje się większą zawartością procentową węgla.

7. Oblicz zawartość procentową węgla w metanie CH_4 , głównym składniku gazu ziemnego.

8. Ustal wzór rzeczywisty związku węgla i wodoru, wiedząc, że zawiera 85,7 % węgla, a jego masa molowa wynosi $28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

9. Oblicz, która próbka zawiera więcej czystego węgla: 60 kg antracytu o zawartości 94 % węgla pierwiastkowego czy 160 kg torfu o zawartości 59 % węgla pierwiastkowego.

10. Gęstość ropy naftowej zależy od jej składu. Oblicz masę jednej baryłki ropy naftowej ($1 \text{ baryłka} = 159 \text{ dm}^3$), wiedząc, że gęstość zawartej w niej ropy naftowej wynosi $0,750 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Wynik podaj w gramach.

7. Węglowodory



Przypomnij sobie – to było w szkole podstawowej

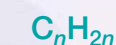
- Alkany to **węglowodory nasycone**, których cząsteczki zawierają wyłącznie **wiązania pojedyncze** między atomami węgla. Wzór ogólny **alkanów**:



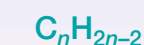
gdzie: n – liczba naturalna; liczba atomów węgla w cząsteczce alkanu; $n \geq 1$.

- Alkeny i alkiny to **węglowodory nienasycone**. W cząsteczkach alkenów występuje jedno wiązanie podwójne między atomami węgla, a w cząsteczkach alkinów – jedno potrójne. Wzory ogólne:

alkenów



alkinów



gdzie: n – liczba naturalna; liczba atomów węgla w cząsteczce alkenu i alkinu; $n \geq 2$.

- Szereg homologiczny** to zbiór związków organicznych o **podobnej budowie i podobnych właściwościach**, w którym każdy kolejny związek chemiczny ma w cząsteczce o jeden atom węgla i dwa atomy wodoru więcej od poprzedniego.

reakcje spalania

całkowitego

niecałkowitego

24

Węglowodory nasycone – alkany



Fot. 86. Paliwo do pochodni olimpijskich zawiera alkany – propan i butan.

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *alkany, homolog, szereg homologiczny, kraking*
- zapisywanie wzorów alkanów na podstawie ich nazw
- zapisywanie równań reakcji spalania niecałkowitego i całkowitego alkanów
- zapisywanie równań reakcji substytucji



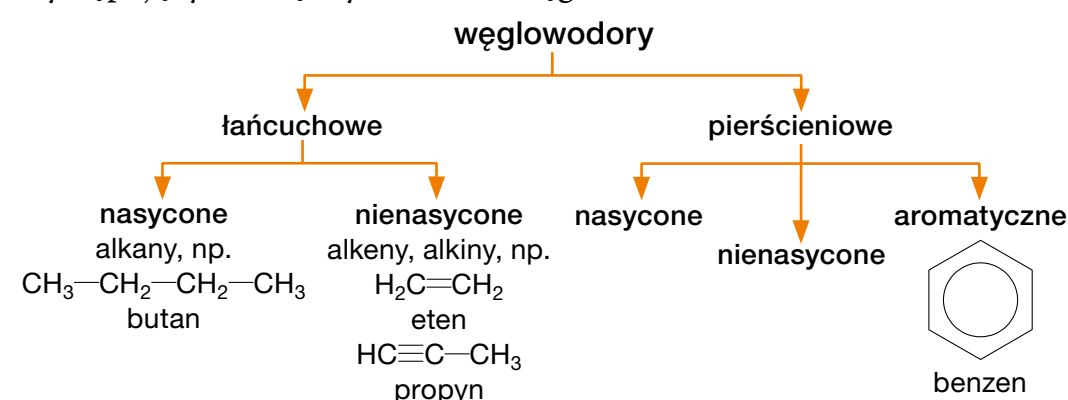
Spalanie paliw kopalnych (fot. 86.) jest podstawowym źródłem energii wytwarzanej przez człowieka.

Węglowodory

Węglowodory to związki chemiczne zbudowane **wyłącznie z atomów węgla i wodoru**.

Podział węglowodorów

Węglowodory można podzielić ze względu na budowę cząsteczki, czyli sposób połączenia atomów węgla, oraz ze względu na rodzaj wiązań występujących między atomami węgla:

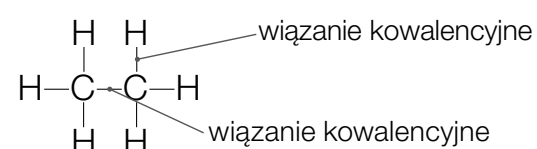


Alkany

Alkany to **węglowodory nasycone**, w których cząsteczkach **wszystkie atomy węgla są połączone wiązaniami pojedynczymi**.

Budowa alkanów

Alkany są zbudowane wyłącznie z **atomów węgla i wodoru**. Atomy węgla łączą się ze sobą i z atomami wodoru wiązaniami kowalencyjnymi:



wzór strukturalny etanu



model cząsteczki etanu

Modele atomów:
● wodoru ● węgla

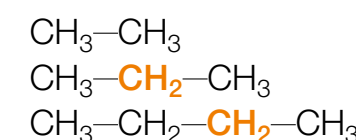
Wiązania pojedyncze w cząsteczkach alkanów są wiązaniami typu σ [czyt. sigma]. Każdy atom węgla tworzy cztery wiązania, czyli jest czterowartościowy. Każdy atom wodoru tworzy jedno wiązanie, czyli jest jednowartościowy.

Nazewnictwo alkanów

Nazwy wszystkich alkanów mają końcówkę „-an”. Cztery pierwsze alkany mają nazwy zwyczajowe: metan, etan, propan, butan. Nazwy systematyczne kolejnych alkanów w szeregu homologicznym pochodzą od nazw liczebników greckich: penta- (pięć), hekso- (sześć), hepta- (siedem), okta- (osiem). W nazwach alkanów o łańcuchach nierozgałęzionych możesz spotkać się z przedrostkiem „n”, np. n-butan.

Szereg homologiczny

Szereg homologiczny to **zbiór związków organicznych o podobnych właściwościach chemicznych i podobnej budowie**. Każdy kolejny związek chemiczny w tym szeregu ma w cząsteczce o jeden atom węgla i dwa atomy wodoru, czyli o jedną grupę metylenową ($-\text{CH}_2-$), więcej niż poprzedni.



Długość kolejnych cząsteczek alkanów w szeregu homologicznym zwiększa się o grupę $-\text{CH}_2-$...

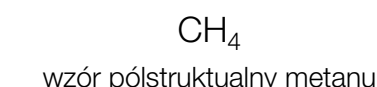


...podobnie jak łańcuch, który wydłuża się po dodaniu jednego ogniwa.

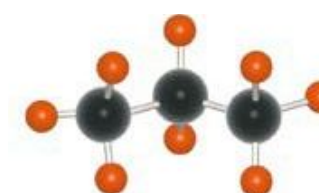
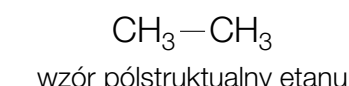
Homologi to **związki chemiczne, które należą do tego samego szeregu homologicznego**, np.:



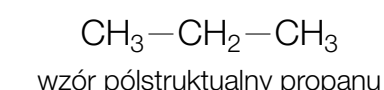
model cząsteczki metanu



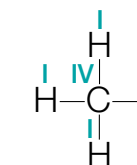
model cząsteczki etanu



model cząsteczki propanu



Wartościowość atomów pierwiastków chemicznych **w metanie:**



Grupa metylenowa
 $-\text{CH}_2-$

■ Szereg homologiczny alkanów

Szereg homologiczny alkanów (tabela 10.) tworzą węglowodory o cząsteczkach łańcuchowych, w których atomy węgla są połączone wyłącznie wiązaniami pojedynczymi C–C. Pierwszy w szeregu homologicznym alkanów jest metan. To najprostszy węglowodór nasycony. Jego cząsteczki są zbudowane z jednego atomu węgla i czterech atomów wodoru.

Tabela 10. Szereg homologiczny alkanów o łańcuchach prostych do 8 atomów węgla w cząsteczce

Liczba atomów węgla w cząsteczce	Nazwa	Wzór			
		sumaryczny	strukturalny	półstrukturalny	grupowy
1	metan	CH ₄	H H-C-H H	CH ₄	CH ₄
2	etan	C ₂ H ₆	H H H-C-C-H H H	CH ₃ –CH ₃	CH ₃ CH ₃
3	propan	C ₃ H ₈	H H H H-C-C-C-H H H H	CH ₃ –CH ₂ –CH ₃	CH ₃ CH ₂ CH ₃
4	butan	C ₄ H ₁₀	H H H H H-C-C-C-C-H H H H H	CH ₃ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₃	CH ₃ (CH ₂) ₂ CH ₃
5	pentan	C ₅ H ₁₂	H H H H H H-C-C-C-C-C-H H H H H H	CH ₃ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₃	CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₃
6	heksan	C ₆ H ₁₄	H H H H H H H-C-C-C-C-C-C-H H H H H H H	CH ₃ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₃	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₃
7	heptan	C ₇ H ₁₆	H H H H H H H H-C-C-C-C-C-C-C-H H H H H H H H	CH ₃ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₃	CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₃
8	oktan	C ₈ H ₁₈	H H H H H H H H H-C-C-C-C-C-C-C-C-H H H H H H H H H	CH ₃ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₃	CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₃

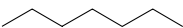
■ Wzór ogólny alkanów

Na podstawie wzorów węglowodorów szeregu homologicznego alkanów (tabela 10.) można wyprowadzić **wzór ogólny alkanów**:

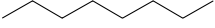
C_nH_{2n+2}

gdzie:
n to liczba naturalna; liczba atomów węgla w cząsteczce alkanu; *n* ≥ 1.

Wzór szkieletowy heptanu



Wzór szkieletowy oktanu



Przykład 58.

Plan rozwiązywania

- 1 Napisz wzór ogólny alkanów.
- 2 Określ wartość liczby n .
- 3 Podstaw wartość liczby n do wzoru ogólnego i oblicz liczbę atomów wodoru.
- 4 Napisz wzór sumaryczny alkanu.
- 5 Napisz wzory: strukturalny, półstrukturalny i grupowy alkanu na podstawie jego wzoru sumarycznego.

Jak ustalić wzory alkanu na podstawie jego nazwy?

Napisz wzory: sumaryczny, strukturalny, półstrukturalny i grupowy butanu.

- 1 C_nH_{2n+2}
- 2 Liczba n oznacza liczbę atomów węgla w cząsteczce alkanu. W cząsteczce butanu występują 4 atomy węgla, więc $n = 4$.
- 3 $C_4H_{2 \cdot 4 + 2}$
- 4 Wzór sumaryczny: C_4H_{10}
- 5 Wzór strukturalny:

$$\begin{array}{cccc}
 H & H & H & H \\
 | & | & | & | \\
 H-C & -C & -C & -C-H \\
 | & | & | & | \\
 H & H & H & H
 \end{array}$$

Wzór półstrukturalny:

 $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$

Wzór grupowy:

 $CH_3(CH_2)_2CH_3$

Właściwości fizyczne alkanów

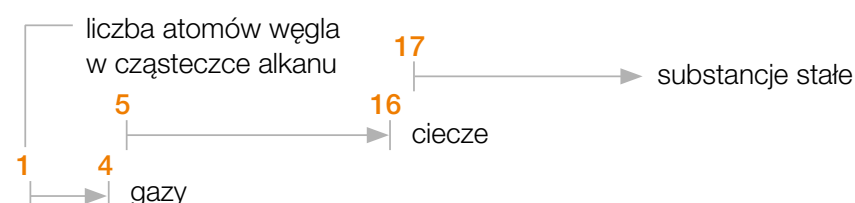
Związki chemiczne tworzące szereg homologiczny – czyli homologi – mają podobną budowę, a więc i podobne właściwości. Wszystkie alkanany **mają gęstość mniejszą od gęstości wody. Nie rozpuszczają się w niej**, ponieważ w przeciwieństwie do wody, której cząsteczki są dipolami, mają budowę niepolarną.

Każdy alkan w zależności od temperatury i ciśnienia występuje w określonym stanie skupienia. Temperatura, w której substancja stała przechodzi w ciecz, to **temperatura topnienia**. **Temperatura wrzenia** to temperatura, w której substancja zmienia swój stan skupienia z ciekłego na gazowy.

Zmiana właściwości fizycznych alkanów w szeregu homologicznym

Wraz ze zwiększaniem się liczby atomów węgla w cząsteczkach alkanów nierozgałęzionych zmienia się ich stan skupienia w temperaturze pokojowej. W temperaturze pokojowej i pod normalnym ciśnieniem alkanany zawierające od 1 do 4 atomów węgla w cząsteczce są gazami, a zawierające od 5 do 16 atomów węgla – cieciami. Alkanany, które mają co najmniej 17 atomów węgla w cząsteczce, to substancje stałe (rys. 35).

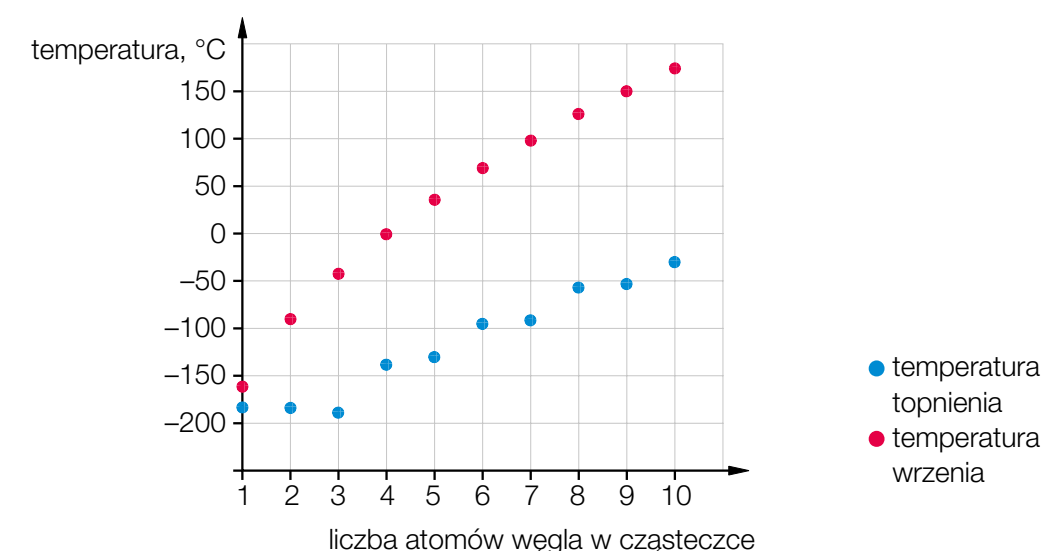
Rys. 35. Zależność między stanem skupienia alkanów a liczbą atomów węgla w ich cząsteczce w temperaturze pokojowej.



Im wyższa jest temperatura wrzenia alkanu, tym ma on **mniejszą lotność**, czyli trudniej zmienia stan skupienia na gazowy.

Temperatura wrzenia alkanów nierozgałęzionych wzrasta wraz ze zwiększaniem się liczby atomów węgla w ich cząsteczkach. Temperatura topnienia obniża się w przypadku trzech pierwszych alkanów, a w przypadku kolejnych wzrasta (rys. 36.).

! Wartość temperatury topnienia danej substancji jest zawsze niższa od wartości temperatury wrzenia tej substancji.



Rys. 36. Wykres zależności temperatur wrzenia i topnienia alkanów od liczby atomów węgla w ich cząsteczkach (mierzone pod ciśnieniem 1013 hPa).

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Adamantan, Warszawa 2013.

Właściwości chemiczne alkanów

Wszystkie alkanany są **palne**. Gazowe alkanany zmieszane z tlenem lub powietrzem w odpowiednich proporcjach **tworzą mieszaniny wybuchowe**.

Gazowe alkanany są **bezwonne i bez smaku**. Alkanany ciekłe i w stałym stanie skupienia **mają charakterystyczne**, niezbyt intensywne **zapachy**, zbliżone do zapachu benzyny lub świecy, oraz **specyficzny smak**.

Reakcja spalania

Reakcja spalania to reakcja utleniania, której towarzyszy wydzielanie energii na sposób światła i ciepła (fot. 87.). W reakcji spalania alkanów **cząsteczka alkanu reaguje z cząsteczkami tlenu**.



Fot. 87. Reakcja spalania jest reakcją egzoenergetyczną.

Reakcja utleniania
→ patrz s. 135

Reakcja egzoenergetyczna
→ patrz s. 181

Reakcje spalania całkowitego i niecałkowitego

Doświadczenie 20.

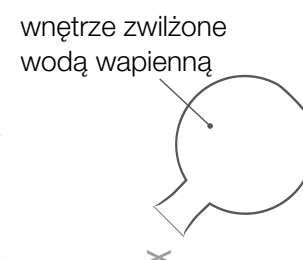


Spalanie metanu

Odczynniki: metan, woda wapienna.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolba kulista okrągłodenna, łapa metalowa, palnik gazowy.

Instrukcja: Zwilż wodą wapienną wewnętrzne ścianki kolby kulistej. Zapal palnik gazowy zasilany gazem ziemnym. Umieść kolbę kulistą w łapie metalowej, a następnie ustaw kolbę pod kątem – dnem do góry – nad płomieniem palnika (schemat).



Obserwacje:

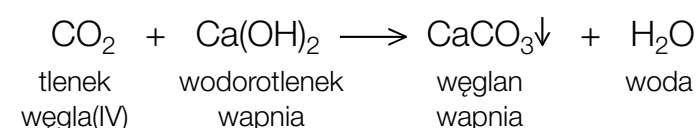
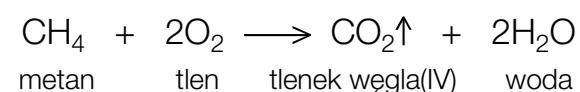
Na wewnętrznych ściankach kolby pojawiają się krople bezbarwnej cieczy. W miejscach, gdzie znajdowały się krople wody wapiennej, powstał biały osad (fot. 88.).



Fot. 88. Metan spala się niebieskim, niekopącym płomieniem.

Wniosek: Jednym z produktów reakcji spalania metanu jest tlenek węgla(IV), który powoduje powstanie białego osadu. Drugim produktem jest woda, która skrapla się na wewnętrznych ściankach kolby.

Zachodzące reakcje chemiczne przedstawiają równania:



Reakcja spalania całkowitego zachodzi przy nieograniczonym dostępie tlenu z powietrza. Produktami tej reakcji chemicznej są **woda i tlenek węgla(IV)**.

reakcja **spalania całkowitego**

Doświadczenie 21.

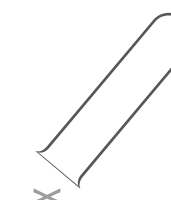


Spalanie butanu

Odczynniki: butan.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, zapalniczka, łapa drewniana.

Instrukcja: Umieść suchą probówkę w łapie drewnianej i przytrzymaj ją dnem do góry nad płomieniem zapalniczki.



Obserwacje:

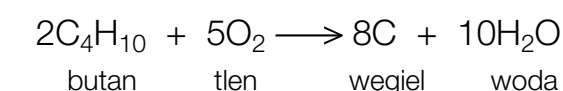
Na wewnętrznych ściankach probówki pojawiają się krople bezbarwnej cieczy, a u jej wylotu powstaje czarny osad (fot. 89.).



Fot. 89. Przy ograniczonym dostępie tlenu butan spala się żółtym, kopącym płomieniem.

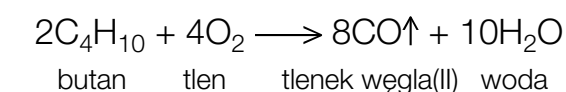
Wniosek: Jednym z produktów tej reakcji chemicznej jest para wodna, która skropliła się na ściankach probówki. Drugim produktem jest węgiel w postaci sadzy.

Zachodzi reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:



reakcja **spalania niecałkowitego**

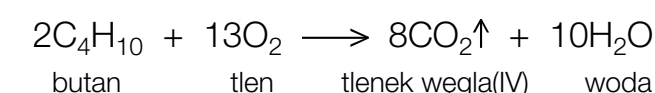
Reakcja spalania niecałkowitego butanu może też przebiegać zgodnie z równaniem:



reakcja **spalania niecałkowitego**

Reakcja spalania niecałkowitego zachodzi przy ograniczonym dostępie tlenu z powietrza. Produktami tej reakcji chemicznej są **tlenek węgla(II) (czad) i woda** lub **węgiel (sadza) i woda**.

Butan, przy nieograniczonym dostępie tlenu **ulega reakcji spalania całkowitego**. Zachodzi wówczas reakcja chemiczna:



reakcja **spalania całkowitego**

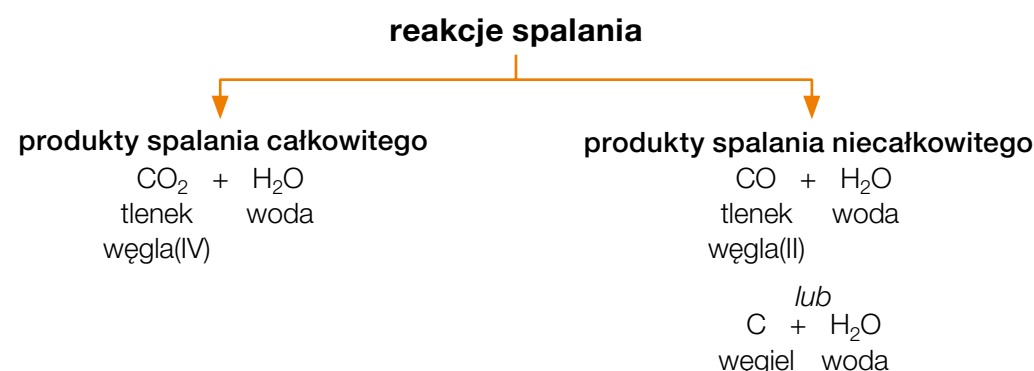


czad CO

Sadza tworzy czarny nalot. Nagromadzenie się sadzy, np. w kominie, stanowi zagrożenie pożarowe.

Czad CO, powstający podczas spalania węgla lub węglowodorów, jest nazywany cichym zabójcą, ponieważ to bezbarwny, bezwonny, niedrażniący gaz, który powoduje śmiertelne zatrucie.

Alkany ulegają reakcjom spalania całkowitego i niecałkowitego.



Oprócz reakcji spalania alkany ulegają też reakcji substytucji.

Reakcja substytucji

Reakcja substytucji to **reakcja, w której atom lub grupa atomów z cząsteczki jednego substratu zastępuje atom lub grupę atomów w cząsteczce drugiego substratu**. Przykładem reakcji substytucji jest reakcja gazowego chloru z alkanami zachodząca pod wpływem światła.

Fakty czy mity

Gazem z instalacji gazowej można się zatruć – MIT

Dawniej rzeczywiście istniało ryzyko zatrucia się gazem z takiej instalacji, ponieważ stosowano w niej tzw. gaz wodny, który jest mieszaniną tlenku węgla(II) i wodoru. Obecnie zamiast gazu wodnego wykorzystuje się gaz ziemny, czyli metan. Nie jest on trujący, ale z jego użyciem wiąże się inne zagrożenie. Metan tworzy z powietrzem mieszaninę wybuchową (fot. 90.). Jest bezwonny, więc żeby łatwiej go było wyczuć, gdyby się ulatniał, dodaje się do niego substancje o wyraźnym, charakterystycznym zapachu, tzw. nawaniacze.

Fot. 90. Ze względu na ryzyko wybuchu należy regularnie sprawdzać szczelność instalacji gazowych.

Krok po kroku

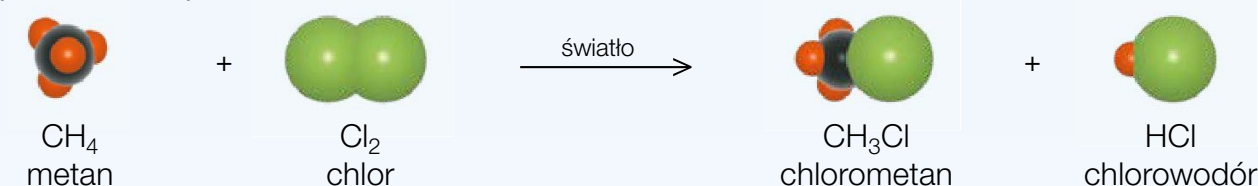
Reakcja substytucji w alkanach

Cząsteczki alkanów ulegają reakcji substytucji, czyli podstawienia atomów wodoru przez inne atomy, np. fluorowców. Reakcja z chlorem zachodzi pod wpływem światła ultrafioletowego (UV). Jej produktami są związki alkanu z fluorowcem, czyli fluorowcopochodne, np. chlorometan CH_3Cl , oraz odpowiedni fluorowcowodór, np. chlorowodór HCl .

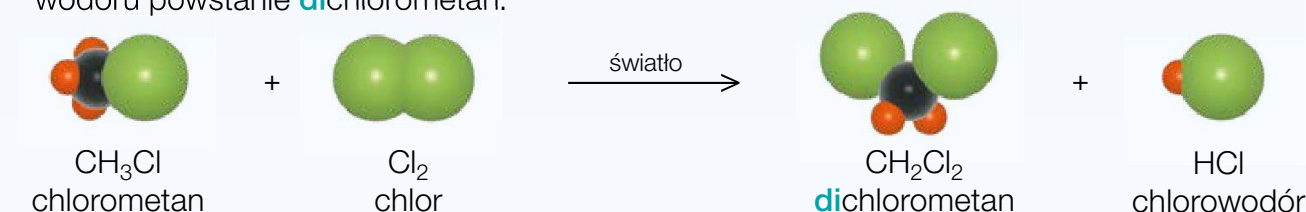
Jak przebiega reakcja metanu z chlorem?

1 Otrzymywanie chlorometanu.

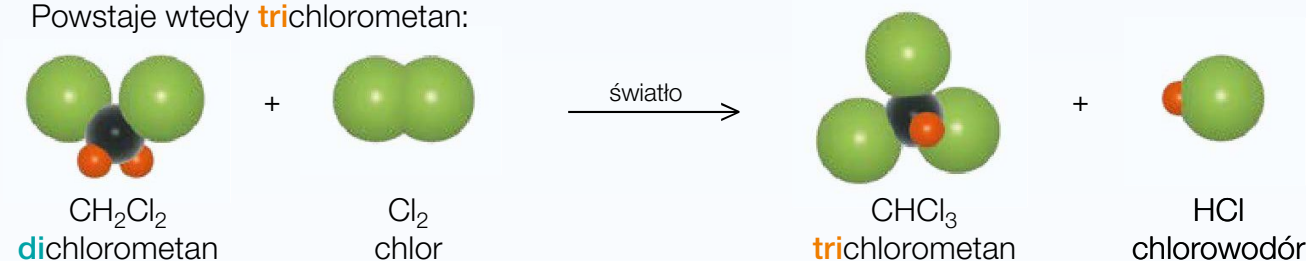
Jeden atom chloru pochodzący z cząsteczki chloru zastępuje atom wodoru w cząsteczce metanu, w wyniku czego powstaje chlorometan. Drugi atom chloru łączy się z odłączonym od cząsteczki metanu atomem wodoru i tworzy chlorowodór.



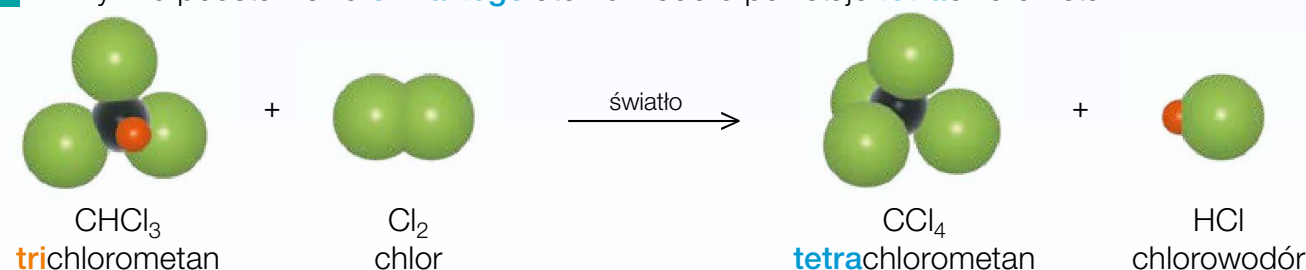
2 Jeżeli reakcja przebiega w obecności nadmiaru chloru, to w kolejnych etapach podstawieniu ulegną wszystkie atomy wodoru w cząsteczce. W wyniku podstawienia **dwóch** atomów wodoru powstanie **dichlorometan**:



3 W kolejnym etapie następuje podstawienie **trzeciego** atomu wodoru. Powstaje wtedy **trichlorometan**:



4 W wyniku podstawienia **czwartego** atomu wodoru powstaje **tetra**chlorometan:



Reakcja substytucji inicjowana światłem dziennym może zakończyć się wybuchem.

Modele atomów: ● wodoru ● węgla ● chloru

Benzyna
→ patrz s. 200

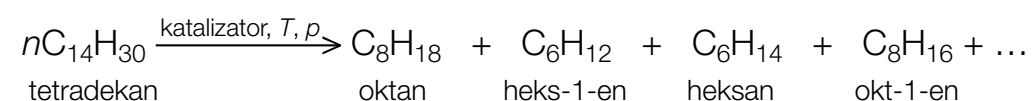
Alkeny
→ patrz s. 243

Katalizator
→ patrz s. 191

Kraking

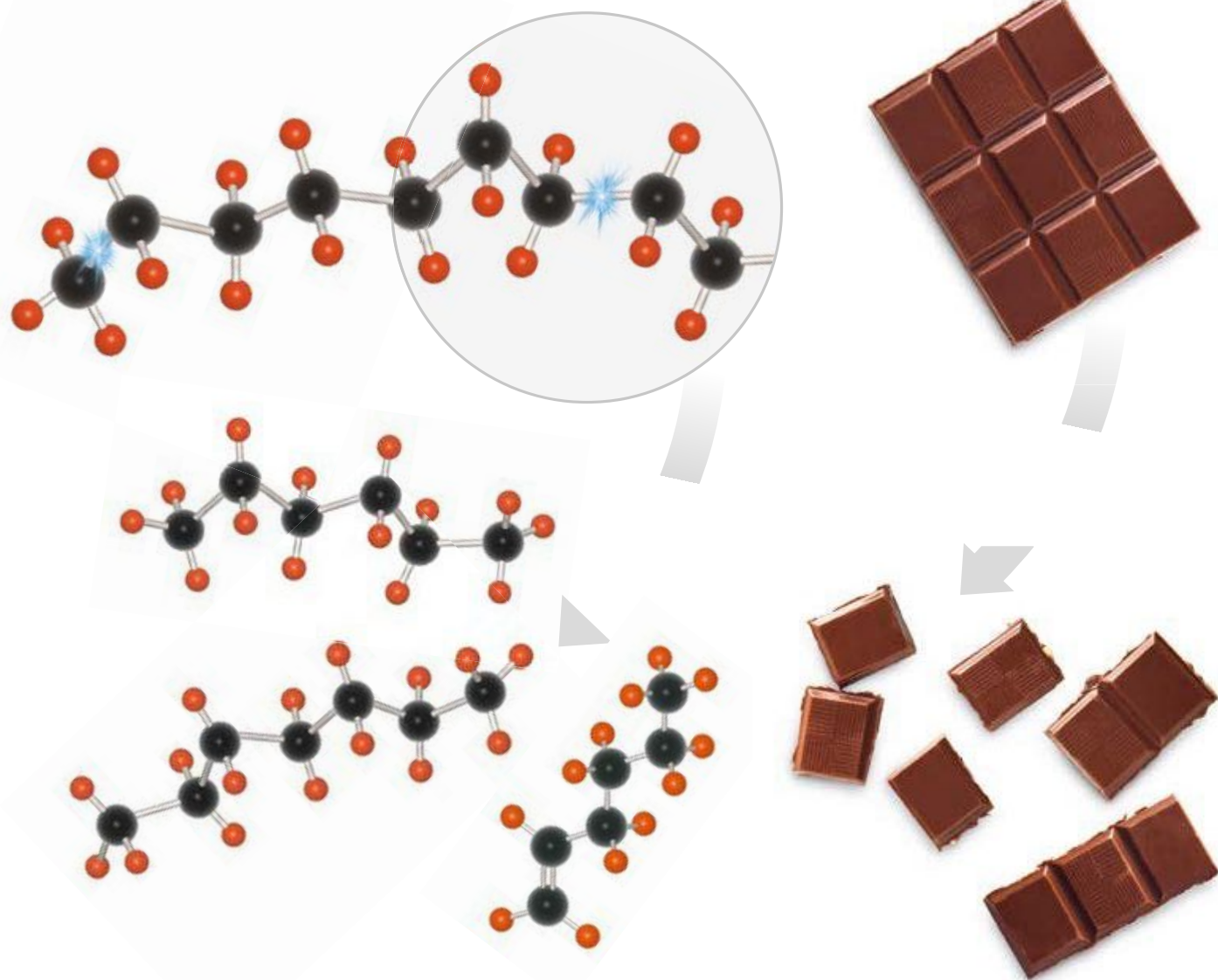
Alkany o łańcuchach węglowych zawierających do 12 atomów węgla w cząsteczce są składnikami m.in. gazu rafineryjnego (stosowanego jako paliwo w butlach gazowych) oraz benzyny. W celu otrzymania większych ilości benzyny alkany o łańcuchach dłuższych niż 12 atomów węgla poddaje się procesowi, który nazywa się **krakingiem**.

Kraking [ang. *cracking* – pękanie] to **reakcja rozkładu alkanów o długich łańcuchach węglowych** (powyżej 12 atomów węgla w cząsteczce). W jej wyniku **powstaje mieszanina alkanów i alkenów o krótszych łańcuchach węglowych** (od 5 do 12 atomów węgla w cząsteczce). Kraking prowadzi się w warunkach obniżonego lub podwyższonego ciśnienia, w temperaturze ok. 500 °C oraz w obecności katalizatorów. Przykładem krakingu jest rozpad cząsteczek alkanu, który zawiera 14 atomów węgla w cząsteczce:



W wyniku krakingu cząsteczki węglowodorów o długich łańcuchach węglowych dzielą się na cząsteczki o łańcuchach krótszych...

...tak jak tabliczka czekolady dzieli się na mniejsze kawałki.

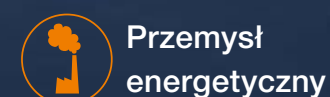


Zastosowania alkanów

Alkany, będące węglowodorami nasyconymi, są związkami powszechnie występującymi w środowisku przyrodniczym. Ropa naftowa, gaz ziemny i węgiel kamienny, które są źródłem węglowodorów, zaspokajają ok. 85 % światowego zapotrzebowania energetycznego. Alkany ze względu na ich właściwości wykorzystuje się także w przemyśle, m.in. chemicznym i spożywczym, oraz w medycynie.



Przemysł spożywczy



Przemysł energetyczny



Medycyna



Przemysł spożywczy

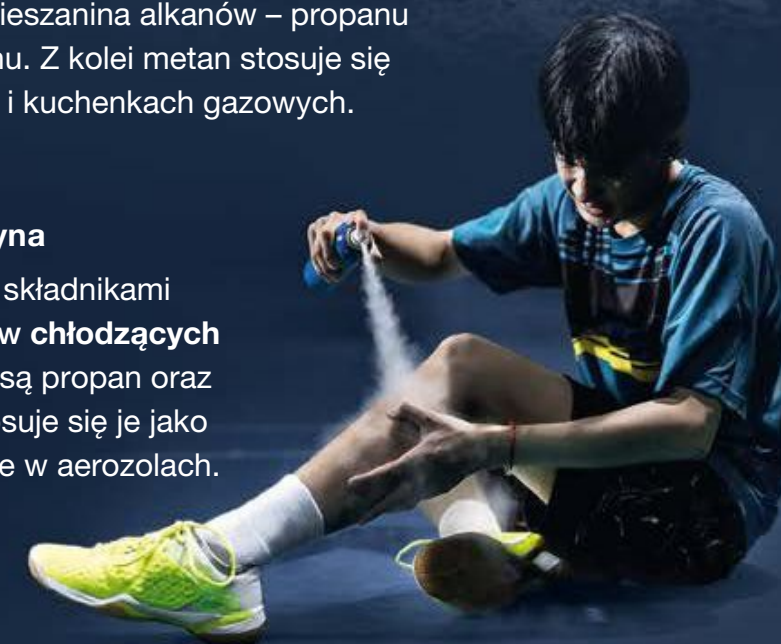
Ser jest pokrywany parafiną (mieszaniną alkanów o stałym stanie skupienia). Dzięki niej ser może oddychać, a jednocześnie jest chroniony przed wysychaniem i rozwojem pleśni.

Przemysł energetyczny

Zawartość **turystycznych butli gazowych** stanowi mieszanina alkanów – propanu oraz butanu. Z kolei metan stosuje się w piecach i kuchenkach gazowych.

Medycyna

Głównymi składnikami preparatów **chłodzących w sprayu** są propan oraz butan. Stosuje się je jako gazy nośne w aerozolach.



Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

Biometan uznaje się za odnawialne źródło energii. Otrzymuje się go w procesie fermentacji beztlenowej ze ścieków komunalnych lub odpadów rolniczych. Biometan jest paliwem zeroemisyjnym. To oznacza, że jego używanie nie powoduje emisji węgla do atmosfery. Wykorzystanie biometanu pozwala też ograniczyć emisję gazów cieplarnianych.

Wyszukaj i zaprezentuj

Jakie surowce roślinne są wykorzystywane do produkcji biogazu?



Ważne w temacie Węglowodory nasycone – alkan

1. Rysuję wzory strukturalne, półstrukturalne, grupowe alkanów na podstawie ich nazw oraz zapisuję nazwy na podstawie wzorów.

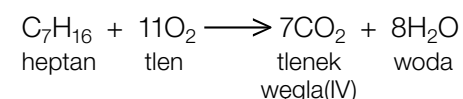
Na przykład:

- nazwa: pentan
- wzór strukturalny: $\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \\ & | & | & | & | & | & \\ \text{H} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{C} & - \text{H} \\ & | & | & | & | & | & \\ & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} & \end{array}$
- wzór półstrukturalny: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
- wzór grupowy: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

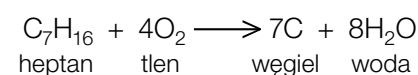
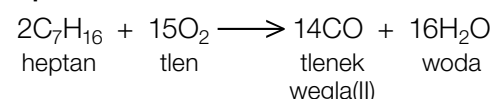
Węglowodory nasycone – alkan

2. Zapisuję równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego alkanów, np. heptanu:

- spalanie całkowite:

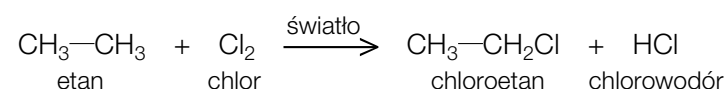


- spalanie niecałkowite:



3. Zapisuję równania reakcji substytucji do cząsteczek alkanów:

Na przykład równanie reakcji substytucji chloru do etanu:



Zapamiętaj!

Alkany – węglowodory nasycone, w których cząsteczkach wszystkie atomy węgla są połączone wiązaniami pojedynczymi.

Szereg homologiczny – zbiór związków organicznych o podobnych właściwościach chemicznych i podobnej budowie, których cząsteczki różnią się od siebie co najmniej jedną grupą metylenową $-\text{CH}_2-$.

Homologi – związki chemiczne należące do jednego szeregu homologicznego.

Reakcja substytucji – reakcja, w której atom lub grupa atomów z cząsteczki jednego substratu zastępuje atom lub grupę atomów w cząsteczce drugiego substratu.

Kraking – reakcja rozkładu alkanów o długich łańcuchach węglowych, w której wyniku powstają alkan i alkeny o krótszych łańcuchach.

Zadania



ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

1. Napisz wzory sumaryczne i półstrukturalne węglowodorów o podanych nazwach.

- a) etan b) heptan c) pentan d) propan

2. Napisz nazwy homologów znajdujących się w szeregu homologicznym bezpośrednio przed i za:

- a) butanem, b) heksanem, c) etanem, d) pentanem.

3. Napisz równanie reakcji spalania:

- a) całkowitego oktanu, c) niecałkowitego heptanu do czadu,
b) niecałkowitego heksanu do sadzy, d) niecałkowitego propanu do sadzy.

4. Napisz równanie reakcji etanu z chlorem zachodzącej pod wpływem światła. Zastosuj wzory półstrukturalne związków organicznych.

25

Zjawisko izomerii

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *izomeria*, *izomery konstytucyjne*, *izomery szkieletowe*, *reforming*
- zapisywanie nazw systematycznych i wzorów izomerów
- określanie rzędowości atomów węgla w cząsteczce węglowodoru



Fot. 91. Takie same ilości tych samych składników, ale inny sposób ułożenia warstw tortu.

Do przygotowania ciasta, np. tortu, zawsze użyjemy tych samych składników w ilościach podanych w przepisie, ale kolejność, w jakiej ułożymy warstwy, może być za każdym razem inna (fot. 91.).

Podobnie jest z alkanami – mogą mieć taki sam skład, czyli takie same liczby i rodzaje atomów w cząsteczce, ale różnić się sposobem ich połączenia, czyli budową cząsteczek.

Izomeria

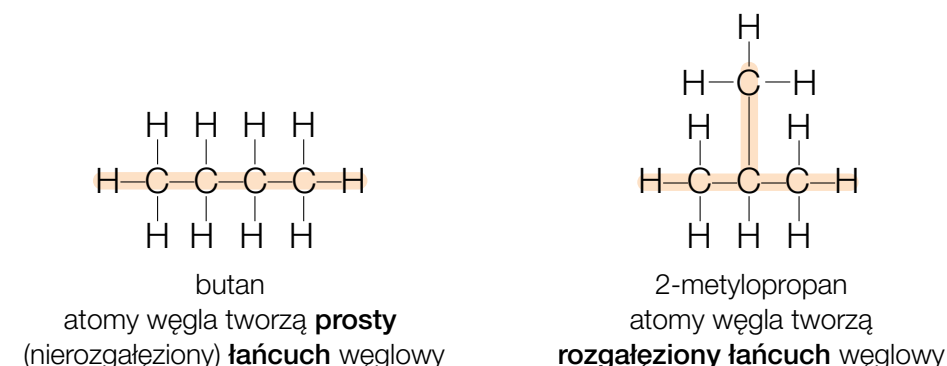
Izomeria to **zjawisko występowania związków chemicznych o takim samym składzie chemicznym (wzorce sumarycznym), lecz różnej budowie cząsteczek (różnych wzorach strukturalnych)**.

Podział alkanów

Węglowodory nasycone – alkan – można podzielić ze względu na **budowę łańcucha węglowego** na dwie grupy:

- ▶ alkan **nierozgałęzione**,
- ▶ alkan **rozgałęzione**.

Te dwie grupy należą do szeregu homologicznego alkanów. Na przykład **butan**, alkan o prostym (nierozgałęzionym) łańcuchu węglowym oraz **2-metylopropan**, alkan o łańcuchu rozgałęzionym mają takie same liczby i rodzaje atomów w cząsteczce, ale inną budowę. Te dwa związki chemiczne są **izomerami**:



Zasady tworzenia nazw alkanów o rozgałęzionych łańcuchach węglowych znajdziesz na s. 237.

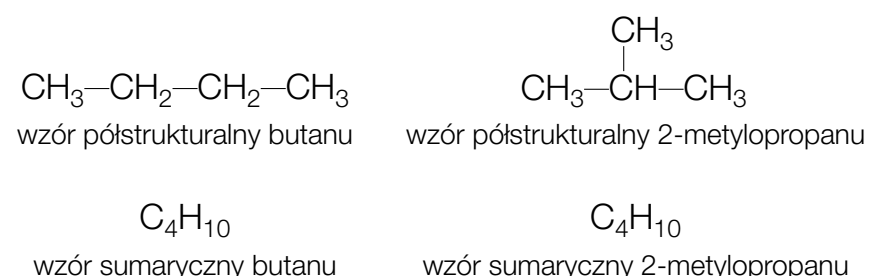
Izomery

Izomery to **związki chemiczne o takim samym składzie, ale różnej budowie cząsteczki**. Oznacza to, że **rodzaje i liczby atomów** wchodzących w skład tych związków chemicznych są takie same, natomiast **atomy w cząsteczkach są ze sobą połączone w odmienny sposób**.

Im więcej atomów węgla tworzy cząsteczkę węglowodoru, tym więcej ma on izomerów.

! Izomery mają ten sam wzór sumaryczny, ale inny wzór strukturalny.

W szeregu homologicznym alkanów pierwszym związkiem chemicznym, który ma izomery, jest butan – alkan o czterech atomach węgla w cząsteczce:



Butan i jego izomer (2-metylopropan) są **izomerami szkieletowymi**, ponieważ różnią się budową „szkieletu”, jakim jest łańcuch węglowy.

Izomery szkieletowe

Izomery szkieletowe **mają takie same liczby i rodzaje atomów węgla, lecz różnią się budową łańcucha węglowego**. Izomery szkieletowe to rodzaj izomerów konstytucyjnych.

Jest na to sposób!

Jak sprawdzić, czy związki chemiczne są izomerami szkieletowymi?

Porównaj **liczby i rodzaje atomów wszystkich pierwiastków** tworzących te związki chemiczne. Jeśli **są takie same, ale kształt łańcucha węglowego jest inny** – masz do czynienia z izomerami szkieletowymi.



Takie same liczby tych samych elementów, ale inny sposób ich ułożenia.

Izomery konstytucyjne

Izomery konstytucyjne różnią się kolejnością i sposobem powiązania atomów w cząsteczkach związków chemicznych. Wyróżniamy izomery konstytucyjne:



Przykład 59.

Plan rozwiązywania

- 1 Porównaj liczby i rodzaje atomów w cząsteczce.
- 2 Porównaj budowę łańcuchów węglowych związków chemicznych.
- 3 Napisz odpowiedź.

Jak ustalić, czy związki chemiczne o podanych wzorach są izomerami?

Wskaż, która z podanych par związków chemicznych to izomery.

a) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ i $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$

b) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ i $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3\text{—CH—CH}_3 \end{array}$

1	Para związków	Porównanie liczb i rodzajów atomów
a)	$\begin{array}{ccccccccc} 1 & 2 & 3 & 4 & 5 & 6 & 7 \\ \text{CH}_3 & \text{—CH}_2 & \text{—CH}_2 & \text{—CH}_2 & \text{—CH}_2 & \text{—CH}_2 & \text{—CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{ccccccccc} 1 & 2 & 3 & 4 & 5 \\ \text{CH}_3 & \text{—CH}_2 & \text{—CH}_2 & \text{—CH}_2 & \text{—CH}_3 \end{array}$ 6 atomów węgla ≠ 5 atomów węgla 14 atomów wodoru ≠ 12 atomów wodoru Te związki chemiczne różnią się liczbą atomów węgla i wodoru w cząsteczce – nie są izomerami.
b)	$\begin{array}{ccccccc} 1 & 2 & 3 & 4 \\ \text{CH}_3 & \text{—CH}_2 & \text{—CH}_2 & \text{—CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{ccccccc} & & & 4 \\ & & & \text{CH}_3 \\ 1 & 2 & 3 \\ \text{CH}_3 & \text{—CH} & \text{—CH}_3 \end{array}$ 4 atomy węgla = 4 atomy węgla 10 atomów wodoru = 10 atomów wodoru ✓ Te związki chemiczne mają takie same liczby i rodzaje atomów.

2	Para związków	Porównanie budowy łańcuchów węglowych (rozgałęziony, nierozgałęziony)
a)	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ nierozgałęziony = nierozgałęziony Te związki chemiczne mają łańcuch węglowy o takiej samej budowie.
b)	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3\text{—CH—CH}_3 \end{array}$ nierozgałęziony ≠ rozgałęziony ✓ Te związki chemiczne różnią się budową łańcucha węglowego.

- 3 Izomerami są związki chemiczne o wzorach przedstawionych w podpunkcie b).

Wpływ kształtu łańcucha węglowego na właściwości związków chemicznych

To, że związki chemiczne o tym samym wzorze sumarycznym mają różną budowę cząsteczki, skutkuje tym, że **różnią się właściwościami fizycznymi** (tabela 11.) i **chemicznymi**.

Na podstawie analizy temperatur wrzenia izomerów butanu i pentanu można zauważyć, że **w przypadku alkanów o tej samej liczbie atomów węgla w cząsteczce** im bardziej rozgałęziony jest łańcuch węglowy, tym niższa jest temperatura wrzenia. Dzieje się tak, ponieważ oddziaływania międzycząsteczkowe są wówczas słabsze. Cząsteczki bardziej rozgałęzione przybierają kształt zbliżony do kuli, a przez to zmniejsza się powierzchnia wzajemnego oddziaływania. W przypadku cząsteczek nierozgałęzionych jest odwrotnie.

Tabela 11. Temperatury wrzenia izomerów butanu i pentanu (pod ciśnieniem 1013 hPa)

Liczba atomów węgla	Nazwa alkanu	Wzór sumaryczny alkanu	Wzór półstrukturalny alkanu	Temperatura wrzenia, °C
4	butan	C ₄ H ₁₀	CH ₃ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₃	−0,55
4	2-metylopropan	C ₄ H ₁₀	CH₃ CH₃—CH—CH₃	−11,7
5	pentan	C ₅ H ₁₂	CH ₃ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₃	36,1
5	2-metylobutan	C ₅ H ₁₂	CH₃ CH₃—CH—CH₂—CH₃	27,8
5	2,2-dimetylopropan	C ₅ H ₁₂	CH₃ CH₃—C—CH₃ CH₃	9,4



Chemia w akcji

Brak wiedzy o różnicach we właściwościach izomerów doprowadził do tragicznych skutków w latach 50. i 60. XX w. Sprzedawany wówczas lek o nazwie *Talidomid* był polecanym lekiem usypiającym lub przeciwbólowym szczególnie dla kobiet w ciąży (fot. 92.). Miał jednak poważne skutki uboczne – wywoływał wady wrodzone u dzieci, z czego nie zdawano sobie sprawy.

Fot. 92. *Talidomid* był mieszaniną dwóch izomerów, z których jeden miał działanie lecznicze, a drugi – niepożądane.

Grupa alkilowa

Grupa alkilowa to **fragment cząsteczki alkanu, który powstaje w wyniku odłączenia atomu wodoru** od tej cząsteczki (tabela 12.). Grupa alkilowa nazywana jest potocznie alkilem.

Tabela 12. Wzory i nazwy wybranych grup alkilowych (alkilów)

Wzór			
sumaryczny i nazwa alkanu	strukturalny alkanu	strukturalny alkilu	sumaryczny i nazwa alkilu
CH ₄ metan	H H—C—H H	H H—C— H	CH ₃ — grupa metylowa (metyl)
C ₂ H ₆ etan	H H H—C—C—H H H	H H H—C—C— H H	C ₂ H ₅ — grupa etylowa (etyl)
C ₃ H ₈ propan	H H H H—C—C—C—H H H H	H H H H—C—C—C— H H H	C ₃ H ₇ — grupa propylowa (propyl)
C ₄ H ₁₀ butan	H H H H H—C—C—C—C—H H H H H	H H H H H—C—C—C—C— H H H H	C ₄ H ₉ — grupa butylowa (butyl)
C ₅ H ₁₂ pentan	H H H H H H—C—C—C—C—C—H H H H H H	H H H H H H—C—C—C—C—C— H H H H H	C ₅ H ₁₁ — grupa pentyłowa (pentył)
C ₆ H ₁₄ heksan	H H H H H H H—C—C—C—C—C—C—H H H H H H H	H H H H H H H—C—C—C—C—C—C— H H H H H H	C ₆ H ₁₃ — grupa heksylowa (heksyl)
C ₇ H ₁₆ heptan	H H H H H H H H—C—C—C—C—C—C—C—H H H H H H H H	H H H H H H H H—C—C—C—C—C—C—C— H H H H H H H	C ₇ H ₁₅ — grupa heptyłowa (heptył)

Nazwy systematyczne alkanów o rozgałęzionych łańcuchach węglowych

Nazwy alkanów o rozgałęzionych łańcuchach węglowych zawierają informacje o długości łańcucha głównego, liczbie i położeniu podstawników oraz ich nazwach. Ustalanie nazwy systematycznej takiego alkanu przeprowadza się w 4 krokach.

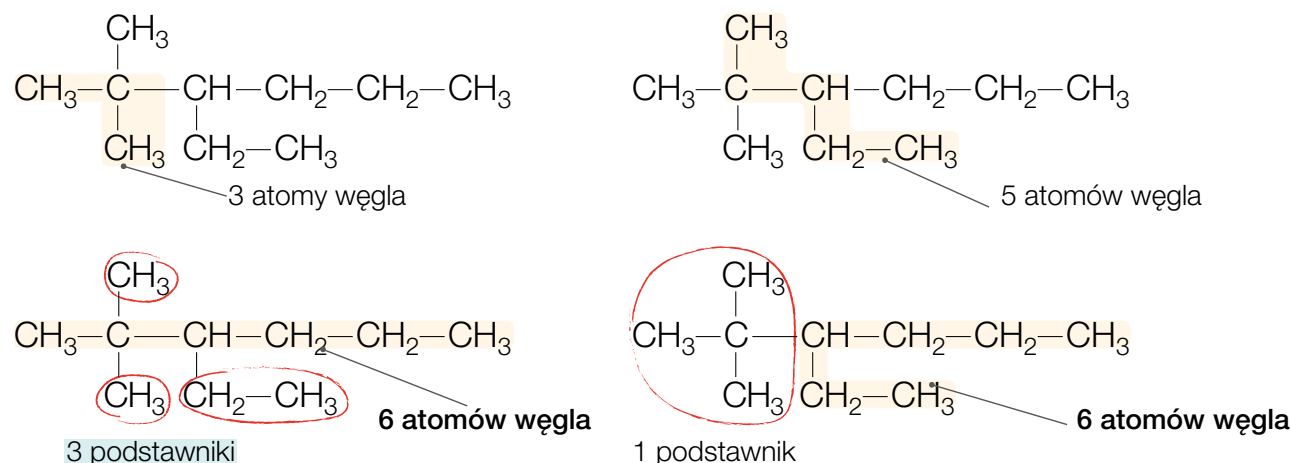
Krok 1. Znajdź i zaznacz łańcuch główny:

- łańcuch główny to **łańcuch węglowy o największej liczbie atomów węgla**,
- w przypadku **łańcuchów tej samej długości** zaznacz ten, który ma **najwięcej podstawników** (jest najbardziej rozgałęziony).

Łańcuch główny
to najdłuższy i najbardziej rozgałęziony łańcuch węglowy w cząsteczce węglowodoru.

Podstawniki:
C₂H₄—
etyl
C₃H₇—
propyl

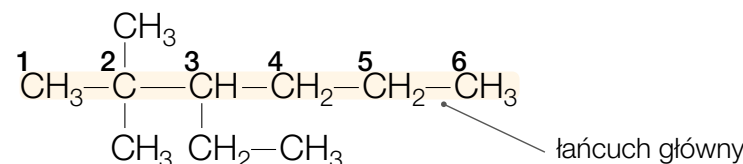
Nazwa alkanu odpowiadającego najdłuższemu łańcuchowi stanowi podstawę tworzonej nazwy, np.:



Najdłuższy łańcuch węglowy zawiera **6 atomów węgla**, dlatego podstawą nazwy będzie **heksan**.

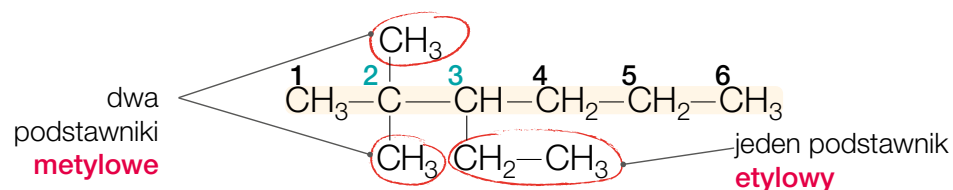
Krok 2. Ponumeruj atomy węgla w łańcuchu głównym:

- numerowanie rozpoczniemy od skrajnego atomu węgla, który jest położony najbliżej pierwszego rozgałęzienia łańcucha głównego:



Krok 3. Zaznacz podstawniki i ustal ich nazwy:

- podstawnikami są atomy lub grupy atomów, które są związane z łańcuchem głównym,
- jeżeli przy jednym atomie węgla znajdują się dwa podstawniki, to każdemu z nich przypisz taki sam lokant:



Liczbę identycznych podstawników w cząsteczce związku chemicznego oznacz przedrostkami: **di-** przy dwóch, **tri-** przy trzech, **tetra-** przy czterech itd.

Krok 4. Zapisz nazwę systematyczną alkanu o rozgałęzionym łańcuchu węglowym:

- podaj **lokanty**, **liczbę** i **rodzaj** (nazwy) **podstawników** wymienionych w kolejności alfabetycznej (przy porządkowaniu alfabetycznym nie uwzględnia się przedrostków),
- zapisz nazwę węglowodoru pochodzącą od najdłuższego łańcucha węglowego w cząsteczce:

3-etylo-2,2-dimetyloheksan

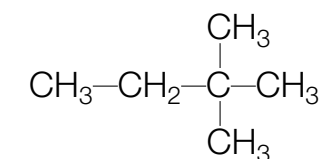
Przykład 60.

Plan rozwiązywania

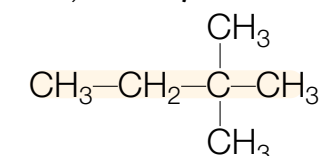
- Znajdź i zaznacz najdłuższy łańcuch węglowy.
- Ponumeruj atomy węgla w łańcuchu głównym.
- Zaznacz podstawniki i ustal ich nazwy.
- Napisz odpowiedź.

Jak ustalić nazwę systematyczną alkanu na podstawie jego wzoru półstrukturalnego?

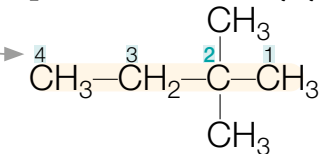
Podaj nazwę systematyczną alkanu o wzorze półstrukturalnym:



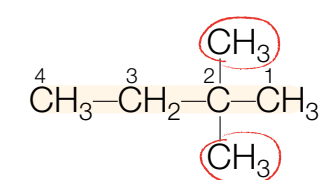
- Najdłuższy łańcuch węglowy zawiera cztery atomy węgla.



- Atomy węgla w najdłuższym łańcuchu węglowym należy ponumerować tak, aby lokanty wskazujące położenie podstawników były jak najmniejsze.



- W cząsteczce alkanu występują **dwa** podstawniki metylowe.



- Nazwa tego alkanu to **2,2-dimetylobutan**.



Lokanty, czyli **liczby** wskazujące położenie podstawnika, powinny być jak najmniejsze.

Grupa metylowa

(metyl)
 CH_3-

Grupa etylowa

(etyl)
 C_2H_5-

Chemia w akcji

Jednym z najnowszych zastosowań metanu jest nowe paliwo raketowe (fot. 93.). Jego nazwa – metaloks – pochodzi od angielskich nazw jego składników: ciekłego metanu (ang. **methane**) i ciekłego tlenu (ang. **liquid oxygen**). W porównaniu z wodorem (również używanym jako paliwo raketowe) ciekły metan ma dwie ważne zalety:

- nie powoduje korozji stali (paliwo wodorowe wywołuje korozję stali),
- jego temperatura wrzenia ($-161,5\text{ }^\circ\text{C}$) jest wyższa niż temperatura wrzenia wodoru ($-252\text{ }^\circ\text{C}$).

Fot. 93. Metaloks jest planowany do zastosowania w niektórych silnikach raketowych prywatnych firm kosmicznych: SpaceX, Blue Origin i Firefly Aerospace.

Przykład 61.

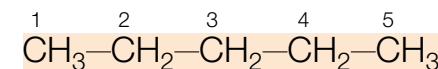
Plan rozwiązywania

- 1 Napisz wzór półstrukturalny i nazwę alkanu o prostym (nierozgałęzionym) łańcuchu węglowym.
- 2 Napisz wzór półstrukturalny i nazwę alkanu o rozgałęzionym łańcuchu węglowym z czterowęglowym łańcuchem głównym.
- 3 Napisz wzór półstrukturalny i nazwę alkanu o rozgałęzionym łańcuchu węglowym z trzywęglowym łańcuchem głównym.

Jak ustalić wzory i nazwy izomerów szkieletowych na podstawie wzoru sumarycznego alkanu?

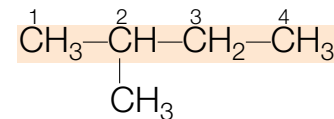
Napisz wzory półstrukturalne i nazwy systematyczne wszystkich izomerów szkieletowych alkanu o wzorze C_5H_{12} .

- 1 Najprostszym izomerem szkieletowym tego alkanu jest izomer o prostym (nierozgałęzionym) łańcuchu węglowym.



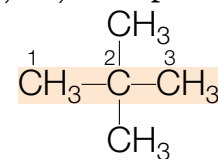
pentan

- 2 Utwórz węglowodór o łańcuchu głównym krótszym o jeden atom węgla. Powstała w ten sposób grupa metylowa (podstawnik metylowy) przyłącz do atomów węgla w środkowej części cząsteczki.



2-metylobutan

- 3 Utwórz węglowodór o łańcuchu głównym zbudowanym z trzech atomów węgla. Grupę $-CH_3$ przyłącz do atomu węgla, przy którym znajduje się już jeden podstawnik metylowy.



2,2-dimetylopropan

Reforming

Reforming to proces, podczas którego **zachodzą reakcje przekształcenia węglowodorów o łańcuchach prostych w węglowodory o łańcuchach rozgałęzionych lub pierścieniowych**. Głównym celem reformingu jest podwyższenie liczby oktanowej benzyny. Proces ten prowadzi się w podwyższonej temperaturze, pod wysokim ciśnieniem i w obecności katalizatorów.

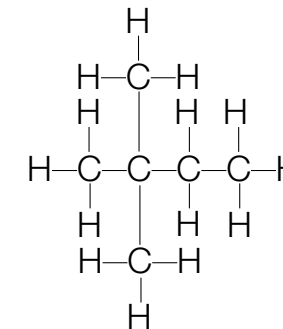
Produkty reformingu mogą mieć ten sam skład lub różnić się wzorem sumarycznym. Mogą powstać np:

- ▶ izomery,
- ▶ związki cykliczne,
- ▶ związki aromatyczne.

Na przykład w wyniku reformingu heksanu proste łańcuchy w jego cząsteczce pękają i powstają cząsteczki o łańcuchach rozgałęzionych i pierścieniowych.

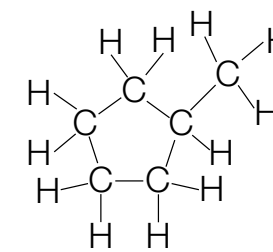
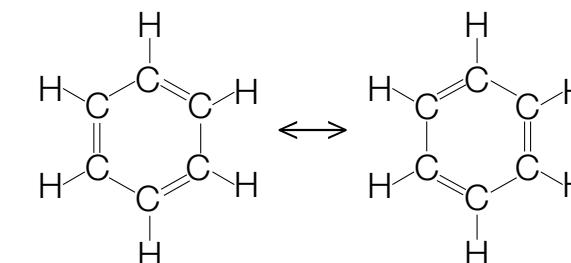
Produktami reformingu heksanu mogą być:

- ▶ cząsteczka o łańcuchu rozgałęzionym – izomer heksanu:



wzór strukturalny 2,2-dimetylobutanu

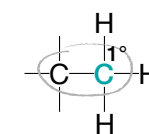
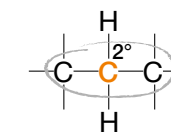
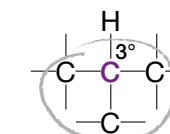
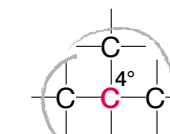
- ▶ cząsteczki o łańcuchach pierścieniowych – związek cykliczny i związek aromatyczny:

wzór strukturalny
metylocyklopentanuwzory strukturalne dwóch możliwych struktur
cząsteczki benzenu z uwzględnieniem obecności
wiązań podwójnych

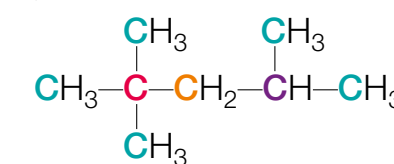
Rzędowość atomów węgla w cząsteczce węglowodoru

Żeby ustalić rzędowość danego atomu węgla w cząsteczce węglowodoru, **należy sprawdzić, z iloma atomami węgla jest on połączony**.

Jeśli atom węgla jest połączony tylko z jednym atomem węgla, to mówimy o nim, że jest **pierwszorzędowy** (1°). Analogicznie – atom węgla połączony z dwoma atomami węgla jest **drugorzędowy** (2°), z trzema atomami węgla – **trzeciorzędowy** (3°), a z czterema atomami węgla – **czwartorzędowy** (4°).

Pierwszorzędowy
atom węglaDrugorzędowy
atom węglaTrzeciorzędowy
atom węglaCzwartorzędowy
atom węgla

Na przykład w cząsteczce 2,2,4-trimetylopentanu jest pięć atomów węgla **pierwszorzędowych** (1°), jeden **drugorzędowy** (2°), jeden **trzeciorzędowy** (3°) i jeden **czwartorzędowy** (4°):



2,2,4-trimetylopentan

Izomery

→ patrz s. 234

Liczba oktanowa LO
benzyny

→ patrz s. 200

Związki aromatyczne

→ patrz s. 274

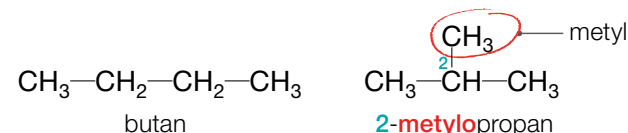


Związki chemiczne, w których atomy węgla mają różną rzędowość poznasz w części 3. podręcznika *NOWA To jest chemia*.

Ważne w temacie **Zjawisko izomerii**

1. Rysuję wzory strukturalne, półstrukturalne, izomerów konstytucyjnych o podanym wzorze sumarycznym.

Na przykład izomery związku chemicznego o wzorze sumarycznym C_4H_{10} :

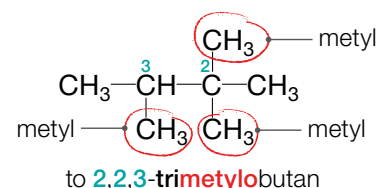


Zjawisko izomerii

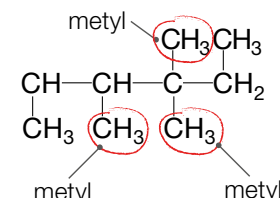
2. Zapisuję nazwy systematyczne izomerów na podstawie wzorów i rysuję wzory na podstawie nazw systematycznych izomerów.

Na przykład:

• nazwa izomeru o wzorze półstrukturalnym:



• wzór 2,2,3-trimetyloheksanu:



Zapamiętaj!

Izomeria – zjawisko występowania związków chemicznych o takim samym składzie chemicznym (wzorce sumarycznym), lecz innej budowie cząsteczek (różnych wzorach strukturalnych).

Izomery – związki chemiczne o takim samym składzie, ale różnej budowie.

Izomery szkieletowe – związki chemiczne mające takie same liczby i rodzaje atomów, lecz różną budowę łańcucha węglowego.

Izomery konstytucyjne – związki chemiczne różniące się kolejnością i sposobem powiązania atomów w cząsteczkach.

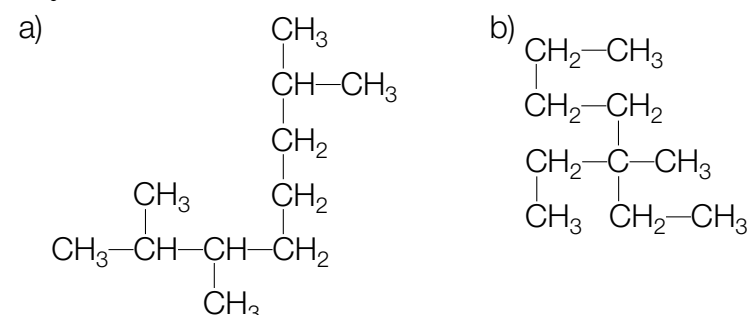
Reforming – reakcja przekształcania węglowodorów o łańcuchach prostych w węglowodory o łańcuchach rozgałęzionych lub pierścieniowych.

Zadania



ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

1. Ustal, ile atomów węgla ma najdłuższy łańcuch węglowy w cząsteczkach o podanych wzorach półstrukturalnych. Następnie ponumeruj atomy węgla w łańcuchu głównym i podaj ich rzędowność.



2. Ustal, czy 2-etylo-2-metylopropan jest nazwą poprawną. Uzasadnij swoją odpowiedź.

3. Alkan o wzorze C_6H_{14} ma pięć izomerów szkieletowych. Napisz wzory półstrukturalne i nazwy systematyczne wszystkich tych izomerów.

26

Węglowodory nienasycone – alkeny

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *alkeny, reakcja addycji, reakcja polimeryzacji, monomer, polimer, mer*
- zapisywanie wzorów alkenów na podstawie nazw systematycznych
- zapisywanie nazw systematycznych alkenów na podstawie wzorów
- zapisywanie równań reakcji spalania i addycji



Fot. 94. Niektóre dojrzałe owoce, np. jabłka, wytwarzają węglowodór nienasycony – eten, który przyspiesza dojrzewanie sąsiadujących z nimi owoców.

Czy wiesz, że można przyspieszyć dojrzewanie owoców? Jeśli zdarzy ci się kupić w sklepie zielonego banana, to umieść go w jednej torebce z dojrzałym jabłkiem (fot. 94.).

Węglowodory nienasycone

Węglowodory nienasycone to związki węgla i wodoru, w których cząsteczkach występuje co najmniej jedno **wiązanie wielokrotne między atomami węgla**. Oznacza to, że atomy węgla łączą się ze sobą w ich cząsteczkach wiązaniami podwójnymi lub potrójnymi:

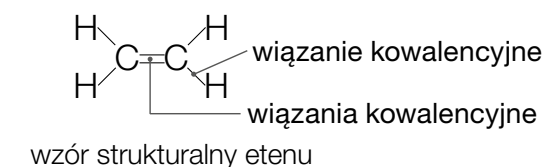


Alkeny

Alkeny należą do **węglowodorów nienasyconych**. W ich cząsteczkach występuje jedno **wiązanie podwójne** między atomami węgla.

Budowa alkenów

Alkeny, podobnie jak alkany, są zbudowane wyłącznie z **atomów węgla i wodoru**. Atomy węgla w cząsteczkach alkenów łączą się ze sobą i z atomami wodoru wiązaniami kowalencyjnymi:



Jedno z wiązań tworzących wiązanie podwójne między atomami węgla to wiązanie typu σ [czyt. sigma], a drugie – typu π [czyt. pi]. **Pozostałe wiązania między atomami węgla, a także te między atomami węgla i wodoru są wiązaniami typu σ .**

Wiązania typu σ to wiązania o wyższej energii – mocniejsze. Natomiast wiązania typu π to wiązania o niższej energii – słabsze – dlatego łatwiej je rozerwać.

Model cząsteczki propenu



Modele atomów:

 wodoru węgla



Nie ma węglowodoru nienasyconego, który byłby odpowiednikiem metanu.

Nazewnictwo alkenów

Nazwy alkenów mają końcówkę „-en”. Nazwę alkenu tworzy się od nazwy alkanu o tej samej liczbie atomów węgla w cząsteczce. Należy zmienić końcówkę z „-an” na „-en”, np.:

alkan alken
etan eten

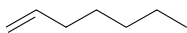
Szereg homologiczny alkenów

W szeregu homologicznym alkeny są uporządkowane według zwiększającej się liczby atomów węgla w cząsteczce (tabela 13.). Pierwszy w szeregu homologicznym alkenów jest eten. Każdy kolejny związek chemiczny w tym szeregu ma w cząsteczce o jeden atom węgla i dwa atomy wodoru, czyli o jedną grupę metylenową (–CH₂–), więcej niż poprzedni.

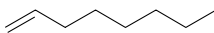
Tabela 13. Szereg homologiczny alkenów o prostych (nierozgałęzionych) łańcuchach węglowych do 8 atomów węgla w cząsteczce

Liczba atomów węgla w cząsteczce	Nazwa	Wzór			
		sumaryczny	strukturalny	półstrukturalny	grupowy
2	eten (etylen)	C ₂ H ₄		CH ₂ =CH ₂	CH ₂ CH ₂
3	propen	C ₃ H ₆		CH ₂ =CH–CH ₃	CH ₂ CHCH ₃
4	but-1-en	C ₄ H ₈		CH ₂ =CH–CH ₂ –CH ₃	CH ₂ CHCH ₂ CH ₃
5	pent-1-en	C ₅ H ₁₀		CH ₂ =CH–CH ₂ –CH ₂ –CH ₃	CH ₂ CH(CH ₂) ₂ CH ₃
6	heks-1-en	C ₆ H ₁₂		CH ₂ =CH–CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₃	CH ₂ CH(CH ₂) ₃ CH ₃
7	hept-1-en	C ₇ H ₁₄		CH ₂ =CH–CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₃	CH ₂ CH(CH ₂) ₄ CH ₃
8	okt-1-en	C ₈ H ₁₆		CH ₂ =CH–CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₃	CH ₂ CH(CH ₂) ₅ CH ₃

Wzór szkieletowy hept-1-enu:



Wzór szkieletowy okt-1-enu:



Wzór ogólny alkenów

Na podstawie wzorów węglowodorów z szeregu homologicznego alkenów można wyprowadzić wzór ogólny tych węglowodorów nienasyconych:

C_nH_{2n}

gdzie:
n to liczba naturalna; liczba atomów węgla w cząsteczce alkenu; *n* ≥ 2.
Najmniejsza możliwa liczba atomów węgla w cząsteczce alkenu to dwa, ponieważ wiązanie podwójne musi łączyć dwa atomy węgla.
W tabeli wiązanie podwójne w cząsteczkach alkenów o prostych łańcuchach węglowych znajduje się zawsze między pierwszym a drugim atomem węgla, dlatego w nazwie tych alkenów należy wpisać numer 1, np. but-1-en.

Przykład 62.

Plan rozwiązywania

- 1 Napisz wzór ogólny alkenów.
- 2 Określ wartość liczby n .
- 3 Podstaw wartość liczby n do wzoru ogólnego i oblicz liczbę atomów wodoru.
- 4 Napisz wzór sumaryczny alkenu.
- 5 Napisz wzory: strukturalny, półstrukturalny i grupowy alkenu na podstawie jego wzoru sumarycznego.

W jaki sposób ustalić wzory alkenu na podstawie jego nazwy?

Napisz wzory: sumaryczny, strukturalny, półstrukturalny i grupowy but-1-enu.

- 1 C_nH_{2n}
- 2 Liczba n oznacza liczbę atomów węgla w cząsteczce alkeny. W cząsteczce but-1-enu występują 4 atomy węgla, więc $n = 4$.
- 3 $C_4H_{2 \cdot 4}$
- 4 Wzór sumaryczny: C_4H_8
- 5 W cząsteczce alkeny występuje jedno wiązanie podwójne między atomami węgla.

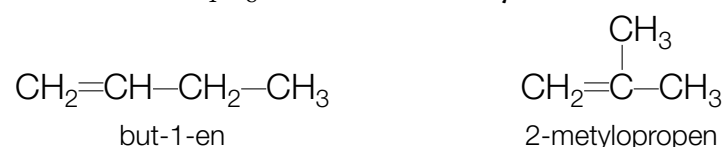
Wzór strukturalny: 

Wzór półstrukturalny: $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

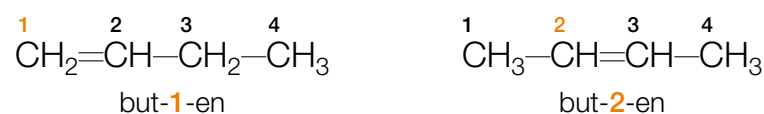
Wzór grupowy: $\text{CH}_2\text{CHCH}_2\text{CH}_3$

■ Izomery alkenów

Alkeny, podobnie jak alkan, tworzą **izomery szkieletowe**. Na przykład alken o wzorze C_4H_8 ma dwa izomery szkieletowe:



Alkeny tworzą też **izomery położenia wiązania wielokrotnego (podwójnego)**. Dlatego w nazwach alkenów między rdzeniem nazwy a końcówką „-en” należy uwzględnić **położenie wiązania podwójnego** w cząsteczce, czyli wpisać numer atomu węgla, który jako pierwszy bierze udział w tworzeniu wiązania podwójnego. Liczba ta musi być możliwie jak najmniejsza. Na przykład:



W nazwie propenu nie określa się położenia wiązania podwójnego, ponieważ zawsze będzie ono między pierwszym a drugim atomem węgla:



Przykład 63.

Plan rozwiązywania

- 1 Porównaj liczby i rodzaje atomów w cząsteczce.
- 2 Porównaj budowę łańcuchów węglowych związków chemicznych.
- 3 Porównaj położenie wiązania podwójnego w cząsteczkach związków chemicznych, które mają takie same liczby i rodzaje atomów oraz identyczną budowę łańcuchów węglowych
- 4 Napisz odpowiedź.

Jak ustalić, czy związki chemiczne o podanych wzorach są izomerami konstytucyjnymi?

Wskaż, która z podanych par związków chemicznych przedstawia izomery konstytucyjne.

- a) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ i $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
b) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ i $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

1	Para związków	Porównanie liczb i rodzajów atomów
a)	$\overset{1}{\text{CH}_2}=\overset{2}{\text{CH}}-\overset{3}{\text{CH}_2}-\overset{4}{\text{CH}_2}-\overset{5}{\text{CH}_2}-\overset{6}{\text{CH}_3}$	$\overset{1}{\text{CH}_3}-\overset{2}{\text{CH}}=\overset{3}{\text{CH}}-\overset{4}{\text{CH}_2}-\overset{5}{\text{CH}_2}-\overset{6}{\text{CH}_3}$ 6 atomów węgla = 6 atomów węgla 12 atomów wodoru = 12 atomów wodoru ✓ Te związki chemiczne mają takie same liczby i rodzaje atomów
b)	$\overset{1}{\text{CH}_2}=\overset{2}{\text{CH}}-\overset{3}{\text{CH}_2}-\overset{4}{\text{CH}_2}-\overset{5}{\text{CH}_3}$	$\overset{1}{\text{CH}_2}=\overset{2}{\underset{\overset{5}{\text{CH}_3}}{\text{C}}}-\overset{3}{\text{CH}_2}-\overset{4}{\text{CH}_3}$ 5 atomów węgla = 5 atomów węgla 10 atomów wodoru = 10 atomów wodoru ✓ Te związki chemiczne mają takie same liczby i rodzaje atomów.

2	Para związków	Porównanie budowy łańcuchów węglowych (rozgałęziony, nierozgałęziony)
a)	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ nierozgałęziony = nierozgałęziony Te związki chemiczne mają łańcuch węglowy o takiej samej budowie.
b)	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2=\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \end{array}$ nierozgałęziony $\neq$ rozgałęziony  Te związki chemiczne różnią się budową łańcucha węglowego – są izomerami szkieletowymi.

3	Para związków	Porównanie położenia wiązania podwójnego
	a)	¹CH₂=²CH-³CH₂-⁴CH₂-⁵CH₂-⁶CH₃ ¹CH₃-²CH=³CH-⁴CH₂-⁵CH₂-⁶CH₃ heks-1-en heks-2-en ☒ Te związki chemiczne mają wiązanie podwójne przy różnych atomach węgla – są izomerami położenia.

- 4 Izomerami konstytucyjnymi są związki chemiczne o wzorach przedstawionych w podpunktach a) i b).

Nazwy alkanów
o rozgałęzionych
łańcuchach węglowych
→ patrz s. 237

Nazwy systematyczne alkenów o rozgałęzionych łańcuchach węglowych

Nazwy alkenów o rozgałęzionych łańcuchach węglowych ustala się podobnie jak nazwy alkanów o rozgałęzionych łańcuchach węglowych. **Należy rozpocząć od znalezienia najdłuższego łańcucha węglowego** (łańcucha głównego). Jeśli zawiera on wiązanie podwójne, to atomy węgla w cząsteczce trzeba ponumerować tak, aby pierwszy atom węgla tworzący wiązanie podwójne miał jak najniższy numer. W nazwie alkeny należy uwzględnić numer tego atomu węgla.

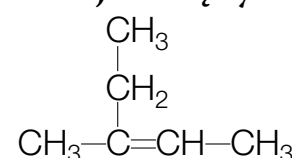
Przykład 64.

Plan rozwiązywania

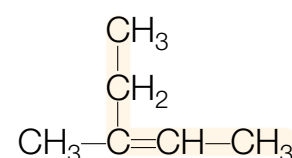
- 1 Znajdź i zaznacz najdłuższy łańcuch węglowy.
- 2 Ponumeruj atomy węgla w najdłuższym łańcuchu węglowym.
- 3 Zaznacz podstawniki i ustal ich nazwy.
- 4 Napisz odpowiedź.

Jak ustalić nazwę alkeny na podstawie jego wzoru półstrukturalnego?

Podaj nazwę systematyczną alkeny o wzorze półstrukturalnym:

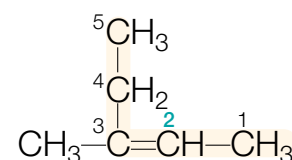


- 1 Najdłuższy łańcuch węglowy składa się z pięciu atomów węgla.



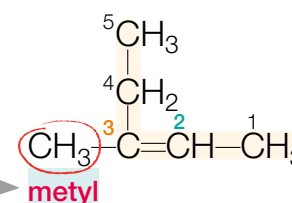
! W tym alkenie wiązanie podwójne występuje w najdłuższym łańcuchu węglowym.

- 2 Atomy węgla w najdłuższym łańcuchu węglowym należy ponumerować tak, aby pierwszy atom węgla przy wiązaniu podwójnym miał możliwie najniższy lokant.



! Pierwszy atom węgla przy wiązaniu podwójnym, musi mieć jak najniższy lokant.

- 3 W cząsteczce alkeny występuje jeden podstawnik metylowy.



- 4 Nazwa tego alkeny to **3-metylopent-2-en**.

Przykład 65.

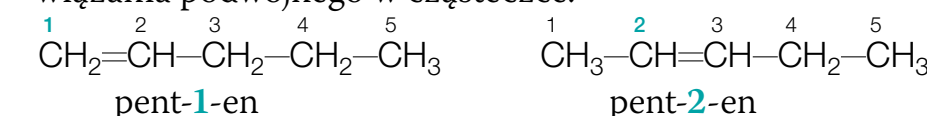
Plan rozwiązywania

- 1 Napisz wzór półstrukturalny i nazwę alkeny o prostym (nierozgałęzionym) łańcuchu węglowym.
- 2 Napisz wzór półstrukturalny i nazwę alkeny o rozgałęzionym łańcuchu węglowym z czterowęglowym łańcuchem głównym.
- 3 Napisz odpowiedź.

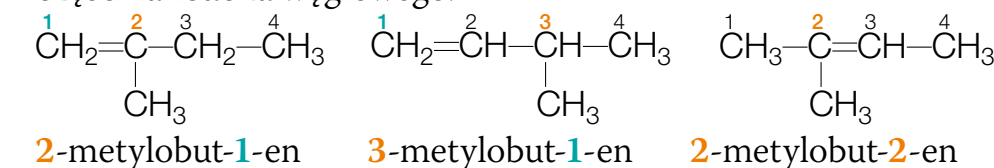
Jak ustalić wzory i nazwy izomerów konstytucyjnych na podstawie wzoru sumarycznego alkeny?

Napisz wzory półstrukturalne i nazwy systematyczne wszystkich izomerów konstytucyjnych alkeny o wzorze C_5H_{10} .

- 1 Najprostszymi izomerami konstytucyjnymi tego alkeny są izomery o prostym (nierozgałęzionym) pięcioatomowym łańcuchu węglowym. Różnią się one jedynie położeniem wiązania podwójnego w cząsteczce.



- 2 Utwórz czteroatomowy łańcuch węglowy. Powstałą w ten sposób grupę metylową $-\text{CH}_3$ przyłączaj do atomów węgla w środkowej części łańcucha węglowego.



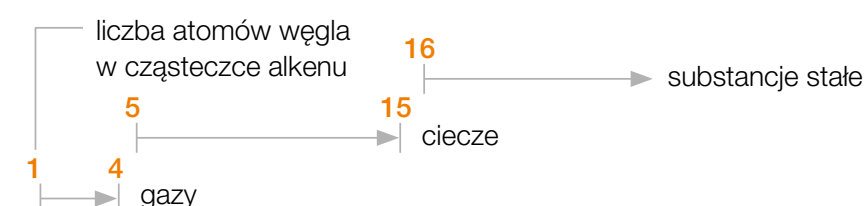
! Umieszczenie grupy metylowej na końcu czteroatomowego łańcucha węglowego skutkowałoby powstaniem pent-1-enu lub pent-2-enu.

- 3 Izomerami konstytucyjnymi alkeny o wzorze C_5H_{10} są izomery położenia o nazwach pent-1-en i pent-2-en oraz izomery szkieletowe o nazwach 2-metylobut-1-en, 3-metylobut-1-en i 2-metylobut-2-en.

Zmiana właściwości fizycznych alkenów w szeregu homologicznym

Alkeny, podobnie jak alkany, **nie rozpuszczają się w wodzie**, ponieważ **mają budowę niepolarną**. Wraz ze zwiększaniem się liczby atomów węgla w cząsteczkach alkenów nierozgałęzionych zmienia się ich stan skupienia. W warunkach normalnych pierwsze trzy nierozgałęzione alkeny – eten, propen, but-1-en – są gazami, a alkeny od pent-1-enu do alkeny zawierającego 15 atomów węgla w cząsteczce są cieczami. Alkeny, które mają co najmniej 16 atomów węgla w cząsteczce, to substancje stałe (rys. 37). Gazowe i ciekłe alkeny są **bezbabarne**.

Warunki normalne
 $T = 0^\circ\text{C}$, $p = 1013\text{ hPa}$



Rys. 37. Zależność między stanem skupienia alkenów a liczbą atomów węgla w ich cząsteczce.

Temperatura wrzenia alkenów nierozgałęzionych wzrasta wraz ze zwiększaniem się liczby atomów węgla w ich cząsteczkach. Temperatura topnienia obniża się w przypadku trzech pierwszych alkenów, a w przypadku kolejnych wzrasta (tabela 14.).

Tabela 14. Temperatury wrzenia i topnienia wybranych alkenów (pod ciśnieniem 1013 hPa)

Liczba atomów węgla	Nazwa i wzór alkenu	Temperatura		Stan skupienia alkenu
		topnienia, °C	wrzenia, °C	
2	eten C ₂ H ₄	−169	−104	gaz
3	propen C ₃ H ₆	−185	−48	gaz
4	but-1-en C ₄ H ₈	−185	−6	gaz
5	pent-1-en C ₅ H ₁₀	−165	30	ciecz
6	heks-1-en C ₆ H ₁₂	−140	64	ciecz
15	pentadec-1-en C ₁₅ H ₃₀	−4	257	ciecz
16	heksadec-1-en C ₁₆ H ₃₂	4	285	substancja stała
18	oktadec-1-en C ₁₈ H ₃₆	17	315	substancja stała

Według W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Wydawnictwo Adamantan, Warszawa 2013.

Właściwości chemiczne alkenów

Alkeny mają lekko słodkie, przyjemne zapachy. Wszystkie alkeny to związki palne.

Doświadczenie 22.

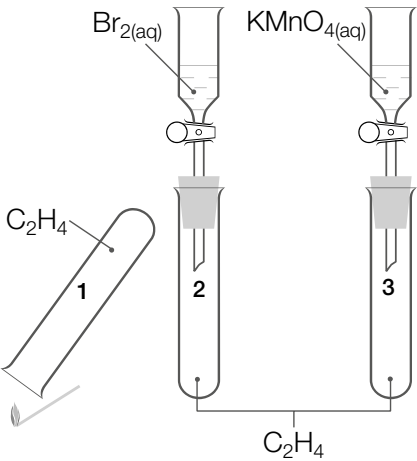


Spalanie etenu oraz badanie zachowania etenu wobec wody bromowej i zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu

Odczynniki: eten, woda bromowa, zakwaszony roztwór manganianu(VII) potasu.

Szkló i sprzęt laboratoryjny: probówki, korki, wkraplacze, łuczywo, zapalniczka.

Instrukcja: Zapal łuczywo, a następnie zbliż je do wylotu probówki 1., w której znajduje się eten. W probówkach 2. i 3. umieść eten. Do probówki 2. dodaj niewielką ilość wody bromowej, a do probówki 3. – niewielką ilość zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu. Probówki 2. i 3. zamknij korkami i wstrząsaj tymi probówkami.



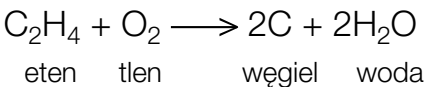
ciąg dalszy doświadczenia na s. 251

początek doświadczenia na s. 250

Obserwacje:

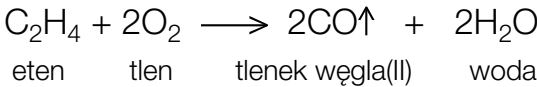
- ▶ **Probówka 1.** Gaz spala się jasnym, świecącym płomieniem. Na ściankach probówki umieszczonej nad płomieniem palącego się gazu pojawiają się krople bezbarwnej cieczy oraz czarny nalot.
- ▶ **Probówka 2.** Wkraplany odczynnik się odbarwia.
- ▶ **Probówka 3.** Wkraplany odczynnik się odbarwia.
- ▶ **Wniosek:** Jednym z produktów spalania etenu (probówka 1.) jest węgiel (sadza), a drugim – woda. Eten odbarwia wodę bromową (probówka 2.) i zakwaszony roztwór manganianu(VII) potasu (probówka 3.), co wskazuje na obecność wiązań wielokrotnych w cząsteczce tego związku (jego charakter nienasycony).

W probówce 1. zachodzi reakcja chemiczna, którą można przedstawić równaniem:



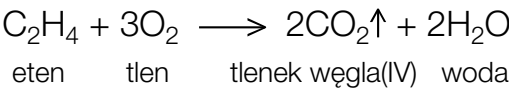
reakcja spalania niecałkowitego

W reakcji spalania niecałkowitego etenu można również otrzymać tlenek węgla(II) (czad):



reakcja spalania niecałkowitego

Przy nieograniczonym dostępie tlenu z powietrza alkeny, podobnie jak alkanany, ulegają reakcji spalania całkowitego. Przebieg tej reakcji chemicznej dla etenu przedstawia równanie:



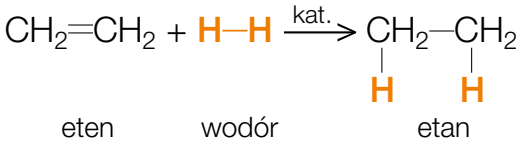
reakcja spalania całkowitego

Alkeny ulegają nie tylko reakcji spalania, lecz także reakcjom addycji (przyłączania) innych cząsteczek, np.: wodoru, chloru, wody.

Reakcja addycji do alkenów

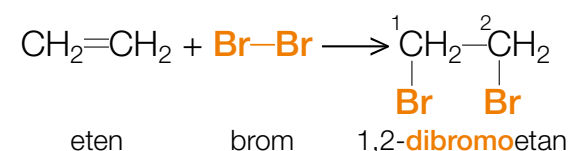
Ze względu na obecność wiązania podwójnego alkeny ulegają reakcji addycji (przyłączania). Zachodzi ona w wyniku rozerwania wiązania wielokrotnego. Przyłączane mogą być cząsteczki, np.: wodoru H₂, chloru Cl₂, chlorowodoru HCl, wody H₂O. Produktami tych reakcji chemicznych są związki chemiczne należące do alkanów lub ich pochodnych, np. alkoholi lub fluorowcopochodnych węglowodorów.

Produktem reakcji addycji wodoru H₂ do etenu jest węglowódor nasycony – alkan:

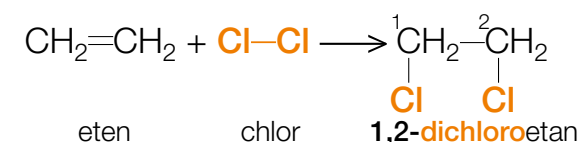


reakcja addycji H₂

! Probówki z etenem muszą być zamknięte korkami, ponieważ ten gaz ma gęstość mniejszą od gęstości powietrza.

reakcja addycji Br₂Równanie reakcji addycji bromu Br₂ do etenu:

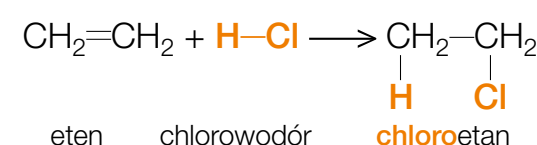
Produktem tej reakcji chemicznej jest **dibromopochodna alkanu** – 1,2-dibromoetan. Reakcja ta zachodzi w rozpuszczalniku nieorganicznym, np. w tetrachlorometanie CCl₄.

Równanie reakcji addycji chloru Cl₂ do etenu:reakcja addycji Cl₂

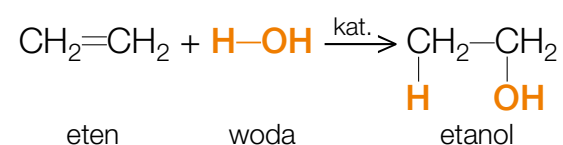
Produktem tej reakcji chemicznej jest **dichloropochodna alkanu** – 1,2-dichloroetan. Reakcja ta zachodzi w środowisku niewodnym, np. w tetrachlorometanie CCl₄ jako rozpuszczalniku.

Równanie reakcji addycji chlorowodoru HCl do etenu:

reakcja addycji HCl



Produktem tej reakcji chemicznej jest **monochloropochodna alkanu** – chloroetan.

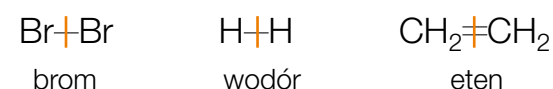
Równanie reakcji addycji wody H₂O do etenu:reakcja addycji H₂O

Produktem tej reakcji chemicznej jest **alkohol** – etanol. Związki chemiczne należące do alkoholi poznasz w części 3. podręcznika.

■ Cząsteczki symetryczne i niesymetryczne

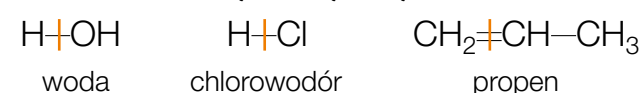
Eten jest cząsteczką symetryczną, to oznacza, że po obu stronach wiązania występują takie same grupy atomów. Podobnie chlor Cl₂ i wodór H₂ – po obu stronach wiązania występują te same atomy.

Przykłady cząsteczek symetrycznych:



Jeżeli atomy lub grupy atomów po obu stronach wiązania są różne, to mamy doczynienia z cząsteczkami niesymetrycznymi.

Przykłady cząsteczek niesymetrycznych:



W przypadku cząsteczek niesymetrycznych produkty reakcji chemicznych powstają zgodnie z regułą, nazywaną regułą Markownikowa.

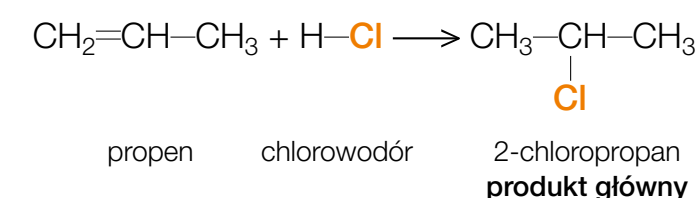
■ Reakcja addycji niesymetrycznych cząsteczek do niesymetrycznych alkenów

W reakcji addycji cząsteczek niesymetrycznych, np. HCl, do niesymetrycznych cząsteczek alkenów, np. propenu, powstają dwa produkty: główny i uboczny. Produktem głównym – powstającym w większej ilości – jest produkt otrzymywany zgodnie z regułą Markownikowa.

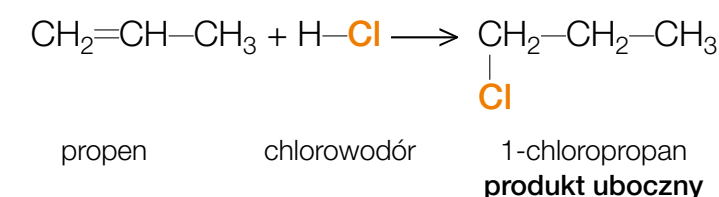
Produktem ubocznym – powstającym w mniejszej ilości – jest produkt otrzymywany niezgodnie z regułą Markownikowa.

Zgodnie z regułą Markownikowa w reakcji addycji cząsteczek niesymetrycznych, np. HCl, H₂O, do niesymetrycznej cząsteczki alkenu **atom wodoru przyłącza się do tego atomu węgla przy wiązaniu wielokrotnym, który jest połączony z większą liczbą atomów wodoru**.

Alkeny o niesymetrycznych cząsteczkach, np. propen, reagują z cząsteczkami niesymetrycznymi, np. chlorowodem HCl, w następujący sposób:

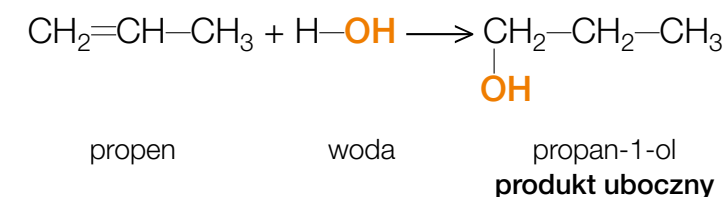
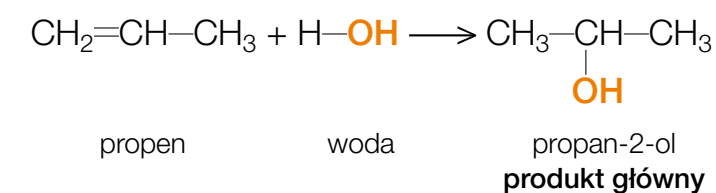


reakcja addycji HCl

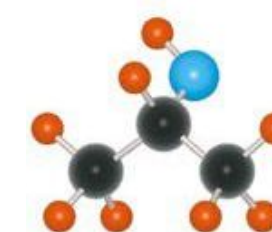


2-chloropropan – produkt główny – powstaje w wyniku **addycji** (przyłączania) **atomu wodoru** z cząsteczki HCl **do tego atomu węgla** przy wiązaniu podwójnym, **który jest związany z większą liczbą atomów wodoru**. Atom chloru z cząsteczki HCl przyłącza się do drugiego atomu węgla przy wiązaniu podwójnym, związanego z mniejszą liczbą atomów wodoru. 2-chloropropan jest zatem produktem otrzymywanym zgodnie z regułą Markownikowa.

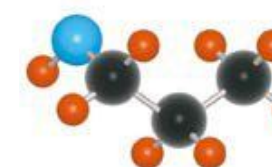
Alkeny niesymetryczne mogą przyłączać też inne cząsteczki, np. wodę H₂O. Reakcję addycji wody do propenu przedstawia równanie:



Produkt główny:

model cząsteczki
propan-2-olu

Produkt uboczny:

model cząsteczki
propan-1-olu

Modele atomów:

Głównym produktem jest propan-2-ol, który powstaje w wyniku addycji (przyłączania) atomu wodoru z cząsteczki H_2O do tego atomu węgla przy wiązaniu podwójnym, który jest związany z większą liczbą atomów wodoru. Grupa $-\text{OH}$ z cząsteczki H_2O przyłącza się do drugiego atomu węgla przy wiązaniu podwójnym, związanego z mniejszą liczbą atomów wodoru. Propan-2-ol jest zatem produktem otrzymanym zgodnie z regułą Markownikowa.

Przykład 66.**Plan rozwiązywania**

- 1 Napisz wzór półstrukturalny alkenu.
- 2 Napisz równanie opisanej reakcji chemicznej zgodnie z regułą Markownikowa.
- 3 Napisz równanie opisanej reakcji chemicznej niezgodnie z regułą Markownikowa.
- 4 Ustal i podaj nazwy systematyczne produktów głównego i ubocznego.

Jak ustalić produkty główny i uboczny reakcji addycji chlorowodoru do niesymetrycznego alkenu?**Napisz równania reakcji addycji chlorowodoru do but-1-enu i podpisz produkty główny oraz uboczny.**

- 1 $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
but-1-en
- 2 Zastosuj wzory półstrukturalne. Zgodnie z regułą Markownikowa atom wodoru przyłącza się do tego atomu węgla, który jest związany z większą liczbą atomów wodoru.
 $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{CH}_3-\text{CHCl}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- 3 Zastosuj wzory półstrukturalne. Przyłącz atom wodoru do tego atomu węgla, który jest związany z mniejszą liczbą atomów wodoru.
 $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- 4 Produkt główny: $\text{CH}_3-\text{CHCl}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
2-chlorobutan
Produkt uboczny: $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
1-chlorobutan

Alkeny mogą ulegać nie tylko reakcjom spalania i addycji, lecz także reakcji polimeryzacji.

Reakcja polimeryzacji

Reakcja polimeryzacji polega na **łączeniu się ze sobą wielu cząstek związku nienasyconego** w wyniku rozerwania wiązania typu π lub jednego z wiązań typu π w wiązaniu wielokrotnym. Produktem tej reakcji chemicznej jest wielkocząsteczkowy związek chemiczny.

Monomer i polimer

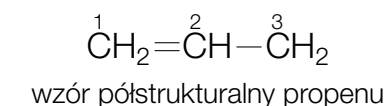
Monomer to substrat reakcji polimeryzacji – nienasycony związek chemiczny. **Polimer** powstaje w reakcji polimeryzacji, czyli **jest produktem** – związkiem wielkocząsteczkowym.

Mer

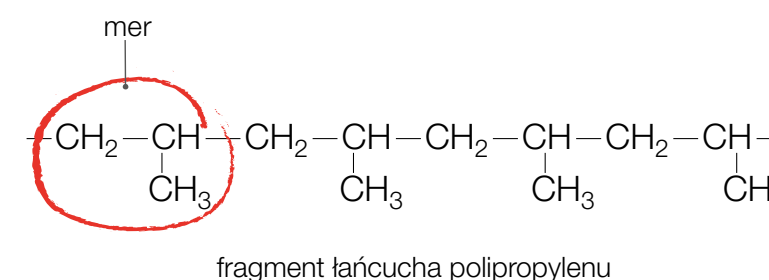
Mer to powtarzający się **fragment cząsteczki polimeru**.

Ustalanie wzoru polimeru na podstawie nazwy lub wzoru monomeru

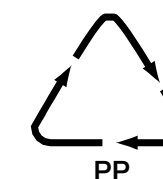
Wzór polimeru można ustalić na podstawie nazwy lub wzoru monomeru. Jeśli korzystamy z nazwy monomeru, należy ustalić najpierw jego wzór, np.:



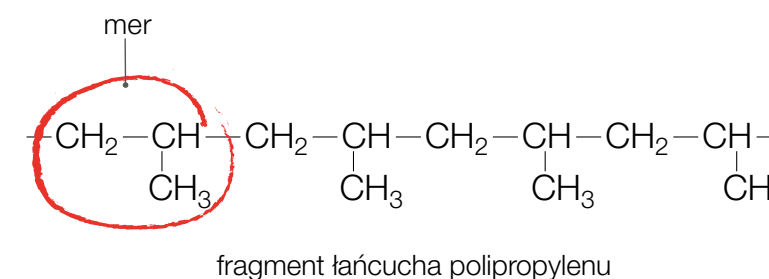
Wiązanie podwójne we wzorze półstrukturalnym **znajduje się między 1 a 2 atomem węgla** w cząsteczce propenu. W tym wiązaniu wielokrotnym **rozerwaniu ulegnie wiązanie typu π** . W wyniku reakcji polimeryzacji wiele cząsteczek monomeru połączy się ze sobą i utworzy związek wielkocząsteczkowy – polimer:



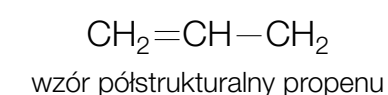
Oznaczenie produktów wykonanych z polipropylenu

**Ustalanie wzoru monomeru na podstawie wzoru polimeru**

Ustalanie wzoru monomeru należy zacząć od znalezienia powtarzającego się fragmentu w cząsteczce polimeru, czyli wskazania meru, np.:



Związek wielkocząsteczkowy (polimer) powstaje przez połączenie wielu cząsteczek związków nienasyconych (monomerów). Między tymi atomami węgla, które łączą jeden mer z kolejnym merem, będzie występowało wiązanie wielokrotne w monomerze. Wzór półstrukturalny monomeru polipropylenu ma postać:



Reakcja polimeryzacji

Reakcja polimeryzacji polega na wytworzeniu związku wielkocząsteczkowego – polimeru – ze związków nienasyconych – monomerów. W związkach nienasyconych występują między atomami węgla wiązania wielokrotne, np. podwójne.

- Pary są tworzone przez postacie, które trzymają się obiema rękami.



- Jeśli w parze każda z postaci będzie miała jedną rękę wolną, to nadal będą one połączone ze sobą.

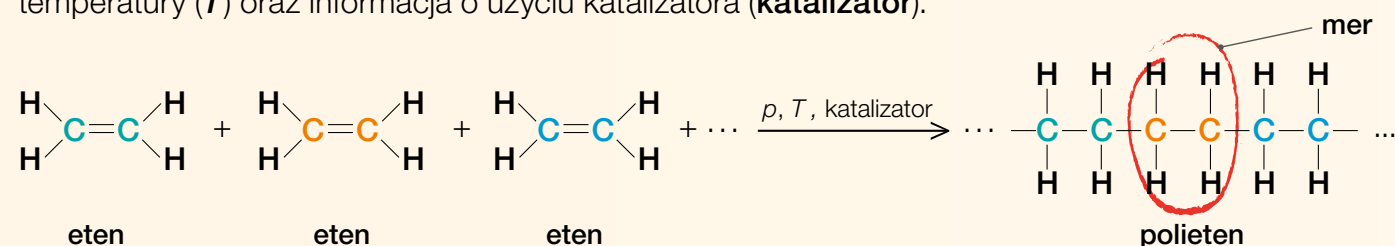


- Sąsiadujące ze sobą pary mogą wówczas połączyć się wolnymi rękami.



► Jak zapisać równanie reakcji polimeryzacji etenu?

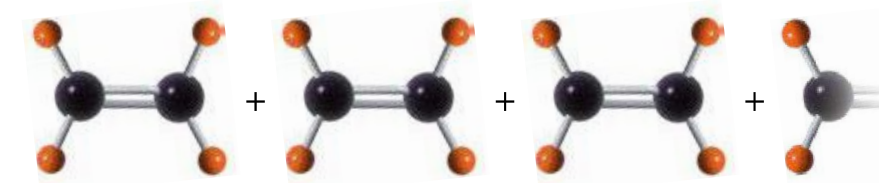
Reakcja polimeryzacji **zachodzi w ściśle określonych warunkach**, dlatego w zapisie równania reakcji **muszą się znaleźć symbole** ciśnienia (*p*), temperatury (*T*) oraz informacja o użyciu katalizatora (**katalizator**).



Jak przebiega reakcja polimeryzacji etenu?

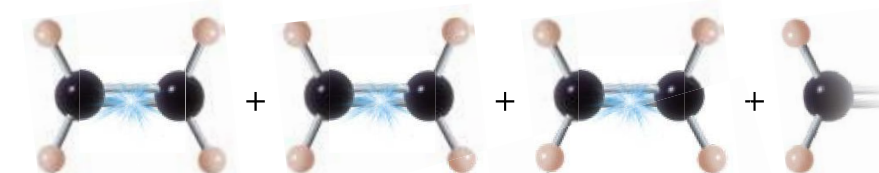
Produktami reakcji polimeryzacji alkenów, np. etenu, są tworzywa polimeryzacyjne, czyli polieten (polietylen).

- Substratami reakcji polimeryzacji są cząsteczki etenu.



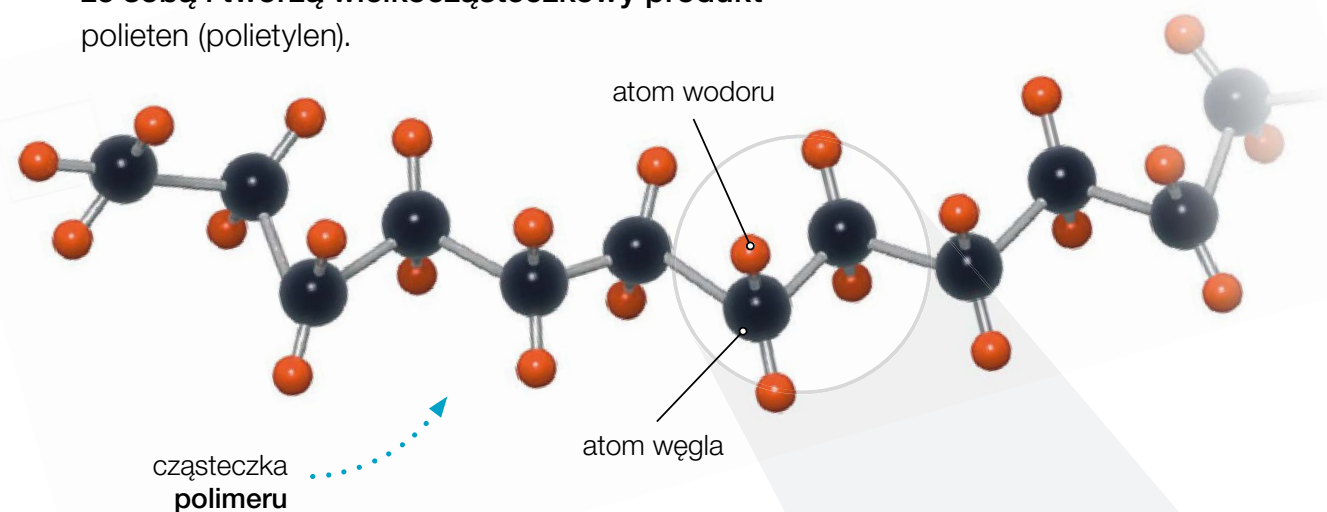
następuje rozrywanie wiązań podwójnych

- Jedno z wiązań wiązania podwójnego C=C w każdej cząsteczce etenu (cząsteczce monomeru) ulega rozerwaniu.

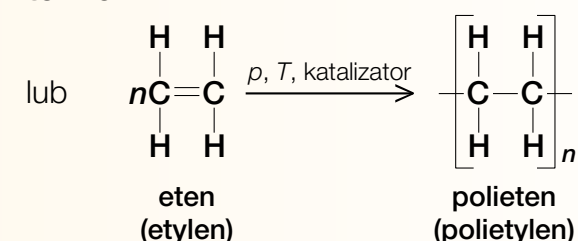


następuje łączenie się cząsteczek monomerów

- Sąsiadujące cząsteczki monomeru łączą się ze sobą i tworzą wielkocząsteczkowy produkt – polieten (polietylen).



Powtarzający się fragment cząsteczki polimeru to mer.



mer

n to liczba cząsteczek etenu (cząsteczek monomerów) oraz liczba merów w cząsteczce polimeru



Fot. 95. Oznaczenie przedmiotów wykonanych z polietylenu.



Rys. 38. Pojemniki z żółtym oznaczeniem służą do segregacji m.in. tworzyw sztucznych.

Nazwy i skróty polimerów

Nazwy polimerów bywają długie i skomplikowane, dlatego większość z nich oznacza się powszechnie stosowanymi skrótami, które pochodzą od angielskich nazw polimerów (tabela 15.). Wprowadzone skróty (fot. 95.), podobnie jak symbole pierwiastków chemicznych, są międzynarodowe, czyli zrozumiałe na całym świecie.

Tabela 15. Międzynarodowe skróty nazw polimerów

Polska nazwa polimeru	Angielska nazwa polimeru	Skrót
polietylen	polyethylene	PE
polipropylen	polypropylene	PP
politetrafluoroetylen	polytetrafluoroethylene	PTFE
poli(chlorek winylu)	poly(vinyl chloride)	PVC

Recykling tworzyw sztucznych

Odpady, czyli niepotrzebne wyroby m.in. z tworzyw sztucznych, można poddać recyklingowi, czyli ponownie wykorzystać. Początkowym etapem jest segregacja odpadów. Do pojemników ze specjalnym oznaczeniem zbiera się takie odpady jak tworzywa sztuczne (rys. 38.) i metale.

Chemia w akcji

Trwałość tworzyw sztucznych jest jednocześnie ich zaletą i wadą. Trafiają na wysypiska śmieci i pozostają tam przez lata. By rozwiązać ten problem, rozpoczęto badania nad materiałami, które ulegają procesowi biodegradacji, czyli rozkładowi pod wpływem mikroorganizmów (fot. 96.) na wodę, tlenek węgla(IV) oraz proste i nietoksyczne związki chemiczne, np. sole mineralne. Te tworzywa, wykonane m.in. z kukurydzy, ryżu lub buraków cukrowych, nazwano **tworzywami biodegradowalnymi**. Biodegradacja może zachodzić w warunkach tlenowych albo beztlenowych.

Fot. 96. Grzyby wydzielają enzymy, które zapoczątkowują proces biodegradacji kulek poliamidu.

biodegradacja
kulek
poliamidu

Zastosowania alkenów

Eten jest wykorzystywany w ogrodnictwie i sadownictwie jako czynnik przyspieszający dojrzewanie owoców.



Medycyna



Przemysł tekstylny



Przemysł chemiczny

Medycyna

β -karoten to alken, w którego cząsteczce występuje jedenaście wiązań podwójnych. Chroni skórę przed szkodliwym wpływem promieni UV. Działa jak niski **filtr przeciwsłoneczny**, a więc zmniejsza ryzyko oparzeń.

Przemysł tekstylny

W skład **zimowej odzieży termoaktywnej** wchodzi polipropylen – produkt polimeryzacji propenu. Chroni on użytkownika przed nadmierną utratą ciepła.

Przemysł chemiczny

Guma stosowana do produkcji m.in. **opon samochodowych** otrzymywana jest w procesie polimeryzacji buta-1,3-dienu (alkenu, w którego cząsteczce występują dwa wiązania podwójne).

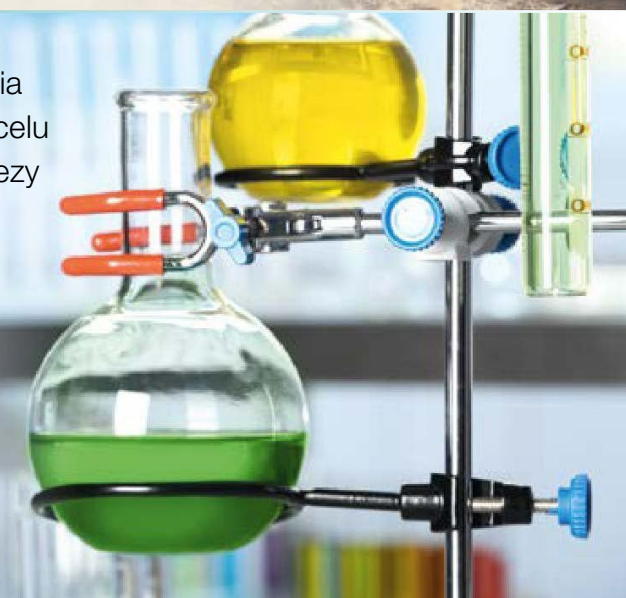


Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

Naturalne enzymy są wykorzystywane do przekształcania **alkenów** w inne związki chemiczne. Stosowany w tym celu proces biokatalizy jest ekologiczną alternatywą dla syntezy organicznej, czyli pozyskiwania związków chemicznych o pożądanej strukturze. Biokataliza nie powoduje powstawania toksycznych odpadów i prowadzi się ją w warunkach wodnych, z użyciem ekologicznych i tanich odczynników, np. tlenu.

Wyszukaj i zaprezentuj

Dlaczego enzymy są pożądanymi biokatalizatorami?



Ważne w temacie Węglowodory nienasycone – alkeny

1. Rysuję wzory strukturalne, półstrukturalne, grupowe alkenów na podstawie ich nazw oraz zapisuję nazwy na podstawie wzorów.

Na przykład:

- nazwa: pent-1-en
- wzór strukturalny:
- wzór półstrukturalny: $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- wzór grupowy: $\text{CH}_2\text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

2. Zapisuję równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego, np. pent-1enu:

- spalanie całkowite:

$$2\text{C}_5\text{H}_{10} + 15\text{O}_2 \longrightarrow 10\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$$

pent-1-en tlen tlenek węgla(IV) woda
- spalanie niecałkowite:

$$\text{C}_5\text{H}_{10} + 5\text{O}_2 \longrightarrow 5\text{CO} + 5\text{H}_2\text{O}$$

pent-1-en tlen tlenek węgla(II) woda

$$2\text{C}_5\text{H}_{10} + 5\text{O}_2 \longrightarrow 10\text{C} + 10\text{H}_2\text{O}$$

pent-1-en tlen węgiel woda

3. Zapisuję równania reakcji addycji do alkenów:

- na przykład równanie reakcji addycji Br_2 do C_3H_6

$$\text{CH}_3=\text{CH}-\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \longrightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CHBr}-\text{CH}_3$$

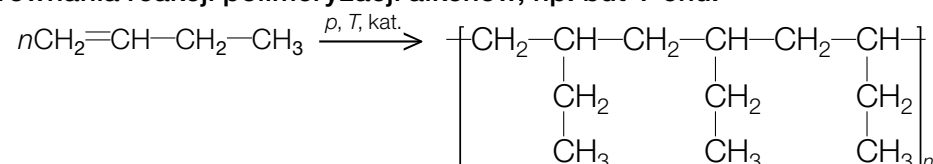
propen brom 1,2-dibromopropan
- na przykład równanie reakcji addycji HBr do C_3H_6

$$2\text{CH}_3=\text{CH}-\text{CH}_2 + 2\text{HBr} \longrightarrow \text{CH}_3-\text{CHBr}-\text{CH}_3 + \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$$

propen bromowódór 2-bromopropan 1-bromopropan

produkt główny produkt uboczny

4. Zapisuję równania reakcji polimeryzacji alkenów, np. but-1-enu:



Zapamiętaj!

Alkeny – węglowodory nienasycone mające jedno wiązanie podwójne między atomami węgla.

Reakcja addycji – reakcja przyłączania cząsteczek do związków nienasyconych w wyniku rozerwania wiązania wielokrotnego.

Reakcja polimeryzacji – reakcja otrzymywania wielkocząsteczkowego związku chemicznego w wyniku łączenia się ze sobą wielu cząsteczek związku nienasyconego.

Monomer – substrat reakcji polimeryzacji, związek nienasycony.

Polimer – wielkocząsteczkowy produkt reakcji polimeryzacji.

Mer – powtarzający się fragment cząsteczki polimeru, który swoją budową odpowiada cząsteczce monomeru.

Zadania



1. Napisz wzory sumaryczne i półstrukturalne alkenów o podanych nazwach.

- a) eten b) propen c) hept-2-en

2. Napisz nazwy systematyczne alkenów o podanych wzorach.

- a) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$ b) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

3. Alken o wzorze C_4H_8 ma trzy izomery konstytucyjne. Napisz wzory półstrukturalne i nazwy systematyczne wszystkich tych trzech izomerów.

4. Napisz równanie reakcji polimeryzacji propenu. Podpisz monomer, polimer i mer.

27

Węglowodory nienasycone – alkiны

Ważne w tym temacie:

- pojęcie *alkiny*
- zapisywanie równań reakcji spalania alkinów
- zapisywanie równań reakcji addycji

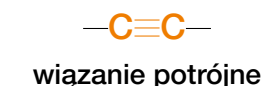


Fot. 97. W palnikach acetylenowo-tlenowych zachodzi reakcja spalania całkowitego etynu.

Do cięcia i spawania metali używa się palników (fot. 97.), których płomień ma bardzo wysoką temperaturę – ok. 3000 °C. Ważnym składnikiem spalanej mieszaniny gazów jest acetylen (etyn), pierwszy związek chemiczny w szeregu homologicznym alkinów.

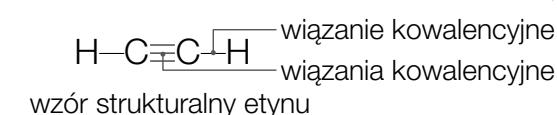
Alkiны

Alkiны to węglowodory nienasycone. W ich cząsteczkach występuje jedno wiązanie potrójne między atomami węgla.



Budowa alkinów

Alkiны, podobnie jak alkany i alkeny, są zbudowane wyłącznie z atomów węgla i wodoru. Atomy węgla w cząsteczkach alkinów łączą się ze sobą i z atomami wodoru wiązaniami kowalencyjnymi:



Jedno wiązanie w wiązaniu potrójnym to **wiązanie typu σ** , a dwa pozostałe to **wiązania typu π** . Pozostałe wiązania między atomami węgla i wiązania między atomami węgla a wodoru są wiązaniami typu σ .

Model cząsteczki propynu



1 wiązanie typu σ
i 2 wiązania typu π

Modele atomów:
• wodoru • węgla

Chemia w akcji

Acetylen spala się bardzo jasnym płomieniem. Już w XIX w. używano go do oświetlania wagonów kolejowych i statków oraz w górnictwie (karbidówki). Obecnie nadal jest wykorzystywany w alpinizmie jaskiniowym (fot. 98.).

Fot. 98. Zestaw składa się z wytwornicy acetylenu połączonej wężykiem z palnikiem umieszczonym na kasku.



Nazewnictwo alkinów

Nazwy alkinów mają końcówkę „-yn” lub „-in”. Nazwę alkinu tworzy się od nazwy alkanu o tej samej liczbie atomów węgla w cząsteczce. Należy zmienić końcówkę z „-an” na „-yn”, np. etan – etyn, lub „-in” (po spółgłoskach ch, f, g, k, l), np. dek-1-in.

Szereg homologiczny alkinów

W szeregu homologicznym alkiny są uporządkowane według zwiększającej się liczby atomów węgla w cząsteczce (tabela 16.). Pierwszy w szeregu homologicznym alkinów jest etyn. Każdy kolejny związek chemiczny w tym szeregu ma w cząsteczce o jeden atom węgla i dwa atomy wodoru, czyli o jedną grupę metylenową (–CH₂–), więcej niż poprzedni.

Tabela 16. Szereg homologiczny alkinów o prostych (nierozgałęzionych) łańcuchach węglowych do 8 atomów węgla w cząsteczce

Liczba atomów węgla w cząsteczce	Nazwa	Wzór			
		sumaryczny	strukturalny	półstrukturalny	grupowy
2	etyn (acetylen)	C ₂ H ₂	H–C≡C–H	CH≡CH	CHCH
3	propyn	C ₃ H ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	CH≡C–CH ₃	CHCCH ₃
4	but-1-yn	C ₄ H ₆	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	CH≡C–CH ₂ –CH ₃	CHCCH ₂ CH ₃
5	pent-1-yn	C ₅ H ₈	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	CH≡C–CH ₂ –CH ₂ –CH ₃	CHC(CH ₂) ₂ CH ₃
6	heks-1-yn	C ₆ H ₁₀	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	CH≡C–CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₃	CHC(CH ₂) ₃ CH ₃
7	hept-1-yn	C ₇ H ₁₂	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	CH≡C–CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₃	CHC(CH ₂) ₄ CH ₃
8	okt-1-yn	C ₈ H ₁₄	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	CH≡C–CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₃	CHC(CH ₂) ₅ CH ₃

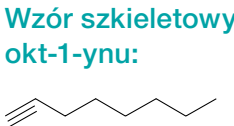
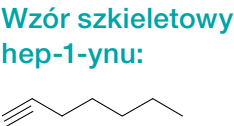
Wzór ogólny alkinów

Na podstawie wzorów węglowodorów z szeregu homologicznego alkinów można wyprowadzić **wzór ogólny tych węglowodorów nienasyconych**:

C_nH_{2n-2}

gdzie:
n to liczba naturalna; liczba atomów węgla w cząsteczce alkinu; *n* ≥ 2.
Najmniejsza możliwa liczba atomów węgla w cząsteczce alkinu to dwa, ponieważ wiązanie potrójne musi łączyć dwa atomy węgla.

! W tabeli wiązanie potrójne w cząsteczkach alkinów o nierozgałęzionych łańcuchach węglowych znajduje się między pierwszym a drugim atomem węgla, dlatego w nazwie tych alkinów należy wpisać numer 1, np. pent-1-yn.



Przykład 67.

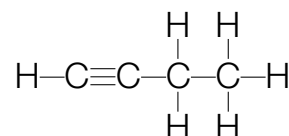
Plan rozwiązywania

- 1 Napisz wzór ogólny alkinów.
- 2 Określ wartość liczby n .
- 3 Podstaw wartość liczby n do wzoru ogólnego i oblicz liczbę atomów wodoru.
- 4 Napisz wzór sumaryczny alkinu.
- 5 Napisz wzory: strukturalny, półstrukturalny i grupowy alkinu na podstawie jego wzoru sumarycznego.

Jak ustalić wzory alkinu na podstawie jego nazwy?

Napisz wzory: sumaryczny, strukturalny, półstrukturalny i grupowy but-1-ynu.

- 1 C_nH_{2n-2}
- 2 Liczba n oznacza liczbę atomów węgla w cząsteczce alkinu. W cząsteczce but-1-ynu występują 4 atomy węgla, więc $n = 4$.
- 3 $C_4H_{(2 \cdot 4) - 2}$
- 4 Wzór sumaryczny: C_4H_6
- 5 W cząsteczce alkinu występuje jedno wiązanie potrójne między atomami węgla.
Wzór strukturalny:



Wzór półstrukturalny: $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

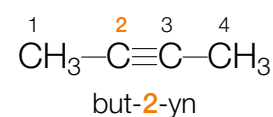
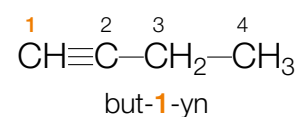
Wzór grupowy: $\text{CHCCH}_2\text{CH}_3$

Izomery alkinów

Alkiiny, podobnie jak alkeny, tworzą **izomery szkieletowe** i **izomery położenia wiązania wielokrotnego (potrójnego)**.

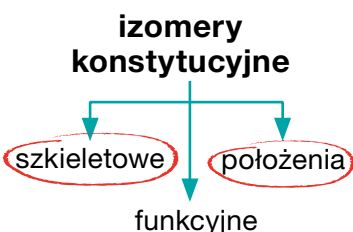
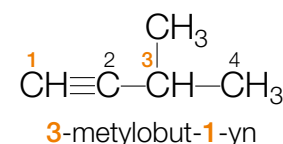
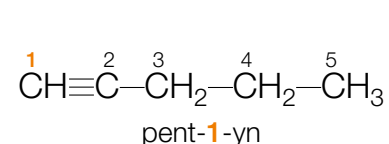
W nazwach alkinów między rdzeniem a końcówką „-yn” należy uwzględnić **położenie wiązania potrójnego** w cząsteczce, czyli wpisać numer atomu węgla, który jako pierwszy bierze udział w tworzeniu wiązania potrójnego. Numer ten musi być możliwie jak najniższy.

Pierwszym alkinem, który tworzy **izomery położenia wiązania potrójnego**, jest alkin o wzorze C_4H_6 :



Izomery szkieletowe tworzą alkiiny, które mają przynajmniej pięć atomów węgla w cząsteczce.

Na przykład alkin o wzorze sumarycznym C_5H_8 ma dwa izomery:



Izomery szkieletowe
→ patrz s. 234

Nazwy systematyczne alkinów o rozgałęzionych łańcuchach węglowych

Nazwy alkinów o rozgałęzionych łańcuchach węglowych tworzy się podobnie jak nazwy alkanów o rozgałęzionych łańcuchach węglowych. **Należy rozpocząć od znalezienia najdłuższego łańcucha węglowego** (łańcucha głównego). Jeśli zawiera on wiązanie potrójne, to atomy węgla w cząsteczce trzeba ponumerować tak, aby pierwszy atom węgla tworzący wiązanie potrójne miał jak najniższy numer.

Nazwy alkanów o rozgałęzionych łańcuchach węglowych
→ patrz s. 237

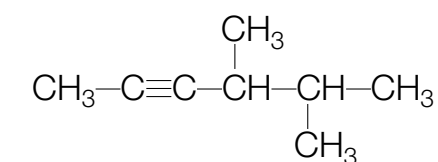
Przykład 68.

Plan rozwiązywania

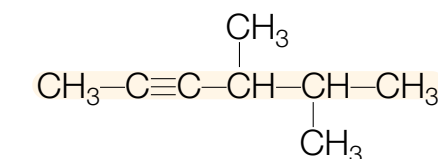
- 1 Znajdź i zaznacz najdłuższy łańcuch węglowy.
- 2 Ponumeruj atomy węgla w najdłuższym łańcuchu węglowym.
- 3 Zaznacz podstawniki i ustal ich nazwy.
- 4 Napisz odpowiedź.

Jak ustalić nazwę alkinu na podstawie jego wzoru półstrukturalnego?

Podaj nazwę systematyczną alkinu o wzorze półstrukturalnym:

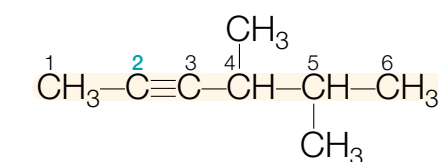


- 1 Najdłuższy łańcuch węglowy składa się z sześciu atomów węgla.



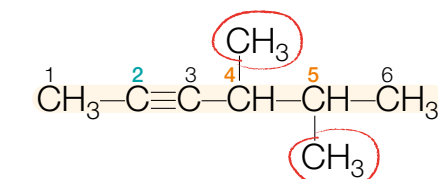
! W tym alkinie wiązanie potrójne występuje w najdłuższym łańcuchu węglowym.

- 2 Atomy węgla w najdłuższym łańcuchu węglowym należy ponumerować tak, aby pierwszy atom węgla przy wiązaniu potrójnym miał możliwie najniższy numer.



! Pierwszy atom węgla przy **wiązaniu potrójnym**, musi mieć jak najniższy lokant.

- 3 W cząsteczce alkinu występują dwa podstawniki metylowe.



- 4 Nazwa tego alkinu to **4,5-dimetyloheks-2-yn**.

■ Zmiana właściwości fizycznych alkinów w szeregu homologicznym

Alkiny, podobnie jak inne poznane wcześniej węglowodory, **nie rozpuszczają się w wodzie**, ponieważ **mają budowę niepolarną**.

Wraz ze zwiększaniem się liczby atomów węgla w cząsteczkach alkinów nierozgałęzionych **wzrastają ich temperatury wrzenia i topnienia** oraz zmienia się ich stan skupienia.

W warunkach normalnych pierwsze trzy alkiny o nierozgałęzionym łańcuchu węglowym są gazami – etyn, propyn i but-1-yn.

■ Właściwości chemiczne alkinów

Wszystkie alkiny są **palne**. Etyn to pierwszy związek chemiczny w szeregu homologicznym alkinów. Etyn (acetylen) jest bezwonny gazem. Niektóre jego homologi mają charakterystyczne zapachy.

Warunki normalne
→ patrz s. 25

Doświadczenie 23.

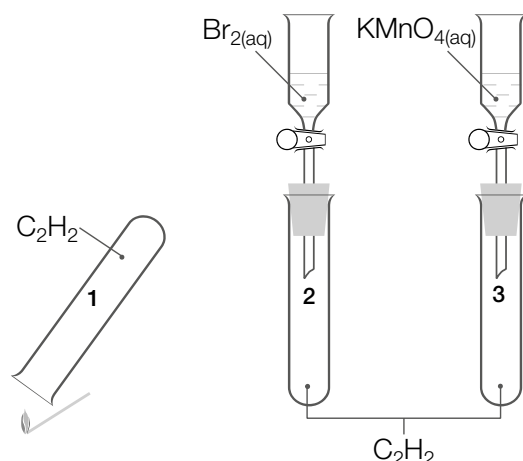


Spalanie etynu oraz badanie zachowania etynu wobec wody bromowej i zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu

Odczynniki: etyn, woda bromowa, zakwaszony roztwór manganianu(VII) potasu.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korki, wkraplacze, łuczywo, zapalniczka.

Instrukcja: Zapal łuczywo, a następnie zbliż je do wylotu 1. probówki, w której znajduje się etyn. W probówkach 2. i 3. umieść etyn. Do probówki 2. wlej niewielką ilość wody bromowej, a do probówki 3. – niewielką ilość zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu. Probówki 2. i 3. zamknij korkami i wstrząsaj tymi probówkami.



Obserwacje:

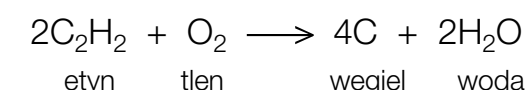
- **Probówka 1.** Gaz spala się jaskrawym, kopcącym płomieniem, a ścianki probówki pokrywają się czarnym nalotem.
- **Probówka 2.** Wkraplany odczynnik się odbarwia.
- **Probówka 3.** Wkraplany odczynnik się odbarwia.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 267

początek doświadczenia na s. 266

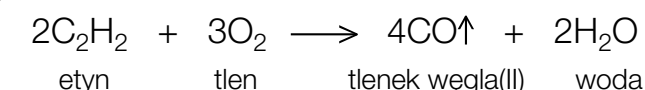
Wniosek: Jednym z produktów spalania etynu (probówka 1.) jest węgiel (sadza). Świadczy to o dużej zawartości procentowej atomów węgla w tym związku chemicznym. Etyn, podobnie jak alken eten, odbarwia wodę bromową (probówka 2.) i zakwaszony roztwór manganianu(VII) potasu (probówka 3.), co wskazuje na obecność wiązań wielokrotnych w cząsteczce tego związku (jego charakter nienasycony).

W probówce 1. zachodzi reakcji chemiczna, którą przedstawia równanie:



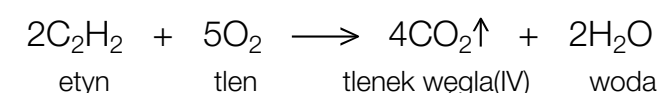
reakcja **spalania niecałkowitego**

W reakcji spalania niecałkowitego etynu można otrzymać również tlenek węgla(II):



reakcja **spalania niecałkowitego**

Etyn przy zwiększonym dopływie tlenu, m.in. w płomieniu palnika acetylenowo-tlenowego, **ulega reakcji spalania całkowitego**. Przebieg tej reakcji chemicznej przedstawia równanie:



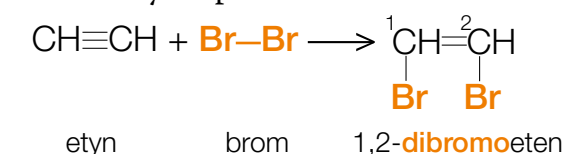
reakcja **spalania całkowitego**

Alkiny, podobnie jak alkeny, odbarwiają zakwaszony roztwór manganianu(VII) potasu oraz wodę bromową. Ulegają reakcjom addycji (przyłączania) bromu oraz innych cząsteczek.

■ Reakcja addycji do alkinów

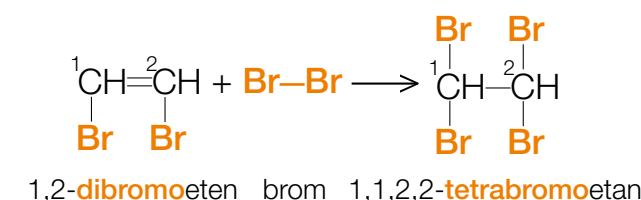
Ze względu na obecność wiązania potrójnego alkiny ulegają reakcji addycji (przyłączania). Zachodzi ona w wyniku rozerwania jednego lub dwóch wiązań typu π w wiązaniu wielokrotnym. Przyłączane mogą być cząsteczki, np.: H_2 , Cl_2 , HCl .

Addycję bromu do etynu przedstawia równanie reakcji:



reakcja **addycji Br_2**

Produktem tej reakcji chemicznej jest dibromopochodna alkeny, która może dalej reagować z bromem zgodnie z równaniem:



reakcja **addycji Br_2**

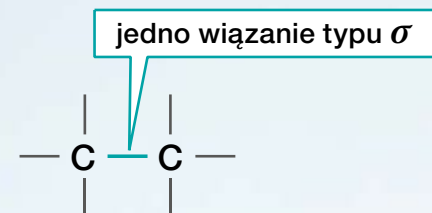
Reakcje charakterystyczne węglowodorów nienasyconych

Węglowodory nienasycone odróżnia się od węglowodorów nasyconych za pomocą reakcji charakterystycznych, do których należy m.in. **reakcja addycji bromu**.

Tylko węglowodory nienasycone powodują w tej reakcji odbarwienie brunatnego roztworu bromu w trichlorometanie (CHCl_3). Alkiny i alkeny, odbarwiają też wodny roztwór manganianu(VII) potasu KMnO_4 .

■ Badanie zachowania węglowodoru nasyconego wobec bromu

ALKANY



Substraty:
alkan +
+ Br₂ w CHCl₃

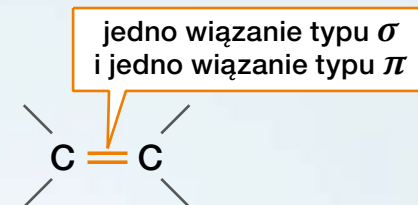


W probówce
nie ma oznak
reakcji
chemicznej.

! W tym doświadczeniu należy użyć roztworu bromu w rozpuszczalniku organicznym, np. CHCl_3 .

■ Badanie zachowania węglowodorów nienasyconych względem bromu

ALK E NY

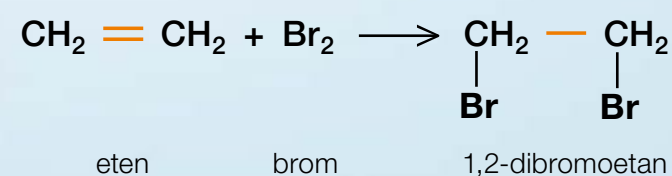


Substraty:
alken +
+ Br₂ w CHCl₃



Zawartość
probówki się
odbarwiła, czyli
zaszła reakcja
chemiczna.

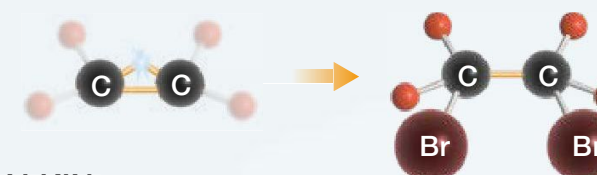
Równanie reakcji chemicznej **alkenu**, np. **etenu** z bromem:



■ Reakcja addycji bromu

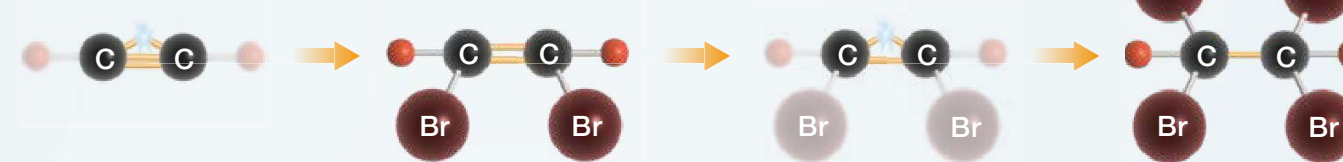
W reakcji addycji, nazywanej też reakcją przyłączania, rozerwaniu ulega jedno z wiązań wielokrotnych węgiel-węgiel. Wiązanie typu π , np. w cząsteczkach etenu i etynu, jest słabsze od wiązania typu σ , więc łatwo pęka.

ALKEN:

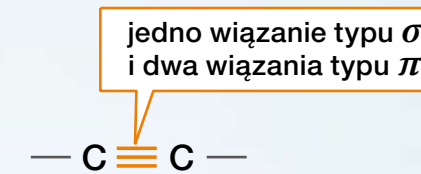


Po pęknięciu wiązania w cząsteczce, atomy bromu są przyłączane do atomów węgla w cząsteczce węglowodorów nienasyconych.

ALKIN:



ALK  NY

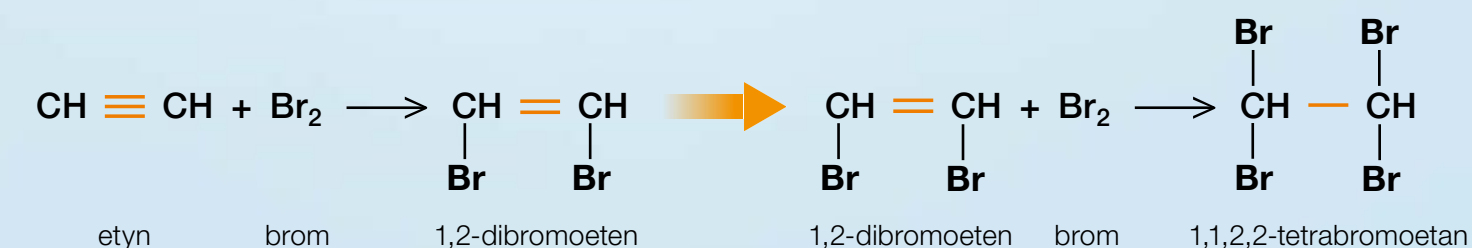


Substraty:
alkin +
+ Br₂ w CHCl₃



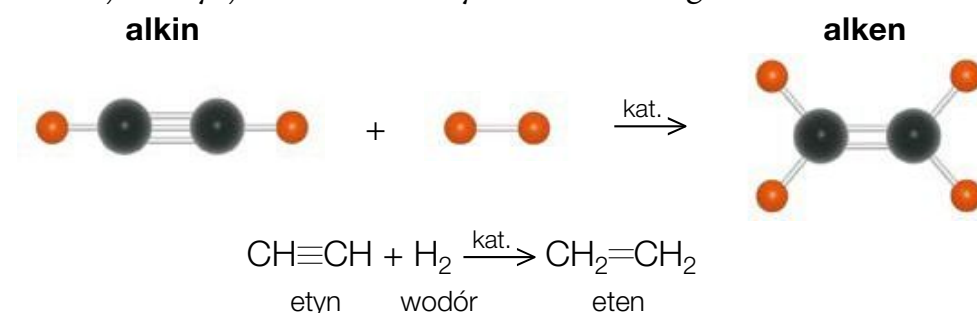
Zawartość probówki się odbarwiła, czyli zaszła reakcja chemiczna.

Równanie reakcji chemicznej **alkinu**, np. **etynu** z bromem:

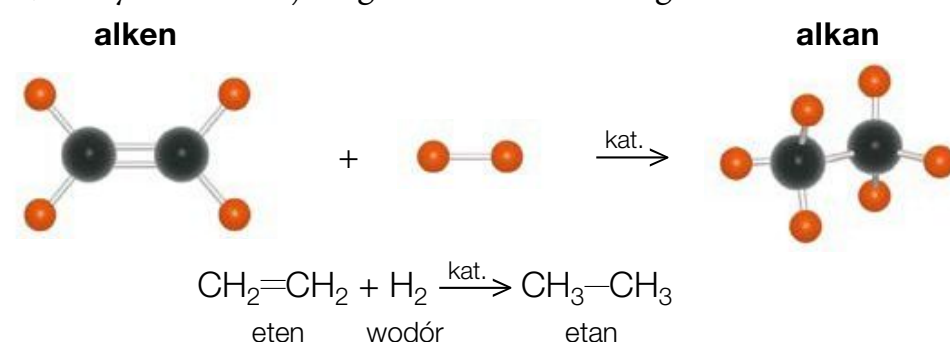


Reakcja addycji chloru Cl_2 do alkinu zachodzi podobnie jak opisana wcześniej reakcja addycji bromu Br_2 do etynu (patrz s. 267).

Reakcja addycji wodoru do etynu zachodzi zgodnie z równaniem:

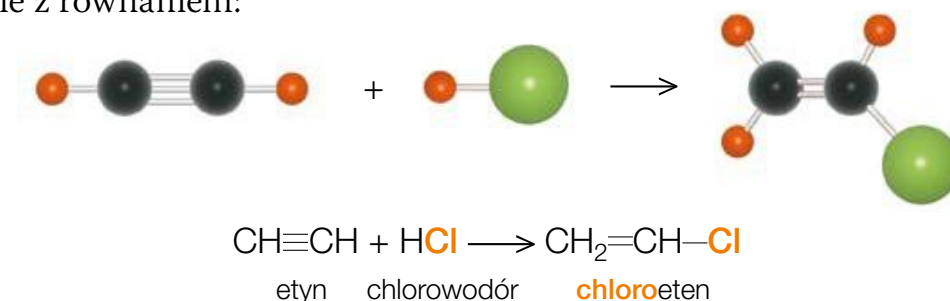
reakcja addycji H_2

Produktem tej reakcji chemicznej jest węglowodór nienasycony – alken, który może dalej reagować z wodorem zgodnie z równaniem:

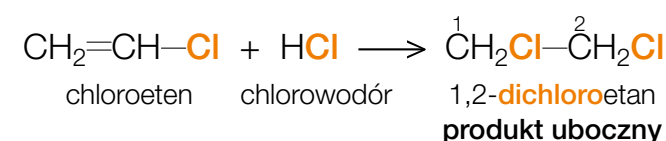
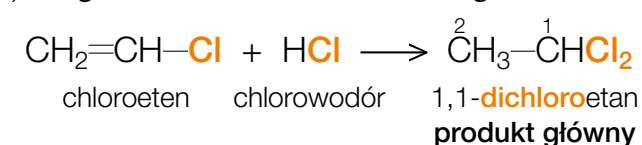


Produktem reakcji addycji dwóch cząsteczek wodoru do jednej cząsteczki alkinu jest cząsteczka węglowodoru nasyconego – alkan.

Reakcja addycji chlorowodoru HCl do etynu C_2H_2 zachodzi zgodnie z równaniem:

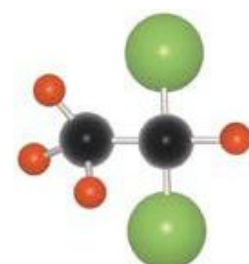


Produktem tej reakcji chemicznej jest chloropochodna alkeny, która może dalej reagować z chlorowodorem zgodnie z równaniem:

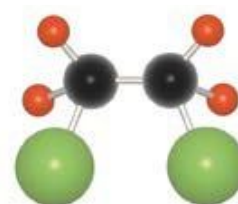


W wyniku reakcji addycji chlorowodoru (cząsteczka niesymetryczna) do chloroetenu (cząsteczka niesymetryczna) powstają dwa produkty. Głównym produktem jest 1,1-dichloroetan, otrzymywany zgodnie z regułą Markownikowa.

Produkt główny:

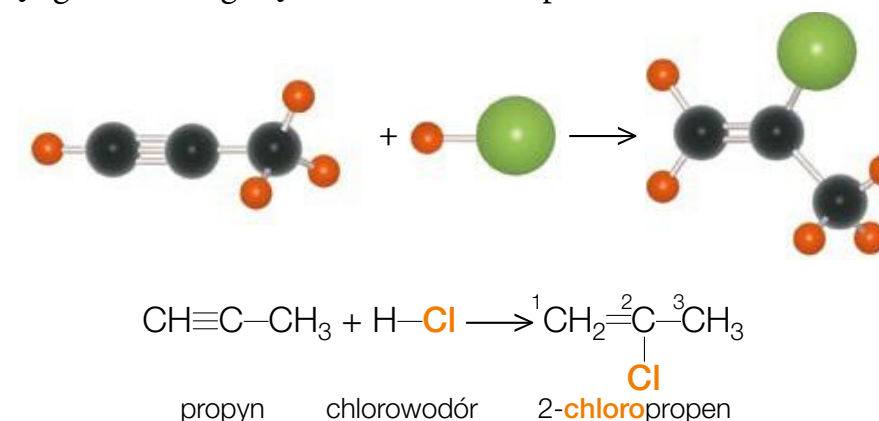
model cząsteczki
1,1-dichloroetanu

Produkt uboczny:

model cząsteczki
1,2-dichloroetanu

Reakcja addycji niesymetrycznych cząsteczek do niesymetrycznych alkinów

Alkiiny niesymetryczne reagują z cząsteczkami niesymetrycznymi w podobny sposób jak alkeny. W wyniku reakcji chemicznej powstają dwa produkty: główny i uboczny. Produkt główny powstaje zgodnie z regułą Markownikowa. Reakcję addycji HCl do propynu przebiegającą zgodnie z regułą Markownikowa przedstawia równanie:

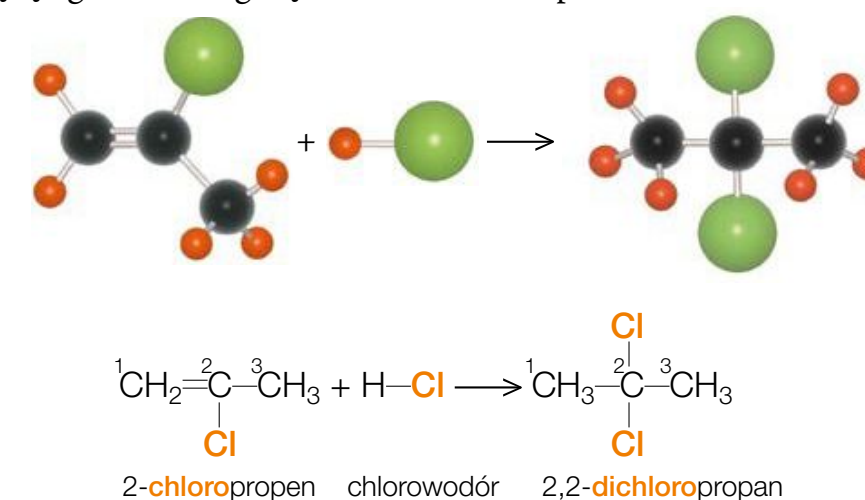


Cząsteczki
niesymetryczne
→ patrz s. 252

Reguła Markownikowa
→ patrz s. 253

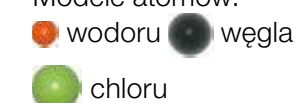
reakcja addycji HCl

2-chloropropen powstaje w wyniku reakcji addycji (przyłączania) atomu wodoru z cząsteczki HCl do tego atomu węgla tworzącego wiązanie potrójne, który jest związany z większą liczbą atomów wodoru. Atom chloru z cząsteczki HCl przyłącza się do drugiego atomu węgla tworzącego wiązanie podwójne, czyli związanego z mniejszą liczbą atomów wodoru. Cząsteczka 2-chloropropenu może dalej reagować z kolejną cząsteczką chlorowodoru. Reakcję addycji zachodzącą zgodnie z regułą Markownikowa przedstawia równanie:

reakcja addycji HCl

2,2-dichloropropan powstaje w wyniku reakcji addycji (przyłączania) atomu wodoru z cząsteczki HCl do tego atomu węgla tworzącego wiązanie podwójne, który jest związany z większą liczbą atomów wodoru. Atom chloru z cząsteczki HCl przyłącza się do drugiego atomu węgla tworzącego wiązanie podwójne, czyli związanego z mniejszą liczbą atomów wodoru.

Alkiiny ulegają też reakcji addycji wody oraz reakcji polimeryzacji.

Modele atomów:

 wodoru węglu
 chloru

Zastosowania alkinów

Dzięki dużej reaktywności chemicznej alkiny wykorzystuje się w wielu syntezach organicznych. Propyn można bezpiecznie sprężać, m.in. dlatego stosuje się go w mieszaninach gazów używanych w palnikach gazowo-tlenowych.



Przemysł metalurgiczny



Przemysł szklarski



Przemysł chemiczny

Przemysł metalurgiczny

Płomień etynu (acetyleny) spalane w czystym tlenie osiąga temperaturę ok. 3000 °C, dlatego mieszaninę tych gazów stosuje się w **palnikach acetylenowo-tlenowych**, używanych do cięcia i spawania metali.

Przemysł szklarski

Podczas spalania propynu przy ograniczonym dostępie tlenu powstaje sadza węglowa o właściwościach smarnych, wykorzystywana w trakcie produkcji szkła.

Przemysł chemiczny

Etyn jest substratem **reakcji otrzymywania** wielu **związków organicznych**, m.in.: chloroetenu, etanolu czy etanolu.



Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

Alkinów używa się jako substratów podczas wielu syntez organicznych, czyli pozyskiwania związków chemicznych o pożądanej budowie. Do produkcji alkinów wykorzystuje się surowce biologiczne lub odpady. Dzięki temu synteza tych związków chemicznych oraz ich dalsze przemiany stają się bardziej ekologiczne.

Wyszukaj i zaprezentuj

W jakich metodach otrzymywania proekologicznych produktów można wykorzystać alkiny jako substraty?



Ważne w temacie Węglowodory nienasycone – alkiny

1. Rysuję wzory strukturalne, półstrukturalne, grupowe alkinów na podstawie ich nazw oraz zapisuję nazwy na podstawie wzorów.

Na przykład:

- nazwa: pent-1-yn
- wzór strukturalny: $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\underset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\underset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\text{H}$
- wzór półstrukturalny: $\text{CH}_2\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- wzór grupowy: $\text{CHCCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

2. Zapisuję równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego, np. pent-1ynu:

- spalanie całkowite:

$$\text{C}_5\text{H}_8 + 7\text{O}_2 \longrightarrow 5\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$$

pent-1-yn tlen tlenek węgla(IV) woda
- spalanie niecałkowite:

$$2\text{C}_5\text{H}_8 + 9\text{O}_2 \longrightarrow 10\text{CO} + 8\text{H}_2\text{O}$$

pent-1-yn tlen tlenek węgla(II) woda

$$\text{C}_5\text{H}_8 + 2\text{O}_2 \longrightarrow 5\text{C} + 4\text{H}_2\text{O}$$

pent-1-yn tlen węgiel woda

Węglowodory nienasycone – alkiny

3. Zapisuję równania reakcji addycji do alkinów.

Na przykład:

- równanie reakcji addycji Cl_2 do C_3H_4
- $$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \longrightarrow \underset{\text{Cl}}{\text{CH}}=\underset{\text{Cl}}{\text{C}}-\text{CH}_3$$
- propyn chlor 1,2-dichloropropen
- $$\underset{\text{Cl}}{\text{CH}}=\underset{\text{Cl}}{\text{C}}-\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \longrightarrow \underset{\text{Cl}}{\text{CH}}(\text{Cl})-\underset{\text{Cl}}{\text{C}}(\text{Cl})-\text{CH}_3$$
- 1,2-dichloropropen chlor 1,1,2,2-tetrachloropropan
- równanie reakcji addycji H_2O do C_3H_4
- $$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{kat.}} \underset{\text{O}}{\text{CH}_3-\text{C}}-\text{CH}_3$$
- propyn woda propan-2-on

Zapamiętaj!

Alkiny – węglowodory nienasycone mające w cząsteczce jedno wiązanie potrójne między atomami węgla.

Zadania



ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

1. Napisz wzory sumaryczne i półstrukturalne alkinów o podanych nazwach.

- a) acetylen b) heks-2-yn c) propyn

2. Napisz nazwy systematyczne alkinów o podanych wzorach.

- a) $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
 b) $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$
 c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}$

3. Napisz równania reakcji addycji (przyłączania) dwóch cząsteczek:

- a) chloru do cząsteczki etynu,
 b) wodoru do cząsteczki propynu,
 c) chlorowodoru do cząsteczki propynu.

Zastosuj wzory półstrukturalne związków organicznych oraz regułę Markownikowa.

28 Benzen – przedstawiciel węglowodorów aromatycznych



Fot. 99. Wzór benzenu przypomina nakrętkę sześciokątną.

Ważne w tym temacie:

- pojęcie *benzen*
- opisywanie budowy cząsteczki benzenu z uwzględnieniem delokalizacji elektronów



Charakterystyczny kształt sześciokąta foremego (fot. 99.), utworzony przez sześć atomów węgla połączonych ze sobą wiązaniami, to znak rozpoznawczy większości węglowodorów aromatycznych. Jednym z nich jest benzen.

Benzen

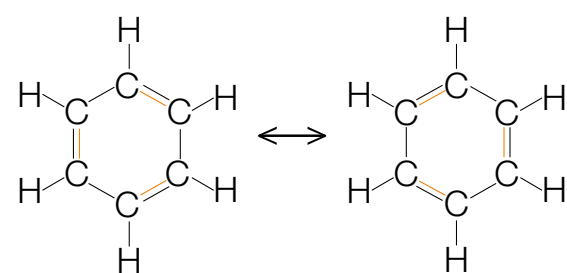
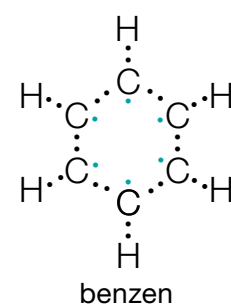
Najprostszym węglowodorem aromatycznym jest benzen. Jego wzór sumaryczny to C_6H_6 .

Budowa cząsteczki benzenu

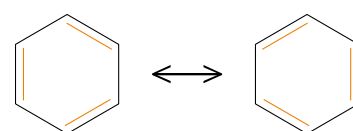
Cząsteczka benzenu jest zbudowana z **sześciu atomów węgla**, które znajdują się w wierzchołkach sześciokąta foremnego. Oznacza to, że wszystkie wiązania węgiel-węgiel mają jednakową długość. **Dodatkowo każdy z atomów węgla jest połączony z atomem wodoru.** W ten sposób każdy atom węgla wykorzystuje **trzy z czterech elektronów walencyjnych** do utworzenia wiązań typu σ (dwóch C–C i jednego C–H). Ostatni, **czwarty elektron** każdego atomu węgla uczestniczy w tworzeniu wiązania typu π (C=C). W sumie sześć elektronów (tzw. sekstet elektronowy) – po jednym od każdego atomu węgla – tworzy **chmurę zdelokalizowanych elektronów**. Odpowiada ona za charakterystyczne właściwości węglowodorów aromatycznych.

Zdelokalizowane elektrony można przedstawić następująco:

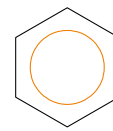
Wzór elektronowy kropkowy:



wzory strukturalne dwóch możliwych struktur cząsteczki benzenu z uwzględnieniem obecności wiązań podwójnych



wzory szkieletowe dwóch możliwych struktur benzenu z uwzględnieniem obecności wiązań podwójnych



wzór szkieletowy cząsteczki benzenu z uwzględnieniem obecności chmury zdelokalizowanych elektronów

Homologi benzenu

Benzen i jego homologi, np. etylobenzen, oraz jego izomery przestawiono w tabeli 17.

Homologi
→ patrz s. 221

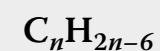
! Okrąg symbolizuje sześć elektronów równomiernie rozłożonych w całej cząsteczce (chmurę zdelokalizowanych elektronów).

Tabela 17. Benzen, metylobenzen, etylobenzen oraz izomery etylobenzenu

Liczba atomów węgla w cząsteczce	Nazwa	Wzór		
		sumaryczny	półstrukturalny	szkieletowy
6	benzen	C_6H_6		
7	metylobenzen (toluen)	C_7H_8		
8	etylobenzen	C_8H_{10}		
8	1,2-dimetylobenzen	C_8H_{10}		
8	1,3-dimetylobenzen	C_8H_{10}		
8	1,4-dimetylobenzen	C_8H_{10}		

Wzór ogólny węglowodorów aromatycznych

Na podstawie wzorów benzenu i jego homologów można wyprowadzić **wzór ogólny**:

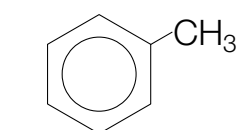


gdzie:

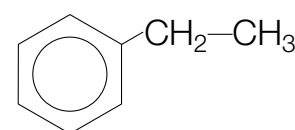
n to liczba naturalna; liczba atomów węgla w cząsteczce węglowodoru aromatycznego; $n \geq 6$.

Nazwy systematyczne homologów benzenu

Nazwy systematyczne homologów benzenu tworzy się, dodając przed słowem „benzen” nazwę lub nazwy podstawników z końcówką „-o”, np.:



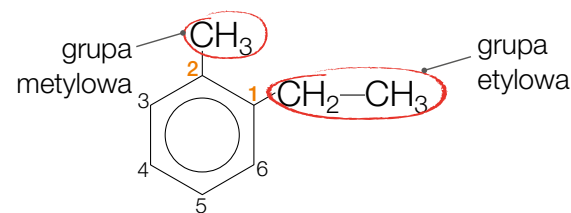
metylobenzen



etylobenzen

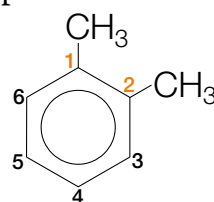
! Jeżeli z pierścieniem jest połączony tylko jeden podstawnik, to nie podajemy w nazwie jego lokanta, ponieważ zawsze będzie równy jeden.

Jeżeli związek chemiczny ma różne podstawniki, to wymienia się je w kolejności alfabetycznej. Położenie podstawników podaje się za pomocą odpowiednich **lokantów**. Na przykład:

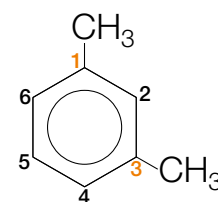


1-etylo-2-metylobenzen

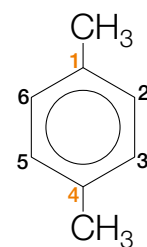
Jeżeli związek chemiczny zawiera dwa takie same podstawniki, przed nazwą podstawnika należy dodać przedrostek „di-”, jeśli trzy – „tri-”, np.:



1,2-dimetylobenzen



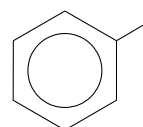
1,3-dimetylobenzen



1,4-dimetylobenzen

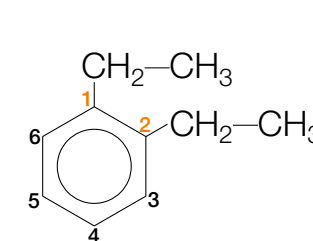
Pierścień aromatyczny traktuje się jak podstawnik wtedy, gdy liczba atomów węgla w łańcuchu węglowym związku chemicznego jest większa niż liczba atomów węgla w pierścieniu aromatycznym tego związku, czyli większa od 6, np. 2-fenyloheptan.

Grupa fenylowa
(fenyl)
 C_6H_5-

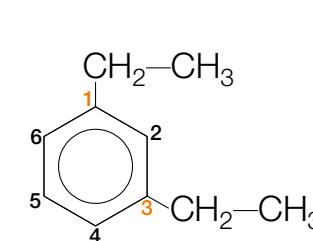


Izomery węglowodorów aromatycznych

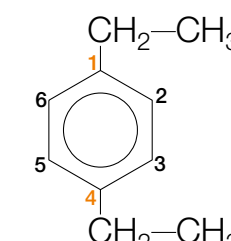
Węglowodory aromatyczne, które mają dwa podstawniki przyłączone do pierścienia benzenu, tworzą **izomery położenia podstawników**:



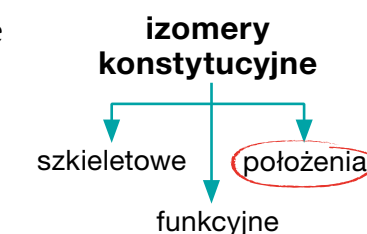
1,2-dietylobenzen



1,3-dietylobenzen



1,4-dietylobenzen



Właściwości fizyczne benzenu

W temperaturze pokojowej i pod ciśnieniem atmosferycznym benzen **jest cieczą** (fot. 100).

Ciśnienie atmosferyczne
wynosi **1013 hPa**.



Fot. 100. Pod ciśnieniem atmosferycznym temperatura wrzenia benzenu wynosi 80,1 °C.

Pod ciśnieniem atmosferycznym temperatura topnienia benzenu wynosi 5,5 °C, a temperatura wrzenia 80,1 °C. Benzen **jest bezbarwny** i ma gęstość mniejszą od gęstości wody. **Trudno rozpuszcza się w wodzie** – tworzy z nią mieszaninę niejednorodną. Podobnie jak alkanany, alkeny i alkiny, **benzen ma budowę niepolarną**.

Właściwości chemiczne benzenu

Benzen ma **charakterystyczny zapach**. Jest związkiem **łatwopalnym** i **substancją trującą o właściwościach rakotwórczych**.

! Benzen jest trucizną i ma właściwości rakotwórcze. Z tego powodu jego właściwości należy badać pod wyciągiem.



Doświadczenie 24.

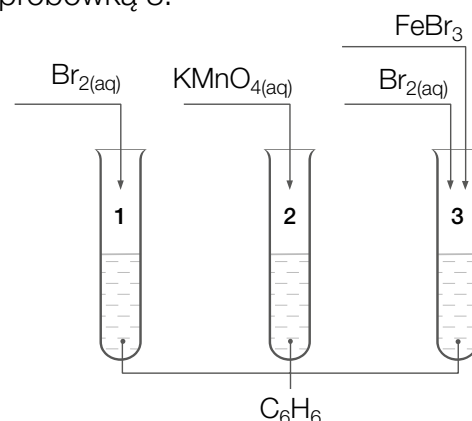


Badanie właściwości benzenu

Odczynniki: benzen, woda bromowa, zakwaszony roztwór manganianu(VII) potasu, bromek żelaza(III), gorąca woda.

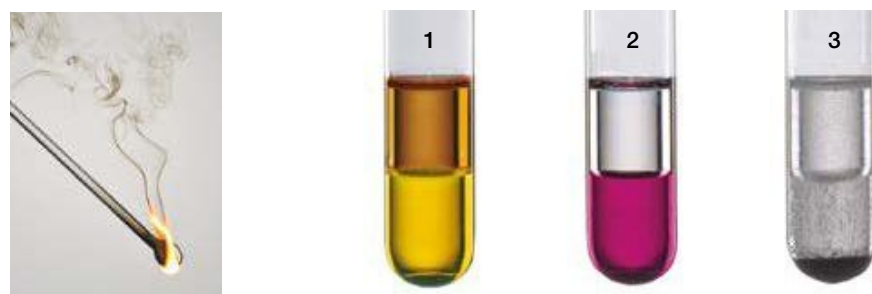
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, statyw do probówek, korki, szklane bagietki, palnik gazowy, uniwersalny papierek wskaźnikowy.

Instrukcja: Szklaną bagietkę zanurz w benzenie i zbliż do płomienia palnika gazowego. Do trzech probówek wlej 2–3 cm³ benzenu. Do probówki 1. wlej 2–3 cm³ wody bromowej, do probówki 2. – 2–3 cm³ zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu, a do probówki 3. – 2–3 cm³ wody bromowej i dodaj kilka kryształków bromku żelaza(III) (schemat). Probówkę 3. umieść w zlewce z gorącą wodą. Zawartość wszystkich probówek wymieszaj szklaną bagietką. Wyjmij probówkę 3. ze zlewki z gorącą wodą, a następnie zamknij probówki korkami i wstrząsaj probówkami. Umieść zwilżony wodą uniwersalny papierek wskaźnikowy nad probówką 3.



Obserwacje:

- ▶ Benzen spala się żółtym, kopącym płomieniem (fot. 101.).
- ▶ W probówkach można zaobserwować dwie warstwy cieczy (fot. 101.).
- ▶ **Probówka 1.** Brak objawów reakcji chemicznej.
- ▶ **Probówka 2.** Brak objawów reakcji chemicznej.
- ▶ **Probówka 3.** Zawartość probówki odbarwiła się. Zwilżony wodą uniwersalny papierek wskaźnikowy zabarwił się na czerwono.



Fot. 101. Reakcja spalania benzenu i zachowanie benzenu wobec wody bromowej (probówka 1.), zakwaszonego roztworu KMnO₄ (probówka 2.) i wody bromowej z dodatkiem FeBr₃ (probówka 3.).

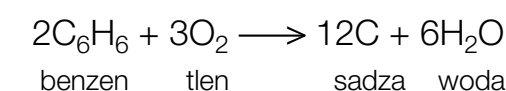
ciąg dalszy doświadczenia na s. 279

początek doświadczenia na s. 278

Wniosek:

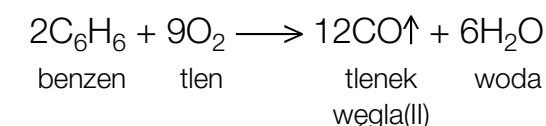
- ▶ Sadza jest jednym z produktów spalania benzenu. Jej obecność świadczy o dużej zawartości procentowej atomów węgla w tym związku chemicznym.
- ▶ Benzen nie odbarwia wody bromowej (probówka 1.) i zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu KMnO₄ (probówka 2.). Odbarwia natomiast wodę bromową w obecności katalizatora – bromku żelaza(III) FeBr₃ (probówka 3.).

Reakcję spalania niecałkowitego benzenu przedstawia równanie:



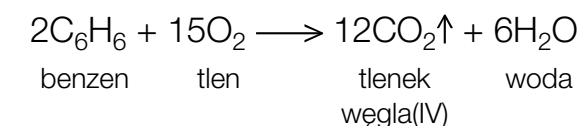
reakcja **spalania niecałkowitego**

Reakcję spalania niecałkowitego benzenu, gdy jednym z produktów jest tlenek węgla(II) CO, można przedstawić równaniem reakcji:



reakcja **spalania niecałkowitego**

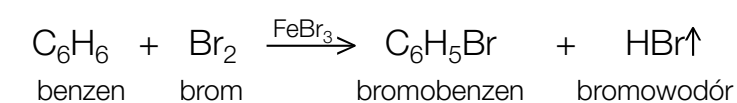
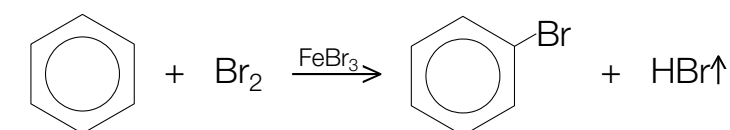
Przy nieograniczonym dostępie tlenu benzen, podobnie jak węglowodory łańcuchowe, ulega reakcji spalania całkowitego. Przebieg tej reakcji chemicznej przedstawia równanie:



reakcja **spalania całkowitego**

Benzen ze względu na obecność chmury zdelokalizowanych elektronów **nie wykazuje właściwości chemicznych charakterystycznych dla węglowodorów nienasyconych** (alkenów, alkinów). Nie odbarwia wody bromowej. **Nie ulega też reakcji addycji bromu** (bez obecności katalizatora), ponieważ w jego cząsteczce nie występują wiązania podwójne ani potrójne.

Reakcja benzenu z bromem Br₂ jest możliwa w obecności katalizatora (np. bromku żelaza(III) FeBr₃). Jest to reakcja substytucji, którą przedstawia równanie:



Katalizator
→ patrz s. 191

reakcja **substytucji**

Zastosowania benzenu

Benzen i jego pochodne są stosowane jako substraty w syntezie organicznej.



Przemysł lakierniczy



Przemysł chemiczny



Przemysł tworzyw sztucznych

■ Przemysł lakierniczy

Trifenylometan – pochodna metanu, w której trzy atomy wodoru zostały zastąpione pierścieniami benzenowymi – jest jednym z podstawowych składników wielu barwników syntetycznych.

■ Przemysł chemiczny

Nitrobenzenu używa się do produkcji **materiałów wybuchowych**, np. trinitrobenzenu (TNB). Jest to związek chemiczny o dużej sile wybuchu, stosowany m.in. w minach przeciwpiechotnych.

■ Przemysł tworzyw sztucznych

W wyniku alkilowania benzenu powstaje etylobenzen – substrat w procesie otrzymywania polistyrenu, wykorzystywanego do produkcji styropianu.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

Jednym z **wielopierścieniowych węglowodorów aromatycznych** (WWA) jest **benzo[a]piren**. To substancja toksyczna, rakotwórcza i zanieczyszczająca środowisko przyrodnicze. Występuje w dymie tytoniowym, smogu, wędzonych produktach spożywczych oraz w spalinach silników samochodowych. Obecnie ogranicza się emisję wielopierścieniowych węglowodorów aromatycznych do środowiska przyrodniczego.

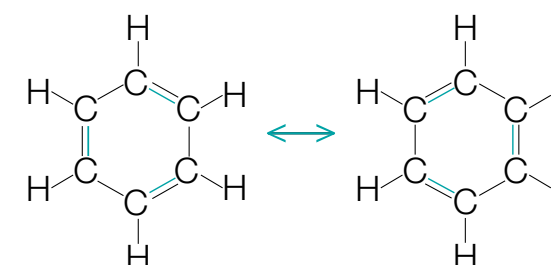
▶ Wyszukaj i zaprezentuj

Jakie są przykłady wielopierścieniowych węglowodorów aromatycznych i jak te związki wpływają na zdrowie człowieka?

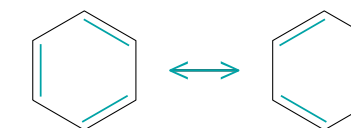
Ważne w temacie **Benzen – przedstawiciel węglowodorów aromatycznych**

1. Opisuję budowę cząsteczki benzenu.

Cząsteczka benzenu jest zbudowana z 6 atomów węgla i 6 atomów wodoru. Występuje w niej **chmura zdelokalizowanych elektronów**.



wzory strukturalne dwóch możliwych struktur cząsteczki benzenu z uwzględnieniem obecności wiązań podwójnych



wzory szkieletowe dwóch możliwych struktur benzenu z uwzględnieniem obecności wiązań podwójnych



wzór szkieletowy cząsteczki benzenu z uwzględnieniem obecności chmury zdelokalizowanych elektronów

Benzen – przedstawiciel węglowodorów aromatycznych

2. Wyjaśniam, dlaczego benzen nie odbarwia wody bromowej ani wodnego roztworu manganianu(VII) potasu.

Benzen nie odbarwia wody bromowej ani wodnego roztworu manganianu(VII) potasu, ponieważ w jego budowie obecna jest chmura zdelokalizowanych elektronów.

Zapamiętaj!

Benzen C_6H_6 – węglowódz aromatyczny, w którego cząsteczce występuje chmura zdelokalizowanych elektronów.

Zadania



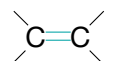
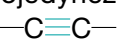
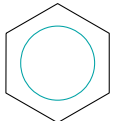
**ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE**

- Wyjaśnij, dlaczego benzen, w przeciwieństwie do alkenów i alkinów, nie odbarwia wody bromowej.
- Oblicz:
 - masę cząsteczkową benzenu,
 - zawartość procentową węgla w benzenie.
 - zawartość procentową wodoru w benzenie.
- Dym papierosowy zawiera wiele substancji rakotwórczych, m.in. benzen. W jednym papierosie może być od ok. $6\ \mu\text{g}$ do $75\ \mu\text{g}$ benzenu. **Oblicz, ile maksymalnie mikrogramów benzenu może znajdować się w paczce zawierającej 20 papierosów.**

Podsumowanie

Jakie są główne grupy węglowodorów?

Jakie cechy charakterystyczne mają węglowodory?

węglowodory			
łańcuchowe, np.: alkany, alkeny, alkiny		pierścieniowe, np. aromatyczne – benzen	
Grupa związków	Wzór ogólny	Rodzaj wiązania między atomami węgla w cząsteczce	Charakterystyczny typ reakcji chemicznej
alkany	C_nH_{2n+2} n to liczba naturalna; $n \geq 1$	tylko pojedyncze 	substytucja
alkeny	C_nH_{2n} n to liczba naturalna; $n \geq 2$	jedno wiązanie podwójne, pozostałe pojedyncze 	addycja, polimeryzacja
alkiny	C_nH_{2n-2} n to liczba naturalna; $n \geq 2$	jedno wiązanie potrójne, pozostałe pojedyncze 	addycja, polimeryzacja
benzen i jego homologi	C_nH_{2n-6} n to liczba naturalna; $n \geq 6$	chmura zdelokalizowanych elektronów 	substytucja

Co to jest szereg homologiczny?

Co to są homologi?

Jak zmieniają się właściwości fizyczne węglowodorów w szeregach homologicznych?

Szereg homologiczny to **zbiór związków organicznych o podobnych właściwościach chemicznych i podobnej budowie**. Każdy kolejny związek chemiczny w szeregu **ma w cząsteczce o jedną grupę metylenową ($-CH_2-$) więcej** niż poprzedni. Szereg homologiczny tworzą m.in.: alkany, alkeny, alkiny.

Homologi to związki chemiczne, które **należą do tego samego szeregu homologicznego**.

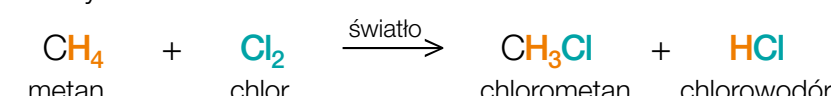
Wraz ze zwiększaniem się liczby atomów węgla w cząsteczkach węglowodorów nierozgałęzionych **wzrastają temperatury wrzenia i topnienia tych węglowodorów oraz zmienia się ich stan skupienia** od gazowego przez ciekły do stałego. Wraz ze wzrostem temperatury wrzenia węglowodorów **maleje ich lotność**.

reakcje spalania

produkty reakcji spalania całkowitego
 $CO_2 \uparrow + H_2O$
tlenek węgla(IV) woda

produkty reakcji spalania niecałkowitego
 $CO \uparrow + H_2O$ lub $C + H_2O$
tlenek węgla(II) woda węgiel woda

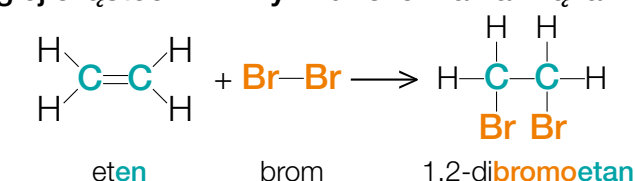
Reakcja substytucji to reakcja chemiczna, w której **atom lub grupa atomów z cząsteczki jednego substratu zastępuje atom lub grupę atomów w cząsteczce drugiego substratu**. Ulegają jej węglowodory nasycone i aromatyczne.



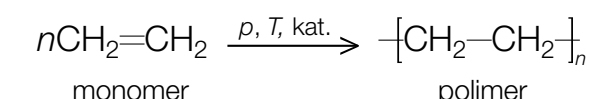
Izomery to związki chemiczne o **takim samym wzorze sumarycznym, ale różnych wzorach strukturalnych**.

Dla alkanów o **tej samej liczbie atomów węgla w cząsteczkach temperatura wrzenia obniża się wraz ze zwiększaniem się stopnia rozgałęzienia łańcucha węglowego**.

Reakcja addycji to **reakcja przyłączania atomów jednej cząsteczki do atomów drugiej cząsteczki w wyniku rozerwania wiązań wielokrotnych**.

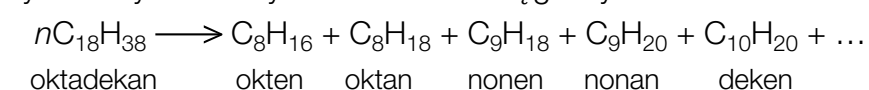


To **reakcja otrzymywania wielocząsteczkowego związku chemicznego w wyniku łączenia się ze sobą wielu cząsteczek związku nienasyconego**.



Roztwór manganianu(VII) potasu i woda bromowa **odbarwiają się pod wpływem nienasyconych związków organicznych**. Węglowodory aromatyczne odbarwiają wodę bromową w obecności katalizatora.

Kraking **polega na rozkładzie alkanów o długich łańcuchach węglowych** na alkany i alkeny o krótszych łańcuchach węglowych:



Reforming polega na **przekształceniu węglowodorów o łańcuchach prostych w węglowodory o łańcuchach rozgałęzionych lub pierścieniowych** i prowadzi do podwyższenia LO.

Jakie produkty powstają w reakcji spalania węglowodorów?

Na czym polega reakcja substytucji i jakie węglowodory jej ulegają?

Co to są izomery?

Jak kształt łańcucha węglowego wpływa na właściwości izomerów alkanów?

Na czym polega reakcja addycji?

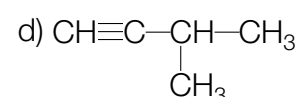
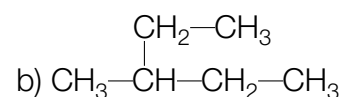
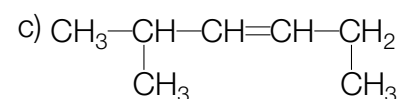
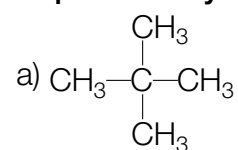
Co to jest reakcja polimeryzacji?

Jak zidentyfikować węglowodory nienasycone i aromatyczne?

Na czym polega kraking?

Na czym polega reforming?

1. Napisz nazwy systematyczne węglowodorów o podanych wzorach.



2. Napisz wzory półstrukturalne węglowodorów o podanych nazwach.

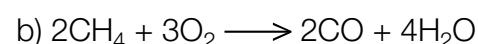
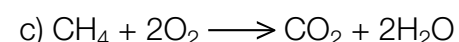
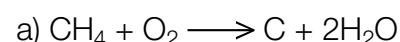
a) 3-etyloheptan

c) 3-etylo-4,5-dimetylohept-1-yn

b) 2,3-dimetylobut-2-en

d) etylobenzen

3. Wskaż to równanie reakcji spalania metanu, w którym stosunek mas kolejno zapisanych produktów wynosi 7 : 9. Napisz nazwy tych produktów oraz określ rodzaj spalania.



4. Napisz wzory sumaryczne tych alkanów mogących powstać w procesie krakingu z cząsteczki $\text{C}_{17}\text{H}_{36}$, które zalicza się do składników benzyny.

5. Napisz równania reakcji addycji (przyłączania):

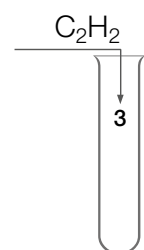
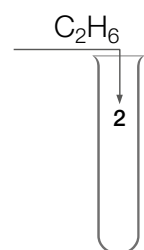
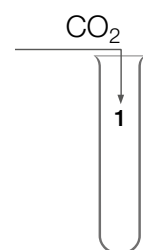
a) chloru do etenu,

c) chlorowodoru do propynu.

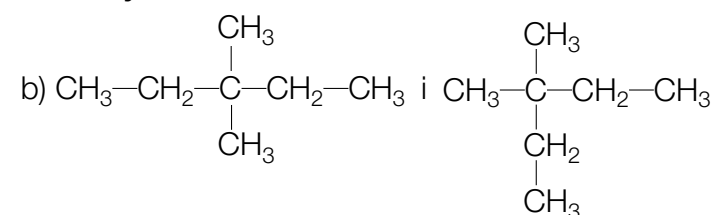
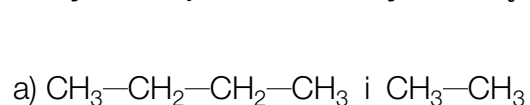
b) wodoru do propenu,

Zastosuj wzory półstrukturalne związków organicznych. Jeśli reakcja przebiega zgodnie z regułą Markownikowa, napisz wzór głównego produktu.

6. Zaprojektuj doświadczenie chemiczne pozwalające odróżnić gazy w probówkach przedstawionych na schemacie. Zaproponuj obserwacje i wnioski. Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych.



7. Ustal, czy podane pary wzorów półstrukturalnych przedstawiają ten sam węglowodor czy różne związki chemiczne. W której z par są wzory homologów? Napisz nazwy wszystkich przedstawionych związków chemicznych.



Zbiór zadań

- ▶ Stechiometria
- ▶ Roztwory
- ▶ Reakcje chemiczne w roztworach wodnych
- ▶ Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia
- ▶ Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych
- ▶ Wprowadzenie do chemii organicznej
- ▶ Węglowodory

Stechiometria



Masa atomowa, masa cząsteczkowa

1. Ustal, ile atomów znajduje się w próbce siarki o masie równej 36 g. Skorzystaj z układu okresowego.
2. Oblicz masy cząsteczkowe substancji o podanych wzorach (a–d). Skorzystaj z układu okresowego.
a) Br_2 c) H_2SO_3
b) HCl d) H_3PO_4
3. Oblicz masy cząsteczkowe substancji o podanych nazwach (a–f). Skorzystaj z układu okresowego.
a) wodorek berylu
b) tlenek węgla(IV)
c) amoniak
d) bromowodoru
e) siarkowodoru
f) kwas siarkowy(VI)
4. Oblicz zawartość procentową pierwiastków chemicznych w tlenku azotu(III) N_2O_3 . Skorzystaj z układu okresowego.
5. Ustal, który tlenek żelaza – FeO czy Fe_2O_3 – ma większą zawartość procentową żelaza. Zapisz obliczenia. Skorzystaj z układu okresowego.

Mol i masa molowa

6. Zapisz symbolami lub wzorami chemicznymi liczbę moli podanych pierwiastków i związków chemicznych (a–c).
a) jeden mol atomów żelaza
b) dwa mole atomów miedzi
c) dwa mole cząsteczek azotu

7. Ustal, bez wykonywania obliczeń, co należy wpisać w miejsca oznaczone literami X, Y, Z, aby poprawnie uzupełnić tabelę. Skorzystaj z danych zamieszczonych w pierwszym wierszu tabeli.

Ilość substancji	Liczba	
	cząsteczek	atomów wodoru
1 mol H_2S	$6,02 \cdot 10^{23}$	$12,04 \cdot 10^{23}$
2 mol H_2S	X	$24,06 \cdot 10^{23}$
Y mol H_2S	$3,01 \cdot 10^{23}$	$6,02 \cdot 10^{23}$
0,1 mol H_2S	$0,602 \cdot 10^{23}$	Z

8. Oblicz masę:
a) 2 moli CaO ,
b) 1,5 mola cząsteczek H_2SO_4 ,
c) 1,25 mola $\text{Fe}(\text{OH})_3$,
d) 0,5 mola cząsteczek glukozy $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
Skorzystaj z układu okresowego.
9. Oblicz, jaką liczbę moli stanowi:
a) 4,5 g H_2O ,
b) 126 g HNO_3 ,
c) 37 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$,
d) 348 g K_2SO_4 .
Skorzystaj z układu okresowego.
10. Oblicz, ile gramów siarki znajduje się w:
a) 2 molach cząsteczek tlenku siarki(VI),
b) 0,5 mola cząsteczek siarczku glinu,
c) 0,01 mola cząsteczek siarkowodoru.
Skorzystaj z układu okresowego.
11. Oblicz, w ilu molach kwasu azotowego(V) znajduje się:
a) 7 g N, b) 12 g O, c) 5 g H.
Skorzystaj z układu okresowego.

Objętość molowa

12. Oblicz, jaką objętość zajmują w warunkach normalnych:
a) 2 mole cząsteczek tlenku azotu(II),
b) 3,5 mola cząsteczek siarkowodoru.
13. Wykonaj obliczenia, aby ustalić, co należy wpisać w miejsca oznaczone literami A, B, C, D, E, F, aby poprawnie uzupełnić tabelę dotyczącą związków chemicznych o podanych wzorach sumarycznych (a–b). Skorzystaj z danych zamieszczonych w pierwszym wierszu tabeli.

a) CO_2

Masa próbki, g	Liczba moli, mol	Objętość w warunkach normalnych, dm^3
44	1	22,4
11	A	B
C	0,5	D
E	F	2,24

b) NH_3

Masa próbki, g	Liczba moli, mol	Objętość w warunkach normalnych, dm^3
17	1	22,4
34	A	B
C	0,25	D
E	F	0, 224

14. Oblicz, jaką liczbę moli w warunkach normalnych stanowi:
a) $0,672 \text{ dm}^3$ metanu CH_4 ,
b) 1 dm^3 pary wodnej,
c) $0,5 \text{ dm}^3$ siarkowodoru.

Prawo stałości składu

15. Ustal wzór empiryczny związków chemicznych o podanym składzie procentowym. Skorzystaj z układu okresowego.
a) 80 % węgla i 20 % wodoru
b) 70 % żelaza i 30 % tlenu
c) 5,9 % wodoru i 94,1 % tlenu

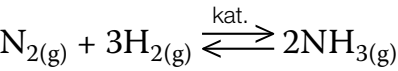
16. Ustal wzór rzeczywisty opisanych związków chemicznych. Skorzystaj z układu okresowego.
a) Tlenek azotu o masie $46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ i stosunku masowym azotu do tlenu 7 : 16.
b) Tlenek miedzi o masie $80 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Po spalaniu 16 g miedzi w tlenie powstało 20 g tego tlenku.
17. Oblicz masę molową oraz skład procentowy związków chemicznych o podanych wzorach sumarycznych (a–c). Wyniki podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku. Skorzystaj z układu okresowego.
a) Na_2O b) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ c) H_2CO_3
18. Ustal stosunek masowy pierwiastków w związkach chemicznych o podanych wzorach sumarycznych (a–c). Skorzystaj z układu okresowego.
a) N_2O b) NO c) N_2O_3
19. Oblicz skład procentowy związków chemicznych na podstawie stosunku masowego pierwiastków tworzących te związki (a–b). Wyniki podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku. Skorzystaj z układu okresowego.
a) $m_{\text{C}} : m_{\text{O}} = 3 : 4$ b) $m_{\text{C}} : m_{\text{O}} = 3 : 8$
20. Oblicz stosunek masowy pierwiastków w związkach chemicznych o podanych nazwach systematycznych (a–b). Skorzystaj z układu okresowego.
a) tlenek srebra(I) b) siarczek żelaza(II)
21. Magnez łączy się z tlenem w stosunku masowym 3 : 2. Oblicz:
a) ile gramów magnezu połączy się z 8 g tlenu,
b) ile gramów tlenu połączy się z 15 g magnezu.
Skorzystaj z układu okresowego.

Dla dociekliwych

22. Ustal wzór rzeczywisty tlenku pewnego trójwartościowego pierwiastka, jeżeli wiadomo, że masa mola siarczku tego pierwiastka chemicznego jest 1,47 raza większa od masy mola tlenku.

Obliczenia stechiometryczne

23. Reakcja otrzymywania amoniaku przebiega zgodnie z równaniem:



Przedstaw interpretację tego równania w ujęciu molowym, masowym i objętościowym. Ustal, co należy wpisać w miejsca oznaczone literami X, Y, Z, aby poprawnie uzupełnić tabelę. Skorzystaj z układu okresowego.

Nazwa reagenta	azot	wodór	amoniak
Liczba moli reagentów, mol	1	X	2
Masa reagentów, g	28	6	Y
Objętość reagentów w warunkach normalnych, dm ³	Z	67,2	44,8

24. Oblicz, ile moli cząsteczek tlenu:

- a) otrzymano w wyniku rozkładu 3 moli tlenku rtęci(II),
- b) potrzeba do utlenienia 0,5 mola atomów żelaza do tlenku żelaza(II),
- c) wykorzystano do spalania 0,1 mola cząsteczek tlenku węgla(II) do tlenku węgla(IV).

25. Oblicz, ile gramów cząsteczek wodoru:

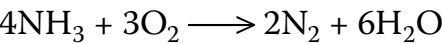
- a) użyto do przeprowadzenia reakcji redukcji 14,4 g tlenku miedzi(I), której produktami są miedź i para wodna,
- b) otrzymano w wyniku rozkładu 22,5 g wody,

Skorzystaj z układu okresowego.

26. Oblicz objętość tlenu, odmierzzonego w warunkach normalnych, użytego do:

- a) przeprowadzenia reakcji z azotem w celu otrzymania 5,6 dm³ tlenku azotu(II),
- b) katalitycznego utlenienia 1,12 dm³ tlenku siarki(IV) do tlenku siarki(VI),
- c) spalania 1 dm³ metanu, jeżeli produktami są tlenek węgla(IV) i para wodna.

27. W reakcji utlenienia amoniaku powstało 45 g azotu:



Oblicz, ile moli cząsteczek wody otrzymano w tej reakcji chemicznej. Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku. Skorzystaj z układu okresowego.

28. Podczas termicznego rozkładu węglanu wapnia CaCO₃ powstało 2,5 mola wapna palonego CaO i tlenek węgla(IV) CO₂. Oblicz objętość otrzymanego tlenku węgla(IV) odmierzzonego w warunkach normalnych.

29. W wyniku wymieszania 2,8 dm³ cząsteczek chloru ze stechiometryczną ilością cząsteczek wodoru otrzymano chlorowódor. Oblicz, ile gramów chlorowodoru powstało w tej reakcji chemicznej. Skorzystaj z układu okresowego.

Dla dociekliwych

30. Gaz syntezowy, wykorzystywany jako surowiec w wielu syntezach organicznych, to mieszanina CO + H₂. Otrzymuje się go m.in. w reakcji węgla z parą wodną. Oblicz, ile gramów pary wodnej należy użyć w reakcji chemicznej, aby uzyskać 100 dm³ gazu syntezowego (w warunkach normalnych). Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku. Skorzystaj z układu okresowego.

Roztwory



Rozpuszczalność i stężenie procentowe

31. Podziel podane mieszaniny na przykłady układów homogenicznych i przykłady układów heterogenicznych.

woda i olej, solanka, sałatka warzywna, powietrze, majonez, wiśnie w syropie

32. Określ, jakimi metodami można rozdzielić podane mieszaniny (a-c).

- a) mieszanina barwników roślinnych
- b) mieszanina wody i barwnika
- c) mieszanina wody i alkoholu

33. Po odparowaniu wody ze 180 g roztworu nasyconego w temperaturze 20 °C otrzymano 60 g substancji. Oblicz rozpuszczalność tej substancji w podanej temperaturze.

34. Po odparowaniu wody ze 114 g roztworu nasyconego w temperaturze 20 °C otrzymano 54 g siarczanu(VI) kobaltu(II) CoSO₄. Oblicz rozpuszczalność tej soli w podanej temperaturze.

35. Oblicz, ile gramów soli i ile gramów wody znajduje się w 250 g nasyconego roztworu chlorku potasu KCl w temperaturze 40 °C, jeśli rozpuszczalność tej soli w podanej temperaturze wynosi 40 g/100 g wody. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

36. Rozpuszczalność chlorku potasu KCl w temperaturze 40 °C wynosi 40 g/100 g wody. Oblicz:

- a) ile gramów chlorku potasu znajduje się w 56 g roztworu nasyconego w temperaturze 40 °C,
- b) w ilu gramach wody należy rozpuścić 60 g chlorku potasu, aby otrzymać roztwór nasycony w temperaturze 40 °C.

37. Oblicz, ile gramów chlorku amonu NH₄Cl należy rozpuścić w 300 g wody o temperaturze 20 °C, aby otrzymać roztwór nasycony tej soli.

38. W 80 g wody o temperaturze 20 °C rozpuszczono 20 g azotanu(V) potasu KNO₃. Określ, czy otrzymano roztwór nasycony. Wykonaj odpowiednie obliczenia. Przyjmij, że rozpuszczalność azotanu(V) potasu w temperaturze 20 °C wynosi 32 g/100 g wody.

39. W pewnej ilości wody, w temperaturze 10 °C, rozpuszczono 240 g azotanu(V) sodu NaNO₃ i otrzymano roztwór nasycony. Rozpuszczalność NaNO₃ w tej temperaturze wynosi 80 g/100 g H₂O. Oblicz masę użytej wody.

40. Rozpuszczalność siarczanu(VI) potasu K₂SO₄ w temperaturze 30 °C wynosi 13 g/100 g H₂O. W podanej temperaturze rozpuszczono 52 g K₂SO₄ w 400 g wody. Wykonaj odpowiednie obliczenia i określ, czy otrzymano roztwór nasycony.

41. Rozpuszczalność chlorku potasu KCl w temperaturze 30 °C wynosi 37 g/100 g wody. Oblicz stężenie procentowe nasyconego roztworu chlorku potasu otrzymanego w temperaturze 30 °C.

42. Stężenie procentowe roztworu nasyconego chlorku baru BaCl₂ otrzymanego w temperaturze 20 °C wynosi 31 %. Oblicz rozpuszczalność chlorku baru w tej temperaturze. Wynik podaj z dokładnością do liczby całkowitej.

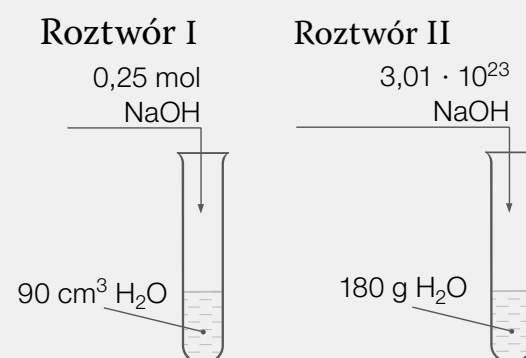
Stężenie procentowe

43. Zmieszano 80 g soli kuchennej i 120 g wody. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu.

44. Oblicz, ile gramów wody i ile gramów cukru należy zmieszać, aby otrzymać 500 g syropu o stężeniu 40 % do sporządzenia konfitury.
45. Oblicz, ile gramów azotanu(V) potasu KNO_3 należy dodać do 200 g wody, aby otrzymać roztwór o stężeniu 20 %.
46. Oblicz, w ilu gramach wody należy rozpuścić 20 g cukru, aby otrzymać roztwór o stężeniu 10 %.
47. Z 200 g roztworu o stężeniu 10 % odparowano 115 g wody. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu.
48. Po odparowaniu wody z 236 g roztworu otrzymano 35,4 g soli. Oblicz stężenie procentowe tego roztworu. Wynik podaj z dokładnością do liczby całkowitej.
49. W 60 cm^3 etanolu o gęstości $d = 0,79 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ rozpuszczono 5,8 g jodu. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu.
50. Oblicz, ile gramów soli kuchennej i ile gramów wody zawiera 200 cm^3 roztworu o stężeniu 6 % i gęstości $d = 1,04 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
51. Oblicz, ile gramów azotanu(V) sodu NaNO_3 i ile centymetrów sześciennych wody destylowanej potrzeba do przygotowania 300 g roztworu tej soli o stężeniu 25 %. Załóż, że gęstość wody wynosi $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
52. Rozpuszczono 2 mole wodorotlenku sodu NaOH w 15 molach wody. Oblicz stężenie procentowe roztworu. Wynik podaj w zaokrągleniu do drugiego miejsca po przecinku.
53. Zaprojektuj sposób przygotowania 150 g roztworu soli kuchennej o stężeniu 6 %. Wykonaj odpowiednie obliczenia i wymień kolejno wykonywane czynności. Załóż, że gęstość wody wynosi $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

Dla dociekliwych

54. W dwóch probówkach przygotowano roztwory wodorotlenku sodu NaOH o następującym składzie:



Określ, czy stężenia procentowe tych roztworów są jednakowe. Wykonaj odpowiednie obliczenia. Załóż, że gęstość wody wynosi $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

Stężenie molowe

55. W 2 dm^3 roztworu znajduje się 0,5 mola substancji. Oblicz stężenie molowe roztworu.
56. W 2 dm^3 roztworu znajduje się 37 g wodorotlenku wapnia $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Oblicz stężenie molowe tego roztworu.
57. W 5 dm^3 roztworu znajduje się 0,25 mola substancji. Oblicz stężenie molowe tego roztworu.
58. W 4 dm^3 roztworu znajduje się 20 g wodorotlenku sodu NaOH . Oblicz stężenie molowe tego roztworu.
59. W 2 dm^3 znajduje się $3,01 \cdot 10^{23}$ jonów chlorku sodu NaCl . Oblicz stężenie molowe tego roztworu.
60. Oblicz, ile cząsteczek amoniaku NH_3 znajduje się w 2 dm^3 roztworu o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

61. W 525 g roztworu o gęstości $d = 1,05 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ znajduje się 0,25 mol wodorotlenku potasu KOH . Oblicz stężenie molowe tego roztworu.
62. W 224 g roztworu o gęstości $d = 1,12 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ znajduje się 38 g kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4 . Oblicz stężenie molowe tego roztworu.
63. Zmieszano 100 cm^3 wody destylowanej oraz 8 g wodorotlenku sodu NaOH i otrzymano roztwór o gęstości $d = 1,2 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Oblicz stężenie molowe tego roztworu. Załóż, że gęstość wody wynosi $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
64. W 200 cm^3 wody destylowanej rozpuszczono 13,64 dm^3 chlorowodoru HCl odmierzonego w warunkach normalnych i otrzymano roztwór o gęstości $d = 1,047 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Oblicz stężenie molowe tego roztworu. Załóż, że gęstość wody wynosi $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Wynik podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.
65. Oblicz, ile moli substancji znajduje się w 2 dm^3 roztworu o stężeniu $0,3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
66. Oblicz, ile gramów chlorku sodu NaCl znajduje się w 500 cm^3 roztworu tej soli o stężeniu $0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
67. Oblicz, w ilu decymetrach sześciennych roztworu siarczku sodu Na_2S o stężeniu $2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ znajduje się 0,1 mola tej substancji.
68. Oblicz, ile centymetrów sześciennych roztworu wodorotlenku sodu NaOH o stężeniu $0,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ można sporządzić, jeśli ma się do dyspozycji 5 g tej substancji.
69. Sporządzono 2 dm^3 roztworu chlorowodoru HCl o stężeniu $0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz, jaką objętość chlorowodoru, odmierzonego w warunkach normalnych, wykorzystano do sporządzenia tego roztworu.

70. W 5 dm^3 roztworu rozpuszczono 2,24 dm^3 chlorowodoru HCl odmierzonego w warunkach normalnych. Oblicz stężenie molowe tego roztworu.
71. Zaprojektuj sposób przygotowania 500 cm^3 wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) CuSO_4 o stężeniu molowym $0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Wykonaj odpowiednie obliczenia i wymień kolejno wykonywane czynności.
72. Zaprojektuj sposób przygotowania 2 dm^3 wodnego roztworu wodorotlenku sodu NaOH o stężeniu molowym $0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Wykonaj odpowiednie obliczenia i wymień kolejno wykonywane czynności.

Rozcieńczanie roztworów

73. Do 200 g roztworu o stężeniu 12 % dodano 100 g wody. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu.
74. Do 100 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu NaOH o stężeniu 20 % i gęstości $d = 1,22 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ dodano 336 cm^3 wody destylowanej. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu. Załóż, że gęstość wody wynosi $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
75. Do 0,5 dm^3 roztworu wodorotlenku potasu KOH o stężeniu $0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ dodano 300 cm^3 wody destylowanej. Oblicz stężenie molowe otrzymanego roztworu. Załóż, że gęstość wody wynosi $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
76. Do 234 g kwasu chlorowodorowego o stężeniu $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i gęstości $d = 1,17 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ dodano 200 cm^3 wody destylowanej. Oblicz stężenie molowe otrzymanego roztworu. Załóż, że gęstość wody wynosi $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
77. Oblicz, w jakim stosunku masowym należy zmieszać kwas solny HCl o stężeniu 35 % z wodą, aby otrzymać kwas o stężeniu 10 %.

78. Oblicz, w jakim stosunku masowym należy mieszać ze sobą roztwór wodorotlenku sodu NaOH o stężeniu 15 % z drugim roztworem tego związku chemicznego o stężeniu 5 %, aby uzyskać roztwór o stężeniu 10 %.
79. Oblicz, do ilu gramów wody należy wlać 250 g roztworu o stężeniu 20 %, aby powstał roztwór o stężeniu 15 %.
80. Oblicz, ile gramów wody dodano do 25 cm³ roztworu o stężeniu 2 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, jeżeli powstał roztwór o stężeniu 0,5 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
81. Oblicz, ile decymetrów sześciennych wody należy dodać do 0,1 dm³ roztworu o stężeniu 0,5 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby stężenie tego roztworu zmalało czterokrotnie.
82. Oblicz, w jakim stosunku masowym należy mieszać roztwór o stężeniu 30 % z wodą, aby jego stężenie zmniejszyło się 5 razy.
83. Oblicz, w jakim stosunku objętościowym należy mieszać roztwór o stężeniu 0,5 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ z wodą, aby jego stężenie zmniejszyło się 2 razy.
84. Wyjaśnij, w jaki sposób można zmniejszyć stężenie procentowe roztworu chlorku potasu KCl, wiedząc, że 150 g tego roztworu zawiera 15 g substancji.

Zatężanie roztworów

85. Do 80 g roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) CuSO₄ o stężeniu 10 % dodano 12 g tej soli. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.
86. Do 250 g roztworu wodorotlenku sodu NaOH o stężeniu 10 % dodano 0,25 mola czystego NaOH. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu. Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

87. Oblicz, ile centymetrów sześciennych wody należy odparować z 300 cm³ roztworu o stężeniu 0,5 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby otrzymać roztwór o stężeniu 1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
88. Oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego po dodaniu 8,5 g azotanu(V) sodu NaNO₃ do 500 cm³ roztworu tej soli o stężeniu 0,2 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
89. Oblicz, ile gramów wody należy odparować z 400 g roztworu glukozy o stężeniu 15 %, aby otrzymać roztwór o stężeniu 20 %.
90. Do 300 cm³ roztworu soli o stężeniu 25 % i gęstości $d = 1,20 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ dodano 25 g tej soli. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu. Wynik podaj w zaokrągleniu do jedności.
91. Oblicz, ile gramów siarczanu(VI) miedzi(II) CuSO₄ należy dodać do 200 g roztworu tej soli o stężeniu 5 %, aby otrzymać roztwór o stężeniu 20 %.
92. Oblicz stężenie molowe roztworu soli otrzymanego po dodaniu 0,02 mola tej soli do 200 cm³ roztworu o stężeniu 0,02 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Przyjmij, że objętość roztworu nie ulega zmianie.
93. Z 500 g roztworu soli o stężeniu 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i gęstości 1,25 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ odparowano 200 g wody. Oblicz stężenie molowe otrzymanego roztworu. Załóż, że gęstość wody wynosi $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
94. Do 240 g roztworu jodku potasu KI o stężeniu 1,5 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i gęstości 1,2 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ dodano 41,5 g tej soli. Oblicz stężenie molowe otrzymanego roztworu.
95. Wyjaśnij, w jaki sposób można zwiększyć stężenie procentowe roztworu chlorku potasu KCl. Wiadomo, że 120 g tego roztworu zawiera 20 g substancji.

Reakcje chemiczne w roztworach wodnych



Dysocjacja elektrolityczna

96. Napisz równania dysocjacji elektrolitycznej związków chemicznych o podanych wzorach sumarycznych (a–f).
- | | |
|---------------------|---------|
| a) HCl | d) NaOH |
| b) HNO ₃ | e) KOH |
| c) HNO ₂ | f) LiOH |
97. Napisz równania stopniowej dysocjacji elektrolitycznej kwasów o podanych wzorach sumarycznych (a–d).
- | | |
|-----------------------------------|-----------------------------------|
| a) H ₂ SO ₄ | c) H ₃ PO ₄ |
| b) H ₂ S | d) H ₂ SO ₃ |
98. Napisz równania dysocjacji elektrolitycznej soli o podanych wzorach sumarycznych (a–h).
- | | |
|--|--------------------------------------|
| a) K ₂ CO ₃ | e) Ca(NO ₃) ₂ |
| b) NaNO ₃ | f) MgCl ₂ |
| c) Al ₂ (SO ₄) ₃ | g) K ₂ S |
| d) KCl | h) Fe(NO ₃) ₃ |
99. Napisz równania dysocjacji elektrolitycznej, jeżeli wiadomo, że w wodzie destylowanej rozpuszczono:
- | |
|--|
| a) 3 mole H ₂ SO ₄ , |
| b) 2 mole Ca(OH) ₂ , |
| c) 5 moli Na ₂ SO ₄ , |
| d) 0,5 mola K ₃ PO ₄ . |
100. Trawienie elektrochemiczne zachodzi pod wpływem prądu elektrycznego. Jest prowadzone w specjalnych kąpielach zawierających zwykle kwas siarkowy(VI) H₂SO₄ oraz inne dodatki, np.: kwas solny HCl, chlorek sodu NaCl, siarczan(VI) żelaza(II) FeSO₄, siarczan(VI) sodu Na₂SO₄, fosforan(V) sodu Na₃PO₄. Napisz wzory i symbole jonów obecnych w kąpeli do trawienia elektrochemicznego o podanym powyżej składzie.

Dla dociekliwych

101. Dysocjacja elektrolityczna azotanu(V) żelaza(II) Fe(NO₃)₂ przebiega zgodnie z równaniem:
- $$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Fe}^{2+} + 2\text{NO}_3^-.$$
- Oblicz, ile moli jonów azotanowych(V) powstanie, jeżeli dysocjacji elektrolitycznej ulegnie 1,5 mola soli.
102. W wyniku dysocjacji elektrolitycznej wodorotlenku wapnia powstały 3 mole anionów wodorotlenkowych. Oblicz, ile gramów wodorotlenku wapnia Ca(OH)₂ uległo dysocjacji. Załóż, że wodorotlenek wapnia dysocjuje w 100 %.

Stopień dysocjacji elektrolitycznej

103. Podziel substancje o podanych wzorach sumarycznych na mocne i słabe elektrolity. Skorzystaj z różnych źródeł informacji.
- HCl, HF, K₂CO₃, NaOH, H₃PO₄, CuSO₄, H₂S, HNO₂, Al(OH)₃, KOH
104. Kwas borowy H₃BO₃, stosowany m.in. jako środek przeciwgrzybiczy i łagodzący oparzenia, można kupić w aptece w postaci stałej lub roztworu wodnego. Podaj, jak zmieni się stopień dysocjacji elektrolitycznej (α) roztworu kwasu (zwiększy się/zmniejszy się), jeżeli:
- | |
|--|
| a) dodamy wodę destylowaną, |
| b) dodamy niewielką ilość stałego kwasu. |
105. Uszereguj roztwory H₂SO₃ o podanych stężeniach zgodnie ze zwiększającym się stopniem dysocjacji elektrolitycznej (α).
- 0,01 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, 1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

106. Uszereguj roztwory HNO_2 o wyznaczonych wartościach stopnia dysocjacji elektrolitycznej (α) zgodnie z ich malejącym stężeniem molowym.

$\alpha_1 = 20 \%, \alpha_2 = 4,5 \%, \alpha_3 = 15 \%$

Uzasadnij swoją odpowiedź.

107. Stopień dysocjacji może służyć do porównania mocy elektrolitów tylko w tym przypadku, gdy mają one takie samo stężenie molowe. Poniżej podano wartości stopnia dysocjacji elektrolitycznej (α) dla roztworów różnych kwasów o stężeniu $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$:

$\text{HF } \alpha = 20 \%, \text{HCl } \alpha = 100 \%,$

$\text{HNO}_2 \alpha = 13 \%.$

Uszereguj podane kwasy od najsłabszego do najmocniejszego.

108. Napisz równania stopniowej dysocjacji elektrolitycznej H_3AsO_4 . Uszereguj wszystkie drobinę obecne w roztworze według ich wzrastających stężeń.

109. Napisz wzory drobin znajdujących się w roztworach kwasów o stężeniach $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$:

a) $\text{HNO}_3 \alpha = 100 \%,$

b) $\text{H}_2\text{SO}_3 \alpha < 100 \%.$

110. Oblicz stopień dysocjacji (α) elektrolitu, jeśli w 1 dm^3 roztworu o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ w postaci jonów występuje:

a) 0,35 mola elektrolitu,

b) 0,1 mola elektrolitu,

c) 0,4 mola elektrolitu,

d) 0,02 mola elektrolitu.

111. Oblicz stopień dysocjacji (α) elektrolitu, jeżeli w roztworze znajduje się:

a) 0,4 mola cząsteczek zdysocjowanych i 0,6 mola cząsteczek niezdisocjowanych,

b) 0,15 mola cząsteczek zdysocjowanych i 1,85 mola cząsteczek niezdisocjowanych.

112. Oblicz liczbę moli cząsteczek zdysocjowanych, jeżeli w 1 dm^3 roztworu znajduje się 0,5 mola kwasu fluorowodorowego HF, a stopień dysocjacji elektrolitycznej (α) wynosi 8 %.

113. Oblicz liczbę moli cząsteczek niezdisocjowanych w 1 dm^3 kwasu azotowego(III) HNO_2 o stężeniu $0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, jeżeli stopień dysocjacji elektrolitycznej (α) wynosi 15 %.

114. W roztworze pewnego elektrolitu o objętości 1 dm^3 i stężeniu $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ stopień dysocjacji elektrolitycznej (α) wynosi 0,2. Oblicz stężenie molowe:

a) cząsteczek zdysocjowanych,

b) cząsteczek niezdisocjowanych.

Dla dociekliwych

115. W 2 dm^3 roztworu kwasu chlorowego(III) znajduje się $2,41 \cdot 10^{22}$ cząsteczek zdysocjowanych i 0,16 mola cząsteczek niezdisocjowanych. Oblicz:

a) stężenie molowe cząsteczek zdysocjowanych i niezdisocjowanych,

b) stężenie molowe roztworu,

c) stopień dysocjacji elektrolitu.

pH roztworu

116. Oblicz stężenie molowe jonów wodoru:

a) w roztworze HF o stężeniu $0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ ($\alpha = 10 \%$),

b) w roztworze HNO_2 o stężeniu $0,001 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ ($\alpha = 36 \%$),

c) w roztworze HNO_3 o stężeniu $0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ ($\alpha = 100 \%$).

117. Oblicz stężenie molowe roztworu:

a) NaOH, jeżeli $[\text{OH}^-] = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i $\alpha = 100 \%,$

b) HF, jeżeli $[\text{H}^+] = 0,015 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i $\alpha = 15 \%.$

118. Oblicz stopień dysocjacji elektrolitycznej (α) w roztworach elektrolitów:

a) HNO_2 o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, jeżeli $[\text{H}^+] = 0,025 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3},$

b) HClO_2 o stężeniu $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, jeżeli $[\text{H}^+] = 0,005 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}.$

119. Oblicz wartości pH roztworów wodorotlenków o podanej wartości pOH (a–d).

a) $\text{pOH} = 1$

c) $\text{pOH} = 3$

b) $\text{pOH} = 5$

d) $\text{pOH} = 2$

120. Określ odczyn wodnych roztworów substancji (kwasowy, zasadowy, obojętny) o podanych pH (a–f).

a) $\text{pH} = 7$

d) $\text{pH} < 7$

b) $\text{pH} = 5$

e) $\text{pH} > 7$

c) $\text{pH} = 10$

f) $\text{pH} = 2$

121. Ustal barwę wskaźników (I–II) w roztworach o podanym pH (a–d):

I. oranżu metylowego,

II. fenoloftaleiny.

a) $\text{pH} = 8$

c) $\text{pH} = 12$

b) $\text{pH} = 3$

d) $\text{pH} = 10$

122. Zbadano pH wodnych roztworów różnych substancji i otrzymano następujące wyniki: $\text{pH} = 3, \text{pH} = 8, \text{pH} = 2, \text{pH} = 13$. Uszereguj podane wartości pH zgodnie ze wzrostem:

a) charakteru zasadowego,

b) charakteru kwasowego.

123. Oblicz pH roztworu słabego kwasu o stężeniu $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, jeżeli $\alpha = 10 \%$.

124. Oblicz wartość pH roztworów o podanym stężeniu molowym jonów wodoru $[\text{H}^+]$ (a–d).

a) $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

c) $0,001 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

b) $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

d) $0,0001 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

125. Oblicz stężenie jonów wodoru H^+ w roztworach o podanej wartości pH (a–d).

a) $\text{pH} = 2$

c) $\text{pH} = 1$

b) $\text{pH} = 4$

d) $\text{pH} = 3$

126. Udowodnij, pisząc odpowiednie równania reakcji chemicznych, że:

a) wodny roztwór amoniaku ma odczyn zasadowy,

b) kwas solny ma odczyn kwasowy,

c) chlorek amonu ma odczyn kwasowy,

d) siarczan(IV) potasu ma odczyn zasadowy.

127. Naturalnym wskaźnikiem kwasowo-zasadowym jest sok z czerwonej kapusty. Jego barwa w roztworach o różnych odczynach się zmienia.

Wskaźnik		Sok z czerwonej kapusty
Barwa wskaźnika w roztworze o odczynie	kwasowym	jasnoczerwona
	obojętnym	jasnofioletowa
	zasadowym	zielona

Ustal barwy wskaźnika w roztworze, w którym:

a) $\text{pH} = 5,$

b) $\text{pOH} = 5,$

c) $[\text{OH}^-] = 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}.$

Dla dociekliwych

128. W $0,5 \text{ dm}^3$ roztworu chlorowodoru HCl znajduje się 0,005 mola jonów wodoru H^+ . Oblicz:

a) stężenie jonów wodoru H^+ w roztworze,

b) pH roztworu.

Stopnie utlenienia

129. Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w substancjach o podanych wzorach (a–e).

- a) B_2O_3 , Ag_2O , N_2O_3 , N_2O_5 , N_2O , NO_2 , NO , N_2
- b) SO_2 , SO_3 , P_4O_{10} , CO , CO_2 , CuO , Cu_2O , O_2
- c) FeO , Fe_2O_3 , PbO , PbO_2 , Al_2O_3 , SiO_2 , H_2O
- d) HCl , H_2S , NH_3 , $NaOH$, PH_3 , HI , $Ca(OH)_2$, HNO_3
- e) $CaCO_3$, Na_2SO_4 , $Mg(NO_3)_2$, $AlCl_3$, $Ca_3(PO_4)_2$

130. Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w jonach o podanych wzorach (a–g).

- a) SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , NO_2^-
- b) CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , Cl^-
- c) NH_4^+ , ClO_4^- , ClO_3^-
- d) NO_3^- , S^{2-} , ClO_2^-
- e) Fe^{3+} , Cu^{2+} , $Cr_2O_7^{2-}$
- f) Cu^+ , HSO_4^- , Zn^{2+}
- g) Al^{3+} , HSO_3^- , Na^+

131. Ustal, które z wymienionych związków chemicznych zawierają żelazo na III stopniu utlenienia.

FeO , Fe_2O_3 , $FeCl_2$, $FeSO_4$, $Fe(NO_3)_2$, $Fe_2(SO_3)_3$, $Fe(OH)_2$, FeS , $Fe(OH)_3$, $FeCl_3$

132. Ustal, które z wymienionych substancji zawierają chlor na V stopniu utlenienia.

HCl , $CaCl_2$, Cl_2 , Cl_2O_5 , $HClO$, $Ca(ClO_3)_2$, NH_4Cl , Cl_2O_3 , $KClO_4$, $HClO_3$

133. Wskaż wśród podanych par związków chemicznych (a–d) tę, w której oba związki zawierają wodór na I stopniu utlenienia.

- a) NaH i HCl
- b) NaH i H_2O
- c) CaH_2 i NH_3
- d) H_2S i NH_3

134. Wskaż wśród podanych par związków chemicznych (a–d) tę, w której oba związki zawierają wodór na –I stopniu utlenienia.

- a) PH_3 i KH
- b) NH_3 i HBr
- c) NaH i BeH_2
- d) H_2O i H_2S

Dla dociekliwych

135. Wskaż wzór sumaryczny związku chemicznego, w którym dwa atomy żelaza różnią się stopniem utlenienia. Uzasadnij swój wybór, rysując wzór strukturalny tego związku chemicznego. Pamiętaj, że tlen w tlenkach występuje zawsze na –II stopniu utlenienia.

Fe_2O_3 , Fe_3O_4

Reakcje utleniania-redukcji

136. Utleniacz to pierwiastek chemiczny, który występuje w stanie wolnym lub w związku chemicznym i może obniżyć swój stopień utlenienia. Siarka może występować na –II, 0, IV, VI stopniu utlenienia. Wybierz symbole chemiczne lub wzory drobin, które mogą być utleniaczami.

S , SO_2 , SO_3 , H_2S , H_2SO_3 , SO_4^{2-}

137. Reduktor to pierwiastek chemiczny, który występuje w stanie wolnym lub w związku chemicznym i może podwyższyć swój stopień utlenienia. Azot może występować na –III, 0, I, II, III, IV, V stopniu utlenienia. Wybierz symbole chemiczne lub wzory drobin, które mogą być reduktorami.

N_2 , NO , N_2O , N_2O_5 , NO_2^- , HNO_3 , NH_3

138. Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych, napisz reakcje utleniania i redukcji oraz wskaż utleniacz i reduktor dla podanych równań reakcji chemicznych (a–d).

- a) $Fe + S \longrightarrow FeS$
- b) $MgO + H_2 \longrightarrow Mg + H_2O$
- c) $2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$
- d) $H_2 + S \longrightarrow H_2S$

139. Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych oraz napisz połówkowe równania utleniania i redukcji dla podanych równań reakcji chemicznych (a–f).

- a) $N_2 + O_2 \longrightarrow 2NO$
- b) $N_2 + 2O_2 \longrightarrow 2NO_2$
- c) $2Fe + 3S \longrightarrow Fe_2S_3$
- d) $4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$
- e) $2CuO + C \longrightarrow 2Cu + CO_2$
- f) $Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2$

140. Ustal współczynniki stechiometryczne w podanych równaniach reakcji chemicznych (a–g), stosując metodę bilansu elektronowego. Wskaż utleniacz i reduktor.

- a) $Si + HF \longrightarrow SiF_4 + H_2$
- b) $SiF_4 + Na \longrightarrow Si + NaF$
- c) $HBr + Cl_2 \longrightarrow Br_2 + HCl$
- d) $F_2 + H_2O \longrightarrow HF + O_2$
- e) $Fe + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3$
- f) $Fe_2O_3 + CO \longrightarrow Fe + CO_2$
- g) $Mg + HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$

141. Ustal, które z podanych reakcji (a–h) są reakcjami utleniania-redukcji. Odpowiedź uzasadnij.

- a) $BaO + H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2$
- b) $MgO + H_2 \longrightarrow Mg + H_2O$
- c) $BaCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow BaCO_3 + 2NaCl$
- d) $Ca + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2$
- e) $AlCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Al(OH)_3 + 3NaCl$
- f) $Cl_2 + H_2 \longrightarrow 2HCl$
- g) $Na_2S + I_2 \longrightarrow 2NaI + S$
- h) $2Al + 3S \longrightarrow Al_2S_3$

142. Napisz i zbilansuj równania reakcji chemicznych opisanych przemian (a–f). Wskaż reakcje utleniania-redukcji.

- a) reakcja magnezu z kwasem solnym
- b) rozkład termiczny węglanu wapnia
- c) otrzymywanie wody z wodoru i tlenu
- d) reakcja tlenku wapnia z wodą
- e) otrzymywanie amoniaku z azotu i wodoru w obecności katalizatora
- f) otrzymywanie tlenku miedzi(II) z miedzi i tlenu

143. Napisz i zbilansuj równania opisanych reakcji chemicznych (a–d). Wskaż utleniacz i reduktor.

- a) reakcja siarkowodoru z tlenem prowadząca do powstania tlenku siarki(IV) i wody
- b) reakcja magnezu z chlorkiem żelaza(III) prowadząca do powstania chlorku magnezu i żelaza
- c) otrzymywanie tlenku żelaza(III) z żelaza i tlenu
- d) otrzymywanie bromku magnezu z magnezu i bromu

144. Podziel podane symbole chemiczne i wzory drobin na takie, w których chlor może:

- a) tylko zwiększyć stopień utlenienia,
- b) tylko zmniejszyć stopień utlenienia,
- c) zwiększyć lub zmniejszyć stopień utlenienia.

Cl_2 , Cl_2O_7 , KCl , $HClO_3$, Cl^- , $KClO_4$

145. Wskaż w każdej parze (a–d) symbol chemiczny metalu o większej aktywności chemicznej. Skorzystaj z szeregu aktywności metali.

- a) Mg czy Fe
- b) Na czy Mg
- c) Al czy Ca
- d) Al czy Fe

146. Im bardziej aktywny chemicznie jest metal, tym silniejszym jest reduktorem. Uszereguj metale o podanych symbolach chemicznych zgodnie ze wzrostem ich właściwości redukujących. Skorzystaj z szeregu aktywności metali.

Mg, Na, Cu, Ag, Zn, Al

147. Im mniej aktywny chemicznie jest metal, tym silniejszym utleniaczem jest kation tego metalu. Uszereguj metale o podanych symbolach chemicznych zgodnie ze wzrostem właściwości utleniających ich kationów. Skorzystaj z szeregu aktywności metali.

Mg, Na, Cu, Ag, Zn, Al

148. Napisz równania reakcji kwasu solnego z metalami o podanych symbolach chemicznych (a–d) lub zaznacz, że reakcja chemiczna nie zachodzi. Skorzystaj z szeregu aktywności metali.

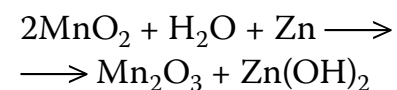
- a) Cu c) Zn
b) Mg d) Ca

149. Napisz równania reakcji (a–d) między substratami o podanych nazwach lub zaznacz, że reakcja chemiczna nie zachodzi. Skorzystaj z szeregu aktywności metali.

- a) cynk + siarczan(VI) żelaza(II)
b) magnez + chlorek żelaza(II)
c) miedź + chlorek cynku
d) żelazo + siarczan(IV) miedzi(II)

150. Produktami reakcji pewnego metalu z rozcieńczonym roztworem kwasu azotowego(V) są sól, tlenek azotu(II) i woda. Zapis skróconej konfiguracji elektronowej tego metalu ma postać $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. Napisz równanie tej reakcji chemicznej i ustal współczynniki stechiometryczne metodą bilansu jonowo-elektronowego.

151. Baterie alkaliczne są stosowane do zasilania różnych przedmiotów codziennego użytku, np. pilota do telewizora lub zabawek dla dzieci. W bateriach alkalicznych zachodzi reakcja chemiczna między cynkiem a tlenkiem manganu(IV). Przebiega ona zgodnie z równaniem:



- a) Wskaż, która substancja – cynk czy tlenek manganu(IV) – jest w tej reakcji chemicznej utleniaczem, a która reduktorem.
b) Ustal, jak zmieniają się stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych tworzących te substancje.

Dla dociekliwych

152. Wskaż, która z drobin (cząsteczka, jon lub atom pierwiastka chemicznego) w każdej z podanych par (a–c), może być w reakcjach chemicznych zarówno utleniaczem, jak i reduktorem.

- a) CO_2 czy C
b) N_2 czy NH_3
c) S^{2-} czy SO_3^{2-}

Elektrochemia

153. W naczyniu I zawierającym roztwór AgNO_3 umieszczono drut miedziany, a w naczyniu II zawierającym roztwór $\text{Cu(NO}_3)_2$ umieszczono drut srebrny. Napisz odpowiednie równania reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi. Porównaj potencjały standardowe redukcji srebra i miedzi. Skorzystaj z szeregu elektrochemicznego metali.

154. Do trzech naczyń zawierających roztwór AgNO_3 włożono trzy płytki: cynkową, miedzianą i srebrną. Zapisz równania reakcji chemicznych zachodzących w tych naczyniach lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi. Skorzystaj z szeregu elektrochemicznego metali.

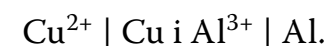
155. W naczyniu zawierającym roztwór CuSO_4 umieszczono płytkę cynku o masie 200 g. Po zakończeniu doświadczenia płytkę wyjęto, osuszono i zważono. Jej masa wynosiła 150 g. Oblicz, jaki procent masy płytki uległ rozтворzeniu.

156. Zbudowano ogniwo galwaniczne z płytki ołowianej zanurzonej w roztworze $\text{Pb(NO}_3)_2$ oraz płytki srebrnej zanurzonej w roztworze AgNO_3 . Ustal, które półogniwo jest anodą. Odpowiedź uzasadnij.

157. Zbudowano ogniwo składające się z płytek miedzianej i srebrnej zanurzonych w wodnych roztworach ich soli. Wskaż, na której płytce zachodzi proces redukcji w tym ogniwie. Odpowiedź uzasadnij.

158. SEM pewnego ogniwa wynosi 0,636 V, a rolę katody odgrywa półogniwo $\text{Pb}^{2+} | \text{Pb}$. Ustal, które półogniwo jest anodą. Skorzystaj z szeregu elektrochemicznego metali.

159. Zbudowano ogniwo składające się z dwóch półogniw:



- a) Wskaż anodę i katodę.
b) Zapisz reakcje utlenienia i redukcji.

160. Ułóż równania reakcji elektrodowych zachodzących w podanych ogniwach elektrochemicznych (a–d).

- a) $(-) \text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu} (+)$
b) $(-) \text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag} (+)$
c) $(-) \text{Fe} | \text{Fe}^{2+} || \text{Sn}^{2+} | \text{Sn} (+)$
d) $(-) \text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Pb}^{2+} | \text{Pb} (+)$

161. Akumulator ołowiowy jest przykładem ogniwa odwracalnego. Anodę stanowią pręty ołowiane, katodę – pręty ołowiane pokryte warstwą PbO_2 , a elektrolitem jest roztwór H_2SO_4 . Zapisz sumaryczne równanie reakcji rozładowywania akumulatora ołowiowego. Skorzystaj z różnych źródeł informacji.

162. Wybierz spośród podanych te związki chemiczne, które są składnikami rdzy. Skorzystaj z różnych źródeł informacji.

Fe(OH)_2 , FeCl_3 , FeCO_3 , FeS , FeO , Fe_2O_3 , Fe_3O_4 , Fe(OH)_3 , $\text{Fe(NO}_3)_2$

163. Stal i żeliwo zawierają żelazo z dodatkiem grafitu. Na wilgotnej powierzchni stali zachodzi korozja elektrochemiczna – tworzą się mikroogniwa, w których anodą jest żelazo, a katodą są kryształki grafitu. Na anodzie dochodzi do utleniania żelaza, a na katodzie – redukcji tlenu rozpuszczonego w wodzie do anionów wodorotlenkowych. Kationy żelaza(II) oraz aniony wodorotlenkowe reagują i tworzą wodorotlenek żelaza(II), będący jednym ze składników rdzy. Zapisz równania reakcji zachodzących na katodzie i anodzie w mikroogniwie korozyjnym na powierzchni stali.

164. Jedną z metod ochrony metalu przed korozją elektrochemiczną jest pokrywanie jego powierzchni warstwą metalu o niższym potencjale standardowym redukcji. Ustal, który metal – ołów czy cynk – będzie stanowił skuteczną powłokę chroniącą przed korozją przedmiot wykonany ze stali. Uzasadnij odpowiedź.

165. Niektóre metale w warunkach atmosferycznych ulegają pasywacji – w kontakcie z tlenem pokrywają się warstwą tlenków. Warstwa pasywna chroni metale przed korozją. Do metali ulegających w takich warunkach pasywacji należą m.in. glin i chrom. Napisz równania reakcji otrzymywania tlenku glinu i tlenku chromu(III).

Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych



Efekty energetyczne reakcji chemicznych

166. Wapno palone CaO powstaje w wyniku wypalania, w temperaturze około 1000°C , skał wapiennych zawierających węglan wapnia CaCO_3 . Napisz równanie opisanej reakcji chemicznej i określ jej typ ze względu na efekt energetyczny.
167. Po dodaniu wody do wapna palonego powstaje wapno gaszone Ca(OH)_2 , służące m.in. do bielenia ścian. W czasie zachodzenia tego procesu należy zachować środki ostrożności, ponieważ towarzyszy mu wydzielanie ciepła. Napisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej i określ jej typ ze względu na efekt energetyczny.
168. Wydzielanie lub pobieranie energii możemy zaobserwować m.in. podczas przebiegu różnych procesów fizycznych. Podziel podane zjawiska fizyczne na przebiegające z wydzielaniem energii oraz przebiegające z pobraniem energii.
- rozpuszczanie wodorotlenku sodu w wodzie
 - rozcieńczanie stężonego kwasu siarkowego(VI)
 - tworzenie mieszaniny oziębiającej
 - stygnięcie herbaty
 - topnienie lodu
 - rozpuszczanie cukru w gorącej wodzie
169. Wybierz spośród podanych przemian chemicznych (a–d) te, które są endoenergetyczne.
- rozkład termiczny węglanu magnezu
 - rozkład wodorowęglanu sodu pod wpływem wysokiej temperatury
 - spalanie paliwa
 - utlenianie komórkowe
170. Wybierz spośród podanych przemian chemicznych (a–d) te, które są egzoenergetyczne.
- spalanie gazu ziemnego
 - reakcja magnezu z tlenem
 - fotosynteza
 - samozapłon metanu w kopalni
171. Uczeń dolał wody destylowanej do zlewki z granulkami wodorotlenku sodu. Po ich rozpuszczeniu dotknął zlewki – temperatura wyraźnie wzrosła. Ustal, jaki proces zaszedł w roztworze – endoenergetyczny czy egzoenergetyczny. Uzasadnij odpowiedź.
172. Po wymieszaniu wody destylowanej z azotanem(V) amonu temperatura roztworu znacznie się obniża. Ten efekt został wykorzystany w kompresach chłodzących dla sportowców. Określ, czy rozpuszczanie azotanu(V) amonu jest procesem endoenergetycznym czy egzoenergetycznym. Uzasadnij odpowiedź.
173. Wybierz opis reakcji egzoenergetycznej (a–b). Uzasadnij swój wybór.
- Rozkład węglanu wapnia przebiega w temperaturze 900°C .
 - Spalenie $1,6\text{ kg}$ węgla ogrzewa pomieszczenie o kubaturze 15 m^3 .
174. Określ, jaki typ reakcji chemicznej (egzoenergetyczna czy endoenergetyczna) opisują podane warunki (a–b).
- energia substratów reakcji chemicznej > energia produktów reakcji chemicznej
 - energia substratów reakcji chemicznej < energia produktów reakcji chemicznej

175. Określ efekt energetyczny podanych przemian. Użyj zapisu $\Delta H > 0$ lub $\Delta H < 0$.
- $$\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{C} + \text{energia}$$
- $$\text{A} + \text{B} + \text{energia} \longrightarrow \text{C}$$
176. W reakcji termicznego rozkładu węglanu wapnia do tlenku wapnia i tlenku węgla(IV) zostaje pobrana z otoczenia energia ($\Delta H^\circ = 182\text{ kJ}$). Wyjaśnij, dlaczego zmiana entalpii ma wartość dodatnią.
177. Opisz efekt cieplny przemian (a–b). Użyj zapisu $\Delta H > 0$ lub $\Delta H < 0$ i odpowiednich określeń (egzotermiczna, endotermiczna).
- entalpia układu jest większa po reakcji chemicznej niż przed nią
 - entalpia układu jest mniejsza po reakcji chemicznej niż przed nią
178. Napisz równania reakcji opisanych przemian (a–b). Opisz ich efekt cieplny, stosując zapis $\Delta H < 0$ lub $\Delta H > 0$.
- Podczas otrzymywania siarczku miedzi(II) z miedzi i siarki przekazywana jest do otoczenia energia na sposób ciepła.
 - Rozkład wodorotlenku żelaza(II) do tlenku żelaza(II) i wody przebiega w wyniku dostarczenia do układu energii na sposób ciepła.
179. Określ typ podanych reakcji chemicznych (a–d) ze względu na efekt cieplny (egzotermiczna, endotermiczna).
- $2\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO} \quad \Delta H^\circ = -221\text{ kJ}$
 - $\text{NH}_4\text{Cl} \longrightarrow \text{NH}_3 + \text{HCl} \quad \Delta H^\circ = 46,3\text{ kJ}$
 - $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2 \quad \Delta H^\circ = -110,5\text{ kJ}$
 - $\text{N}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{NO} \quad \Delta H^\circ = 180\text{ kJ}$
180. Wyjaśnij, dlaczego chlorkiem magnezu MgCl_2 posypuje się oblodzone drogi, ulice i chodniki.

181. Podczas reakcji spalania cynku w tlenie zostaje wydzielona do otoczenia energia na sposób ciepła ($\Delta H^\circ = -485\text{ kJ}$). Wyjaśnij, dlaczego zmiana entalpii ma wartość ujemną.
182. Biała substancja gromadząca się np. na wewnętrznych ściankach czajnika to zwykle osad trudno rozpuszczalnych węglanów wapnia i magnezu. Sole te strącają się z twardej wody pod wpływem jej ogrzewania. Określ, czy zmiana entalpii podczas reakcji strącania tych węglanów jest dodatnia czy ujemna.

Dla dociekliwych

183. Wartość entalpii reakcji otrzymywania wody z pierwiastków chemicznych wynosi $\Delta H^\circ = -242\text{ kJ}$. Podaj wartość entalpii reakcji odwrotnej (rozkład wody).

Szybkość reakcji chemicznych

184. Uczniowie dodali do trzech probówek z wodą destylowaną magnez, potas i sól (wszystkie o takiej samej masie). Ustal, w której probówce reakcja chemiczna będzie przebiegała najwolniej. Uzasadnij odpowiedź.
185. Uszereguj podane reakcje chemiczne w każdym z podpunktów (a–c) zgodnie z rosnącą szybkością ich zachodzenia oraz podaj przy każdej reakcji czynnik przyspieszający jej przebieg.
- spalanie pyłu glinowego i wstążki glinowej
 - spalanie siarki w czystym tlenie i w powietrzu
 - spalanie wstążki magnezowej i glinowej

186. Przygotowano trzy naczynia zawierające po 100 cm³ wody destylowanej z dodatkiem kilku kropli fenoloftaleiny, a następnie:

- do naczynia 1. dodano 10 g wstążki magnezowej,
- do naczynia 2. dodano 10 g wiórków magnezowych,
- do naczynia 3. dodano 10 g pyłu magnezowego oraz dodatkowo je ogrzano.

Zaobserwowano pojawienie się malinowego zabarwienia roztworu w poszczególnych naczyniach po 20 minutach, 2 godzinach i 5 godzinach. Wskaż, w którym naczyniu zaobserwowano zmianę zabarwienia po 20 minutach. Uzasadnij odpowiedź.

187. Niektóre owoce, np. jabłka, gruszki, pomidory, banany, wydzielają etylen przyspieszający ich dojrzewanie, nawet już po zerwaniu tych owoców. Wyjaśnij, dlaczego zielone pomidory pozostawione w odkrytym koszu dojrzewają bardzo wolno, a umieszczone w zamkniętym pojemniku – szybko.

188. Podczas wyrabiania ciasta drożdżowego zachodzi fermentacja alkoholowa przeprowadzana przez drożdże. W czasie tego procesu wydzielają się tlenek węgla(IV) powodujący rośnięcie ciasta. Dwie porcje ciasta drożdżowego pozostawiono do wyrośnięcia przed pieczeniem. Jedną porcję w temperaturze pokojowej, a drugą – w piecu nagrzanym do 30 °C. Ustal, która porcja wyrośnie szybciej. Uzasadnij odpowiedź.

189. Do cylindra zamkniętego tłokiem wprowadzono dwie substancje gazowe reagujące ze sobą, a następnie przesunięto tłok w dół. Ustal, czy reakcja chemiczna będzie przebiegała z większą czy mniejszą szybkością. Uzasadnij odpowiedź.

190. W czterech zlewkach umieszczono blaszki magnezu o jednakowej masie i dodano jednakowe objętości kwasu chlorowodorowego o podanych stężeniach. Uszereguj zlewki zgodnie ze zwiększającą się szybkością reakcji chemicznej.

Zlewka 1. 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Zlewka 2. 0,001 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Zlewka 3. 1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Zlewka 4. 0,01 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

191. Jabłka po obraniu ze skórki ciemnieją pod wpływem tlenu z powietrza. W celu spowolnienia tego procesu skrapia się obrane jabłka sokiem z cytryny lub zanurza je na chwilę w wodzie gazowanej, będącej roztworem kwasu węglowego.

- Wyjaśnij, jaką funkcję pełni w podanym procesie kwas cytrynowy i kwas węglowy.
- Wyjaśnij, jak kwas cytrynowy i kwas węglowy wpływają na wartość energii aktywacji.

192. Woda utleniona to wodny roztwór nadtlenu wodoru o stężeniu 3 %, który w temperaturze pokojowej powoli rozkłada się na wodę i tlen. Dodanie do wody utlenionej kilku kryształków MnO₂ powoduje intensywne wydzielanie się gazu. Po zakończeniu reakcji chemicznej można stwierdzić, że cały użyty do doświadczenia tlenek manganu(IV) pozostał w roztworze.

- Wyjaśnij, jaką funkcję pełni tlenek manganu(IV) w tej reakcji chemicznej.
- Wyjaśnij, jak zmienia się wartość energii aktywacji tej reakcji chemicznej po dodaniu tlenku manganu(IV).

Wprowadzenie do chemii organicznej



Paliwa kopalne i ich przetwarzanie

193. Parafina jest to mieszanina stałych, nierozgałęzionych alkanów zawierających więcej niż 17 atomów węgla w cząsteczce. Otrzymuje się ją w wyniku przeróbki ciężkich frakcji ropy naftowej. Napisz wzory półstrukturalne trzech związków węgla z wodorem, które mogą występować w parafinie, i podaj ich nazwy. Skorzystaj z różnych źródeł informacji.

194. Oblicz, ile kilogramów koksu powstanie w wyniku pirolizy 1000 kg węgla kamiennego zawierającego 97 % węgla pierwiastkowego. Przyjmij, że koks zawiera tylko czysty węgiel. Skorzystaj z różnych źródeł informacji.

Dla dociekliwych

195. Liczbę oktanową (LO) benzyny określa się, porównując przebieg spalania danego paliwa z przebiegiem spalania dwóch węglowodorów: izooktanu i heptanu. Jeśli analizowana benzyna spala się tak jak czysty izooktan, przyjmuje się, że ma LO = 100. Jeżeli spala się tak jak czysty *n*-heptan, przyjmuje się, że ma LO = 0. Określ skład mieszaniny *n*-heptanu i izooktanu, jeżeli jej liczba oktanowa wynosi 97.

196. Mieszanina nazywana suchym gazem ziemnym zawiera 97 % metanu, 2,5 % etanu i 0,5 % propanu (procenty objętościowe). Oblicz, jaką objętość każdego z tych związków węgla z wodorem znajduje się w 1 m³ suchego gazu ziemnego.

Wprowadzenie do chemii organicznej

197. Ustal stosunek masowy pierwiastków w związku organicznym o wzorze sumarycznym CH₄O. Oblicz skład procentowy tego związku chemicznego.

198. Ustal wzór sumaryczny związku chemicznego o masie cząsteczkowej 60 u, którego cząsteczka zawiera 40 % węgla, 6,67 % wodoru i tlen.

199. Ustal wzór rzeczywisty związku organicznego, wiedząc, że stosunek masowy węgla do wodoru i tlenu wynosi 6 : 1 : 8, a masa cząsteczkowa tego związku chemicznego to 180 u.

Dla dociekliwych

200. Ustal wzór rzeczywisty związku węgla z wodorem, jeśli wiadomo, że w reakcji spalania 1,6 g tego związku chemicznego otrzymano 4,4 g tlenku węgla(IV) i 3,6 g wody. Wzór rzeczywisty tego związku jest jednocześnie jego wzorem empirycznym.

201. W wyniku spalania całkowitego związków organicznych powstają tlenek węgla(IV) i woda.

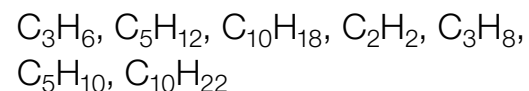
- Napisz i zbilansuj równanie reakcji spalania całkowitego związku o wzorze sumarycznym C₂H₆O.
- Oblicz objętość tlenku węgla(IV) (odmierzonego w warunkach normalnych), który wydziel się podczas spalania 2,3 g tego związku.

Węglowodory

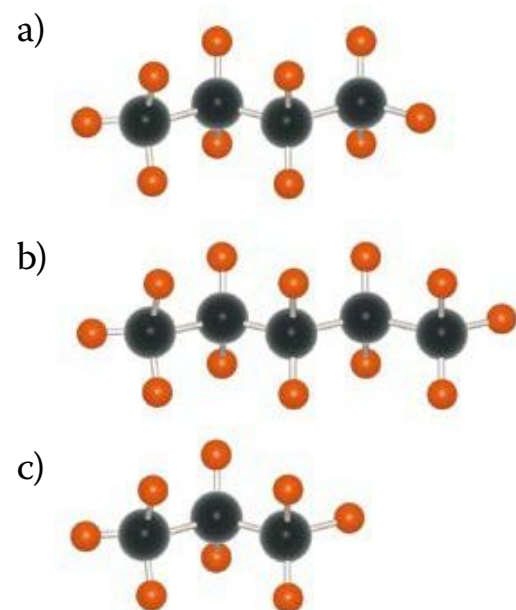


Węglowodory nasycone – alkanany

202. Wskaż wzory sumaryczne alkanów. Skorzystaj ze wzoru ogólnego alkanów.



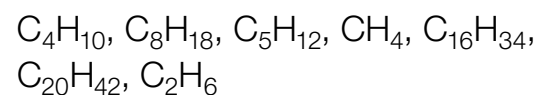
203. Napisz nazwy węglowodorów nasyconych przedstawionych na modelach (a–c). Zapisz ich wzory półstrukturalne.



204. Narysuj wzór elektronowy cząsteczki etanu. Podaj liczbę elektronów tworzących wiązania chemiczne oraz liczbę wiązań typu σ w tej cząsteczce.

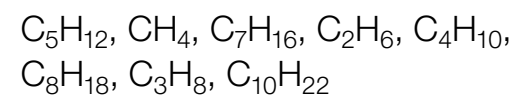
205. Zaproponuj wzór strukturalny oraz podaj nazwę alkanu, którego cząsteczka zawiera 5 atomów węgla pierwszorzędowych, 1 atom węgla drugorzędowy, 1 atom węgla trzeciorzędowy i 1 atom węgla czwartorzędowy.

206. Podziel podane alkanany na gazy, ciecze i ciała stałe. Skorzystaj z różnych źródeł informacji.



207. U szereguj alkanany o podanych wzorach sumarycznych zgodnie:

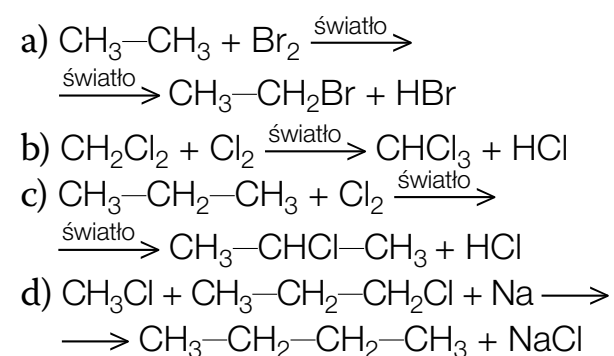
- a) z rosnącą temperaturą wrzenia,
b) ze zwiększaniem się ich lotności.



Skorzystaj z różnych źródeł informacji.

208. Ustal wzory empiryczny i rzeczywisty alkanu o masie molowej $58 \frac{g}{mol}$. Wiadomo, że stosunek masowy węgla do wodoru w tym związku wynosi 24 : 5.

209. Zbilansuj równania poniższych reakcji chemicznych (a–d). Podaj nazwy produktów organicznych.



Zjawisko izomerii

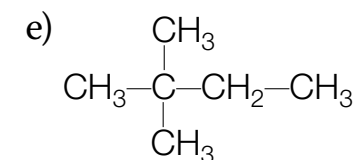
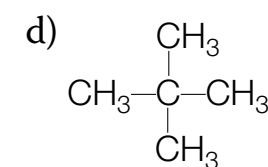
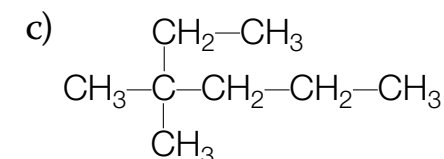
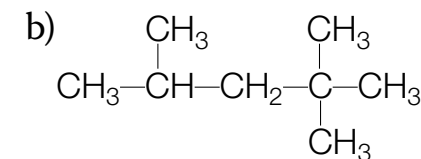
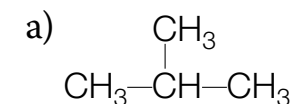
210. Wskaż, który spośród podanych wzorów półstrukturalnych jest homologiem butanu, a który jest jego izomerem.



211. Narysuj wzory strukturalne wszystkich izomerów węglowodorów o podanych nazwach (a–b). Napisz nazwy tych izomerów.

- a) pentan,
b) heksan.

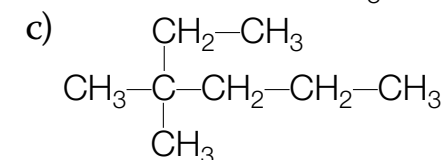
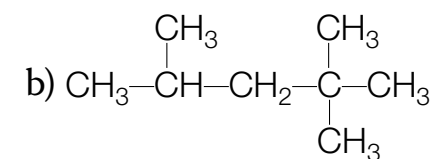
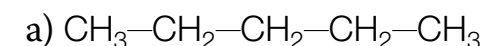
212. Napisz nazwy węglowodorów o podanych wzorach półstrukturalnych (a–e).



213. Napisz wzory półstrukturalne podanych związków chemicznych (a–i).

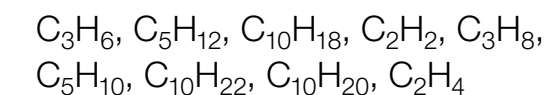
- a) 2,2-dimetylopentan
b) 3-etylopentan
c) 2-metylopropan
d) 3-etylo-2-metylopentan
e) 2,2,3-trimetylobutan
f) 2-chloropropan
g) 2-bromo-1-chlorobutan
h) 2,2-dibromo-3-chloropentan
i) 1-bromo-2,2-dimetylobutan

214. Określ rzędowość każdego atomu węgla w związkach o podanych wzorach półstrukturalnych (a–c).

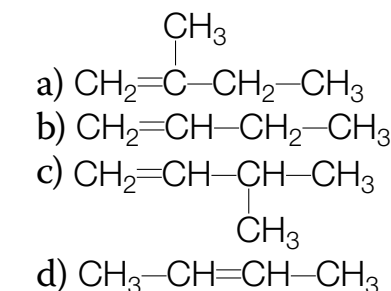


Węglowodory nienasycone – alkeny

215. Wskaż wzory sumaryczne alkenów. Skorzystaj ze wzoru ogólnego alkenów.



216. Wskaż wzory półstrukturalne związków chemicznych, które są izomerami pentenu. Podaj ich nazwy systematyczne.



217. Narysuj wzór elektronowy cząsteczki etenu. Podaj liczbę elektronów tworzących wiązania chemiczne, liczbę wiązań typu σ oraz liczbę wiązań typu π w tej cząsteczce.

218. Napisz wzory półstrukturalne węglowodorów o podanych nazwach (a–g).

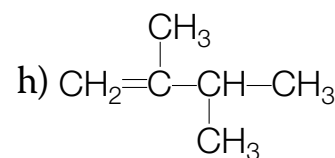
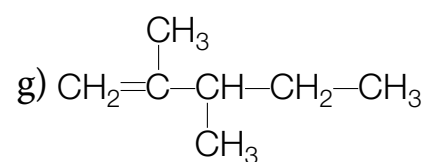
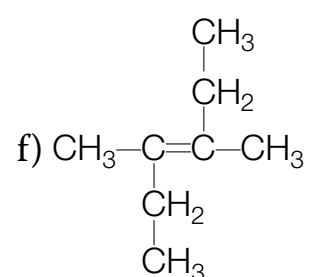
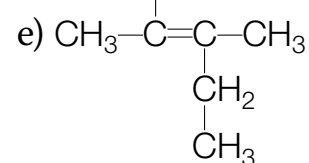
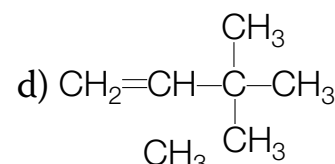
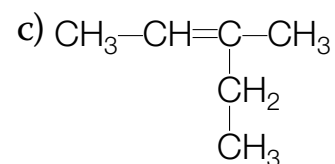
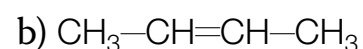
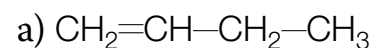
- a) 3-metylobut-1-en
b) 4-metylopent-2-en
c) 2-metylobut-2-en
d) 2-etylopent-1-en
e) 3,4-dimetyloheks-1-en
f) 3-etylo-2-metylopent-1-en
g) 3,4-dimetylopent-2-en

219. Ustal wzór rzeczywisty alkenu o masie cząsteczkowej 70 u i zawartości procentowej węgla 85,7 %.

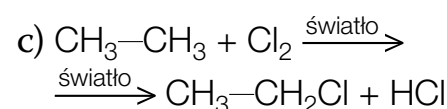
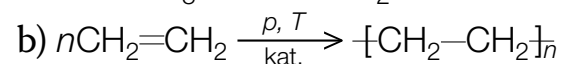
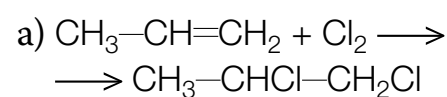
220. Napisz i zbilansuj równania podanych reakcji spalania alkenów:

- a) butenu do tlenku węgla(IV) i wody,
b) etenu do tlenku węgla(II) i wody,
c) propenu do węgla i wody,
d) pentenu do tlenku węgla(II) i wody.

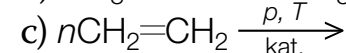
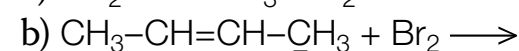
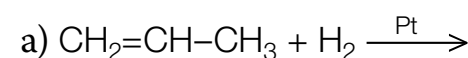
221. Podaj nazwy związków chemicznych o podanych wzorach półstrukturalnych (a–h).



222. Przyporządkuj do podanych równań reakcji chemicznych (a–c) odpowiednie określenia typów reakcji: reakcja eliminacji, reakcja substytucji, reakcja addycji, reakcja polimeryzacji.



223. Dokończ i zbilansuj podane równania reakcji chemicznych (a–c). Podaj nazwy produktów.

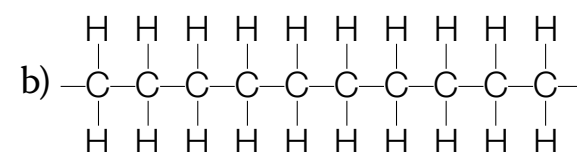
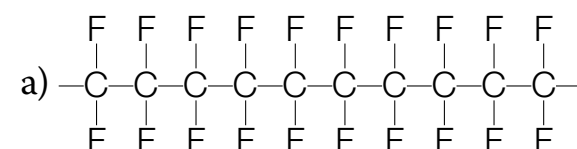


224. Pewien węglowodór należący do szeregu homologicznego alkenów uległ spalaniu całkowitemu. Napisz jego wzór sumaryczny, jeżeli wiadomo, że:

a) spalaniu uległ 1 mol węglowodoru,

b) powstały 2 mole tlenku węgla(IV).

225. Ustal wzory półstrukturalne monomerów, z których powstały polimery o podanych wzorach strukturalnych (a–b).

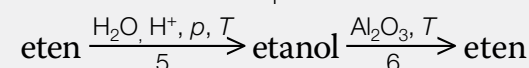
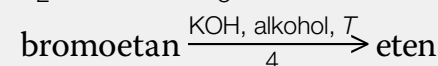
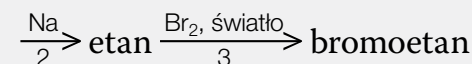
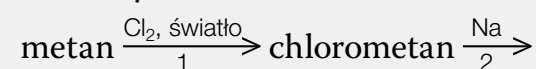


226. Zaproponuj i opisz doświadczenie chemiczne, w którym można otrzymać eten i potwierdzić nienasycony charakter tego węglowodoru.

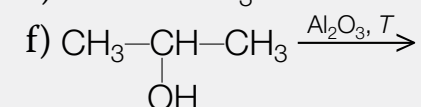
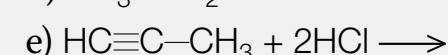
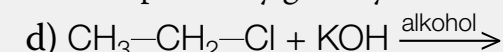
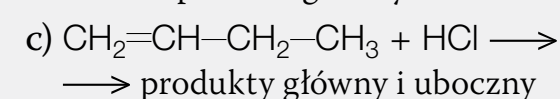
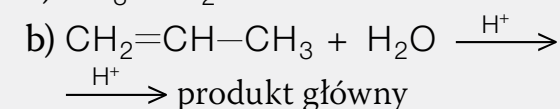
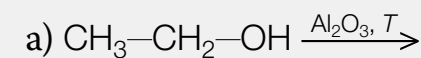
227. Oblicz, ile cząsteczek etenu uległo polimeryzacji, jeżeli masa cząsteczkowa powstałego polimeru wynosi 84 000 u.

Dla dociekliwych

228. Napisz i zbilansuj równania reakcji chemicznych oznaczonych na schemacie cyframi 1–6.



229. Dokończ i zbilansuj podane równania reakcji chemicznych (a–f). Podaj nazwy produktów.



230. Zaproponuj doświadczenie chemiczne, które należy przeprowadzić, aby rozróżnić heksan, butan i but-1-en.

Węglowodory nienasycone – alkiny

231. Napisz wzór elektronowy cząsteczki acetyleny. Podaj liczbę elektronów tworzących wiązania chemiczne, liczbę wiązań typu σ oraz liczbę wiązań typu π w tej cząsteczce.

232. Napisz wzory półstrukturalne wszystkich izomerów konstytucyjnych alkinu o wzorze sumarycznym C_5H_8 . Podaj ich nazwy systematyczne.

233. Napisz wzory półstrukturalne węglowodorów o podanych nazwach (a–g).

a) 4-metylopent-1-yn

b) 3,3-dimetylobut-1-yn

c) but-2-yn

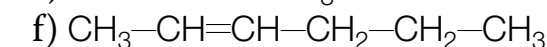
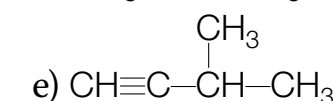
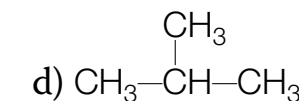
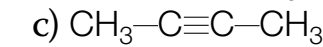
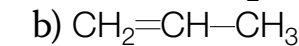
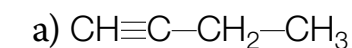
d) 4,5-dimetyloheks-2-yn

e) 3,4,4-trimetylopent-1-yn

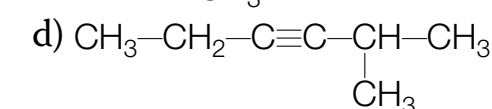
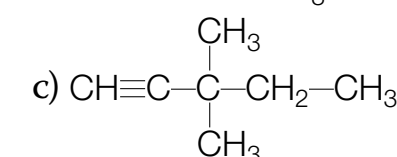
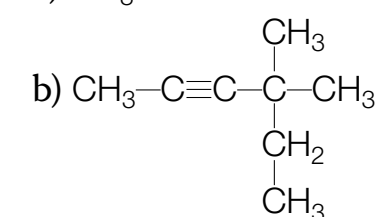
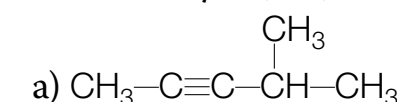
f) 4-etyloheks-2-yn

g) 3-chloro-3-metylopent-1-yn

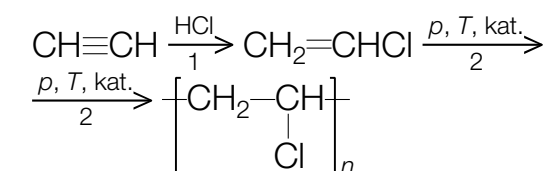
234. Wskaż wśród podanych (a–f) wzory półstrukturalne związków chemicznych należących do szeregu homologicznego etynu. Podaj ich nazwy systematyczne.



235. Podaj nazwy systematyczne związków chemicznych o podanych wzorach półstrukturalnych (a–d).

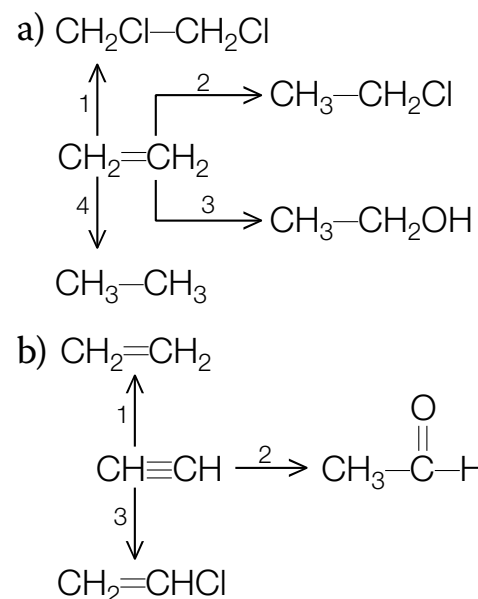


236. Napisz i zbilansuj równania reakcji chemicznych oznaczonych na schemacie cyframi 1 i 2. Podaj nazwy produktów.

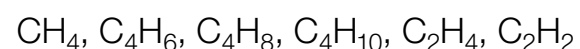


237. W wyniku bromowania pewnego alkinu powstaje tetrabromopochodna, w której stosunek masowy węgla, wodoru i bromu wynosi 9 : 1 : 80. Ustal wzór sumaryczny tej pochodnej. Wiadomo, że jej wzory elementarny i rzeczywisty są takie same.

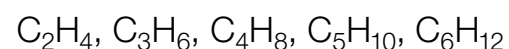
238. Napisz i zbilansuj równania reakcji chemicznych oznaczonych na schematach (a–b) cyframi 1–4. Uwzględnij warunki ich przebiegu.



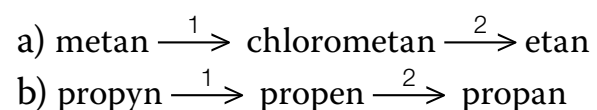
239. Wskaż wzory sumaryczne węglowodorów, które w temperaturze pokojowej i bez użycia katalizatorów odbarwiają wodę bromową oraz roztwór manganianu(VII) potasu.



240. Ustal stosunek masowy pierwiastków w podanych związkach chemicznych należących do szeregu homologicznego alkenów. Określ, jaka prawidłowość występuje w tym szeregu. Czy podobna prawidłowość występuje również w szeregach homologicznych alkanów i alkinów? Wykonaj odpowiednie obliczenia.



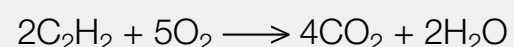
241. Napisz i zbilansuj równania reakcji chemicznych przedstawionych na schematach (a–b).



242. Określ, jakie doświadczenie chemiczne należy przeprowadzić, aby rozróżnić etan, eten i etyn. Opisz kolejne czynności, które trzeba wykonać.

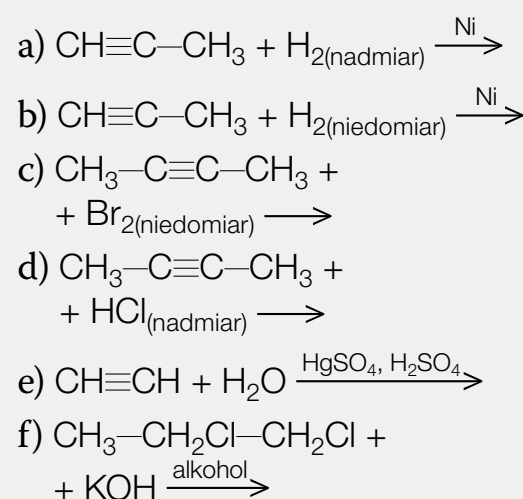
Dla ciekawych

243. Spalanie całkowite acetyleny zachodzi zgodnie z równaniem:



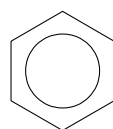
Oblicz, jaka objętość powietrza jest potrzebna do spalania całkowitego 0,25 mola acetyleny. Załóż, że tlen stanowi 20 % (procenty objętościowe) powietrza.

244. Dokończ i zbilansuj podane równania reakcji chemicznych.



Benzen jako przedstawiciel węglowodorów aromatycznych

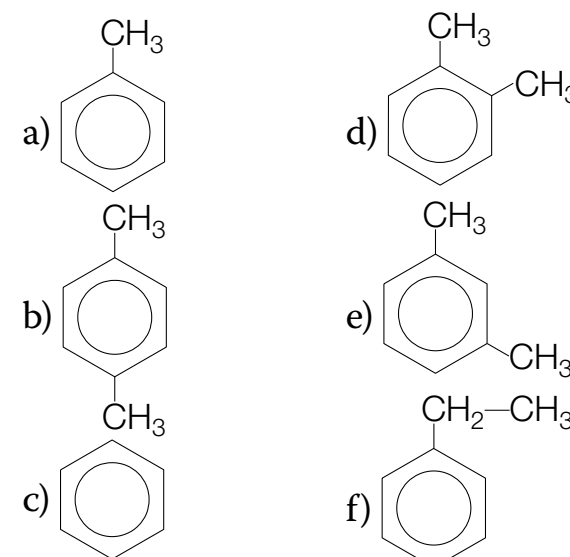
245. Podaj liczbę elektronów zdelokalizowanych, liczbę wiązań typu σ oraz liczbę wiązań typu π w cząsteczce benzenu o podanym wzorze szkieletowym.



246. Wskaż poprawne uzupełnienia zdań. Skorzystaj z różnych źródeł informacji.

Benzen jest (żółta / bezbarwna), (palna / niepalna) cieczą, która (jest bezwonna / ma charakterystyczny zapach). Jego gęstość jest (mniejsza / większa) od gęstości wody. Benzen rozpuszcza się w (wodzie / rozpuszczalnikach organicznych). (Jest / Nie jest) substancją toksyczną i rakotwórczą.

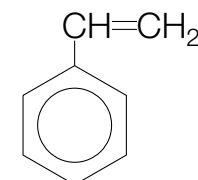
247. Podaj nazwy systematyczne związków chemicznych o podanych wzorach półstrukturalnych (a–f). Określ, które z nich są względem siebie homologami, a które izomerami.



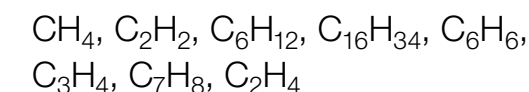
248. Podaj zagrożenia, o których informują oznaczenia umieszczone na opakowaniu benzenu.



249. Napisz wzór sumaryczny styrenu na podstawie podanego wzoru i oblicz zawartość procentową węgla w jego cząsteczce.



250. Podziel węglowodory o podanych wzorach sumarycznych ze względu na przynależność do określonego szeregu homologicznego. Skorzystaj ze wzorów ogólnych.



251. Napisz i zbilansuj równania reakcji spalania benzenu w tlenie, których produktami są:

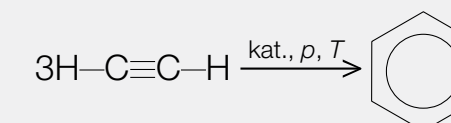
- tlenek węgla(IV) i woda,
- tlenek węgla(II) i woda,
- węgiel i woda.

252. Zaproponuj sposób, który pozwoli rozróżnić heksan, heks-1-en i benzen.

253. Do dwóch probówek zawierających wodę bromową wprowadzono benzen. Następnie do jednej z nich dodano kilka kryształków bromku żelaza(III). Określ, w której probówce woda bromowa ulegnie odbarwieniu.

Dla ciekawych

254. Benzen powstaje w reakcji trimeryzacji acetyleny opisanej podanym równaniem.



Oblicz, ile gramów benzenu powstanie, jeżeli w reakcji weźmie udział 33,6 dm³ acetyleny odmierzonego w warunkach normalnych.

Odpowiedzi do zadań obliczeniowych

PODRĘCZNIK

Stechiometria

s. 14

zadanie 1. $m_{\text{Al}} = 4,48 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

zadanie 2. $7,58 \cdot 10^{24} \text{ at. Cu}$, $5,56 \cdot 10^{23} \text{ at. Sn}$, $4,63 \cdot 10^{23} \text{ at. Zn}$, $1,16 \cdot 10^{23} \text{ at. Pb}$

zadanie 3. a) 32 u, b) 256 u, c) 81 u, d) 18 u, e) 63 u, f) 284 u

s. 18

zadanie 1. a) $1,2 \cdot 10^{23}$ cz. H_2 ,

b) $6,02 \cdot 10^{23}$ cz. H_2O , c) $18,06 \cdot 10^{23}$ cz. HNO_3 , d) $9,03 \cdot 10^{23}$ cz. Cl_2

zadanie 2. a) 2 mol, b) 0,01 mol, c) 10 mol

zadanie 4. 10,8 mol H; 5,36 mol O

0,054 mol Cl; 0,046 mol Na; 0,0058 mol Mg;

0,0028 mol S; 0,001 mol Ca

s. 29

zadanie 1. a) $m_{\text{KOH}} = 14 \text{ g}$, b) $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 147 \text{ g}$,

c) $m_{\text{Cl}_2} = 710 \text{ g}$, d) $m_{\text{H}_2} = 0,2 \text{ g}$

zadanie 2. $V_{\text{Cl}_2} = 11,2 \text{ dm}^3$, b) $V_{\text{NH}_3} = 26,4 \text{ dm}^3$, c) $V_{\text{CO}_2} = 11,2 \text{ dm}^3$

zadanie 3. $M_{\text{NaCl}} = 58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, $M_{\text{KCl}} = 74,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$,
 $M_{\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} = 219 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, $M_{\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} = 203 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

zadanie 4. 100 mg – $5,7 \cdot 10^{-4}$,

200 mg – $1,1 \cdot 10^{-3}$, 1000 mg – $5,7 \cdot 10^{-3}$

s. 41

zadanie 1. skład jakościowy: chrom, fosfor, tlen; skład ilościowy – stosunek atomowy

Cr : P : O = 3 : 2 : 8;

stosunek masowy $m_{\text{Cr}} : m_{\text{P}} : m_{\text{O}} = 78 : 31 : 64$;

skład procentowy %Cr : %P : %O = 45 : 18 : 37

zadanie 2. magnez, Mg

s. 48

zadanie 1. 25,3 g Mg

zadanie 2. $0,49 \text{ dm}^3 \text{ H}_2$

zadanie 3. 0,25 mol NH_3 , $5,6 \text{ dm}^3 \text{ NH}_3$,

$1,505 \cdot 10^{23}$ cz. NH_3 , 4,25 g NH_3

s. 50

Sprawdź, czy potrafisz...

zadanie 1. $M_{\text{Cu}_2\text{O}} = 143 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; $M_{\text{Al(OH)}_3} = 78 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$;

$M_{\text{H}_4\text{SiO}_4} = 96 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; $M_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 53,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$;

$M_{\text{Fe(NO}_3)_3} = 242 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; $M_{\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = 246 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

zadanie 2. H_2O , Hg, Fe, H_2

zadanie 4. $d_{\text{He}} = 0,18 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$, $d_{\text{Cl}_2} = 3,17 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$

zadanie 5. SO_2

zadanie 6. $M_{\text{X}_2\text{O}_3} = 52 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, Cr, chrom

zadanie 7. $x = 4$, %O = 65,3 %

zadanie 8. Na_2SO_4

zadanie 9. K_2O_2

zadanie 10. 3,4 g H_2O_2

zadanie 11. 28 g CaO

zadanie 12. 33,75 g Ag

zadanie 13. wzór empiryczny: $\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$;

wzór rzeczywisty: $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$

Roztwory

s. 70

zadanie 1. 24 g KClO_4

zadanie 2. 615,4 g AgNO_3 , 384,6 g H_2O

s. 76

zadanie 1. $C_p = 20 \%$

zadanie 2. 17,5 g NaCl, 232,5 g H_2O

zadanie 3. $C_p = 35 \%$

zadanie 4. 109 g/100 g H_2O

s. 83

zadanie 1. $C_m = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

zadanie 2. $C_m = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

zadanie 3. 66 $\text{cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4$

s. 93

zadanie 1. $C_p = 40 \%$

zadanie 2. $C_m = 1,3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

zadanie 3. $V_{2\text{-molowy}} : V_{6\text{-molowy}} = 3 : 1$

zadanie 4. 6,3 g KNO_3

zadanie 5. 112,5 g

s. 96

Sprawdź, czy potrafisz...

zadanie 3. roztwór nienasycony

zadanie 4. 4 g KClO_4

zadanie 6. $m_{30\%} : m_{10\%} = 1 : 1$

zadanie 7. $C_m = 2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

zadanie 8. 8,82 g H_2SO_4

zadanie 9. potrzeba 60 g cukru spożywczego

i 140 g H_2O

zadanie 10. a) potrzeba 13,68 g cukru

spożywczego b) potrzeba 1,6 g NaOH

Reakcje chemiczne w roztworach wodnych

s. 108

zadanie 2. $\alpha = 0,17 \%$

zadanie 3. $\alpha_6 \% = 0,41 \%$, $\alpha_{10} \% = 0,32 \%$

s. 124

Sprawdź, czy potrafisz...

zadanie 5. $\alpha = 0,6 \%$

zadanie 6. $[\text{OH}^-] = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, pH = 14

zadanie 7. $C_m = 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

zadanie 8. pOH = 12

Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

s. 163

zadanie 3. SEM = 0,480 V

s. 176

Sprawdź, czy potrafisz...

Zadanie. 7 a) SEM = 1,104 V, b) SEM = 0,618 V,

c) SEM = 0,928 V

Wprowadzenie do chemii organicznej

s. 216

zadanie 4. C_2H_5

s. 218

Sprawdź, czy potrafisz...

zadanie 5. a) $m_{\text{C}} : m_{\text{H}} = 24 : 5$,

b) $m_{\text{C}} : m_{\text{H}} = 6 : 1$, c) $m_{\text{C}} : m_{\text{H}} = 8 : 1$

zadanie 6. C_6H_{10}

zadanie 7. %C = 75 %

zadanie 8. C_2H_4

zadanie 9. mC w próbce antracytu = 56,4 kg,

mC w próbce torfu = 94,4 kg

zadanie 10. 119 250 g

Węglowodory

s. 281

zadanie 2. a) 78 u, b) %C = 92,3 %, c) %H = 7,7 %

zadanie 3. 1500 μg

s. 284

Sprawdź, czy potrafisz...

zadanie 3. b) tlenek węgla(II), woda, spalanie

niecałkowite

ZBIÓR ZADAŃ

Stechiometria

Zadanie 1. $6,77 \cdot 10^{23} \text{ at. S}$

Zadanie 2. a) 160 u, b) 36,5 u, c) 82 u, d) 98 u

Zadanie 3. a) 11 u, b) 44 u, c) 17 u, d) 81 u, e) 34 u, f) 98 u

Zadanie 4. %N = 37 %, %O = 63 %

Zadanie 5. FeO

zadanie 8. a) $m_{\text{CaO}} = 112 \text{ g}$, b) $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 147 \text{ g}$,

c) $m_{\text{Fe(OH)}_3} = 133,75 \text{ g}$, d) $m_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 90 \text{ g}$

zadanie 9. a) $n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,25 \text{ mol}$, b) $n_{\text{HNO}_3} = 2 \text{ mol}$,

c) $n_{\text{Ca(OH)}_2} = 0,5 \text{ mol}$, d) $n_{\text{K}_2\text{SO}_4} = 2 \text{ mol}$

zadanie 10. a) $m_{\text{S}} = 64 \text{ g}$, b) $m_{\text{S}} = 48 \text{ g}$

c) $m_{\text{S}} = 0,32 \text{ g}$

zadanie 11. a) $n_{\text{HNO}_3} = 0,5 \text{ mol}$,

b) $n_{\text{HNO}_3} = 0,25 \text{ mol}$, c) $n_{\text{HNO}_3} = 5 \text{ mol}$

zadanie 12. a) $V_{\text{NO}} = 44,8 \text{ dm}^3$, b) $V_{\text{H}_2\text{S}} = 78,4 \text{ dm}^3$

zadanie 13. a) $A = 0,25 \text{ mol}$, $B = 5,6 \text{ dm}^3$,

$C = 22 \text{ g}$, $D = 11,2 \text{ dm}^3$, $E = 4,4 \text{ g}$, $F = 0,1 \text{ mol}$,

b) $A = 2 \text{ mol}$, $B = 44,8 \text{ dm}^3$, $C = 4,25 \text{ g}$,

$D = 5,6 \text{ dm}^3$, $E = 0,17 \text{ g}$, $F = 0,01 \text{ mol}$

zadanie 14. a) $n_{\text{CH}_4} = 0,03 \text{ mol}$, b) $n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,045 \text{ mol}$,

c) $n_{\text{H}_2\text{S}} = 0,022 \text{ mol}$

zadanie 15. a) CH_3 , b) Fe_2O_3 , c) HO

zadanie 16. a) NO_2 , b) CuO

zadanie 17. a) $M_{\text{Na}_2\text{O}} = 62 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; %O = 25,8 %, %Na = 74,2 %;

b) $M_{\text{Mg(OH)}_2} = 58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; %Mg = 41,4 %, %O = 55,2 %;

%H = 3,4 %; c) $M_{\text{H}_2\text{CO}_3} = 62 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; %C = 19,4 %, %O = 77,4 %, %H = 3,2 %

zadanie 18. a) $m_{\text{N}} : m_{\text{O}} = 7 : 4$, b) $m_{\text{N}} : m_{\text{O}} = 7 : 8$,

c) $m_{\text{N}} : m_{\text{O}} = 7 : 12$

zadanie 19. a) %C = 42,9 %, %O = 57,1 %;

b) %C = 27,3 %, %O = 72,7 %

zadanie 20. a) $m_{\text{Ag}} : m_{\text{O}} = 27 : 2$, b) $m_{\text{Fe}} : m_{\text{S}} = 7 : 4$

zadanie 21. a) 12 g Mg, b) 10 g O

zadanie 23. $X = 3 \text{ mol}$, $Y = 34 \text{ g}$, $Z = 22,4 \text{ dm}^3$

zadanie 24. a) $n_{\text{O}_2} = 1,5 \text{ mol}$, b) $n_{\text{O}_2} = 0,25 \text{ mol}$

c) $n_{\text{O}_2} = 0,05 \text{ mol}$

zadanie 25. a) $m_{\text{H}_2} = 0,2 \text{ g}$, b) $m_{\text{H}_2} = 2,5 \text{ g}$

zadanie 26. a) $V_{\text{O}_2} = 2,8 \text{ dm}^3$, b) $V_{\text{O}_2} = 0,56 \text{ dm}^3$,

c) $V_{\text{O}_2} = 2 \text{ dm}^3$

zadanie 27. $n_{\text{H}_2\text{O}} = 4,8 \text{ mol}$

zadanie 28. $V_{\text{CO}_2} = 56 \text{ dm}^3$

zadanie 29. $m_{\text{HCl}} = 9,125 \text{ g}$

Dla dociekliwych

zadanie 22. Al_2O_3

zadanie 30. $m_{\text{H}_2\text{O}} = 40,2 \text{ g}$

Roztwory**zadanie 33.** 50 g/100 g H₂O**zadanie 34.** 90 g/100 g H₂O**zadanie 35.** 71,4 g soli i 178,6 g wody**zadanie 36.** a) 16 g KCl, b) 150 g wody**zadanie 37.** 111 g NH₄Cl**zadanie 38.** roztwór nienasycony**Zadanie 39.** 300 g H₂O**Zadanie 40.** Otrzymano roztwór nasycony.**zadanie 41.** C_p = 27 %**zadanie 42.** 45 g/100 g H₂O**Zadanie 43.** C_p = 40 %**Zadanie 44.** 300 g H₂O i 200 g cukru**Zadanie 45.** 50 g KNO₃**Zadanie 46.** 180 g H₂O**Zadanie 47.** C_p = 23,5 %**zadanie 48.** C_p = 15 %**zadanie 49.** C_p = 11 %**zadanie 50.** 12,48 g soli i 195,52 g wody**zadanie 51.** 75 g soli i 225 cm³ wody**Zadanie 52.** C_p = 22,86 %**zadanie 53.** 1. Odważenie na szkiełku zegarkowym 9 g soli kuchennej. 2. Wsypanie soli do zlewki o pojemności 200 cm³. 3. Odmierzenie 141 cm³ wody destylowanej przy pomocy cylindra miarowego i dodanie wody do zlewki z solą. 4. Wymieszanie zawartości zlewki bagietką.**zadanie 55.** C_m = 0,25 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **zadanie 56.** C_m = 0,25 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **Zadanie 57.** 0,05 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **Zadanie 58.** 0,125 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **Zadanie 59.** 0,25 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **Zadanie 60.** 1,204 · 10²³ cząsteczek**zadanie 61.** C_m = 0,5 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **zadanie 62.** C_m = 1,94 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **zadanie 63.** C_m = 2,2 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **zadanie 64.** C_m = 2,87 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **zadanie 65.** n = 0,6 mol**zadanie 66.** 5,85 g NaCl**zadanie 67.** V_r = 0,05 dm³**zadanie 68.** V_r = 500 cm³**zadanie 69.** 8,96 dm³**zadanie 70.** C_m = 0,02 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **zadanie 71.** 1. Odważenie na szkiełku zegarkowym 16 g siarczanu(VI) miedzi(II). 2. Wsypanie soli do kolby miarowej o pojemności 500 cm³. 3. Wlanie do kolby niewielkiej ilości wody. 4. Wymieszanie zawartości aż do całkowitego rozpuszczenia się soli. 5. Dopelnienie kolby wodą do kreski i ponowne wymieszanie.**zadanie 72.** 1. Odważenie na szkiełku zegarkowym 40 g wodorotlenku sodu. 2. Wsypanie wodorotlenku do kolby miarowej o pojemności 200 cm³. 3. Wlanie do kolby niewielkiej ilości wody. 4. Wymieszanie zawartości aż do całkowitego rozpuszczenia się wodorotlenku. 5. Dopelnienie kolby wodą do kreski i ponowne wymieszanie.**zadanie 73.** C_p = 8 %**zadanie 74.** C_p = 5 %**zadanie 75.** C_m = 0,125 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **zadanie 76.** C_m = 0,005 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **zadanie 77.** 2 : 5**Zadanie 78.** 1 : 1**zadanie 79.** 83,3 g wody**zadanie 80.** 75 g wody**Zadanie 81.** 0,3 dm³ H₂O**Zadanie 82.** 1 : 4**Zadanie 83.** 1 : 1**zadanie 85.** C_p = 21,7 %**zadanie 87.** 150 cm³ wody**zadanie 88.** C_m = 0,4 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **zadanie 89.** 100 g wody**Zadanie 90.** C_p = 30 %**Zadanie 91.** 37,5 g CuSO₄**Zadanie 92.** C_m = 0,2 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **Zadanie 93.** C_m = 0,2 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **Zadanie 94.** C_m = 2,75 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **Dla dociekliwych****zadanie 54.** roztwór I C_p = 10 %, roztwór II C_p = 10 %**Reakcje chemiczne w roztworach wodnych****zadanie 110.** a) α = 35 %, b) α = 10 %, c) α = 40 %, d) α = 2 %**zadanie 111** a) α = 40 %, b) α = 7,5 %**zadanie 112.** n_z = 0,04 mol**zadanie 113.** n_{nz} = 0,17 mol**zadanie 114.** a) C_z = 0,002 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ b) C_{nz} = 0,008 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **zadanie 116.** a) [H⁺] = 0,02 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,b) [H⁺] = 3,6 · 10⁻⁴ $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, c) [H⁺] = 0,5 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **zadanie 117.** a) C_m = 0,01 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, b) C_m = 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,**zadanie 118.** a) α = 2,5 %, b) α = 50 %**zadanie 119.** a) pH = 13, b) pH = 9, c) pH = 11,

d) pH = 12

Zadanie 123. pH = 3**zadanie 124.** a) pH = 1, b) pH = 2, c) pH = 3,

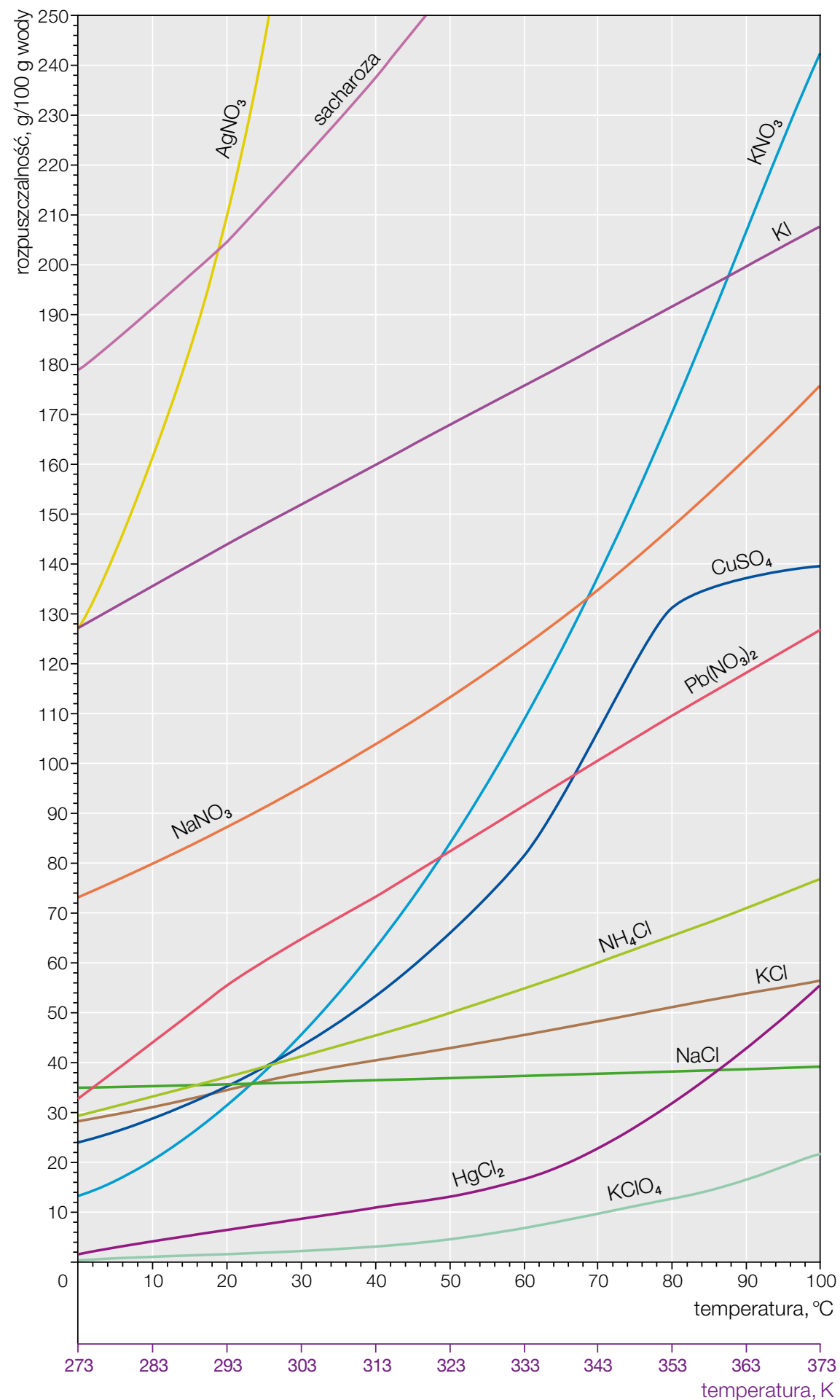
d) pH = 4

zadanie 125. a) [H⁺] = 0,01 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,b) [H⁺] = 0,0001 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, c) [H⁺] = 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,d) [H⁺] = 0,001 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ **Dla dociekliwych****zadanie 101.** 3 mol NO₃⁻**zadanie 102.** 111 g Ca(OH)₂**zadanie 115.** a) C_z = 0,02 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, C_{nz} = 0,08 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,b) C_m = 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, c) α = 20 %**zadanie 128.** a) [H⁺] = 0,01 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, b) pH = 2**Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia****Zadanie 155.** 25 %**Zadanie 158.** Zn²⁺ | Zn**Wprowadzenie do chemii organicznej****zadanie 194.** 970 kg koksu**zadanie 197.** m_C : m_H : m_O = 3 : 1 : 4;

%C = 37,5 %, %H = 12,5 %, %O = 50 %

zadanie 198. C₂H₄O₂**zadanie 199.** C₆H₁₂O₆**zadanie 201.** b) 2,24 dm³ CO₂**Dla dociekliwych****zadanie 195.** 97 % izooktanu, 3 % *n*-heptanu**zadanie 196.** 970 dm³ CH₄, 25 dm³ C₂H₆,5 dm³ C₃H₈**zadanie 200.** CH₄**Węglowodory****zadanie 208.** wzór empiryczny: C₂H₅,wzór rzeczywisty: C₄H₁₀**zadanie 219.** C₅H₁₀**zadanie 227.** 3000 cząsteczek etenu**zadanie 237.** C₃H₄Br₄**zadanie 240.** W alkenach m_C : m_H = 6 : 1.**zadanie 249.** 92,3 % C**Dla dociekliwych****zadanie 243.** 70 dm³ powietrza**zadanie 254.** 39 g C₆H₆

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.

Szereg elektrochemiczny metali

Schemat półogniwa	Równanie reakcji chemicznej	Potencjał standardowy redukcji E°, V
Li ⁺ Li	Li ⁺ + e ⁻ ⇌ Li	-3,040
Cs ⁺ Cs	Cs ⁺ + e ⁻ ⇌ Cs	-3,026
Rb ⁺ Rb	Rb ⁺ + e ⁻ ⇌ Rb	-2,98
K ⁺ K	K ⁺ + e ⁻ ⇌ K	-2,931
Ba ²⁺ Ba	Ba ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Ba	-2,912
Ca ²⁺ Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Ca	-2,868
Na ⁺ Na	Na ⁺ + e ⁻ ⇌ Na	-2,71
Mg ²⁺ Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Mg	-2,372
Al ³⁺ Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Al	-1,676
Mn ²⁺ Mn	Mn ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Mn	-1,185
Zn ²⁺ Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Zn	-0,762
Cr ³⁺ Cr	Cr ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Cr	-0,744
Fe ²⁺ Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Fe	-0,447
Cd ²⁺ Cd	Cd ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Cd	-0,403
Co ²⁺ Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Co	-0,28
Ni ²⁺ Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Ni	-0,257
Sn ²⁺ Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Sn	-0,138
Pb ²⁺ Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Pb	-0,126
2H ⁺ H ₂	2H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ H ₂	0,000
Bi ³⁺ Bi	Bi ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Bi	0,308
Cu ²⁺ Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Cu	0,342
Ag ⁺ Ag	Ag ⁺ + e ⁻ ⇌ Ag	0,800
Hg ²⁺ 2Hg	Hg ²⁺ + 4e ⁻ ⇌ 2Hg	0,851
Pt ²⁺ Pt	Pt ²⁺ + 2e ⁻ ⇌ Pt	1,18
Au ³⁺ Au	Au ³⁺ + 3e ⁻ ⇌ Au	1,498

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.W., Paula de J., *Chemia fizyczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2022.

Biełański A., *Chemia ogólna i nieorganiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2002.

Biełański 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 102nd 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, T.M. Krygowski (red.), WSiP, Warszawa 2001.

Favre H.A., Powell W.H., *Nomenclature of Organic Chemistry*, The Royal Society of Chemistry, 2013.

Galikowski M. i in., *Przyroda 1. Materiał edukacyjny przeznaczony do nauki przyrody w liceum ogólnokształcącym i technikum*, Nowa Era, Warszawa 2016.

Galikowski M. i in., *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 – zakres podstawowy*, Nowa Era, Warszawa 2016.

Heiserman D.L., *Księga pierwiastków chemicznych*, Prószyński i S-ka, Warszawa 1997.

Iwańska J., Martin M. i in., *Leksykon naukowo-techniczny*, WNT, Warszawa 2001.

Kołodziejczyk A., *Naturalne związki organiczne*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2013.

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 2024.

Kulawik T., Litwin M., Styka-Włazło S., *Chemia w zadaniach i przykładach*, Nowa Era, Warszawa 2023.

Lautenschläger K.H., Schröter W., Winniger A., *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2007.

Łukasiewicz M., Michalski O., Szymońska J., *Obliczenia chemiczne*, Wydawnictwo Uniwersytetu Rolniczego, Kraków 2015.

Manahan S.E., *Toksykologia środowiska. Aspekty chemiczne i biochemiczne*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2006.

Matematyka. Fizyka. Chemia. Encyklopedia szkolna, W. Batur (red.), Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2006.

McMurry J., Castellion M., Ballantine S.D., Hoeger A.C., Petterson E.V., *Fundamentals of General, Organic, and Biological Chemistry*, 6th edition, Prentice Hall 2010.

McMurry J., *Chemia organiczna*, t. 1–2, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2009.

McMurry J., *Chemistry*, 5th edition, Pearson 2012.

McMurry J., Fay R.C., *Chemistry*, Pearson, 2008.

McMurry J., *Organic chemistry*, 8th edition, Cengage 2012.

Megiel E., *NOWA Teraz matura, Chemia, Vademecum*, Nowa Era, Warszawa 2024.

Mizerski W., *Tablice chemiczne*, Adamantan, Warszawa 2013.

Mizerski W., *Tablice szkolne*, Adamantan, Warszawa 2011.

Morrison R.T., Boyd R.N., *Chemia organiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2009.

Naumczyk J., *Chemia środowiska*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2017.

Rabek J.F., *Polimery i ich zastosowania interdyscyplinarne*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2020.

Ryan L., *New Chemistry for You*, Nelson Thornes, Cheltenham 2011.

Solomons T.W.G., Fryhle C.B., Snyder S.A., *Chemia organiczna*, t. 1–2, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2022.

Timberlake K.C., *Chemistry*, Pearson, Londyn 2012.

Witkiewicz Z., Kałużna-Czaplińska J., *Podstawy chromatografii i technik elektromigracyjnych*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2017.

Indeks

A
aktywność chemiczna
 metali 146, 150–155
alkany 220–233, 251–252, 270
alkeny 243–260
alkiny 261–273
akumulatory 164, 166–167
alotropia 207–209
anoda 160–161, 166–168, 170–171

B
baterie 164, 166–167
benzen 220, 240, 274–281
benzyna 200

C
chmura zdelokalizowanych elektronów 66, 131
chromatografia 55–56
cząsteczka niesymetryczna 252
 – symetryczna 252

D
destylacja 57
 – frakcjonowana 198
diament 208
dipol 99
dysocjacja elektrolityczna 99–102
 – – kwasów 99–100
 – – – jednoprotonowych 99
 – – – wieloprotonowych 100
 – – soli 101
 – – zasad 100

E
efekt cieplarniany 204
 – energetyczny reakcji chemicznej 183
elektrolit 97–98, 166–167
 – mocny 105–106
 – słaby 105–106
ekstrakcja ciecz–ciecz 58
energia aktywacji 184, 191
entalpia 183
eten 220, 243–244, 249–252, 256–257, 267–270
etylen → eten
etyn 261–262, 266–270

F
faza nieruchoma 56
 – ruchoma 56
 – stacjonarna → faza nieruchoma
fulereny 208–209

G
galwanizowanie 171
gaz koksowniczy 202
 – rafineryjny 199
 – ziemny 196–197
gęstość 24, 54
gleba 116–117, 120
 –, sposoby zapobiegania degradacji 120
 –, właściwości sorpcyjne 117
globalne ocieplenie 119
grafen 7–11
grafit 7–11
grupa alkilowa 237
 – etylowa 237–238, 276
 – fenylowa 276
 – metylowa 237–238, 276

H
homologi 221
 – benzenu 275

I
indeks stechiometryczny 9
izomeria 233–242
izomery 234, 246, 264, 277
 – funkcyjne 235

J
jednostka masy atomowej, u 10, 13

K
katalizator 190–191, 205, 279
katastrofy ekologiczne 204
katoda 159–161, 166–168, 170–171
klucz elektrolityczny 158–161
korozja 168–171
kraking 230
krystalizacja 57, 68–69
krzywe rozpuszczalności 63, 65–66
kwasy mocne 110–112
 – nieutleniające 147, 150–151
 –, reakcje z metalami 147–150
 – słabe 110–111
 – utleniające 147–151
kwaśne opady 119

L
liczba oktanowa (LO) 200
lokant 238, 276

Ł
łańcuch główny 237–238
 – prosty 211
 – rozgałęziony 211

M
masa atomowa 10
 – cząsteczkowa 13
 – molowa 19–20

manganian(VII) potasu 250–251, 266–267, 278
 metale nieszlachetne 150
 – szlachetne 150
 mer 255, 257
 metan 196, 221–222, 226, 229, 237
 mieszanie roztworów 88–92
 mieszanina 52–59, 234
 – jednorodna 52, 55–58, 65
 – niejednorodna 52–54, 66
 mol 15, 44–45
 monomer 254–255, 257

N

nawozy naturalne 120
 – sztuczne 120
 nazwy alkanów 221
 – o rozgałęzionych łańcuchach węglowych 237–238
 – alkenów 244
 – o rozgałęzionych łańcuchach węglowych 248
 – alkinów 262
 – o rozgałęzionych łańcuchach węglowych 265
 – homologów benzeny 276
 – monomerów 255
 – polimerów 255, 258

O

objętość molowa gazów 25–28
 obliczenia stechiometryczne 42–48
 odczyn roztworu 109–113
 ogniwo Daniella 161
 – galwaniczne 157–163
 – nieodwracalne 164, 166–167
 – odwracalne 164, 166–167
 – paliwowe 166
 olej napędowy 201

otoczenie 178
 ozon 210

P

paliwa kopalne 196, 203–204
 pasywacja 172
 patyna 169
 pH 111, 112–117
 piroliza 202
 podstawniki 237–238, 276–277
 pOH 111, 112–114
 polietylen 257–258
 polimer 254–258
 polimeryzacja 256–257
 polipropylen 255, 258
 pomiar pH 115–116
 potencjał standardowy redukcji 158, 160–162
 półogniwo 157–162
 prawo Avogadra 26
 – stałości składu 34
 – zachowania masy 42–43
 proces dysocjacji →
 dysocjacja elektrolityczna
 – egzoenergetyczny 181–182
 – endoenergetyczny 179–180
 produkt główny 253
 – uboczny 253
 przeliczanie stężeń 81–82

R

reakcja addycji 251–253, 267–271
 – egzotermiczna 183
 – endotermiczna 183
 – polimeryzacji 254, 256–257
 – redukcji 136, 160
 – substytucji 228–229, 279
 – utleniania 136, 160
 – utleniania-redukcji 133–134, 150–151, 168

– –, bilansowanie 139–145
 redukcja 135–137, 151
 reduktor 135–137, 151
 reforming 200, 241
 reguła krzyżowa 90–92
 – Markownikowa 252–253, 270–271
 – mieszania → reguła krzyżowa
 reszta kwasowa 99, 101
 ropa naftowa 197–199
 rozpuszczalnik 56–58, 60–61, 68–69, 71, 75, 79, 84–86
 rozpuszczalność 60–64
 rozpuszczanie 60–62, 64
 roztwarzanie 154
 roztwór 65
 – nasycony 65, 68–69
 – nienasycony 66, 68–69
 – przesycony 66, 68–69
 – rozcieńczony 84–85
 – stężony 84–85
 równanie połówkowe 136

S

siła elektromotoryczna ogniwa 160–161
 skala pH 112–113
 – pOH 112–113
 skład ilościowy związku chemicznego 30, 32–33
 – jakościowy związku chemicznego 30
 – procentowy związku chemicznego 31, 33, 213
 smog 119
 spalanie całkowite 226–228, 251, 267, 279
 – niecałkowite 227–228, 251, 267, 279
 – paliw kopalnych 203
 stała Avogadra N_A 16, 21, 44
 stężenie molowe 77–83
 – procentowe 71–76

– roztworu 78, 81
 stopień dysocjacji elektrolitycznej 103–108
 – utlenienia 126–132
 stosunek atomowy 31, 33, 213
 – masowy 31, 33
 substancja rozpuszczana 60, 64, 68–69, 75, 79, 84–86
 szereg aktywności metali 146–156
 – elektrochemiczny metali 158
 – homologiczny 221
 – – alkanów 222–223
 – – alkenów 244–245
 – – alkinów 262–263
 szybkość reakcji chemicznej 186–192

Ś

środki przeciwstukowe 200

U

układ 178
 utleniacz 135–137, 151
 utlenianie 135–137, 151

W

warunki normalne 25
 węgiel 207–209
 węgle kopalne 202
 węglowodory 220–281
 – aromatyczne 274–281
 – nasycone 220–232
 – nienasycone 233–273
 – –, reakcje charakterystyczne 268–269
 wiązanie chemiczne 99
 – podwójne 211, 243
 – pojedyncze 211
 – potrójne 211, 243, 261
 – typu π 243, 261, 268–269

– typu σ 220–221, 243, 261, 268–269
 – wielokrotne 243, 246, 264, 269
 właściwości chemiczne alkanów 225
 – – alkenów 250–251
 – – alkinów 266–267
 – – benzeny 277–278
 – fizyczne alkanów 224–225
 – – alkenów 249–250
 – – alkinów 266
 – – benzeny 277
 woda bromowa 250–251, 266–267
 wskaźniki kwasowo-
 – zasadowe 109, 112–113
 wzór empiryczny 36, 213
 – grupowy 212, 223, 245
 – półstrukturalny 212, 223, 245
 – rzeczywisty 36, 213
 – strukturalny 211, 222, 244, 274
 – sumaryczny 212, 222, 244
 – szkieletowy 212, 274

Z

zanieczyszczenia powietrza 204
 – środowiska przyrodniczego 118–119
 zielona chemia 205
 zmiana entalpii 183
 zmiana stężenia roztworów 84–87
 zmiany klimatu 204

Ź

źródła energii 203
 – –, odnawialne 203

Zdjęcie na okładce: **Getty Images:** Getty Images/iStock/Getty Images Plus/LauriPatterson (krople octu balsamicznego w oleju); **Panthermedia:** Hannes Eichinger (tło); **Shutterstock:** best_vector (tło), Inna Dodor (bąble w oleju), Media Home (szalki Petriego). **Ilustracje:** **Elżbieta Buczkowska:** s. 166 (bateria); **Rafał Buczkowski:** s. 7, 13, 26 (cząsteczki), 31, 33, 34, 44, 49, 99 (cząsteczki), 101, 153, 167 (akumulator), 168, 171, 198 (kolumna destylacyjna), 208–209 (modele cząsteczek), 210 cząsteczki, 212, 213, 217, 220, 221, 229, 230, 241, 243, 253, 257, 261, 269 (modele cząsteczek), 270, 271, 304; **Zuzanna Dudzic:** s. 62 (model cząsteczki), 65 (puszki), 84, 85, 88, 99 (model cząsteczki); **Marcin Franczak:** s. 25; **Piotr Gotkowski:** s. 57 (destylacja); **Adam Klodecki:** s. 210 (lakier); **Joanna Ptak:** s. 166 (bateria), 166 (ogniwo paliwowe); **Wojciech Sendal:** s. 26 (kolby), 57 (zlewka), 62 (wykresy), 63, (wykresy), 66 (wykresy), 70 (wykresy), 82, 84, 85, 88, 111, 135, 139, 157, 158, 159, 161, 170, 178, 179, 181, 183, 184, 185, 191, 193, 256; **Ewa Sowulewska:** s. 166 (ogniwo paliwowe), 314. **Ilustracje:** Elżbieta Buczkowska, Rafał Buczkowski, Zuzanna Dudzic, Marcin Franczak, Piotr Gotkowski, Adam Klodecki, Joanna Ptak, Wojciech Sendal, Ewa Sowulewska.

Zdjęcia: **Archiwum Nowej Ery** s. 24, 26, 43; **BE&W:** Alamy Stock Photo – Dyana s. 261 (grotolazy), Jim McKinley s. 204 (plywająca zapora oddzielająca ropę naftową od wody), Panther Media GmbH s. 180, PJF Military Collection s. 280 (mina), studiomode s. 199 (butla turystyczna z palnikiem), Vivitaart s. 201 (oznaczenie paliwa), Photo Researchers/Charles D. Winters s. 208 (fosfor biały), Science Source – Charles D. Winters s. 56, 71 (otrzymywanie wodnego roztworu wodorotlenku sodu), s. 101, GiPhotoStock s. 68 (otrzymywanie roztworów), Theodore Clutte s. 202 (paproć w skamielinie), Turtle Rock Scientific s. 68 (odparowywanie wody z roztworu), s. 69, 112 (zlewki), 113 (zlewki), s. 146 (reakcja magnezu, cynku i miedzi z kwasem nieutleniającym), s. 150 (reakcja miedzi z kwasem azotowym), s. 151 (reakcja miedzi z azotanem srebra), s. 183 (reakcja jodu z glinem), s. 188; **Depositphotos:** belchonock s. 202 (węgiel leczniczy); **East News:** Cover Images s. 239; **Forum:** Caters News/Kitty Viljoen s. 204 (żyrafa), Mariusz Palczyński s. 126; **Getty Images:** DigitalVision/Oppenheim Bernhard s. 32 (mikser), E+ – freemixer s. 219, freemixer s. 231 (butla gazowa), Jan-Otto s. 231 (biogazownia), Phynart Studio s. 228, svetikd s. 259 (odzież termoaktywna), iStock/Getty Images Plus – BeylaBalla s. 15 (trampki), Leadinglights s. 169, Macrowildlife s. 202 (antracyt), Magnascan s. 225, prill s. 209 (grafit), rivalstrife s. 119 (smog w Los Angeles), tomasworks s. 172 (narzędzia chirurgiczne), ValentynVolkov s. 243, VvoeVale s. 202 (szungit), Moment – Carbonero Stock s. 259 (opona), I am happy taking photographs s. 97, 109, Maciej Toporowicz, NYC s. 198 (mazut), s. 199 (mazut), Virojt Changyencham s. 195, 199 (tankowanie), Westend61 s. 272 (spawanie); **Indigo:** agefotostock/Jan Fritz s. 184, Phototeque Oredia/Lucenet Patrice s. 144, Science Photo Library s. 77, 198 (mazut), s. 258 (zdjęcie spod mikroskopu), Andrew Lambert Photography s. 268 (probówki z reakcjami), s. 269 (probówki z reakcjami), Turtle Rock Scientific s. 187; **Mercedes-Benz Polska** Sp. z o.o. s. 200 (katalizator samochodowy); **NASA:** Ozone Hole Watch s. 210 (dziura ozonowa); **Panthermedia:** Péter Gudella s. 164 (baterie alkaliczne); **PAP:** Muzeum Przemysłu Naftowego i Gazowniczego w Bóbrce/Paweł Pawłowski s. 197 (lampa naftowa Ignacego Łukasiewicza); **Shutterstock:** Africa Studio s. 10, 106 (sałatka), Aleksandra Pikalova s. 52 (woda gazowana), All-stock-photos s. 231 (ser), Anatoliy Lukich s. 199 (samolot odrzutowy), Andrey Armyagov s. 98 (tabletki rozpuszczana w wodzie), Ann Bulashenko s. 233, Attapon Thana s. 186, ayzek s. 30, bazilpp s. 64 (herbata), Bergamont s. 32 (gruszka), Bjoern Wylezich s. 113 (papierki uniwersalne), Bokeh Stock s. 103 (zeszyt), by-studio s. 196 (palnik), CHAIWATPHOTOS s. 280 (styropianowy pojemnik), charl898 s. 234, charnsitr s. 164 (smartwatch), Chepko Danil Vitalevich s. 167 (zużyte baterie), ChooChin s. 147, Coffeemill s. 178, Daisy Daisy s. 60 (detergent wkładany do zmywarki), Davizro Photography s. 199 (świece), Davydenko Yulia s. 32 (brzoskwinia), dean bertoncelj s. 98 (izotonik), demarcomedia s. 171 (drut miedziany), Denis Radovanovic s. 146 (piryt), Denis Val s. 199 (wazelina), Dmitry Kalinovsky s. 199 (papa), donikz s. 261 (palnik acetylenowo-tlenowy), Doug McLean s. 168, DUSAN ZIDAR s. 207 (solniczka), eamesBot s. 119 (topniejący lodowiec), Egorov Artem s. 165 (tło w smartfonach), Elena Rudakova s. 259 (dziewczyzna w kapeluszu), Eric Gevaert s. 119 (kominy w fabryce), feeling lucky s. 167 (samochód), Fer Gregory s. 136, FocusStocker s. 165 (smartfony), Fotogiunta s. 207 (cukiernica), Gabriel Pahontu s. 272 (dmuchanie szkła), goffkein.pro s. 51, 87, goh seok thuan s. 79 (kolba miarowa), Ilya Andriyanov s. 84 (podawanie syropu), Image Point Fr s. 80, Ittipon s. 55 (but), Julia Reschke s. 146 (złoto), Karl Bloch s. 119 (zniszczony las), Katyau s. 285, kazoka s. 85 (gotowanie zupy), Ken Felepchuk s. 2023 (elektrownia wiatrowa), Kenishirote s. 166 (baterie), Kishano s. 29, Kolonko s. 150 (probówka), s. 151 (probówka), s. 268 (probówka), s. 269 (probówka), kostrez s. 258 (plastikowa butelka), lafoto s. 204 (trąba powietrzna), Leszek Glasner s. 204 (kobieta w masce smogowej), Lisa S. s. 64 (cukier), litchima s. 79 (waga), losmandarinas s. 202 (węgiel brunatny), Lukas Gojda s. 133, MaraZe s. 71 (truskawki ze śmietaną), Mehmet Cetin s. 79 (nalewanie roztworu do zlewki), Melica s. 9, 42, Mik Lav s. 203 (wydobycie węgla brunatnego), Mikbiz s. 199 (ciężarówka), NadyGinzburg s. 204 (korki uliczne w tle), New Africa s. 33, 58 (zlewka), s. 83, 86, 177, 183 (ciasto w piekarniku), s. 230, 259 (kolby), newphotoservice s. 157, Oleksandr Kostiuchenko s. 164 (akumulator), Oleksiy Mark s. 280 (farby), Olexander Kozak s. 196 (hulajnoga), onair s. 208 (diamenty), Pavels Hotulevs s. 272 (laboratorium), pixel creator s. 201 (nalewak oleju napędowego), plazas i subiros s. 172 (cysterna), Rabbitmindphoto s. 58 (rozdzielanie związków chemicznych), Rattiya Thongdumhyu s. 55 (chromatogram), Richard Peterson s. 201 (nalewak gazu), Roberto Alamillo s. 277, S.Borisov s. 236, Scrudje s. 274, Shulevskyy Volodymyr s. 53 (odcedzanie makaronu), Sijitra Chaowdee s. 181, Sisacorn s. 201 (nalewak benzyny), Sofiaworld s. 90, SOMMAI s. 34, Stanislav71 s. 64 (gorąca woda), StefanoT s. 162, Stock-Asso s. 78, Suwin s. 118, Tim UR s. 32 (jabłko), Toa55 s. 280 (spaliny), Tob1900 s. 60 (garnek z wodą), TORWAISTUDIO s. 231 (preparat chłodzący w sprayu), valzan s. 202 (węgiel kamienny), Ververidis Vasilis s. 220, Wally Stemberger s. 197 (licznik gazowy), wee deizgn s. 125, wee deizgn s. 166 (smartfon), xpixel s. 119 (śnięte ryby), Yevhen Prozhyrko s. 19 (licznik gazu), Zoltan Major s. 146 (sztabka); **Thinkstock/Getty Images:** Hemera/Nick Vangopoulos s. 171 (motocykl); **Anna Budzyńska** s. 54 (przesiewanie); **Włodzimierz Echeński** s. 11 (miedź, jodek ołowiu), s. 15 (glin, magnez, węgiel), s. 19 (siarka), s. 61 (rozpuszczanie oleju roślinnego), s. 75, 94, 98 (dysocjacja), s. 115, 148 (reakcja miedzi ze stężonym roztworem kwasu azotowego), s. 179, 197 (ropa naftowa w kolbie), s. 199 (benzyna, nafta, olej napędowy), s. 226; **PUTTO/Piotr Kubat** s. 11 (tlenek miedzi), s. 20, 52 (woda z solą kuchenną, siarka z żelazem), s. 53 (filtracja), s. 54 (zastosowanie magnezu, dekantacja), s. 61 (rozpuszczanie soli kuchennej), s. 65, 79 (żółta substancja), s. 84 (zlewka), s. 85 (zlewka), s. 88, 98 (zapalona żarówka), s. 99, 100, 103 (zlewka), s. 106 (zlewka), s. 113 (zlewka), s. 117, 148 (szczelna warstwa tlenku uniemożliwia dalszą reakcję glinu z kwasem), s. 158, 182, 189, 190, 200 (mieszanie benzyny z wodą), s. 209 (fosfor czerwony), s. 227, 278.

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.

**NOWA To jest chemia – nowa odsłona
najbardziej przystępnego podręcznika
do zakresu podstawowego**

Za co polubisz podręczniki NOWA To jest chemia?



Przejrzysty i przyjazny
układ treści ułatwia pracę
z podręcznikiem.



Duża liczba przykładów krok
po kroku uczy umiejętności
rozwiązywania zadań.



Wyróżnienia pomagają znaleźć
najważniejsze zagadnienia
w temacie.



Podsumowania w tematach
i działach zwracają uwagę na
treści, które trzeba zapamiętać.



Prosty język i częste
nawiązania do przykładów
z życia codziennego pokazują
praktyczną stronę chemii.



Doświadczenia atrakcyjnie
przedstawione na fotografiach
i infografikach ułatwiają
zrozumienie procesów.

Nowa Era Sp. z o.o.



www.nowaera.pl



nowaera@nowaera.pl



Centrum Kontaktu: 58 721 48 00