



Konsultacje

Reakcje w roztworach wodnych

23 marca 2022

prof. dr hab. Marta Płońska-Brzezińska

ZAKŁAD CHEMII ORGANICZNEJ

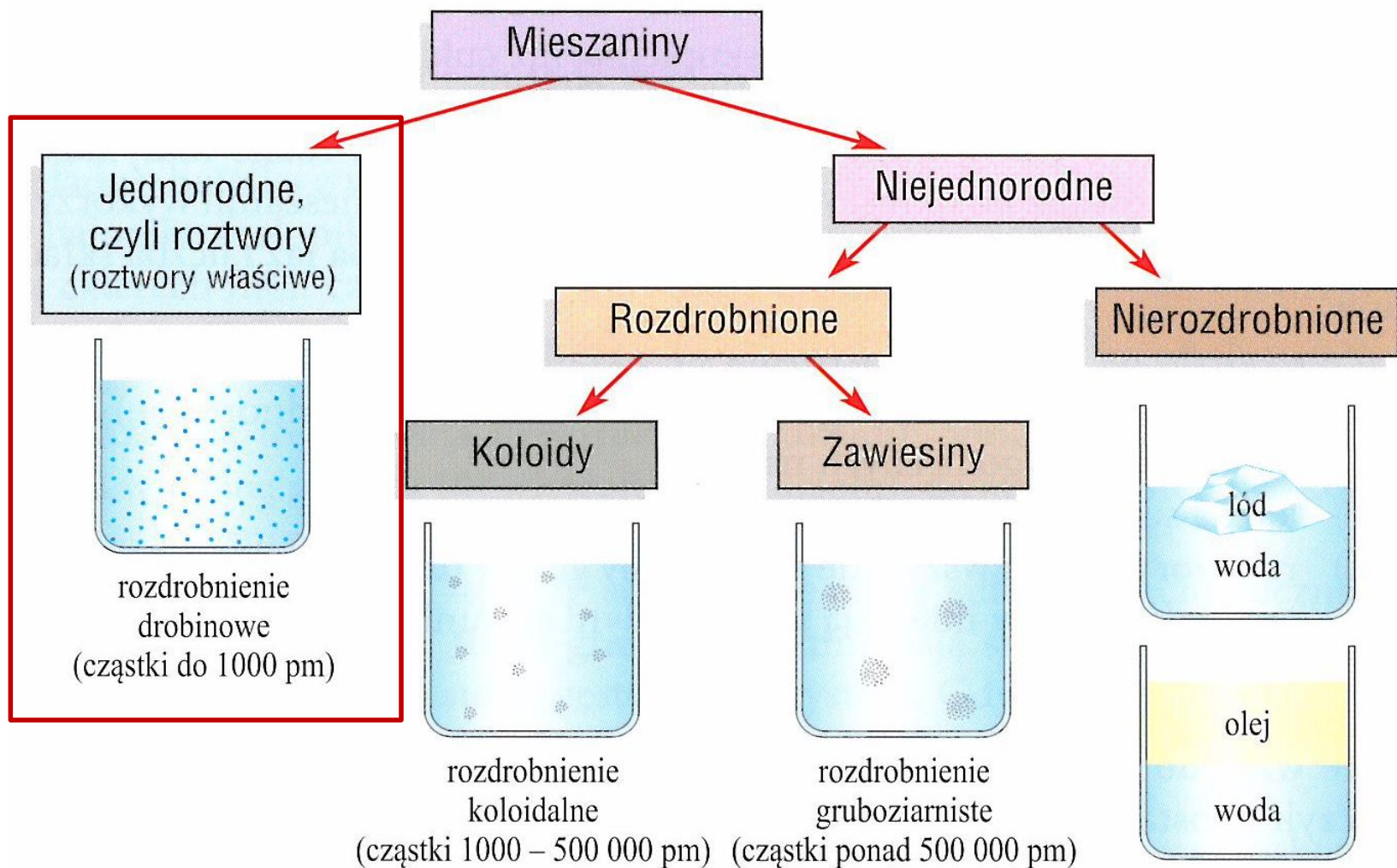


Ministerstwo
Edukacji i Nauki



DOFINANSOWANO ZE ŚRODKÓW BUDŻETU PAŃSTWA
PROGRAM SPOŁECZNA ODPOWIEDZIALNOŚĆ NAUKI
- POPULARYZACJA NAUKI I PROMOCJA SPORTU MINISTRA EDUKACJI I NAUKI
Biologia i Chemia po akademicku
DOFINANSOWANIE
40 000 zł
CAŁKOWITA WARTOŚĆ
45 000 zł

MIESZANINY jednorodne i niejednorodne



MIESZANINY jednorodne i niejednorodne

DOŚWIADCZENIE

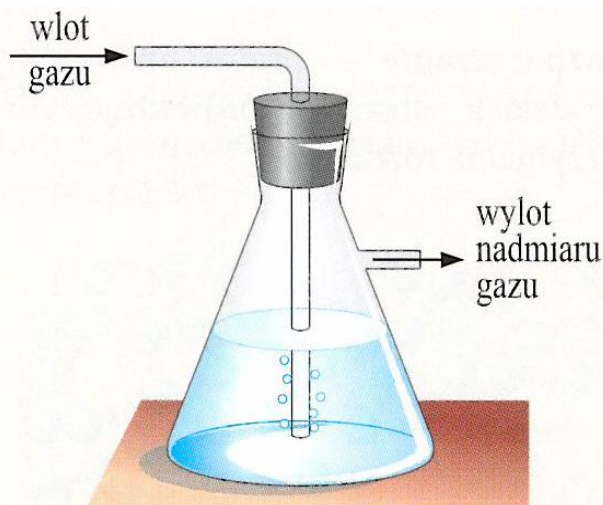


SPORZĄDZANIE MIESZANIN

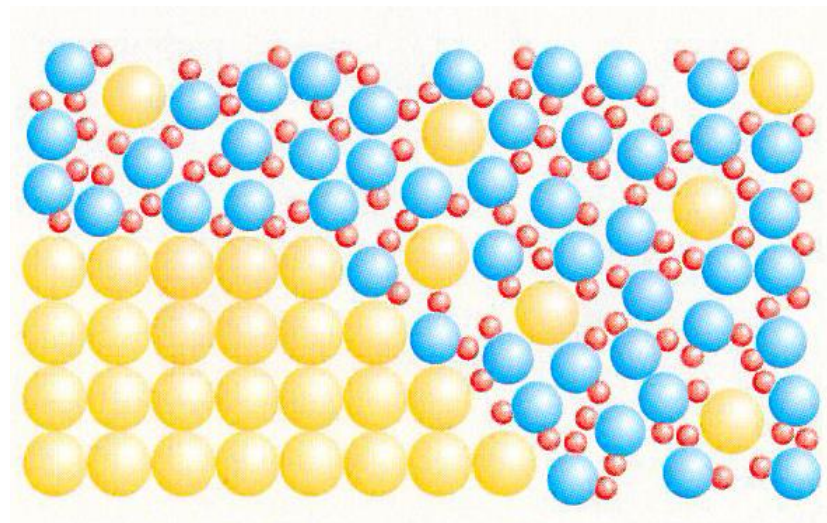
Cele:

- ✓ mieszanie substratów do planowanej reakcji
- ✓ uzyskanie materiału o określonych właściwościach, odmiennych od właściwości czystych rozpuszczalników.

Rozpuszczanie – proces mieszania się dwóch substancji, prowadzący do otrzymania roztworu. (Nie mylić z rozpuszczalnością!)



Rozpuszczanie ciała stałego w cieczy można przyspieszyć przez: 1) rozdrabnianie, 2) mieszanie, 3) ogrzewanie.

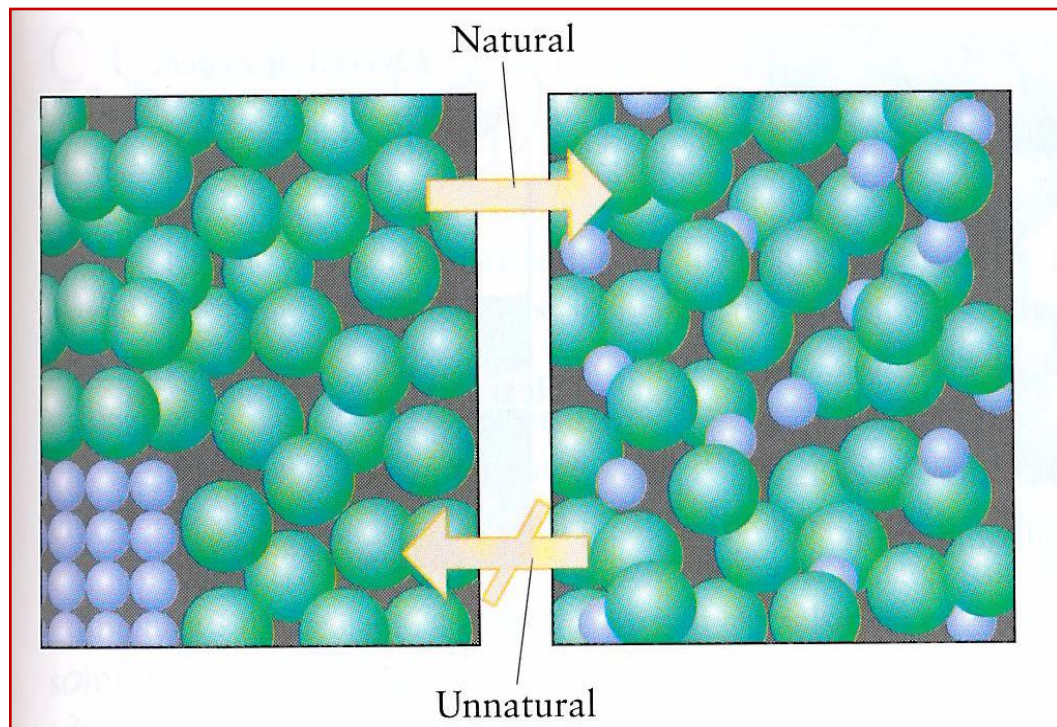


ROZTWORY. Pojęcia podstawowe

Roztwory są mieszaninami, składającymi się przynajmniej z dwu składników:

- ✓ ten, który użyty jest w nadmiarze stanowi fazę rozpraszającą (dyspergującą, tzw. rozpuszczalnik);
- ✓ drugi fazę rozproszoną (zdyspergowaną w danym rozpuszczalniku).

Dlaczego nas interesują roztwory?



- ✓ Wiele reakcji zachodzi w roztworze, ponieważ cząsteczki i jony są bardziej 'ruchliwe' niż w fazie stałej.

Chemistry. Molecules, Matter, and Changes.
Peter Atkins, Loretta Jones,
W.H. Freeman and Company, 1997

ROZTWORY. Pojęcia podstawowe

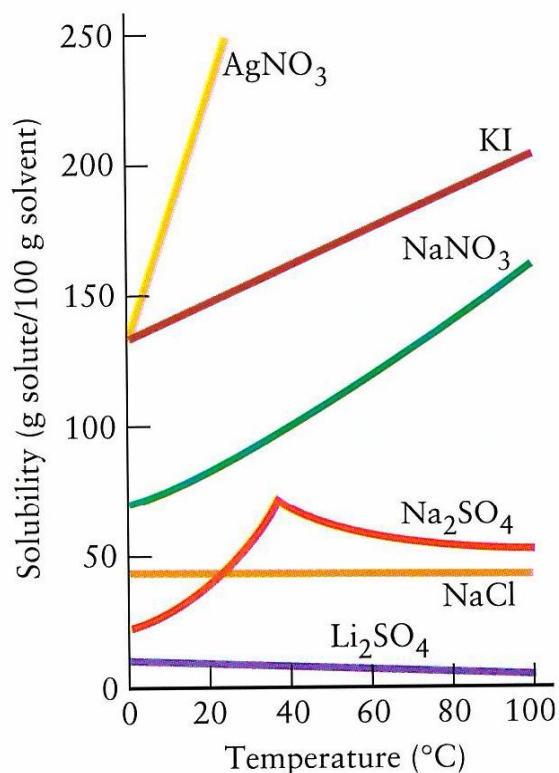
Ze względu na wielkość cząsteczek fazy rozproszonej roztwory dzielimy na:

- ✓ **Roztwory rzeczywiste** – zwane inaczej właściwymi, w których średnica cząsteczek substancji rozproszonej w ośrodku rozpraszającym jest w przybliżeniu równa średnicy cząsteczek ośrodka rozpraszającego i wynosi od 10^{-10} m. Roztwory rzeczywiste są układami homogenicznymi.
- ✓ **Roztwory koloidalne**, w których średnica cząstek substancji rozproszonej jest większa od średnicy cząsteczek ośrodka rozpraszającego (zawiera się w przedziale od 10^{-9} m do 10^{-7} m).
- ✓ **Zawiesiny**, w których średnica cząsteczek substancji rozproszonej jest większa od średnicy cząsteczek ośrodka rozpraszającego i wynosi powyżej 10^{-7} m.

ROZPUSZCZALNOŚĆ

✓ Roztwory

- ✓ Mieszanki dwu cieczy, gaz rozpuszczony w cieczy lub ciało stałe w cieczy
- ✓ **Cecha charakterystyczna** – możliwość sporządzenia roztworu o określonym stężeniu; rozpuszczalność danej substancji w rozpuszczalniku, w którym ma być rozpuszczana.



Rozpuszczalność – wielkość określająca jak dużo danej substancji rozpuści się w określonej ilości rozpuszczalnika, w określonej temperaturze. Zazwyczaj rozpuszczalność jest wyrażona jako maksymalna liczba gramów substancji możliwa do rozpuszczenia w 100 g rozpuszczalnika w danej temperaturze.

ROZPUSZCZALNOŚĆ

Od jakich czynników zależy?

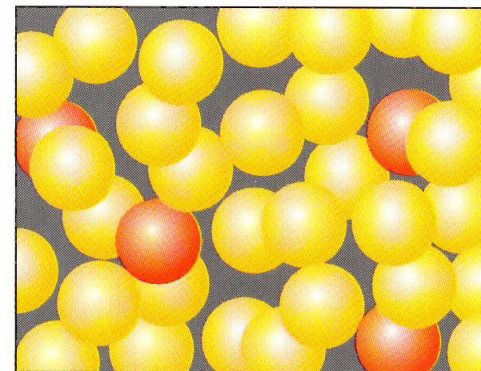
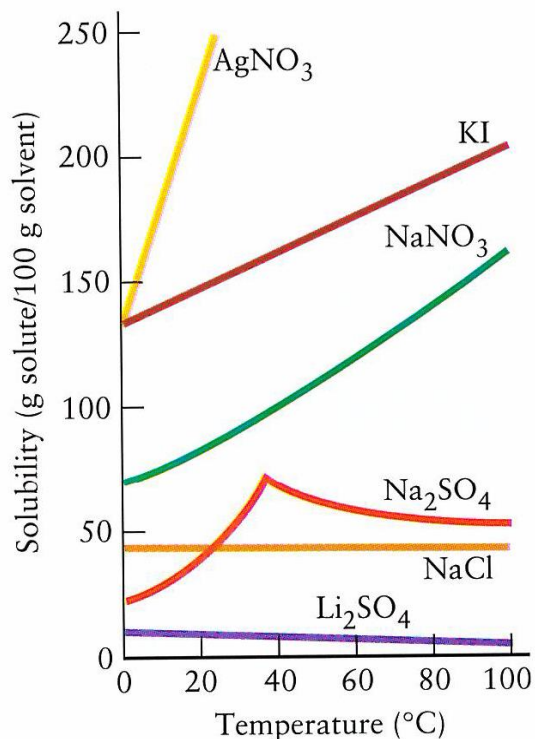
- ✓ **Rozpuszczalność substancji w danym rozpuszczalniku** zależy zarówno od natury chemicznej substancji rozpuszczanej, jak i rozpuszczalnika; substancje polarne rozpuszczają się łatwiej w rozpuszczalniku polarnym (np. HCl w wodzie) zaś apolarne w apolarnym.
- ✓ **Rozpuszczalność** wielu substancji znacząco **zmienia się ze zmianą temperatury**. Zazwyczaj rozpuszczalność ciał stałych wraz ze wzrostem temperatury rośnie, natomiast gazów maleje.
- ✓ **W przypadku ciał stałych i cieczy zmiana ciśnienia** nie wywiera praktycznie żadnego wpływu na rozpuszczalność, natomiast w przypadku rozpuszczania gazów wpływ ciśnienia jest znaczący. Wzrost ciśnienia powoduje wzrost rozpuszczalności gazów a obniżenie – obniżenie ich rozpuszczalności.

Jak dużo?

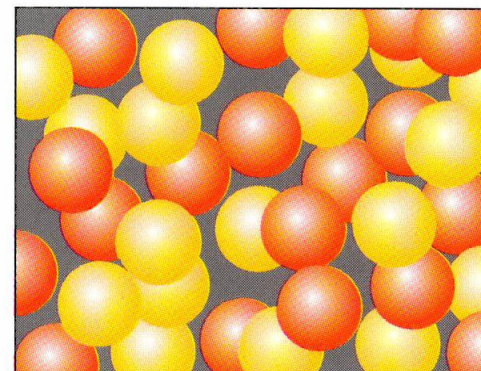
PRZYKŁAD

W 100 g wody w temperaturze 20°C może maksymalnie rozpuścić się 36 g $\text{NaCl}_{(s)}$, a więc rozpuszczalność NaCl w 20°C wynosi 36 g/100 g wody.

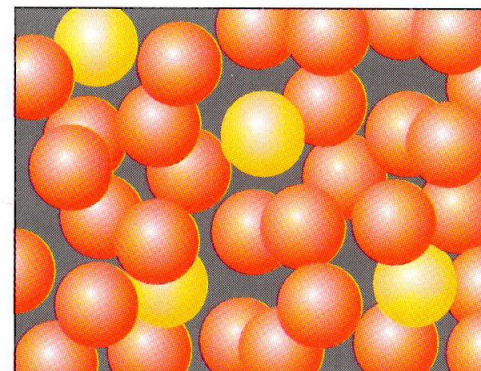
PRZYKŁAD



$$x_{\text{RED}} = 0.1$$



$$x_{\text{RED}} = 0.5$$



$$x_{\text{RED}} = 0.9$$

Rozpuszczalność

ZADANIE

Na podstawie wykresu rozpuszczalności substancji odpowiedz na pytania.

a) Ile gramów:

azotanu(V) potasu KNO_3 ,

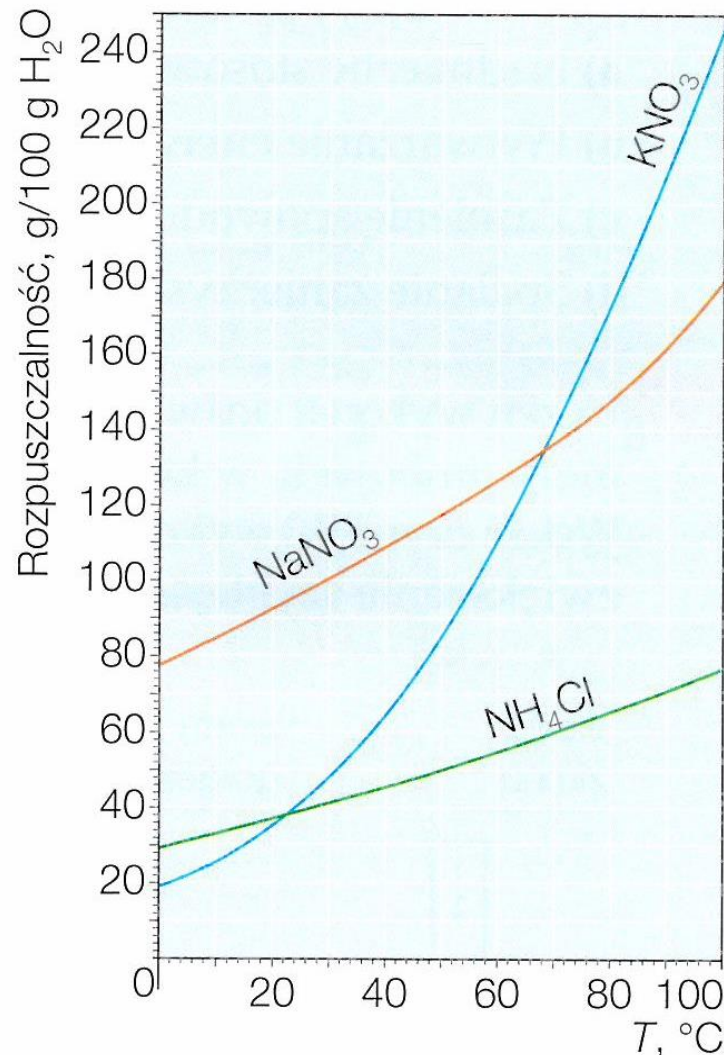
chlorku amonu NH_4Cl ,

azotanu(V) sodu NaNO_3

rozpuszczono w 100 g wody o temperaturze 80°C , żeby otrzymać roztwory nasycone?

b) Która z wymienionych soli ma największą, a która najmniejszą rozpuszczalność w tej temperaturze?

c) Rozpuszczalność której z tych substancji najszybciej zwiększa się w przedziale temperatur $50\text{--}70^\circ\text{C}$?



Obliczanie masy wody w roztworze nasyconym

ZADANIE

Oblicz, w jakiej ilości wody należy rozpuścić 40 g $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, aby otrzymać roztwór nasycony w temperaturze 60°C .

Z wykresu rozpuszczalności odczytuje się rozpuszczalność $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ w temperaturze 60°C . Rozpuszczalność tej soli w temperaturze 60°C wynosi 96 g. Oznacza to, że w 100 g wody o temperaturze 60°C można rozpuścić 96 g azotanu(V) ołowiu(II), żeby otrzymać roztwór nasycony. W jakiej ilości wody można więc rozpuścić 40 g azotanu(V) ołowiu(II), aby otrzymać roztwór nasycony w temperaturze 60°C ?

Należy ułożyć proporcję: 96 g $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ — 100 g wody

40 g $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ — x g wody

$$\frac{96 \text{ g}}{40 \text{ g}} = \frac{100 \text{ g}}{x} \quad \text{czyli: } x = \frac{40 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}}{96 \text{ g}} \quad x = 41,7 \text{ g}$$

Odpowiedź: Aby otrzymać roztwór nasycony w temperaturze 60°C , należy 40 g azotanu(V) ołowiu(II) rozpuścić w 41,7 g wody.

Obliczanie rozpuszczalności substancji

ZADANIE

W 75 g nasyconego roztworu wodnego o temperaturze 70°C znajduje się 25 g substancji. Oblicz rozpuszczalność tej substancji. Na podstawie wykresu rozpuszczalności określ, jaka to substancja.

W 75 g roztworu znajduje się 25 g substancji rozpuszczonej i 50 g wody, czyli na 50 g wody przypada 25 g substancji w podanej temperaturze. Należy obliczyć, ile gramów substancji będzie się znajdować w 100 g wody.

Należy ułożyć proporcję: 25 g substancji — 50 g wody
x g substancji — 100 g wody

$$\frac{25 \text{ g}}{x} = \frac{50 \text{ g}}{100 \text{ g}} \quad \text{czyli: } x = \frac{25 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}}{50 \text{ g}} \quad x = 50 \text{ g}$$

Opis składu ilościowego mieszaniny

Procent masowy i objętościowy

- ✓ Skład mieszaniny najczęściej wyraża się w **procentach masowych (wagowych)**, przy czym masę mieszaniny przyjmuje się za 100%.
- ✓ W przypadku mieszanin gazowych i ciekłych można ich skład określać również w **procentach objętościowych**, a wtedy objętość mieszaniny przyjmuje się za 100%.

Masowy skład mieszaniny dwuskładnikowej A i B:

$$\begin{aligned}\%A &= \frac{m_A}{m} \cdot 100\% & \%B &= \frac{m_B}{m} \cdot 100\% \\ \%A + \%B &= 100\% \\ m &= m_A + m_B\end{aligned}$$

gdzie:

%A, %B – zawartości procentowe,

m – masa mieszaniny,

m_A , m_B – masy składników w mieszaninie.

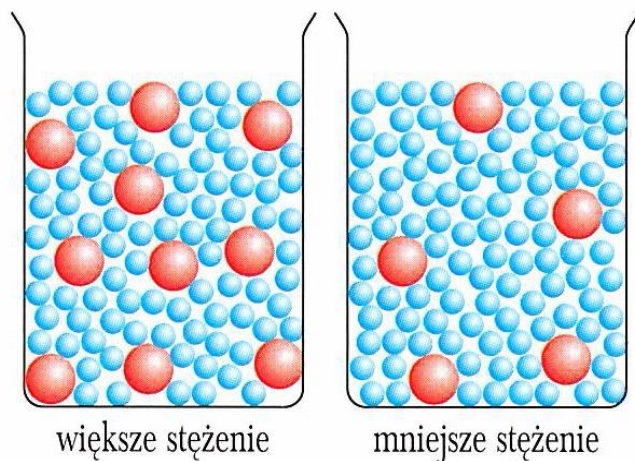
Opis składu ilościowego mieszaniny

Stężenie

Stężenie – zawartość substancji rozpuszczanej w umownej ilości roztworu. Stosuje się kilka sposobów określania stężenia.

Roztwór rozcieńczony – roztwór o niewielkiej zawartości substancji rozpuszczonej.

Roztwór stężony – roztwór o dużej zawartości substancji rozpuszczonej.



● substancja rozpuszczona
● rozpuszczalnik

Opis składu ilościowego mieszaniny

Stężenie procentowe

Stężenie procentowe

procent masowy substancji rozpuszczonej w stosunku do masy roztworu

$$C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% \quad m_r = m_s + m_{rozp}$$

ZADANIE

Obliczyć stężenie procentowe roztworu otrzymanego w wyniku rozpuszczenia 8 g substancji w 12 g wody.

Rozwiązanie:

Dane: $m_s = 8 \text{ g}$
 $m_{rozp} = 12 \text{ g}$

Szukane: $c_p = ?$

Sposób I (ze wzoru)

$$\begin{aligned} c_p &= \frac{m_s}{m_s + m_{rozp}} \cdot 100\% = \\ &= \frac{8 \text{ g}}{8 \text{ g} + 12 \text{ g}} \cdot 100\% = 40\% \end{aligned}$$

Sposób II (z proporcji)

masa roztworu wynosi: $8 \text{ g} + 12 \text{ g} = 20 \text{ g}$,
zatem 20 g stanowi 100%
 8 g stanowi x
$$x = \frac{8 \text{ g} \cdot 100\%}{20 \text{ g}} = 40\%$$

Odpowiedź: Stężenie roztworu wynosi 40% .

ZADANIE

W 200 g roztworu znajduje się 12 g azotanu(V) potasu. Oblicz stężenie procentowe roztworu.

I sposób obliczania

z wykorzystaniem wzoru
na stężenie procentowe

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

$$C_p = \frac{12 \text{ g}}{200 \text{ g}} \cdot 100\%$$

$$C_p = 6\%$$

II sposób obliczania

z użyciem proporcji i wykorzystaniem
definicji stężenia procentowego

200 g roztworu *stanowi* 100%

12 g substancji *stanowi* x%

$$\text{czyli: } \frac{200 \text{ g}}{12 \text{ g}} = \frac{100\%}{x}$$

$$x = \frac{12 \text{ g} \cdot 100\%}{200 \text{ g}}$$

$$x = 6\%$$

lub

200 g roztworu *zawiera* 12 g substancji

100 g roztworu *zawiera* x g substancji

$$\text{czyli: } \frac{200 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{12 \text{ g}}{x}$$

$$x = \frac{100 \text{ g} \cdot 12 \text{ g}}{200 \text{ g}}$$

$$x = 6 \text{ g}$$

W 100 g roztworu znajduje się 6 g substancji rozpuszczonej, czyli stężenie procentowe roztworu wynosi 6%.

ZADANIE

W 180 g wody rozpuszczono 20 g soli kuchennej. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu.

I sposób obliczania

z wykorzystaniem wzoru na stężenie procentowe

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

$$C_p = \frac{20 \text{ g}}{200 \text{ g}} \cdot 100\%$$

$$C_p = 10\%$$

II sposób obliczania

z użyciem proporcji i wykorzystaniem definicji stężenia procentowego

200 g roztworu *stanowi* 100%

20 g substancji *stanowi* x%

$$\text{czyli: } \frac{200 \text{ g}}{20 \text{ g}} = \frac{100\%}{x}$$

$$x = \frac{20 \text{ g} \cdot 100\%}{200 \text{ g}}$$

$$x = 10\%$$

lub

200 g roztworu *zawiera* 20 g substancji

100 g roztworu *zawiera* x g substancji

$$\text{czyli: } \frac{200 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{20 \text{ g}}{x}$$

$$x = \frac{100 \text{ g} \cdot 20 \text{ g}}{200 \text{ g}}$$

$$x = 10 \text{ g}$$

W 100 g roztworu znajduje się 10 g substancji rozpuszczonej, czyli stężenie procentowe roztworu wynosi 10%.

ZADANIE

Oblicz, ile gramów wodorotlenku sodu NaOH potrzeba do przygotowania 2 dm³ 10% roztworu o gęstości 1,115 g/cm³.

1. Obliczanie masy roztworu:

I sposób obliczania

1 cm³ ma masę 1,115 g

2000 cm³ ma masę m_r

$$\text{czyli: } \frac{1 \text{ cm}^3}{2000 \text{ cm}^3} = \frac{1,115 \text{ g}}{m_r}$$

$$m_r = \frac{2000 \text{ cm}^3 \cdot 1,115 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3}$$

$$m_r = 2230 \text{ g}$$

II sposób obliczania

$$d_r = \frac{m_r}{V}$$

czyli:

$$m_r = d_r \cdot V$$

$$m_r = 1,115 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 2000 \text{ cm}^3$$

$$m_r = 2230 \text{ g}$$

ZADANIE

Oblicz, ile gramów wodorotlenku sodu NaOH potrzeba do przygotowania 2 dm³ 10% roztworu o gęstości 1,115 g/cm³.

2. Obliczanie masy substancji:

I sposób obliczania

z wykorzystaniem wzoru na stężenie procentowe

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

Wzór przekształca się tak, aby obliczyć m_s :

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

$$m_s = \frac{10\% \cdot 2230 \text{ g}}{100\%}$$

$$m_s = 223 \text{ g}$$

II sposób obliczania

z użyciem proporcji i wykorzystaniem definicji stężenia procentowego

2230 g roztworu *stanowi* 100%
 x g substancji *stanowi* 10%

$$\text{czyli: } \frac{2230 \text{ g}}{x} = \frac{100\%}{10\%}$$

$$x = \frac{2230 \text{ g} \cdot 10\%}{100\%} \quad x = 223 \text{ g}$$

lub

2230 g roztworu *zawiera* x g substancji
 100 g roztworu *zawiera* 10 g substancji

$$\text{czyli: } \frac{2230 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{x}{10 \text{ g}}$$

$$x = \frac{2230 \text{ g} \cdot 10 \text{ g}}{100 \text{ g}} \quad x = 223 \text{ g}$$

Odpowiedź: Do przygotowania 2 dm³ 10-procentowego roztworu o gęstości 1,115 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, należy użyć 223 g wodorotlenku sodu.

Obliczenia z wykorzystaniem reguły mieszania

ZADANIE

Oblicz, w jakim stosunku masowym należy mieszać 30% roztwór pewnej soli z roztworem 60% tej samej soli, aby otrzymać roztwór 45%.

W praktyce stosuje się schemat krzyżowy wynikający z reguły mieszania (masa roztworu początkowego jest odwrotnie proporcjonalna do różnicy stężeń roztworu początkowego i końcowego).

Dane:

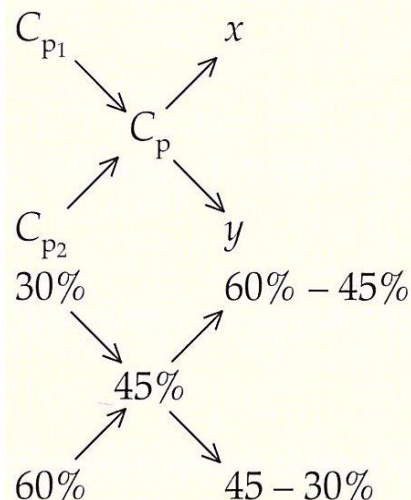
$$C_{P1} = 30\%$$

$$C_{P2} = 60\%$$

$$C_p = 45\%$$

Szukane:

$$\frac{x}{y} = ?$$



W celu uzyskania roztworu o stężeniu C_p należy $C_p - C_{P2}$ jednostek masowych roztworu C_{P1} mieszać z $C_{P1} - C_p$ jednostkami masowymi roztworu o stężeniu C_{P2} .

Stosuje się schemat krzyżowy (odejmuje się zawsze od większej wartości stężenia wartość mniejszą).

Zatem:

$$\frac{x}{y} = \frac{60\% - 45\%}{45\% - 30\%} \quad \frac{x}{y} = \frac{15}{15} = 1$$

Odpowiedź: Należy mieszać 1 jednostkę masową roztworu 30-procentowego z 1 jednostką masową roztworu 60-procentowego, czyli stosunek masowy wynosi 1 : 1.

Obliczenia z wykorzystaniem reguły mieszania

ZADANIE

Do konserwowania grzybów wykorzystuje się 3% roztwór octu. Oblicz, w jakim stosunku masowym należy zmieszać 10% ocet z wodą, aby otrzymać opisana zalewę.

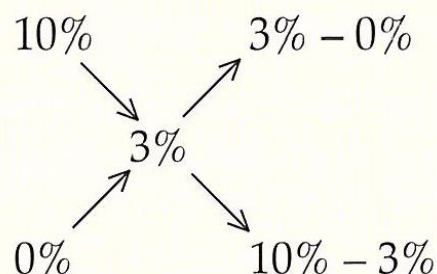
Wodę należy traktować jako roztwór octu o stężeniu 0%.

Dane:

$$C_{p1} = 10\%$$

$$C_{p2} = 0\%$$

$$C_p = 3\%$$



Zatem:

$$\frac{x}{y} = \frac{3\% - 0\%}{10\% - 3\%} \quad \frac{x}{y} = \frac{3}{7}$$

Szukane:

$$\frac{x}{y} = ?$$

Odpowiedź: Należy zmieszać 3 części masowe octu 10-procentowego z 7 częściami masowymi wody, czyli zmieszać 10-procentowy ocet z wodą w stosunku masowym 3 : 7.

Opis składu ilościowego mieszaniny

Stężenie molowe

Stężenie molowe

Informuje o liczbie moli substancji rozpuszczonej, zawartej w 1 dm³ roztworu (jednostka mol/dm³)

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

ZADANIE

Obliczyć stężenie molowe roztworu zawierającego 0,5 mola substancji w 200 cm³ roztworu.

Rozwiązanie:

Dane: $n = 0,5$ mola

Szukane: $c_m = ?$

$$V_r = 200 \text{ cm}^3 = 0,2 \text{ dm}^3$$

Sposób I (ze wzoru)

$$c_m = \frac{n}{V_r}$$
$$c_m = \frac{0,5 \text{ mola}}{0,2 \text{ dm}^3} = 2,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 0,5 mola znajduje się w 0,2 dm³
to x znajduje się w 1 dm³

$$x = \frac{1 \text{ dm}^3 \cdot 0,5 \text{ mola}}{0,2 \text{ dm}^3} = 2,5 \text{ mola}$$

Odpowiedź: Stężenie molowe wynosi 2,5 mol/dm³.

Stężenie molowe

ZADANIE

Jakie jest stężenie molowe roztworu o objętości 300 cm³, który powstał w wyniku rozpuszczenia 10²³ cząsteczek pewnej substancji?

Obliczamy liczbę moli substancji rozpuszczonej:

$$n_s = \frac{N_s}{N_A} = \frac{10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 0,166 \text{ mola}$$

oraz stężenie molowe:

$$c_m = \frac{n_s}{V_r} = \frac{0,166 \text{ mola}}{0,3 \text{ dm}^3} = \underline{0,553 \text{ mol/dm}^3}$$

Opis składu ilościowego mieszaniny

Przeliczanie stężeń

ZADANIE

Oblicz masę substancji o wzorze C_2H_6O , zawartej w 350 g jej roztworu, o stężeniu molowym $11,65 \text{ mol/dm}^3$ i gęstości $0,893 \text{ g/cm}^3$.

Przeliczamy gęstość roztworu na odpowiednią jednostkę:

$$d_r = 0,893 \text{ g/cm}^3 = 893 \text{ g/dm}^3$$

Następnie obliczamy stężenie procentowe roztworu:

$$c_p = \frac{c_m \cdot M_s \cdot 100\%}{d_r} = \frac{11,65 \text{ mol/dm}^3 \cdot 46 \text{ g/mol} \cdot 100\%}{893 \text{ g/dm}^3} = 60\%$$

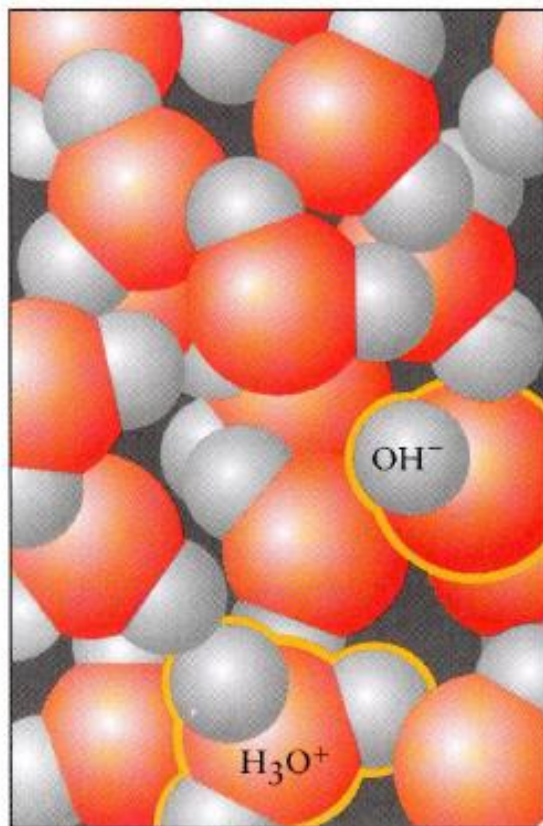
i obliczamy masę substancji rozpuszczonej:

$$m_s = \frac{c_p \cdot m_r}{100\%} = \frac{60\% \cdot 350 \text{ g}}{100\%} = \underline{210 \text{ g}}$$

Kwasy/zasady – Definicja Arrheniusa

AUTOPROTOLIZA WODY

In aqueous solutions, the molarities of H_3O^+ and OH^- ions are related by the autoprotolysis equilibrium; if one concentration is increased, then the other must decrease to maintain the value of K_w .



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_w = (1.0 \times 10^{-7}) \times (1.0 \times 10^{-7}) = 1.0 \times 10^{-14}$$

FIGURE 14.6 As a result of autoprotolysis, pure water consists of hydronium ions and hydroxide ions as well as water molecules. The concentration of ions that results from autoprotolysis is only about $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, so only about 1 molecule in 200 million is ionized.

Odczyn roztworu

- ✓ Cecha roztworu określająca zależność między stężeniem H^+ i OH^-
- ✓ Ilościowa miara odczynu – określenie stężenia jonów H^+ i OH^-
- ✓ Stała dysocjacji wody, czyli stała równowagi chemicznej reakcji:



$$\frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

$$\frac{1 \text{ mol} \cdot 1000 \text{ g}}{18 \text{ g}} = 55,5 \text{ mola} \quad [H_2O] = 55,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\frac{[H^+][OH^-]}{55,5} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

$$[H^+][OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

Iloczyn jonowy wody (K_w)

Skala pH

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = -\log[OH^-]$$

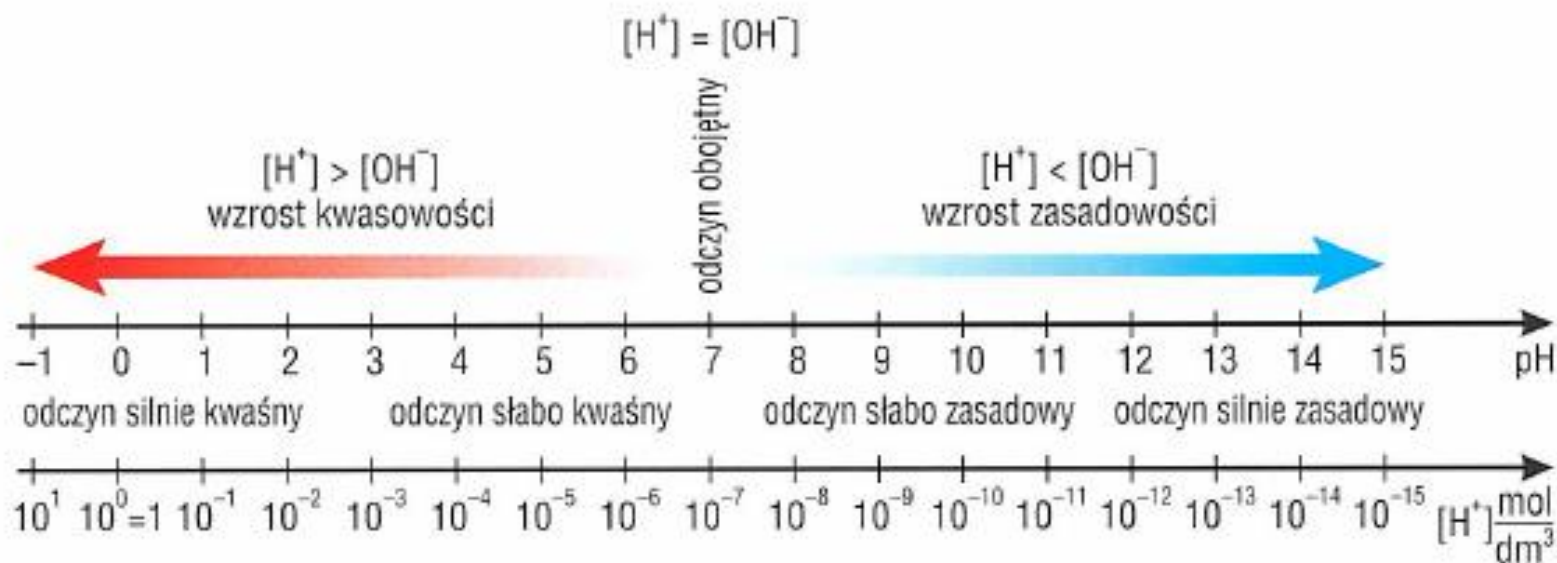
$$pH = -\log[H^+]$$

W czystej wodzie

$$[H^+] = [OH^-] = x$$

$$x^2 = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$x = 1 \cdot 10^{-7}$$

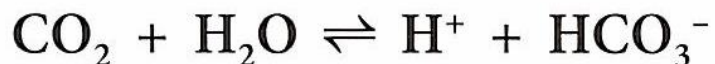


Kwasy/zasady – Definicja Arrheniusa

- ✓ **KWASEM** jest każda substancja, która wprowadzona do wody powoduje wzrost stężenia jonów WODOROWYCH.
- ✓ Wzrost stężenia jonów WODOROWYCH może nastąpić w wyniku jednego z dwóch procesów:



DYSOCJACJA CZĄSTECZEK

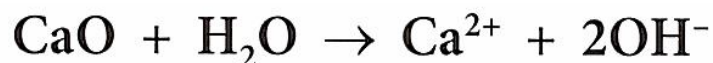


REAKCJA, gdzie **H⁺** PRODUKT

- ✓ **ZASADĄ** jest każda substancja, która wprowadzona do wody powoduje wzrost stężenia jonów WODOROTLENOWYCH.
- ✓ Wzrost stężenia jonów WODOROTLENOWYCH może nastąpić w wyniku jednego z dwóch procesów:



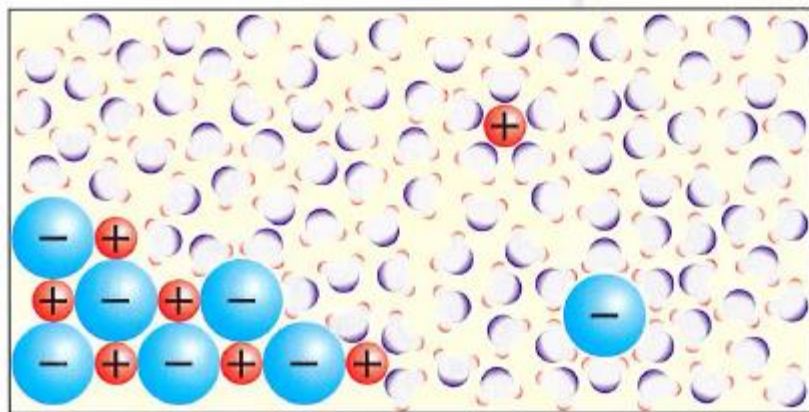
DYSOCJACJA CZĄSTECZEK



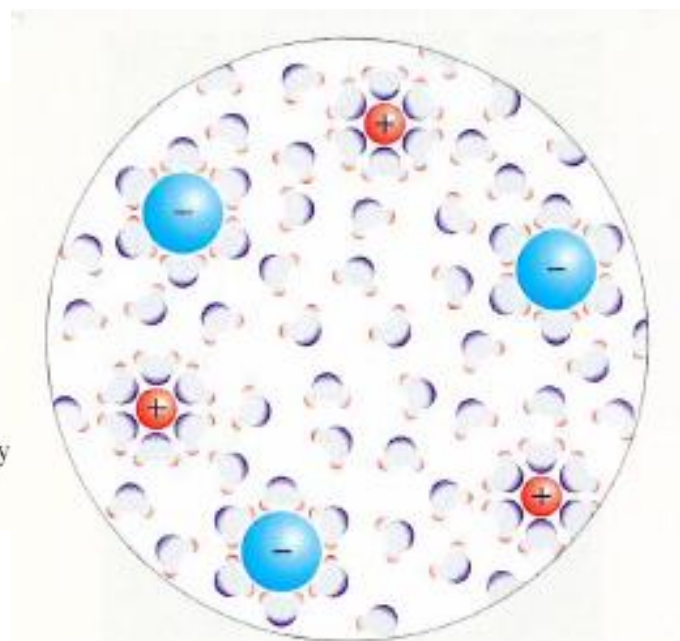
REAKCJA, gdzie **OH⁻** PRODUKT

Dysocjacja jonowa

- ✓ Substancje , które podczas rozpuszczania w wodzie rozpadają się na jony, nazwano **elektrolitami**
- ✓ Sole, wodorotlenki, oksokwasy, wodorki kwasowe, kwasy karboksylowe i ich sole



Dysocjacja substancji jonowych polega na rozbiciu ich kryształów na poszczególne jony, które ulegają hydratacji i w formie takich zespołów poruszają się stosunkowo swobodnie między cząsteczkami wody.



Rys. 7.3. Model wodnego roztworu elektrolitu



Dysocjacja jonowa

Liczba wytwarzanych w procesie dysocjacji ładunków dodatnich jest równa liczbie wytwarzanych równocześnie ładunków ujemnych.



Bilans ładunku oznacza, że 1 mol MgCl_2 rozpada się w wodzie na 1 mol jonów magnezu Mg^{2+} i 2 mole jonów Cl^- .

Dwie praktyczne reguły:

- ✓ Liczba moli jonów danego znaku, powstających podczas dysocjacji jednego mola substancji, jest równa liczbie atomów (lub grup) we wzorze chemicznym substancji:



- ✓ Liczba ładunków jonu jest równa wartościowości formalnej atomu (lub grupy)



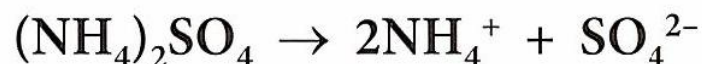
liczba powstających ładunków dodatnich $n \cdot i = m \cdot j$ liczba powstających ładunków ujemnych

Dysocjacja jonowa/Moc elektrolitów

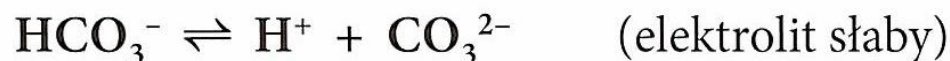
pierwszy etap



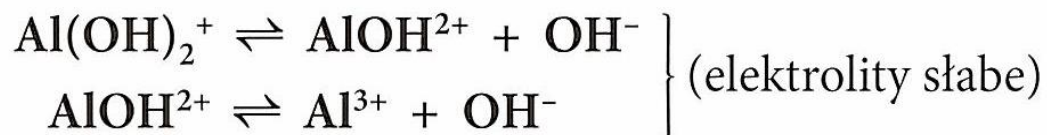
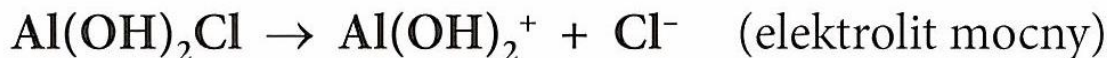
drugi etap



Wodorosole dysocjują etapowo, na przykład:



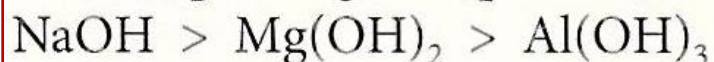
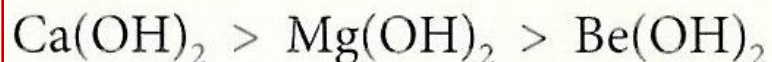
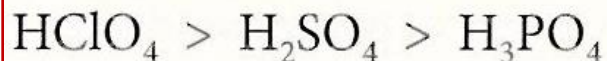
Podobnie może przebiegać dysocjacja soli wodorotlenkowych:



Dysocjacja jonowa/Moc elektrolitów

1. Moc oksokwasów (kwasów tlenowych) H_nEO_m rośnie ze wzrostem elektroujemności atomu centralnego E (H_3PO_4 jest mocniejszy od H_3AsO_4) oraz ze wzrostem liczby atomów tlenu (H_2SO_4 jest mocniejszy niż H_2SO_3).
2. Moc wodorków niemetalu rośnie zarówno w obrębie grupy (tablicy Mendelejewa), jak i w obrębie okresu ze wzrostem liczby atomowej (HCl jest mocniejszy od HF i od H_2S).
3. Moc wodorotlenków rośnie w obrębie grupy (tablicy Mendelejewa), ale maleje w obrębie okresu w miarę wzrostu liczby atomowej [$Mg(OH)_2$ jest mocniejszy od $Be(OH)_2$, ale słabszy niż $NaOH$].

Relacje mocy elektrolitów:



Dlaczego niektóre kwasy są mocne a niektóre słabe?

The proton-donating strength of an acid is measured by its acidity constant; the proton-accepting strength of a base is measured by its basicity constant. The larger the constants, the greater the respective strengths.

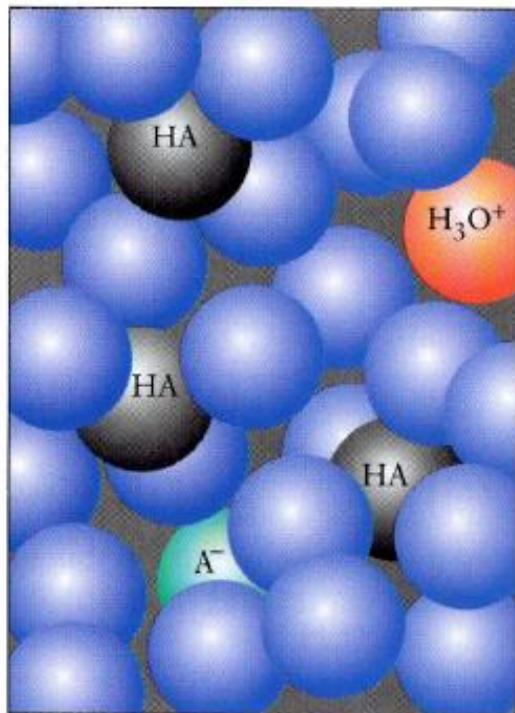


FIGURE 14.13 In a solution of a weak acid, only some of the ionizable hydrogen atoms are present as hydronium ions (the red spheres), and the solution contains a high proportion of the original acid molecules (HA, gray spheres).

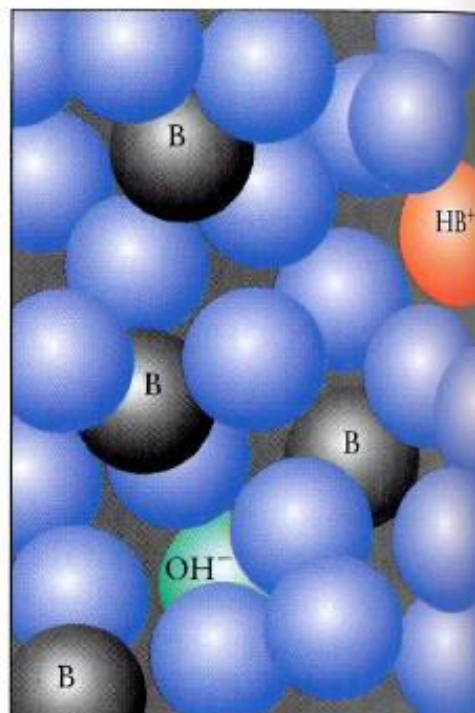
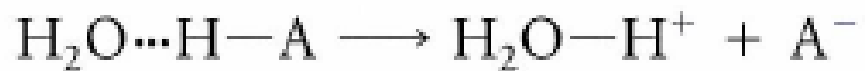


FIGURE 14.14 In a solution of a weak base, only a small proportion of the base molecules (B, represented here by the gray spheres) have accepted protons from water (the blue spheres) to form HB⁺ ions (the red spheres) and OH⁻ ions.

Chemistry. Molecules, Matter, and Changes.

Peter Atkins, Loretta Jones,
W.H. Freeman and Company, 1997

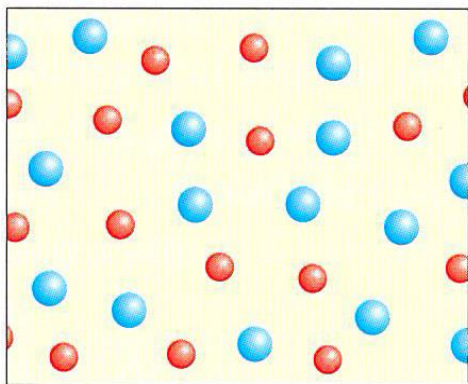
Dlaczego niektóre kwasy są mocne a niektóre słabe?



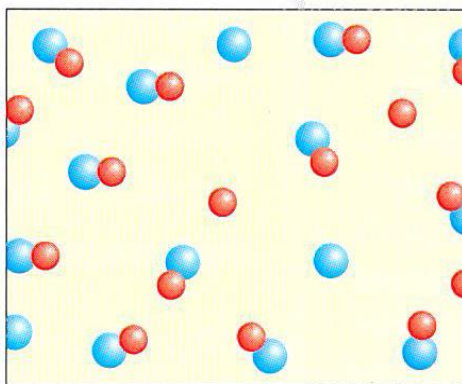
K_a i K_b zależą od wielu parametrów:

- ✓ Siły wiązania **H – A**
- ✓ Siły wiązania **O – H** w **H₃O⁺**
- ✓ Łatwość z którą, **HA**, oddaje proton do wody, zależy częściowo od siły wiązania **O – H** w **H₂O**
- ✓ Im silniejsze jest wiązanie wodorowe, tym łatwiej 'wyrwać' proton z kwasu
- ✓ Im bardziej polarne wiązanie **H – A**, tym większy ładunek dodatni wypadkowy na H, tym silniejsze wiązanie **H₂O $\cdots$ H**

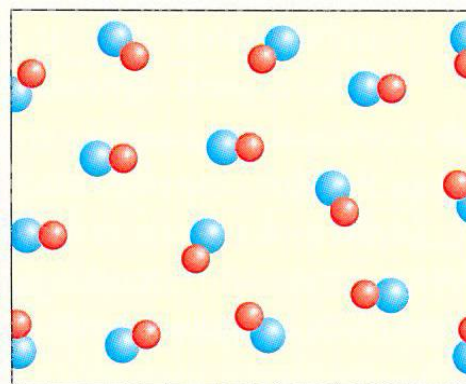
Dysocjacja jonowa/Stała dysocjacji



elektrolit mocny
(brak cząsteczek, same jony)



elektrolit słaby
(dużo cząsteczek, mało jonów)

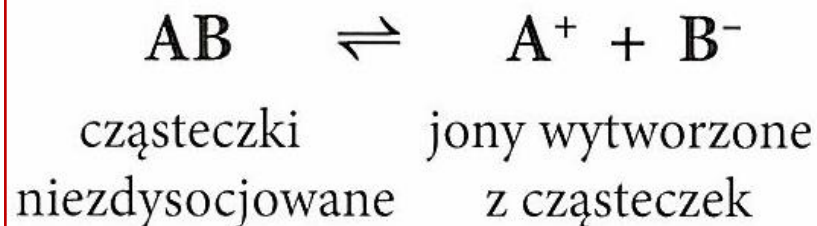


nielektrolit
(same cząsteczki, brak jonów)

Stać dysocjacji (K) – stała równowagi chemicznej procesu dysocjacji:

$$K = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}$$

Stała dysocjacji jest cechą charakterystyczną danego elektrolitu, dla słabych elektrolitów nie zależy od stężenia, a jedynie od temperatury (rośnie z jej wzrostem).



Dysocjacja jonowa/Stopień dysocjacji

Stopień dysocjacji (α) – procent (lub ułamek) cząsteczek, które rozpadły się na jony w stosunku do liczby cząsteczek wprowadzonych do roztworu:

$$\alpha = \frac{\text{liczba cząstek zdysocjowanych}}{\text{liczba cząstek wprowadzonych}}$$

lub równoważnie:

$$\alpha = \frac{\text{liczba moli cząstek zdysocjowanych}}{\text{liczba moli cząstek wprowadzonych}}$$

Ilorazy definiujące α można pomnożyć przez 100% i uzyskać wynik w procentach.

Stopień dysocjacji elektrolitu w wodnym roztworze zależy od:

- 1) rodzaju elektrolitu,
- 2) stężenia roztworu (maleje ze wzrostem stężenia),
- 3) temperatury (na ogół nieznacznie wzrasta ze wzrostem temperatury),
- 4) obecności innych substancji w roztworze.

$$\alpha = \frac{N_z}{N_w} \cdot 100\% = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\% = \frac{c_z}{c_w} \cdot 100\%$$

i wówczas

$$0\% < \alpha < 100\%$$

lub

$$\alpha = \frac{N_z}{N_w} = \frac{n_z}{n_w} = \frac{c_z}{c_w}$$

i wówczas

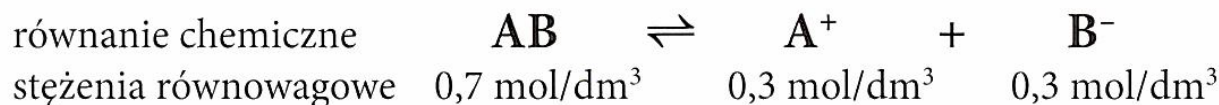
$$0 < \alpha < 1$$

Dysocjacja jonowa/Stopień dysocjacji

PRZYKŁAD

Chemia. Fundamenty, Krzysztof Pazdro. OFE 2015

Jeżeli w 1 dm³ roztworu znajduje się 1 mol elektrolitu AB, którego stopień dysocjacji wynosi 30%, to 70%, czyli 0,7 mola cząsteczek pozostanie niezdy-socjowanych, a 30%, czyli 0,3 mola ulegnie dysocjacji i w roztworze wystąpi w formie jonów:



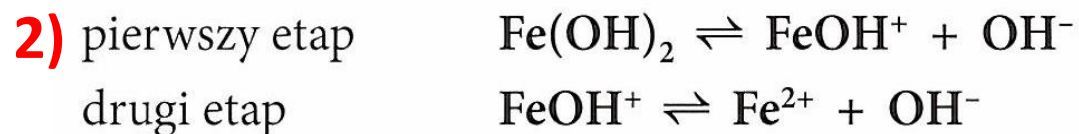
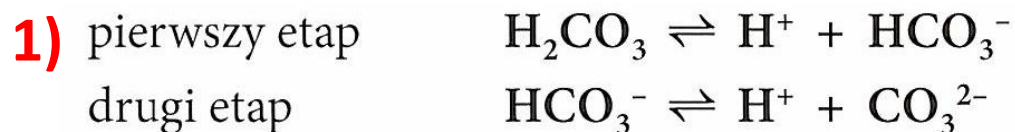
Stopień dysocjacji α , podobnie jak stała dysocjacji K , charakteryzuje stosunki ilościowe w roztworze elektrolitu. Związek między stopniem i stałą dysocjacji określa relacja zwana **prawem rozcieńczeń Ostwalda**. Dla elektrolitów słabych, wówczas gdy $\alpha < 0,05$ (mniejsze od 5%), prawo Ostwalda wyraża zależność przybliżona:

$$K \approx c\alpha^2 \Rightarrow \alpha \approx \sqrt{\frac{K}{c}}$$

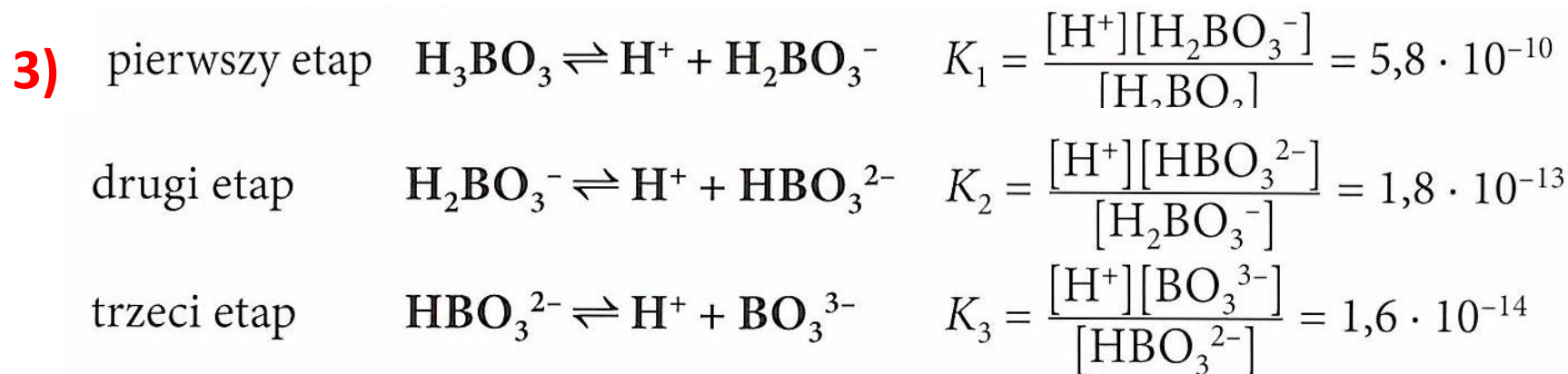
Jeżeli stopień dysocjacji nie jest znany, to o możliwości stosowania wzoru przybliżonego decyduje wartość stosunku stężenia molowego do stałej dysocjacji. Równanie uproszczone można stosować, jeśli

$$\frac{c}{K} \geq 400$$

Dysocjacja etapowa



Nie można dodawać etapów dysocjacji!!!!



z którego wynikałoby, że powstaje trzy razy więcej jonów H^+ niż BO_3^{3-} . W rzeczywistości jonów H^+ jest kilkadziesiąt milionów razy więcej niż jonów BO_3^{3-} .

Dysocjacja etapowa (stopniowa) – dysocjacja zachodząca w dwóch lub więcej niż dwóch etapach, z których każdy ma inną wydajność.

W typowych przypadkach wydajność kolejnych etapów jest coraz niższa.

Równań chemicznych kolejnych etapów dysocjacji nie należy dodawać stronami, ponieważ przedstawiają one stany równowagi o różnych stężeniach drobin.

Dysocjacja jonowa/Moc elektrolitów

ZADANIE

Oblicz stężenie molowe jonów chlorkowych w roztworze zawierającym 11,1 g chlorku wapnia ($\alpha = 100\%$) w $0,5 \text{ dm}^3$ roztworu.

Rozwiązanie

Chlorek CaCl_2 dysocjuje w roztworze wodnym według równania:



Z jednego mola CaCl_2 powstają dwa mole jonów Cl^- (substancja dysocjuje w 100%). Stężenie molowe jonów Cl^- jest zatem dwa razy większe od stężenia molowego elektrolitu CaCl_2 . Rozwiązanie zadania sprowadza się do obliczenia stężenia molowego CaCl_2 i pomnożenia otrzymanej wartości przez 2. Stężenie molowe CaCl_2 obliczamy wybranym sposobem. Otrzymamy wartość $0,2 \text{ mol/dm}^3$. Zatem stężenie molowe jonów Cl^- wyniesie $(0,2 \cdot 2) \text{ mol/dm}^3 = 0,4 \text{ mol/dm}^3$.

Odpowiedź: Stężenie molowe jonów Cl^- wynosi $0,4 \text{ mol/dm}^3$, czyli roztwór jest 0,4-molowy względem jonów Cl^- .

Dysocjacja jonowa/Stopień dysocjacji

ZADANIE

Oblicz stężenie jonów wodorowych w 1,5 molowym roztworze kwasu fluorowodorowego, którego stała dysocjacji wynosi $6,3 \cdot 10^{-4}$.

Rozwiązanie

Metoda I

Sprawdzamy, czy można zastosować wzór przybliżony:

$$\frac{c_m}{K} = \frac{1,5}{6,3 \cdot 10^{-4}} = 2380$$

Ponieważ $\frac{c_m}{K} > 400$, zatem:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c_m}} = \sqrt{\frac{6,3 \cdot 10^{-4}}{1,5}} \approx 0,02$$

Z równania $\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$ wynika, że $[\text{H}^+] = \alpha \cdot c_m$, zatem:

$$[\text{H}^+] = 0,02 \cdot 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 0,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Odpowiedź: Stężenie jonów wodorowych wynosi $0,03 \text{ mol/dm}^3$.

Dysocjacja jonowa/Stopień dysocjacji

ZADANIE c.d.

Oblicz stężenie jonów wodorowych w 1,5 molowym roztworze kwasu fluorowodorowego, którego stała dysocjacji wynosi $6,3 \cdot 10^{-4}$.

Uwagi:

1. Stopień dysocjacji w równaniu Ostwalda jest wielkością bezwymiarową. Podawane w zadaniach procentowe wartości należy przeliczyć, dzieląc je przez 100.
2. Jeżeli nie można stosować metody przybliżonej, to wzór Ostwalda stanowi równanie kwadratowe względem α :

$$\alpha^2 \cdot c_m + K \cdot \alpha - K = 0$$
$$\alpha = \frac{-K + \sqrt{K^2 + 4K \cdot c_m}}{2c_m}$$

Drugi pierwiastek równania jest ujemny, a więc pozbawiony sensu fizycznego.

Dysocjacja jonowa/Stopień dysocjacji

ZADANIE c.d.

Oblicz stężenie jonów wodorowych w 1,5 molowym roztworze kwasu fluorowodorowego, którego stała dysocjacji wynosi $6,3 \cdot 10^{-4}$.

Metoda II

Stała dysocjacji HF jest określona równaniem:

$$K = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]}$$

przy czym $[H^+] = [F^-]$, a $[HF] = c_m - [H^+]$. Oznaczając przez x szukane stężenie jonów wodorowych, otrzymamy:

$$6,3 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{1,5 - x}$$

Jeżeli wartość x jest dostatecznie mała, co ma miejsce wówczas, gdy

$$\frac{c_m}{K} \geq 400$$

(lub równoważnie $\alpha \leq 0,05$), to w mianowniku ułamka można ją pominąć:

$$6,3 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{1,5}, \quad \text{stąd} \quad x = 0,03$$

Odpowiedź: Stężenie jonów wodorowych wynosi $0,03 \text{ mol/dm}^3$.

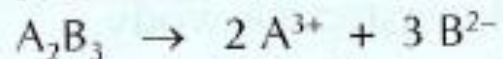
Dysocjacja jonowa/Moc elektrolitów

ZADANIE

Oblicz stężenie jonów w 2 molowym roztworze elektrolitu typu A_2B_3 , którego stopień dysocjacji wynosi 100%.

Rozwiązanie

Elektrolit A_2B_3 dysocjuje według równania:



Z dysocjacji 1 mola A_2B_3 powstają 2 mole jonów A^{3+} oraz 3 mole jonów B^{2-} (substancja dysocjuje w 100%). Stężenie molowe jonu A^{3+} jest 2 razy większe od stężenia molowego elektrolitu A_2B_3 , a stężenie molowe jonu B^{2-} jest 3 razy większe od stężenia molowego A_2B_3 .

Stąd stężenie $A^{3+} = (2 \cdot 2) \text{ mol/dm}^3 = 4 \text{ mol/dm}^3$

stężenie $B^{2-} = (2 \cdot 3) \text{ mol/dm}^3 = 6 \text{ mol/dm}^3$

Odpowiedź: Stężenie jonów A^{3+} wynosi 4 mol/dm^3 , a stężenie jonów B^{2-} wynosi 6 mol/dm^3 , czyli roztwór jest 4-molowy względem jonów A^{3+} i 6-molowy względem jonów B^{2-} .

Reakcje jonowe

- ✓ Jony istniejące w roztworach wodnych mają indywidualne cechy chemiczne inne niż cechy atomów macierzystych, z których się wywodzą.
- ✓ Właściwości jonu wapnia Ca^{2+} a atomu wapnia Ca:
Ca reaguje z wodą, tlenem i wieloma niemetalami
 Ca^{2+} zachowuje się biernie wobec tych substancji

Reakcje jonowe reakcje przebiegające w roztworach wodnych między jonami, jonami i atomami bądź między jonami i cząsteczkami.

Rodzaje reakcji:

- ✓ ***strącanie osadu***
- ✓ ***tworzenie słabego elektrolitu***
- ✓ ***wypieranie wodoru z kwasów przez metal***
- ✓ ***wypieranie metalu z roztworu przez inny metal.***

Reakcje jonowe/Reakcja strącania

- ✓ Reakcja chemiczna przebiegająca w roztworze i prowadząca do powstania substancji słabo rozpuszczalnej, wydzielającej się z roztworu w postaci osadu.

DOŚWIADCZENIE

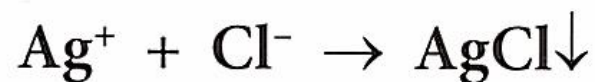
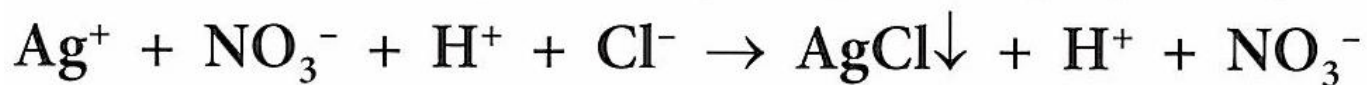
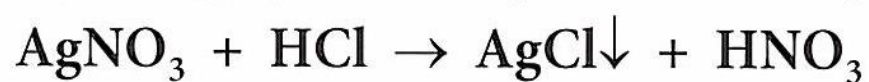


Reakcje jonowe/Reakcja strącania

DOŚWIADCZENIE

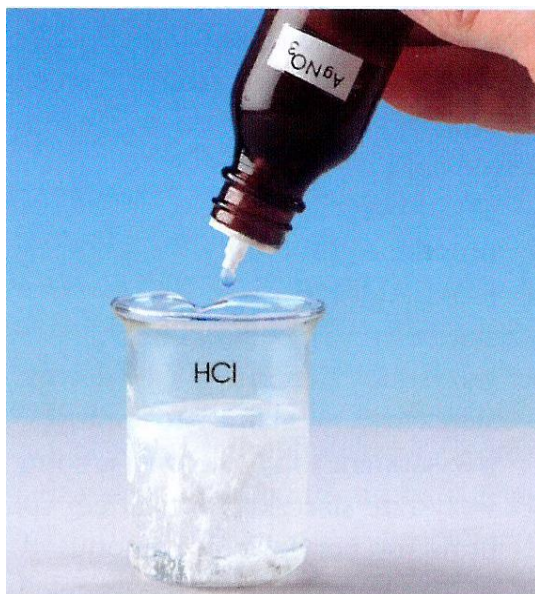


Reakcje jonowe/Reakcja strącania

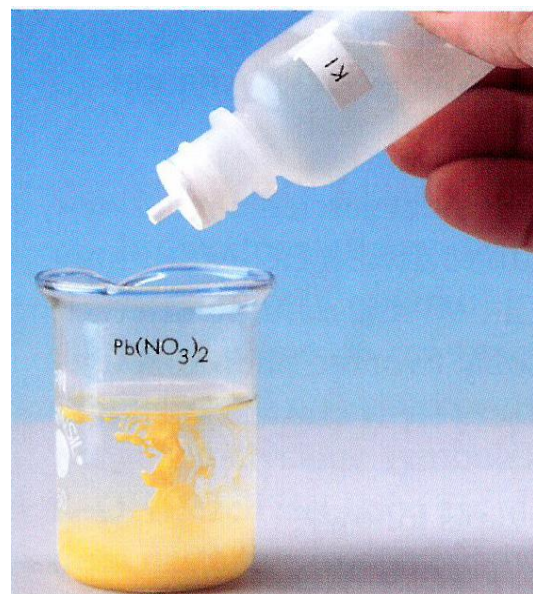


DOŚWIADCZENIE

1)



2)



Reakcje jonowe/Reakcja strącania

DOŚWIADCZENIE

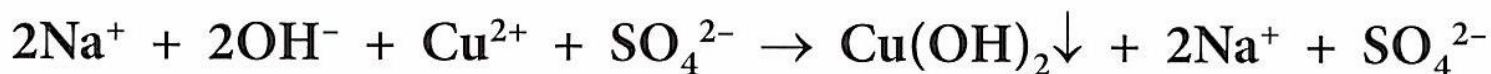
Zmieszaj dwa rozcieńczone, wodne roztwory: wodorotlenku sodu i siarczanu(VI) miedzi(II). Napisz przebieg reakcji (zapis cząsteczkowy i jonowy).



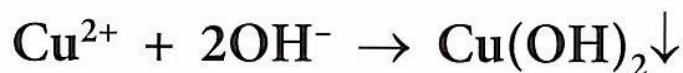
zapis cząsteczkowy



zapis jonowy

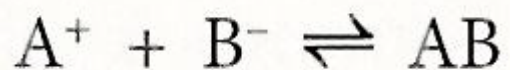


czyli



Reakcje jonowe/Tworzenie słabych elektrolitów

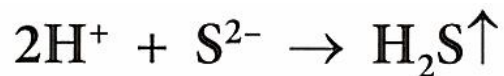
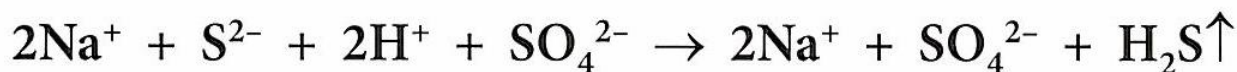
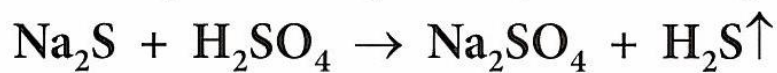
- ✓ Tworzenie słabych elektrolitów następuje wówczas, gdy zmiesza się substancje, z których jedna zawiera kation, a drugi zawiera anion – stanowiące substraty do wytworzenia niezbędnego elektrolitu.



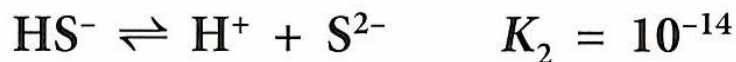
- słaby kwas
- słaba zasada
- wody w reakcji zobojętniania
- jonu kompleksowego

DOŚWIADCZENIE

Do roztworu siarczku sodu, dodaj roztworu kwasu siarkowego(VI).



w roztworze 0,1-molowym $\alpha = 0,08\%$

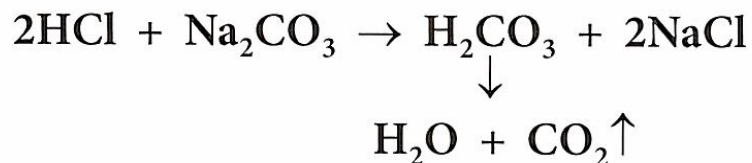


w roztworze 0,1-molowym $\alpha = 0,001\%$

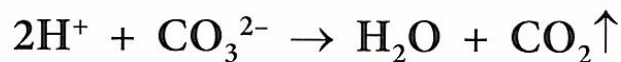
Reakcje jonowe/Tworzenie słabych elektrolitów

1)

zapis cząsteczkowy

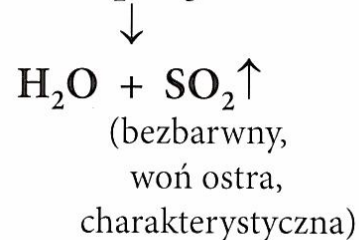


zapis jonowy



2)

mocny kwas + siarczan(IV) $\rightarrow$ sól + H_2SO_3



zapis jonowy



3)

sól amonowa + mocna zasada $\rightarrow$ sól + H_2O + $\text{NH}_3\uparrow$

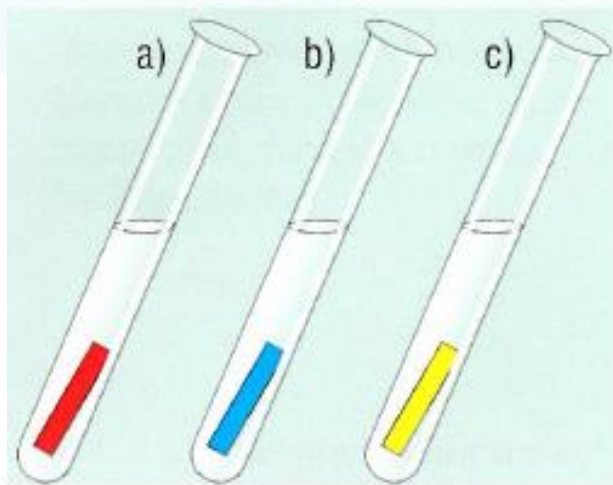
(bezbarwny,
woń charakterystyczna)

zapis jonowy



Reakcje jonowe/Reakcje zobojętniania

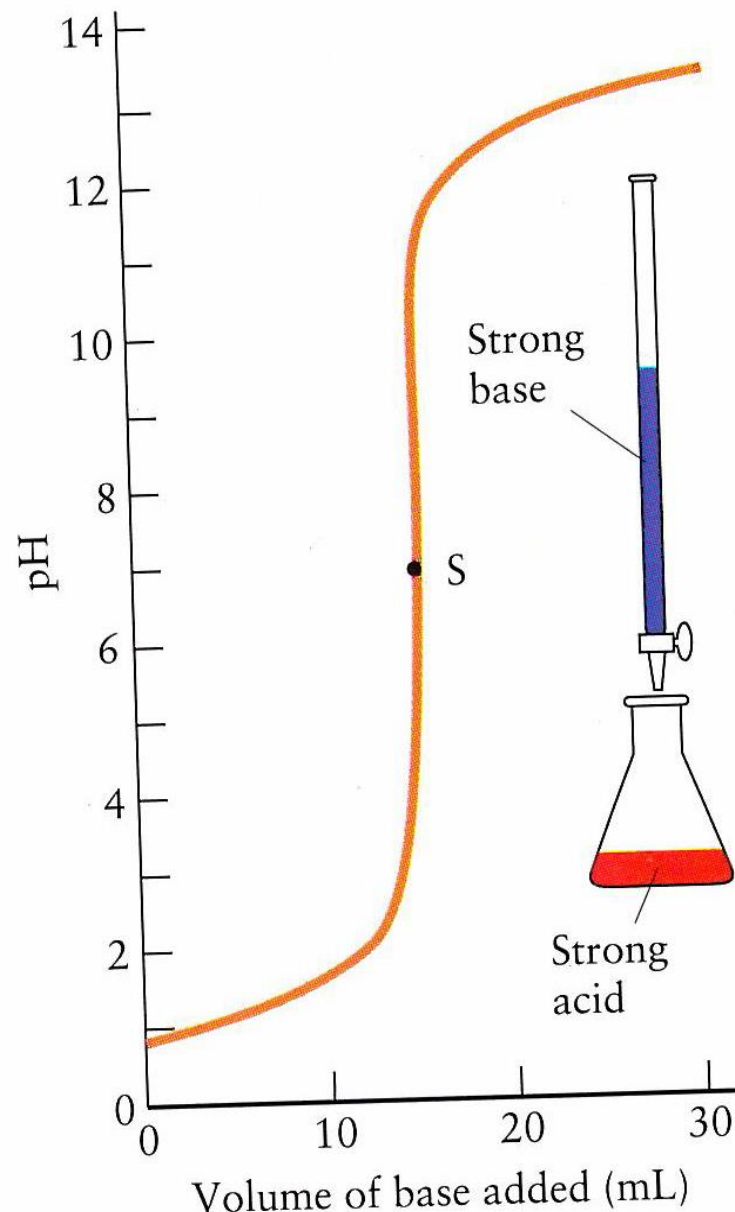
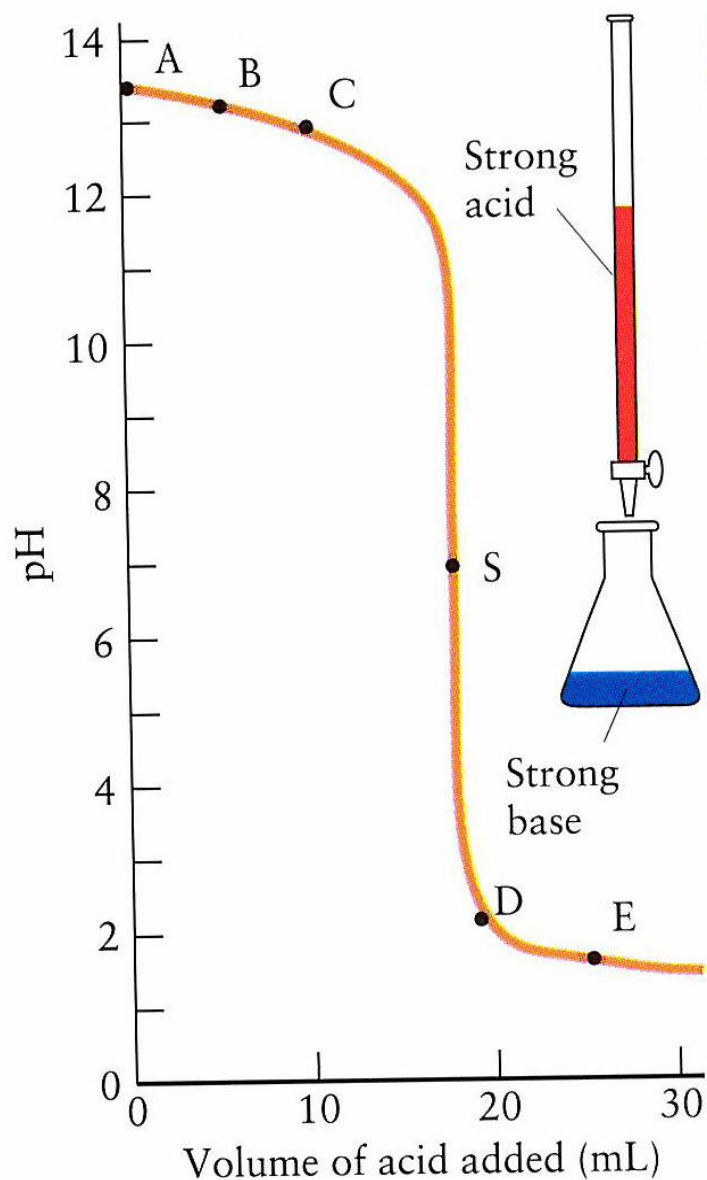
Przygotuj trzy probówki lub małe zlewki. Do każdego naczynia wrzuć pasek uniwersalnego papierka wskaźnikowego (rys. 7.8). Wlej kilka centymetrów sześciennych rozcieńczonego kwasu solnego do pierwszego naczynia i taką samą objętość rozcieńczonego roztworu wodorotlenku sodu do drugiego naczynia. Zwróć uwagę na zabarwienie papierków. Część roztworu wodorotlenku przelej do trzeciego naczynia. Roztworem kwasu z pierwszego naczynia napełnij kroplomierz i dodawaj ten roztwór kropla po kropli do trzeciego naczynia tak długo, aż papierek zabarwi się na żółto. Jeżeli dodasz za dużo kwasu, to wskaźnik zabarwi się na czerwono. W takim przypadku dodawaj kroplami roztwór wodorotlenku aż do uzyskania żółtej barwy wskaźnika.



pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
[H ⁺]	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
odczyn roztworu	silnie kwaśny			słabo kwaśny			obojętny	słabo zasadowy	silnie zasadowy					

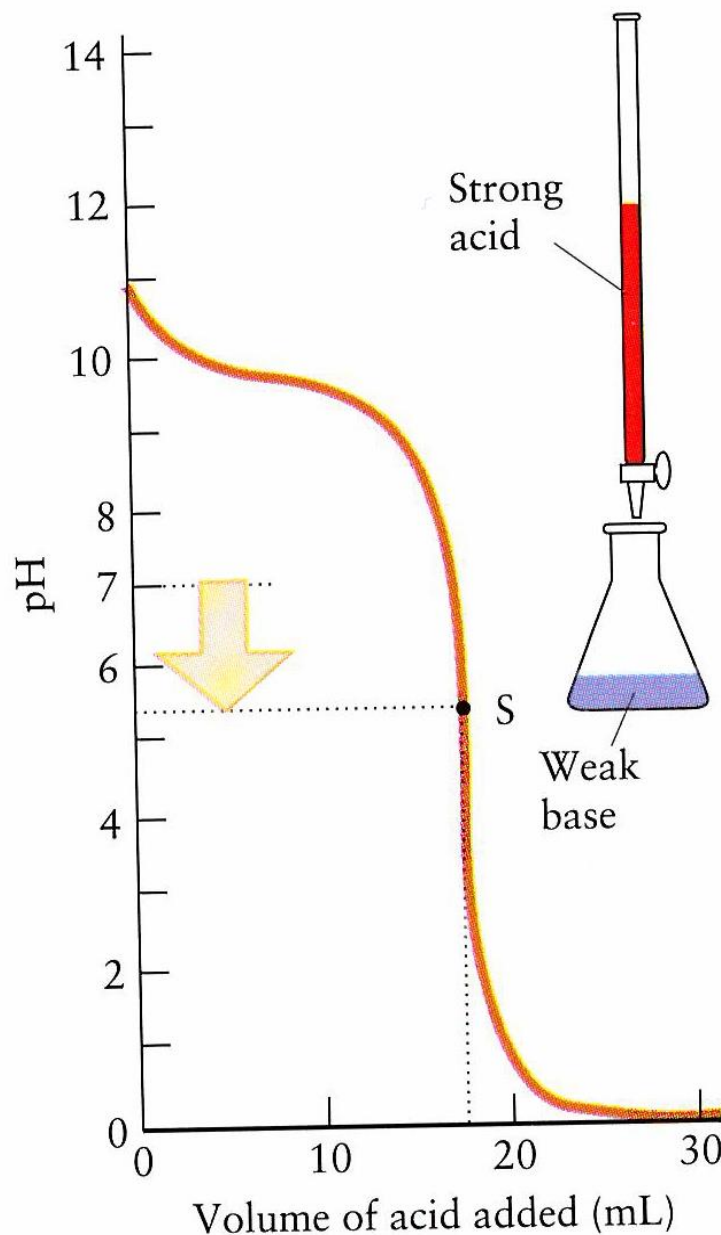
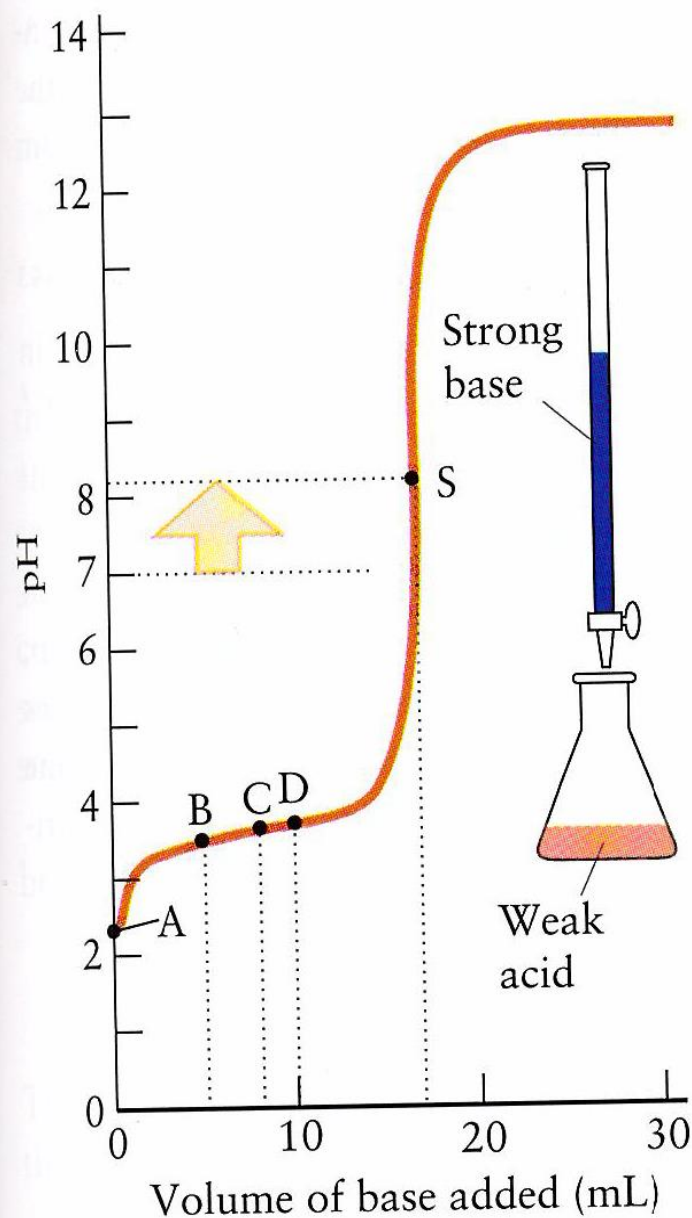
Reakcje zobojętniania/Miareczkowanie

Chemistry. Molecules, Matter, and Changes. Peter Atkins, Loretta Jones, W.H. Freeman and Company, 1997



Reakcje zobojętniania/Miareczkowanie

Chemistry. Molecules, Matter, and Changes. Peter Atkins, Loretta Jones, W.H. Freeman and Company, 1997



Reakcje jonowe/Reakcje zobojętniania

ZADANIE

Ile gramów wodorotlenku sodu potrzeba do zobojętnienia 400 g 5% kwasu solnego?

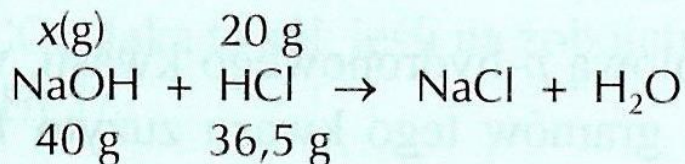
Rozwiązanie

Obliczamy wybraną metodą (patrz przykład 6.2), ile gramów HCl znajduje się w 400 g 5-procentowego roztworu. Otrzymamy wynik 20 g. Należy zatem obliczyć, ile NaOH potrzeba do zobojętnienia 20 g HCl.

wielkości dane i szukane:

równanie chemiczne:

stosunek stechiometryczny:



Obliczenia:

Sposób I (z równania)

$$\frac{40 \text{ g}}{36,5 \text{ g}} = \frac{x}{20 \text{ g}}$$
$$x = 21,9 \text{ g}$$

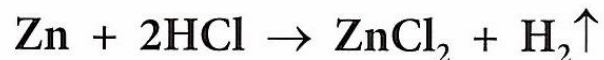
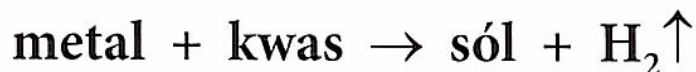
Sposób II (z proporcji)

Jeżeli 40 g NaOH zobojętnia 36,5 g HCl
to x NaOH zobojętnia 20 g HCl

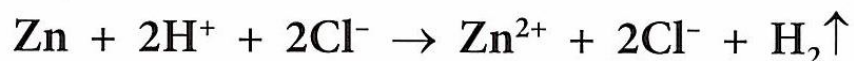
$$x = \frac{40 \text{ g} \cdot 20 \text{ g}}{36,5 \text{ g}} = 21,9 \text{ g}$$

Odpowiedź: Potrzeba 21,9 g wodorotlenku sodu.

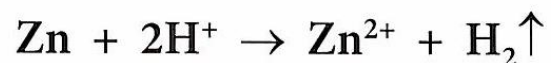
Reakcje jonowe/Wypieranie wodoru z kwasów przez metal



lub w zapisie jonowym



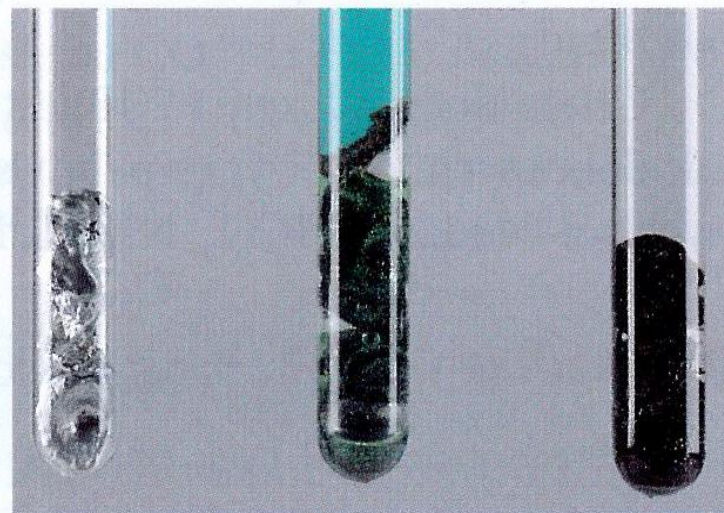
Niebiorący udziału w reakcji anion chlorkowy Cl^- można pominąć w zapisie:



DOŚWIADCZENIE

Wypieranie miedzi z roztworu CuSO_4 .

- Włóż do probówki kilka granulek cynku (fot. 7.8, probówka z lewej strony) i przyjrzyj się im uważnie.
- Do probówki z cynkiem wlej kilka cm^3 10-procentowego roztworu siarczanu(VI) miedzi (II) (fot. 7.8 probówka pośrodku).
- Zaobserwuj, jakie zmiany zachodzą w roztworze i na powierzchni cynku (fot. 7.8 probówka z prawej strony).

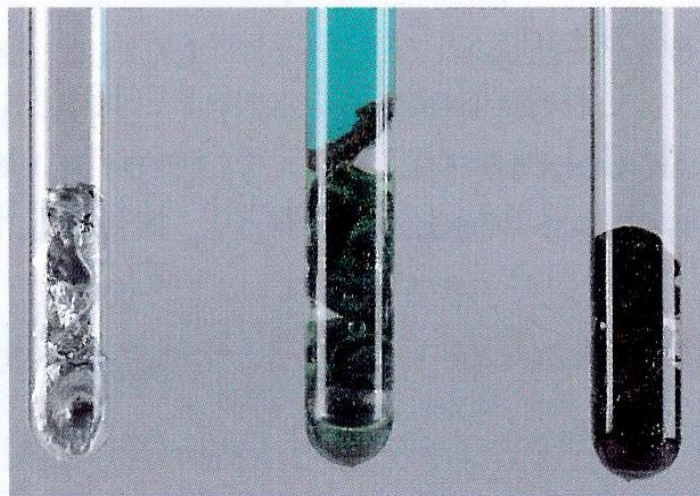


Reakcje jonowe/Wypieranie wodoru z kwasów przez metal

DOŚWIADCZENIE

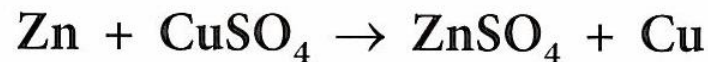
Wypieranie miedzi z roztworu CuSO_4 .

- A. Włóż do probówki kilka granulek cynku (fot. 7.8, probówka z lewej strony) i przyjrzyj się im uważnie.
- B. Do probówki z cynkiem wlej kilka cm^3 10-procentowego roztworu siarczanu(VI) miedzi (II) (fot. 7.8 probówka pośrodku).
- C. Zaobserwuj, jakie zmiany zachodzą w roztworze i na powierzchni cynku (fot. 7.8 probówka z prawej strony).

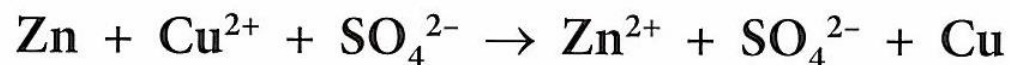


Obserwacje: Na szarej powierzchni granulek cynku pojawiła się różowo-brązowa substancja, a niebieski roztwór się odbarwił.

zapis cząsteczkowy



zapis jonowy



czyli

