

Teoria

Wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie ulegają w niej **dysocjacji**, a ich wodne roztwory to **zasady**.

Teoria S.A. Arrheniusa — wszystkie związki chemiczne możemy podzielić na:

- **Elektrolity** – związki, które po wprowadzeniu do wody ulegają **dysocjacji** i ich roztwory przewodzą **prąd elektryczny**.
- **Nieelektrolity** – związki, które dysocjacji **nie ulegają**.

Dysocjacja elektrolityczna – to **rozpad związku o budowie polarnej na jony** pod wpływem rozpuszczalnika o budowie polarnej.

Żeby związek był **polarny**, musi zawierać w swojej budowie **wiązanie jonowe** lub **kowalencyjne spolaryzowane**.

Do **elektrolitów** zaliczamy:

- **Kwasy**
- **Zasady**
- **Sole** rozpuszczalne w wodzie

Kwasy w roztworze wodnym **dysocjują**.

Jeżeli kwas jest **wieloprotonowy**, to **dysocjuje wielostopniowo**.

Wodorotlenki litowców i berylowców (z wyjątkiem $\text{Be}(\text{OH})_2$) są **mocnymi zasadami** i dysocjują na **kationy metali** oraz **aniony wodorotlenkowe** (OH^-).

Szczególną zasadą jest **amoniak** (NH_3), który reagując z wodą tworzy **kationy amonowe** (NH_4^+) i **aniony wodorotlenkowe** (OH^-).

Wszystkie sole rozpuszczalne w wodzie są **mocnymi elektrolitami** i w roztworze wodnym dysocjują na **kationy metali** i **aniony reszty kwasowej**.

Stopień dysocjacji (α)

Stopień dysocjacji (α) to:

stosunek stężenia molowego części zdysocjowanej do stężenia molowego substancji wprowadzonej do roztworu.

Może być także definiowany jako:

- stosunek liczby drobin, które uległy dysocjacji, do liczby drobin wprowadzonych do roztworu, lub
- stosunek liczby moli substancji, które uległy dysocjacji, do liczby moli substancji wprowadzonych do roztworu.

Od czego zależy stopień dysocjacji?

- **Temperatura** – ze wzrostem temperatury α **rośnie**
- **Stężenie elektrolitu** – ze wzrostem stężenia α **maleje**
- **Obecność innych jonów** w roztworze

Na każdym kolejnym etapie **dysocjacji**, stopień przyjmuje **mniejszą wartość**, co oznacza, że **stężenia kolejnych jonów będą coraz mniejsze**.

Stała dysocjacji

Obowiązuje tylko dla tych elektrolitów, które **dysocjują odwracalnie**.
Definiowana jest jako:

stosunek **iloczynu stężeń molowych jonów** do **stężenia niezdysocjowanej części elektrolitu**.

Stała dysocjacji zależy tylko od temperatury, a nie od stężenia.

pH

pH definiuje się jako:

ujemny logarytm dziesiętny ze stężenia molowego **kationów wodorowych (H^+)** znajdujących się w roztworze.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe

To **słabe kwasy lub słabe zasady organiczne**, w których forma cząsteczkowa ma **inną barwę** niż forma **zdysocjowana**.

Reakcje zobojętniania

To reakcje między **kwasami a zasadami**, w których powstają **obojętne cząsteczki wody**.
Procesy te są wykorzystywane do:

- **Uzdatniania wody**
 - **Neutralizacji niebezpiecznych związków** przy katastrofach
 - **Leczenia nadkwasoty** w medycynie
-

Reakcje wytrącania (reakcje strąceniowe)

To reakcje jonowe, w których jony łączą się i powstaje **osad trudno rozpuszczalnego związku**.

Stosuje się je:

- W **analizie jakościowej** do wykrywania jonów
 - Do **otrzymywania trudno rozpuszczalnych związków**
 - Do **usuwania zanieczyszczeń** np. w procesach uzdatniania wody
-

Hydroliza soli

Hydroliza to proces, w którym jony pochodzące z dysocjacji soli reagują z wodą, tworząc **słaby kwas lub słabą zasadę**.

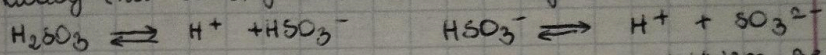
Rodzaje hydrolizy:

- **Hydroliza anionowa** – sole pochodzące od **mocnych zasad i słabych kwasów**
- **Hydroliza kationowa** – sole pochodzące od **słabych zasad i mocnych kwasów**
- **Hydroliza kationowo-anionowa** – sole pochodzące od **słabych kwasów i słabych zasad**

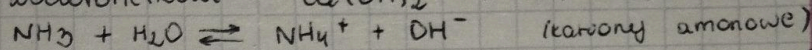
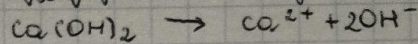
RESZTA

1. Dysocjacja

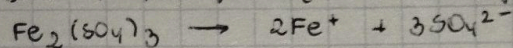
- kwasy (na kationy wodoru i aniony R. kw.) - wielostopniowo



- wodorotlenki ziemów i berylowców z wyjątkiem $\text{Be}(\text{OH})_2$ to mocne zasady, dysocjują na kationy metali i aniony wodorotlenkowe



- sole (rozpadają się na kationy metali i aniony R. kw.)

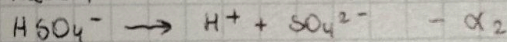
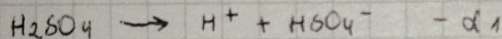


2. Moc elektrolitów - stopień i skala dysocjacji

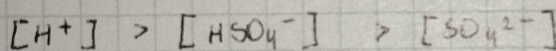
$$\alpha = \frac{c_2}{c_0} = \frac{N_2}{N_0} = \frac{n_2}{n_0} = \frac{c_2}{c_0} \cdot 100\% = \frac{N_2}{N_0} \cdot 100\% = \frac{n_2}{n_0}$$

$$0 < \alpha \leq 1$$

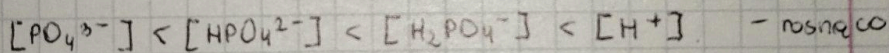
$$0 \leq \alpha \leq 100\%$$



$$\alpha_1 > \alpha_2$$



stężenie molowe jonów



3. Skala pH

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

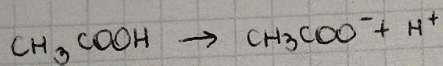
Wskaźniki:

	pH < 7	pH = 7	pH > 7
fenoloftaleina	bezbarna	bezbarna	małounowa
oranz merylowy	czerwony	pomarańcz-żółt.	żółty
UPN	czerwony	żółty	niebiesko-ziel.

	C ₀	α	pH	pOH	[H ⁺]	[OH ⁻]	
CH ₃ COOH	0,5	0,2	3	11	1·10 ⁻³	1·10 ⁻¹¹	pH < 7
NH ₃	0,25	0,04	10	4	1·10 ⁻¹⁰	1·10 ⁻⁴	pH > 7
MNO ₂	0,8	1,25	2	12	1·10 ⁻²	1·10 ⁻¹²	pH < 7
HBr	1·10 ⁻⁴	100	2	10	1·10 ⁻⁴	1·10 ⁻¹⁰	pH < 7
H ₂ SO ₄	0,005	100	2	12	1·10 ⁻²	1·10 ⁻¹²	pH < 7

$$\alpha = \frac{c_2}{c_0} \rightarrow c_2 = \alpha \cdot c_0$$

kwasy: $c_2 = [H^+]$
zasady: $c_2 = [OH^-]$



$$c_2 = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$[H^+] = 1 \cdot 10^{-3} \quad pH = -\log 10^{-3} = 3$$

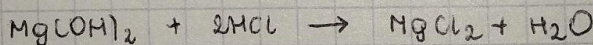
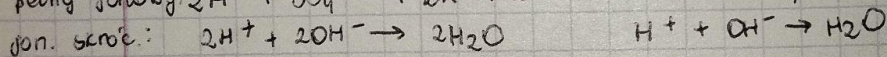
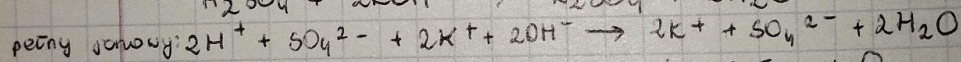
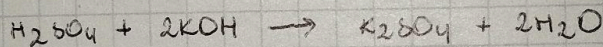
$$pOH = 14 - 3 = 11$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$$

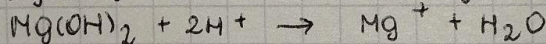
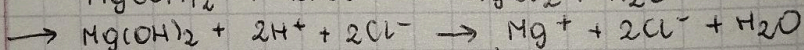
$$C_{H_2SO_4} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$[H^+] = 2 \cdot 5 \cdot 10^{-3} = 1 \cdot 10^{-2}$$

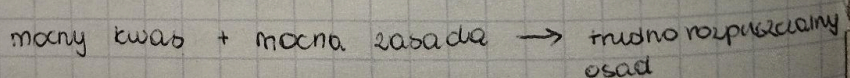
4. reakcje zobojętniania



nie dysocjuje



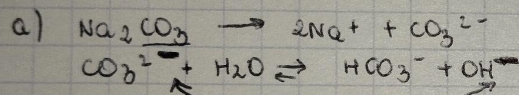
5. reakcje wytrącania w zapisie elektroionowym - obliczenia



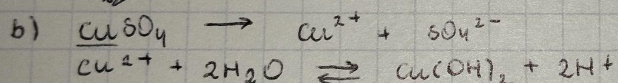
6. Hydroлиза soli

sole pochodzące od

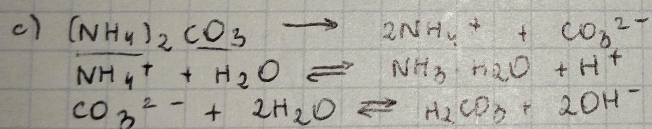
- a) anionowa - mocnych zasadach, słabych kwasów
- b) kationowa - od słabych zasad, mocnych kwasów
- c) karbonowa - anionowa - od słabych zasad, słabych kwasów



dysocjacja OH^-
hydrolyzo czyli $\text{pH} < 7$



H^+
 $\text{pH} < 7$



$\text{pH} \approx 7$