**Notatka – teoria kwasów i zasad**

**Kwas**: protonodawca, czyli substancja (cząsteczka, jon) zdolna do oddawania protonu, np. HCl, H2O, CH3COOH, H3O+, NH4+, HSO4–, HCO3–.

* Kwas Brønsteda-Lowry'ego to każda substancja mogąca odłączyć od siebie proton –H+

NH3+ H2O → NH4++ OH−

Amoniak przyjmuje proton jest zasadą, a woda oddaje proton – jest kwasem

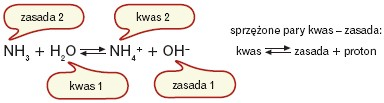
**Zasada**: protonobiorca, czyli substancja (cząsteczka, jon) zdolna do pobierania protonu, np. NH3, CH3NH2, H2O, CH3COO–, CO32–.

* Zasada Brønsteda-Lowry'ego to każda substancja mogąca przyłączyć do siebie proton, co wymaga wolnej pary elektronów,

HCl + H2O → H3O++ Cl−

Kwas solny HCl oddaje proton jest kwasem a woda przyjmuje proton jest zasadą

Reakcja pomiędzy kwasem a zasadą, w czasie której odbywa się transfer protonu, jest przykładem reakcji protolitycznej.



Każdej zasadzie (NH3) odpowiada sprzężony z nią kwas (NH4+). Każdy kwas oddając proton przechodzi w sprzężoną z nim zasadę. Należy pamiętać, że im mocniejszy kwas, tym słabsza sprzężona z nim zasada.

**Woda posiada właściwości amfoteryczne, czyli może być zarówno kwasem jak i zasada Brønsteda-Lowry'ego**

Przykłady:

* [HF](https://pl.wikipedia.org/wiki/Fluorowod%C3%B3r) + H2O ⇌ [F−](https://pl.wikipedia.org/wiki/Fluorki) + [H3O+](https://pl.wikipedia.org/wiki/Jon_hydroniowy) − woda zachowuje się jak zasada.
* [NH3](https://pl.wikipedia.org/wiki/Amoniak) + H2O ⇌ [NH+4](https://pl.wikipedia.org/wiki/Jon_amonowy) + [OH−](https://pl.wikipedia.org/wiki/Jon_wodorotlenowy) − woda zachowuje się jak kwas.
* [HSO3−](https://pl.wikipedia.org/wiki/Wodorosole#Przyk%C5%82ady_i_nazewnictwo) + H2O ⇌ [H2SO3](https://pl.wikipedia.org/wiki/Kwas_siarkawy) + OH− − woda zachowuje się jak kwas.
* [CH3COOH](https://pl.wikipedia.org/wiki/Kwas_octowy) + H2O ⇌ [CH3COO−](https://pl.wikipedia.org/wiki/Anion_octanowy) + H3O+ − woda zachowuje się jak zasada.
* Sprzężoną zasadą kwasu Brønsteda-Lowry'ego jest substancja, która powstaje po tym jak kwas oddaje proton. Sprzężonym kwasem zasady Brønsteda-Lowry'ego jest substancja, która powstaje po tym, jak zasada przyjmie proton.
* Dwie substancje w sprzężonej parze kwas-zasada różnią się tym, że kwas ma dodatkowy proton H+ w stosunku do sprzężonej zasady.

Przykłady

Kwas ------ --------zasada

NH4+ ------------NH3

H3O+ -- -----------H2O

H2O -----------------OH-

HSO4- --------------SO42-

**Założenia teorii Lewisa:**

**Kwas** to atom, cząsteczka lub jon przyjmujący parę elektronową (akceptor). Kwas ma właściwości elektronoakceptorowe np. posiada niecałkowicie zapełnioną powłokę zewnętrzną: BF3, H+, Cu2+.

**Zasada** to atom, cząsteczka lub jon dostarczający parę elektronową (donor). Zasada ma właściwości elektronodonorowe (ma wolną parę elektronową): H2O, NH3, Cl–, CN–.

Między kwasem a zasadą przebiega reakcja zobojętniania, w wyniku której tworzy się tzw. **addukt (kwasowo-zasadowy kompleks Lewisa)** z wiązaniem koordynacyjnym (transfer pary elektronowej od zasady do kwasu).

