

Protolytické reakce

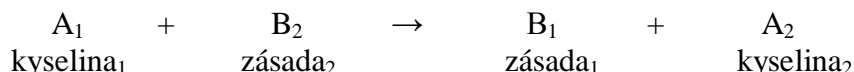
Jsou to reakce mezi kyselinami a zásadami, jenž si navzájem vyměňují protony. Jinak se tyto reakce nazývají **acidobazické**.

Proton = vodíkový kation H^+ (H^+ obsahuje 0 elektronů, 0 neutronů a 1 proton).

Kyselina = látka, která je schopna odštěpit proton, je tedy dárce protonu = donor.

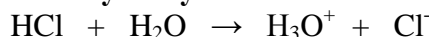
Zásada = látka, která je schopna přijmout proton, je tedy příjemce protonu = akceptor.

Kyselina a zásada si mezi sebou navzájem vymění proton, přičemž vznikne nová kyselina a zásada.



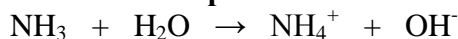
Z kyseliny₁ vznikne odštěpením protonu zásada₁ a ze zásady₂ vznikne přijmutím tohoto protonu kyselina₂.

Např. **reakce kyseliny chlorovodíkové ve vodě:**



Kyselina odštěpí proton a voda reaguje jako zásada a proton přijme. Vznikne oxoniový kation H_3O^+ a chloridový anion Cl^- .

Jinak probíhá **reakce čpavku s vodou:**

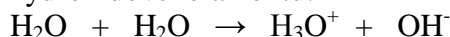


Voda zde reaguje jako kyselina, odštěpí proton a vznikne hydroxidový anion OH^- . Čpavek (amoniak) reaguje jako zásada, proton přijme a vznikne amonný kation NH_4^+ .

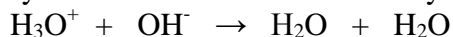
Voda patří mezi tzv. **amfoterní látky**. Tyto látky mohou podle potřeby reagovat jako kyseliny i jako zásady.

Mezi nejvýznamnější protolytické reakce patří **autoprotolýza a neutralizace**.

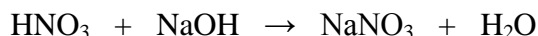
Autoprotolýza: při této reakci spolu reagují 2 molekuly vody za vzniku oxoniového kationtu a hydroxidového aniontu.



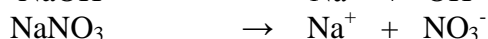
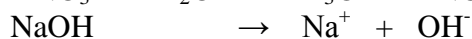
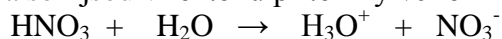
Neutralizace: je to opačná reakce k autoprotolýze. Reagují spolu oxoniový kation a hydroxidový anion za vzniku neutrální vody.



Neutralizace je obecně reakce kyseliny a zásady (hydroxidu), při které vznikne sůl a voda. Např. kyselina dusičná reaguje s hydroxidem sodným za vzniku dusičnanu sodného a vody:



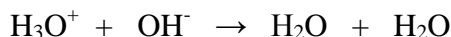
Takto zapsaná rovnice ovšem nevyjadřuje skutečný mechanismus reakce, neboť kyseliny, hydroxidy a soli jsou v roztoku přítomny ve formě iontů, nikoliv molekul.



Přesnější je proto zápis:



Vynecháme-li v této rovnici ionty, které zůstanou na obou stranách rovnice nezměněny, získáme základní rovnici neutralizace ve vodném roztoku, která je již uvedena dříve:



Kyselé, zásadité a neutrální roztoky.

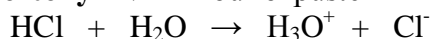
Ve vodě dochází k autoprotolýze pouze velmi malého počtu molekul. V 1 litru destilované vody byla zjištěna přítomnost pouze 10^{-7} molu iontů H_3O^+ a stejné látkové množství OH^- . Tedy $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/l}$.

Součin látkových koncentrací obnou iontů se nazývá **iontový součin vody K_v** :

$$K_v = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/l} \cdot 10^{-7} \text{ mol/l} = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2.$$

Podle toho, zda koncentrace iontů H_3O^+ a OH^- mají stejnou či rozdílnou hodnotu, rozlišujeme roztoky kyselé, zásadité a neutrální.

1. Kyselé roztoky – vzniknou rozpuštěním kyseliny ve vodě:

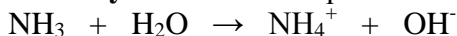


Přidáním kyseliny do vody se zvýší koncentrace oxoniových kationtů H_3O^+ , platí:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$$

proto se roztok stává kyselým.

2. Zásadité roztoky – vzniknou rozpuštěním zásady ve vodě:



Přidáním zásady do vody se zvýší koncentrace hydroxidových aniontů OH^- , platí:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$$

proto se roztok stává zásaditým.

3. Neutrální roztoky – vzniknou rozpuštěním např. některých solí ve vodě:



Vzniklé ionty nereagují s molekulami vody, platí tedy:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$$

roztok zůstává neutrální.

K vyjadřování kyselosti či zásaditosti roztoků byla zavedena **stupnice pH**. Tato stupnice byla odvozena od hodnot koncentrací oxoniových kationtů v roztoku a má rozmezí od 0 do 14.

Neutrální roztok: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/l}$, **pH = 7**

Kyselé roztok: $c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$, **pH < 7**

Zásaditý roztok: $c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$, **pH > 7**

Čím je hodnota pH menší než 7, tím je roztok kyselejší. Čím je hodnota pH větší než 7, tím je roztok zásaditější.

Kyselost a zásaditost roztoků se v praxi zjišťuje **acidobazickými indikátory**. Jsou to organická barviva, jejichž zbarvení se mění v závislosti na hodnotě pH, např. fenolftalein, methyloranž, methylčerveně... Používají se ve formě roztoků nebo indikátorových papírků. K přesnému zjištění pH se používají speciální měřicí přístroje – **pH metry**.