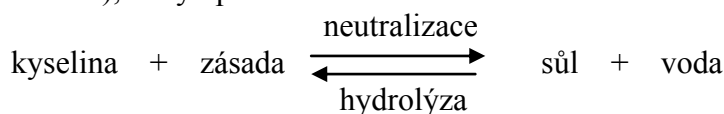


Hydrolyza solí:

© Biochemický ústav LF MU Brno

Hydrolyza solí může být zjednodušeně chápána jako rozklad solí vodou (*hydór* = voda, *lysis* = rozklad), tedy opak neutralizace:



Tato představa neplatí u solí silných kyselin a silných zásad, které nehydrolyzují (zdůvodnění viz dále).

Lze rozlišit 4 druhy solí:

1/ sůl silné zásady a slabé kyseliny:

Hydrogenuhličitan sodný reaguje alkalicky, je hydrolyzován takto:



Ve vodném roztoku je disociace kyseliny uhličitě zanedbatelná (slabá kyselina) ve srovnání s prakticky úplnou disociací hydroxidu sodného (silná zásada). Ve vodném prostředí se nacházejí volné OH^- ionty, způsobující zásaditou reakci.
(V rovnicích je slabý elektrolyt znázorněn v elipse).

Octan sodný je hydrolyzován obdobným způsobem:



Kyselina octová prakticky nedisociuje v protikladu ke zcela disociovanému hydroxidu sodnému, jehož volné OH^- ionty podmiňují alkalickou reakci.

2/ sůl silné kyseliny a slabé zásady:

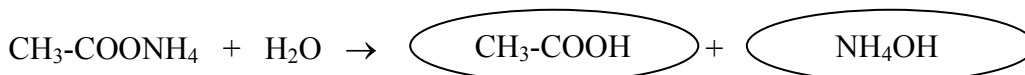
Chlorid amonný:



V roztoku se zvýší koncentrace H^+ iontů, reakce je proto kyselá.

3/ sůl slabé kyseliny i slabé zásady:

Octan amonný je příkladem soli zhruba stejně slabé kyseliny i zásady, tj. disociační konstanty obou elektrolytů jsou si přibližně rovny ($K_A = K_B$). Jejich disociace bude tedy stejně potlačena:

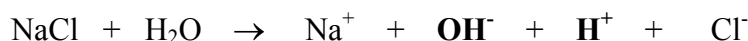


Reakcí nevzniknou ani H^+ ani OH^- ionty, pH roztoku tak bude neutrální.

4/ sůl silné kyseliny i silné zásady:

Chlorid sodný jako sůl silné kyseliny a silné zásady není hydrolyzován.

Jak to lze to zdůvodnit? Při (*hypotetické!!*) hydrolyze by nastala tato reakce:



Úplnou hydrolyzou obou silných elektrolytů by tak vznikla značná koncentrace H^+ a OH^- iontů.

Ty však nemohou vedle sebe ve větší koncentraci volně existovat, protože disociační konstanta vody je velmi nízká, $K = 1,8 \cdot 10^{-16}$ (je to ještě o dva řády méně než je hodnota iontového součinu vody, $K_w = 10^{-14}$!!).

H^+ a OH^- ionty se tedy prakticky úplně sloučí na vodu a rovnice získá tvar:



Vodu na obou stranách rovnice můžeme odečíst („zkrátit“), tedy voda se zde reakce neúčastní, tj. sůl silné kyseliny a silné zásady není hydrolyzována.

Po odečtení H_2O na obou stranách rovnice získáme informaci o tom, že taková sůl ve vodném roztoku je pouze disociována a pH zůstává neutrální:



Pamatuj:

- 1/ všechny soli, pokud jsou ve vodě rozpustné, jsou disociovány (až na několik výjimek!).
- 2/ soli jsou silnými elektrolyty, jsou tedy disociovány téměř 100 %, tj. prakticky nevratnou (jednosměrnou) reakcí.
(Disociace solí je snižována se vzrůstající koncentrací solí v roztoku. Tento jev však v praxi většinou nebereme v úvahu).
- 3/ disociace solí nezávisí na tom, zda sůl je nebo není hydrolyzována.
- 4/ soli jsou ve vodě rozpustné právě proto, že jsou disociovány (ionty i voda jsou polární).

Nedisociované soli jsou nepolární a tedy ve vodě nerozpustné. Jedinou medicínsky významnou výjimkou je **citrán vápenatý** $\text{Ca}_3(\text{citrát})_2$, vápenatá sůl kyseliny citrónové. Citrán vápenatý (calcii citras) je ve vodě rozpustný, ale nedisociovaný – na této vlastnosti je založena příprava krevních konzerv pro transfúze – **nesrážlivá „citrátová krev“** (odstranění Ca^{2+} iontů z krevní plasmy jejich vazbou na kys.citrónovou, přesněji citrátový pufr).

Silné elektrolyty:

- 1/ silné kyseliny: HCl , HBr , HI (ale ne HF !!!)
 H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_4
 $\text{R-SO}_3\text{H}$ = sulfonová, alkan sulfonát
 $\text{R-O-SO}_3\text{H}$ = alkyl.sulfát, alkyl.sírová (ester)
..... aj.
- 2/ silné zásady: NaOH , KOH
 $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 $\text{NR}_4^+ \text{OH}^-$ = tetra.alkyl.amonné hydroxidy
..... aj.
- 3/ soli (až na výjimky, viz shora)