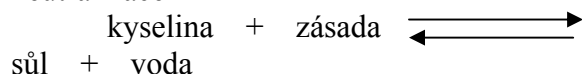


Hydrolyza solí:

© Biochemický ústav LF MU Brno

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

neutralizace



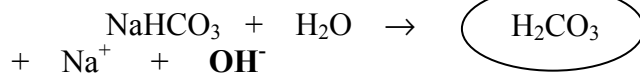
hydrolyza

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

Lze rozlišit 4 druhy solí:

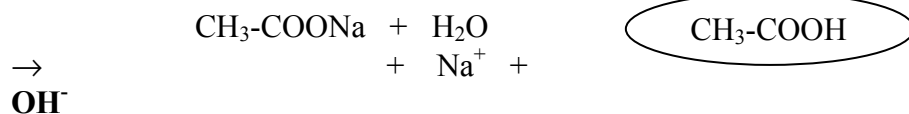
1/ sůl silné zásady a slabé kyseliny:

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).

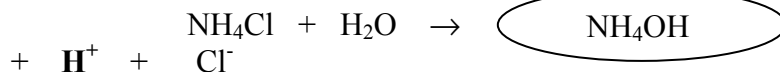
Octan sodný je hydrolyzován obdobným způsobem:



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:

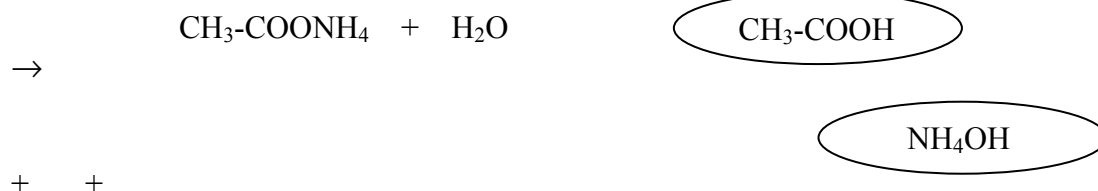
Chlorid amonný:



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:

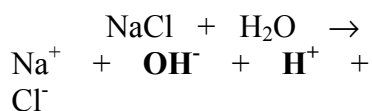


Reakcí nevzniknou ani H⁺ ani OH⁻ ionty, pH roztoku tak bude neutrální.

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

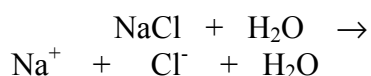
H^+ a OH^- iontů.

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:



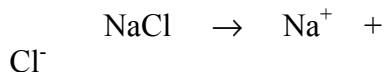
Vodu na obou stranách rovnice můžeme odečíst („zkrátit“), tedy voda se zde

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 soli 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
rozpuštěné právě proto, že jsou
disociovány (ionty
i voda jsou polární).

Nedisociované soli jsou prakticky
nepolární a tedy ve vodě nerozpustné.

Jedinou medicínsky

významnou výjimkou je **citran**

vápenatý $\text{Ca}_3(\text{citrát})_2$, vápenatá sůl
kyseliny citrónové.

Citran 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).

26 07 05, vp+