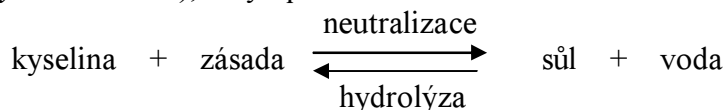


Hydrolyza solí:

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

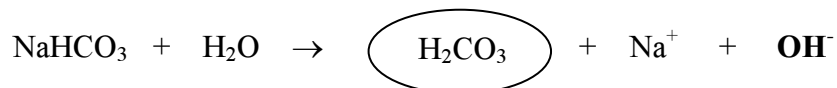


Tato představa neplatí u solí silných kyselin a silných zásad, které nehydrolyzují (zdůvodnění viz dále).

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 uhličité 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:

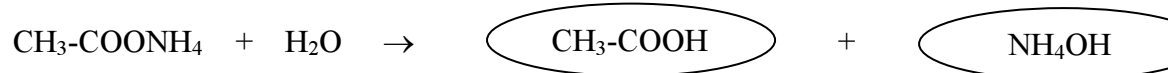
Chlorid amonný:



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

3/ sůl slabé kyseliny i slabé zásady:

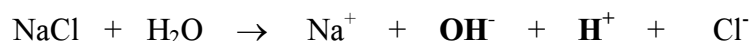
Octan amonný je příkladem soli zhruba stejně slabé kyseliny i zásady, tj. disociační konstanty obou elektrolytů jsou si přibližně rovny ($K_A = K_B$). Jejich disociace bude tedy stejně potlačena:



Reakcí nevzniknou ani H^+ ani OH^- ionty, pH roztoku tedy 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 rozpustné právě proto, že jsou disociovány (sůl 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 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. 7. 05, vp+