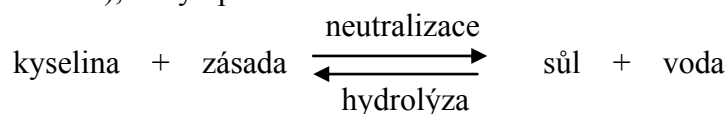


## Hydrolyza solí:

© Biochemický ústav LF MU Brno

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

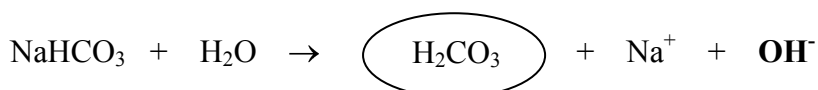


Tato představa neplatí u solí silných kyselin a silných zásad, které nehydrolyzují (zdůvodnění viz dále).

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  $\text{OH}^-$  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  $\text{OH}^-$  ionty podmiňují alkalickou reakci.

### **2/ sůl silné kyseliny a slabé zásady:**

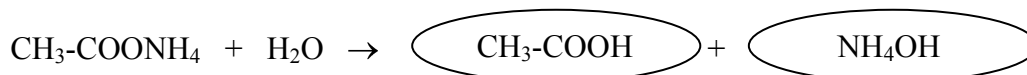
Chlorid amonný:



V roztoku se zvýší koncentrace  $\text{H}^+$  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:

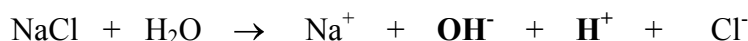


Reakcí nevzniknou ani  $\text{H}^+$  ani  $\text{OH}^-$  ionty, pH roztoku tak bude neutrální.

### **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  $\text{H}^+$  a  $\text{OH}^-$  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,  $K_w = 10^{-14}$  !!).

$\text{H}^+$  a  $\text{OH}^-$  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  $\text{H}_2\text{O}$  na obou stranách rovnice získáme informaci o tom, že taková sůl ve vodném roztoku je pouze disociována a pH zůstává neutrální:



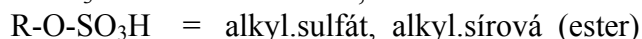
**Pamatuj:**

- 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. Citran vápenatý (calcii citras) je ve vodě rozpustný, ale nedisociovaný – na této vlastnosti je založena příprava krevních konzerv pro transfúze – **nesrážlivá „citrátová krev“** (odstranění  $\text{Ca}^{2+}$  iontů z krevní plasmy jejich vazbou na kys.citrónovou, přesněji citrátový pufr).

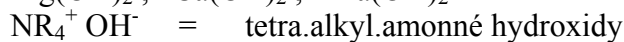
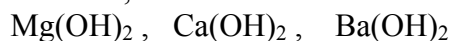
---

**Silné elektrolyty:** 1/ silné kyseliny:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$  (ale ne  $\text{HF}$  !!!)



..... aj.

2/ silné zásady:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$



..... aj.

3/ soli (až na výjimky, viz shora)

26 07 05, vp+