

# Roztoky, pH

Aktivita, iontová síla, kyseliny a zásady, pH



# Aktivita roztoku

- ▶ Popisuje reálné chování roztoku. Na rozdíl od ideálního roztoku, se v reálném roztoku částice navzájem ovlivňují.
- ▶ Aktivita jakékoliv čisté látky v kondenzovaném stavu (kapalina nebo pevná látka) je jednotková.
- ▶ Aktivita plynu závisí na jeho parciálním tlaku, obvykle se označuje jako **fugacita**.
- ▶  $\mu_i = \mu_i^0 + RT \ln a_i$
- ▶  $\mu_i$  - chemický potenciál,  $\mu_i^0$  - standardní chemický potenciál
- ▶ Aktivitu lze vyjádřit jako součin molární koncentrace a aktivitního koeficientu
- ▶  $a = \gamma c$
- ▶ Aktivitní koeficient je úměrný náboji iontů v roztoku a iontové síle roztoku

- ▶  $\log \gamma = -0,509 z^2 \sqrt{I}$
- ▶  $I$  - iontová síla roztoku - popisuje množství iontů v roztoku
- ▶  $I = \frac{1}{2} \sum_{i=0}^n c_i z_i^2$
- ▶  $c_i$  - molalita;  $z_i$  - náboj; 0,509 – konstanta pro vodné roztoky při 25 °C

# Aktivita roztoku

Střední aktivitní koeficienty ve vodných roztocích při 25 °C

$c_m [mol \cdot kg^{-1}]$	0,1	1,0	4,0	10,0
HCl	0,796	0,809	1,762	10,44
NaOH	0,766	0,678	0,903	3,52
KOH	0,798	0,756	1,352	6,22
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0,265	0,130	0,171	0,553
AgNO <sub>3</sub>	0,734	0,429	0,210	
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	0,48	0,35	0,42	

VOHLÍDAL, Jiří. Chemické tabulky. Praha: SNTL, 1982.

- ▶ Arrheniova teorie - kyseliny jsou látky, které ve vodném roztoku uvolňují ion  $\text{H}^+$ , resp.  $\text{H}_3\text{O}^+$ , zásady uvolňují  $\text{OH}^-$
- ▶ Brønstedova teorie - kyseliny jsou donory protonů, zásady jejich akceptory
- ▶ Lewisova teorie - kyseliny jsou akceptorem elektronových párů, zásady donorem
- ▶  $\text{NH}_3 + \text{BF}_3 \longrightarrow \text{NH}_3-\text{BF}_3$   
zásada      kyselina

# Kyseliny a zásady

- ▶ Silné kyseliny a zásady - zcela disociují
- ▶  $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
- ▶ Slabé kyseliny a zásady - disociují pouze z části
- ▶  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{pK_b} \text{OH}^- + \text{NH}_4^+$
- ▶  $pK_a$ ,  $pK_b$  - disociační konstanta
- ▶  $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]}$
- ▶  $K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$
- ▶  $pK_a = -\log K_a$ ;  $pK_b = -\log K_b$

Kyselina	$pK_a$
Fenol	10
HF	3.2
HCl	-7

## Konjugované páry kyselina a zásad

- ▶ Liší se o  $H^+$
- ▶  $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$
- ▶  $HCl \longrightarrow Cl^-$
- ▶  $H_2O \longrightarrow H_3O^+$
- ▶ Konjugovaná zásada k silné kyselině je slabá
- ▶ Konjugovaná kyselina k slabé zásadě je silná

## Autoionizace vody

- ▶ Voda je amfoterní, chová se jako kyselina i zásada
- ▶  $2H_2O \longleftrightarrow H_3O^+ + OH^-$
- ▶ Iontový součin vody -  $K_w = [H^+][OH^-] = 1.10^{-14} mol.dm^{-3}$
- ▶  $pK_w = -\log K_w = 14$
- ▶ Pro konjugovaný pár kyselina-zásada platí:  
 $K_a K_b = K_w; pK_a + pK_b = pK_w$

# Kyseliny a zásady

## pH a pOH

- ▶  $pH = -\log a_{H_3O^+} = -\log[H_3O^+]$
- ▶  $pOH = -\log a_{OH^-} = -\log[OH^-]$
- ▶  $pH + pOH = 14,00$
- ▶  $pH < 7$  - roztok je kyselý
- ▶  $pH = 7$  - roztok je neutrální
- ▶  $pH > 7$  - roztok je zásaditý

pH	pOH	$[H^+]$	$[OH^-]$
0	14	1,0	$10^{-14}$
2	12	0,01	$10^{-12}$
4	10	0,0001	$10^{-10}$
6	8	$10^{-6}$	$10^{-8}$
8	6	$10^{-8}$	$10^{-6}$
10	4	$10^{-10}$	0,0001
12	2	$10^{-12}$	0,01
14	0	$10^{-14}$	1,0



# Kyseliny a zásady

## Výpočet pH

### Silné kyseliny a zásady

- ▶  $pH = -\log[H^+] = -\log c_{kys} = 14 + \log c_{zas}$
- ▶  $pH = 14 - pOH$

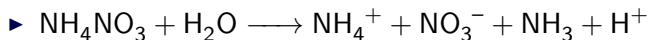
### Slabé kyseliny a zásady

- ▶  $[H^+] = \sqrt{K_a[HA]_0}$
- ▶  $pH = \frac{1}{2}pK_a - \frac{1}{2}\log c_{kys}$
- ▶  $pH = 14 - \frac{1}{2}pK_b + \frac{1}{2}\log c_{zas}$

### Soli silné kyseliny i zásady

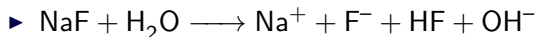
- ▶  $NaCl + H_2O \longrightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$
- ▶  $KNO_3 + H_2O \longrightarrow K^+ + NO_3^- + H_2O$
- ▶ Nedochozí k ovlivnění  $[H^+]$  ani  $[OH^-]$

### Soli slabé kyseliny nebo slabé zásady



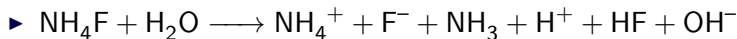
▶  $\text{pH} = 7 - \frac{1}{2}(\text{p}K_b + \log c)$

---



▶  $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}(\text{p}K_a + \log c)$

---



▶  $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}(\text{p}K_a - \text{p}K_b)$

### Příklad

▶  $\text{p}K_a(\text{HF}) = 3,17$

▶  $\text{p}K_b(\text{NH}_3) = 4,75$

▶  $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}(3,17 - 4,75) = 6,21$

# Kyseliny a zásady

## Pufry, tlumivé (ústojné) roztoky

- ▶ Jde o směs slabé kyseliny a její soli nebo slabé zásady a její soli
- ▶ Příkladem je např. acetátový pufr - směs kyseliny octové a octanu sodného
- ▶ Rovnováhy v pufru lze popsat rovnicemi
- ▶  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \longleftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- ▶  $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \longleftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
- ▶ Přídavkem kyseliny vzniknou molekuly kyseliny octové, přídavkem zásady ionty octanu. pH roztoku se nezmění.
- ▶  $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$
- ▶  $\text{pH} = 14 - \text{pK}_b + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{BH}^+]}$

Pufr	Složení	Rozsah pH
Acetátový	$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$	3,8 - 5,8
Fosfátový	$\text{NaH}_2\text{PO}_4/\text{Na}_2\text{HPO}_4$	6,2 - 8,2
Borátový	$\text{H}_3\text{BO}_3/\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$	8,25 - 10,25