

Projekt Smart Akcelerator 3, registrační číslo: CZ.02.01.02/00/22_009/0004182

Klíčová aktivita Pilotní ověření, pilotní nástroj **Medikem na Cymplu**

7.

Metodický list – workshop č. 7 na téma

Rovnováhy, konstanty, pH, elektrochemie

Datum konání: 16. 3. 2024

Lektor: Mgr. Jitka Soukupová



Spolufinancováno
Evropskou unií



Ministerstvo
školství, mládeže
a tělovýchovy



Krajské inovační centrum
Karlovarského kraje

Rovnovážná konstanta, autoprotolýza a iontový součin vody, výpočty pH, disociační konstanty kyselin a zásad, hydrolýza solí, elektrochemie

16. 3. 2024

1.LF 46, 48 -52, 88 - 89, 93 - 94, 104, 114 -115,
140 - 141, 237 - 240, 258 - 261, 264, 268 - 269,
271 - 285, 289 - 320, 326, 1089 - 1094, 1125 -1126, 1128 - 1135, 1137 - 1140

114. a 115.

Aktivitní koeficient popisuje rozdíl mezi ideálním chováním vyjádřeným koncentrací a reálným chováním, které popisuje aktivita. Je úměrný náboji iontů v roztoku a iontové síle roztoku. **Zanedbáváme jej pro velmi zředěné roztoky, kdy má hodnotu 1.**

<http://z-moravec.net/chemie/zaklady-chemie/ph-aktivita-roztoku/>

Rovnovážná konstanta

Chemická rovnováha

Chemická rovnováha má dynamický charakter ($\Delta G = 0$), neboť se ustavuje pokaždé, když je sebemeně narušena (podmínkou je vratnost reakce.)

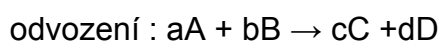
Guldberg- Waagův zákon chemické rovnováhy a rovnovážná konstanta



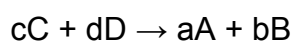
$$K_C = \frac{[C]^c_r [D]^d_r}{[A]^a_r [B]^b_r} \quad r - \text{vyjádření rovnovážného stavu}$$

[A], [B] jsou rovnovážné koncentrace reaktantů

[C], [D] jsou rovnovážné koncentrace produktů



$$v_1 = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$



$$v_2 = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

$$v_1 = v_2$$

$$k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

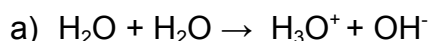
$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c_r [D]^d_r}{[A]^a_r [B]^b_r}$$

$$K_C = \frac{[C]^c_r [D]^d_r}{[A]^a_r [B]^b_r}$$

k_1 , k_2 – jsou závislé na teplotě nikoliv na koncentraci. Jejich poměr je tedy konstantní a označuje se K_C – **rovnovážná konstanta**.

Guldberg- Waagův zákon chemické rovnováhy: součin rovnovážných koncentrací produktů (umocněný na příslušné stechiometrické koeficienty) dělený součinem rovnovážných koncentrací reaktantů (umocněný na příslušné stechiometrické koeficienty) je konstantní a je roven K_C .

Autoprotolýza vody[]



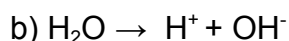
$$K_c = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}]^2$$

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$K_v = [10^{-7}] \cdot [10^{-7}] = 10^{-14}$$

$$\text{p}K_v = \text{pH} + \text{pOH}$$

$$\text{p}K_v = 7 + 7 = 14$$



$$K_c = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}]$$

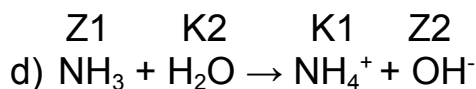
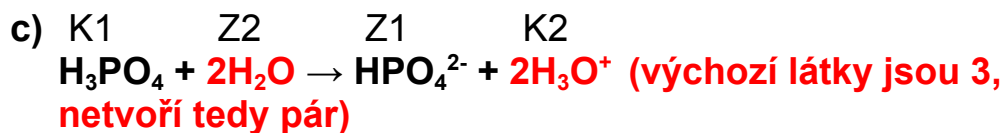
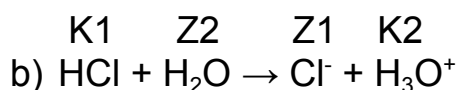
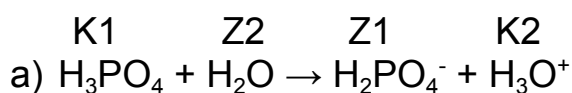
$$K_v = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$K_v = [10^{-7}] \cdot [10^{-7}] = 10^{-14}$$

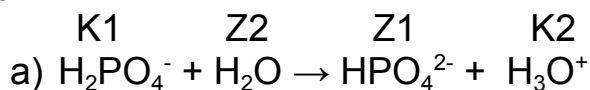
$$\text{p}K_v = \text{pH} + \text{pOH}$$

$$\text{p}K_v = 7 + 7 = 14$$

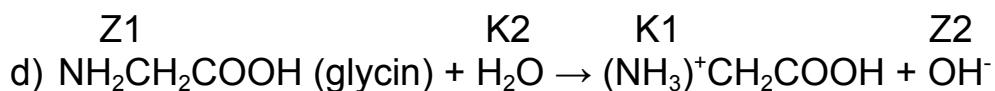
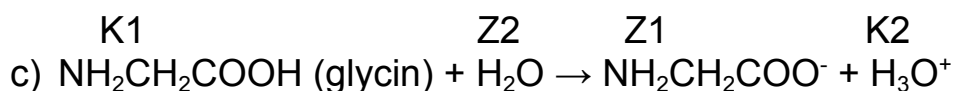
292. Konjugované páry



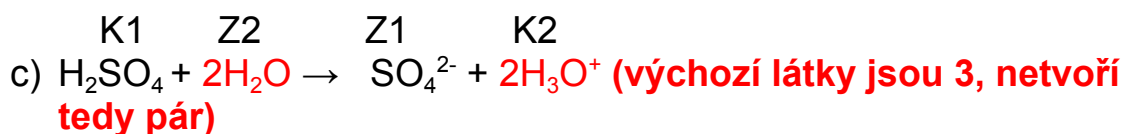
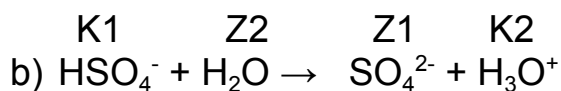
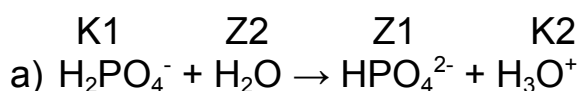
293.



b) H_2SO_4 a H_2SO_3 - jedná se o různé kyseliny, které mezi sebou nemohou tvořit konjugovaný pár



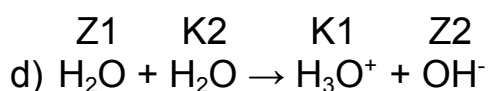
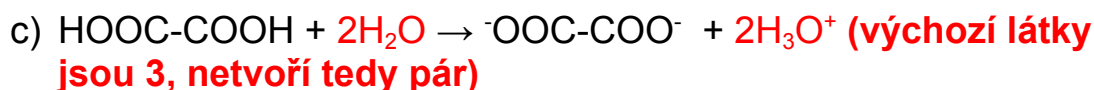
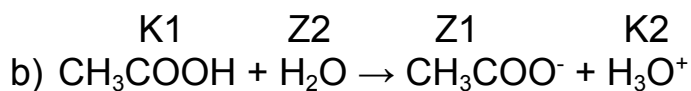
294.



d) H_3O^+ + OH^- jsou to poute ionty vzniklé disociací vody, nejde tedy o konjugovaný pár

295.

a) HSO_4^- a HSO_3^- **jedná se o anionty různých kyselin, které mezi sebou nemohou tvořit konjugovaný pár**



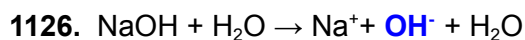
výpočty pH 302 - 320

301. $c(\text{H}_3\text{O}^+) = ?$ $c(\text{NaOH}) = 0,2 \text{ mmol/l} = 0,0002 \text{ mol/l}$	$\text{pOH} = -\log 0,0002$ $\text{pOH} = 3,69$ $\text{pH} = \text{pK}_v - \text{pOH} = 14 - 3,69 = 10,31$ $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 4,89 \cdot 10^{-11} \text{ mol/l}$
302. $c(\text{OH}^-) = ?$ $\text{pH}(\text{HNO}_3) = 4$	$\text{pH} = 4$ $\text{pOH} = \text{pK}_v - \text{pH} = 14 - 4 = 10$ $c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-10} \text{ mol/l}$
303. $c(\text{OH}^-) = ?$ $\text{pH}(\text{KOH}) = 11$ POZOR - převod, tedy A a C správně	$\text{pH} = 11$ $\text{pOH} = \text{pK}_v - \text{pH} = 14 - 11 = 3$ $c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l} = 1 \text{ mmol/l}$
304. $c(\text{OH}^-) = ?$ $c(\text{NaOH}) = 0,05 \text{ mmol/l} = 0,00005 \text{ mol/l}$	$c(\text{OH}^-) = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$
305. $\text{pH}(\text{HCl}) = ?$ $c(\text{HCl}) = 0,4 \text{ mmol/l} = 0,0004 \text{ mol/l}$	$\text{pH} = -\log 0,0004 = 3,398$
306. $\text{pH}(\text{HNO}_3) = ?$ $c(\text{HNO}_3) = 0,002 \text{ mol/l}$	$\text{pH} = -\log 0,002 = 2,699$
307. $\text{pH}(\text{HNO}_3) = ?$ $c(\text{HNO}_3) = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$	$\text{pH} = -\log 0,0001 = 4$
308. $\text{pH} \text{ Ba}(\text{OH})_2 = ?$ $c(\text{OH}^-) = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$	$\text{pOH} = -\log 0,00005 = 4,3$ $\text{pH} = \text{pK}_v - \text{pOH} = 14 - 4,3 = 9,7$
309. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{pH}(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$ $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 5 \text{ mmol/l} = 2 \cdot 0,005 = 0,01 \text{ mol/l}$ POZOR - kyselina sírová obsahuje 2 H^+ , proto je třeba koncentraci násobit dvojkou!!!	$\text{pH} = -\log 0,01 = 2$
310. $\text{pH}(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$ $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5 \text{ mmol/l} = 0,005 \text{ mol/l}$ POZOR - je zadána koncentrace veškerých H_3O^+ , proto už dvojkou nenásobíme oproti předchozímu příkladu!!	$\text{pH} = -\log 0,005 = 2,3$
311. $\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$ $c(\text{K}^+) = c(\text{OH}^-) = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$	$\text{pOH} = 0,0003 = 3,523$ $\text{pH} = \text{pK}_v - \text{pOH} = 14 - 3,523 = 10,47$

1125.

$$c(\text{HCl}) = 0,00001 \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\log 0,00001 = 5$$



$$c(\text{NaOH}) = 0,01 \text{ mol/l} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = ?$$

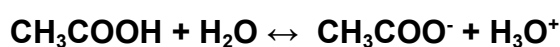
$$K_v = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = K_v / c(\text{OH}^-)$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \cdot 10^{-14} / 1 \cdot 10^{-2}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \cdot 10^{-12} \text{ mol/l}$$

Disociační konstanty kyselina zásad



$$K_c \text{ – rovnovážná konstanta } K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_r [\text{H}_3\text{O}^+]_r}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_r [\text{H}_2\text{O}]_r}$$

$$K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_r [\text{H}_3\text{O}^+]_r}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_r}$$

K_A , K_B – disociační konstanta kyseliny (A) nebo zásady (B)

$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_r [\text{H}_3\text{O}^+]_r}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_r}$$

Co vypovídají hodnoty disociačních konstant:

K_A , $K_B > 10^{-2}$ jde o silnou kyselinu či zásadu

K_A , $K_B 10^{-2}$ až 10^{-4} jedná se o středně silnou kyselinu či zásadu

K_A , $K_B < 10^{-4}$ jde o slabou kyselinu či zásadu

V tabulkách jsou uvedeny záporně vzaté dekadické logaritmy disociační konstanty ($t=25^\circ\text{C}$).

$$\text{p}K_A = -\log K_A$$

Přehled pK_A a pK_B

kyselina	pK _A	zásada	pK _B
H ₃ BO ₃	pK _A (I) = 9,14 pK _A (II) = 12,74 pK _A (III) = 13,80	NH ₃	pK _B = 4,75
H ₂ CO ₃	pK _A (I) = 6,38 pK _A (II) = 10,25	NaOH	pK _B = -0,77
H ₂ SO ₃	pK _A (I) = 1,76 pK _A (II) = 5,30	LiOH	pK _B = 0,18
H ₂ SO ₄	pK _A (I) = 0,40 pK _A (II) = 1,98	Ba(OH) ₂	pK _B = 0,64
H ₃ PO ₄	pK _A (I) = 2,16 pK _A (II) = 7,21 pK _A (III) = 12,32	Sr(OH) ₂	pK _B = 0,82
H ₂ SiO ₃	pK _A (I) = 9,85 pK _A (II) = 11,80	Zn(OH) ₂	pK _B = 3,02
HCN	pK _A = 9,21	Pb(OH) ₂	pK _B = 3,02
H ₂ S	pK _A (I) = 6,99	AgOH	pK _B = 3,96

HNO_2	$\text{pK}_\text{A} = 3,44$	Ca(OH)_2	$\text{pK}_\text{B} = 2,43$
HNO_3	$\text{pK}_\text{A} = -1,3$	Be(OH)_2	$\text{pK}_\text{B} = 10,3$
HClO	$\text{pK}_\text{A} = 7,53$	NaOH	$\text{pK}_\text{B} = -0,77$
HClO_2	$\text{pK}_\text{A} = 1,97$	Fe(OH)_2	$\text{pK}_\text{B} = 7,25$
HClO_3	$\text{pK}_\text{A} = -1$	Fe(OH)_3	$\text{pK}_\text{B} = 9,41$
HClO_4	$\text{pK}_\text{A} = -10$	Mg(OH)_2	$\text{pK}_\text{B} = 2,6$
HF	$\text{pK}_\text{A} = 3,18$	KOH	$\text{pK}_\text{B} = -2,29$
HCl	$\text{pK}_\text{A} = -6,1$		
HBrO	$\text{pK}_\text{A} = 8,69$		
HBrO_3	$\text{pK}_\text{A} = 0,699$		

Hydrolýza solí

Soli silných kyselin a zásad disociují, soli slabých kyselin a zásad hydrolyzují - určíme z pK_A , pK_B

Ze vzorce či názvu soli odvoďte:

- zapište reakci neutralizace
- z pK_A a pK_B určete sílu kyseliny a zásady
- z pK_A a pK_B určete, která část soli disociuje a která hydrolyzuje
- zapište reakci hydrogenuhličitanu sodného s vodou, aby z produktů reakce bylo možné odvodit pH roztoku
- bez výpočtu určete pH
- vypočítejte pH roztoku soli o koncentraci iontů $0,02 \text{ mol/l}$

sůl: **hydrogenuhličitan sodný**

$\text{pK}_\text{A1} = 6,38$

$\text{pK}_\text{A2} = 10,25$

$\text{pK}_\text{B} = -0,77$

vztahy pro výpočty pH

- sůl silné zásady a kyseliny

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

b) sůl silné zásady a slabé kyseliny

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_\text{A} + \log(\text{OH}^-)$$

c) sůl silné kyseliny a slabé zásady

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \text{pK}_\text{B} + \log(\text{H}^+)$$

d) sůl slabé kyseliny a slabé zásady

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_\text{A} - \frac{1}{2} \text{pK}_\text{B}$$

Elektrochemie

Beketovova řada napětí kovů/ standardní elektrodový potenciál

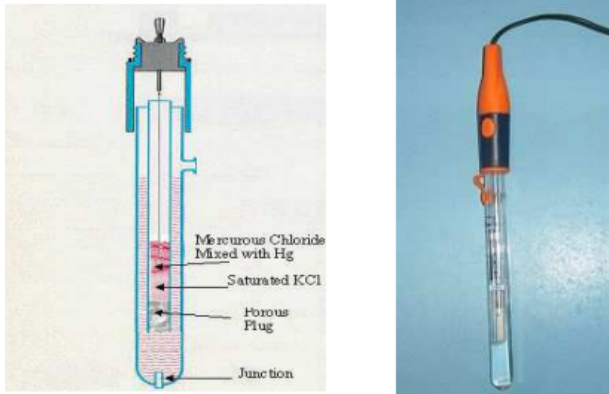
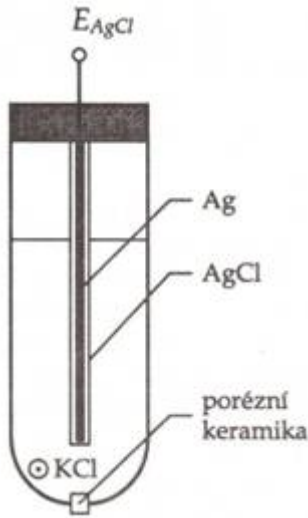
$\text{Pt}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pt}(\text{s})$	$E^\circ = + 1.20 \text{ V}$	Pt^{2+}/Pt	$E^\circ = + 1.200 \text{ V}$
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	$E^\circ = + 0.80 \text{ V}$	Ag^+/Ag^0	$E^\circ = + 0.799 \text{ V}$
$\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}^0(\text{l})$	$E^\circ = + 0.79 \text{ V}$	Hg^{2+}/Hg	$E^\circ = + 0.788 \text{ V}$
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	$E^\circ = + 0.34 \text{ V}$	$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$	$E^\circ = + 0.337 \text{ V}$
$2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	$E^\circ = 0.00 \text{ V}$	H^+/H_2	$E^\circ = 0.000 \text{ V}$
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	$E^\circ = - 0.44 \text{ V}$	$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0$	$E^\circ = - 0.441 \text{ V}$
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	$E^\circ = - 0.76 \text{ V}$	$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0$	$E^\circ = - 0.763 \text{ V}$
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	$E^\circ = - 1.67 \text{ V}$	$\text{Al}^{3+}/\text{Al}^0$	$E^\circ = - 1.662 \text{ V}$
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	$E^\circ = - 2.37 \text{ V}$	$\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0$	$E^\circ = - 2.363 \text{ V}$
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{s})$	$E^\circ = - 2.71 \text{ V}$	Na^+/Na^0	$E^\circ = - 2.713 \text{ V}$
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}(\text{s})$	$E^\circ = - 3.04 \text{ V}$	Li^+/Li^0	$E^\circ = - 3.045 \text{ V}$

- **Kladné hodnoty E° mají ušlechtilé kovy** (s kyselinami poskytují oxidy kyselinotvorného prvku)
- **Záporné hodnoty E° mají neušlechtilé kovy** (s kyselinami poskytují H_2)

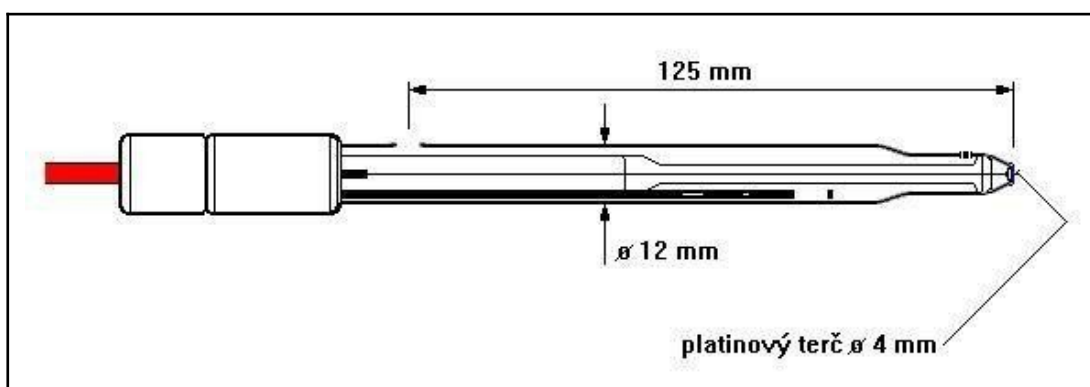
Druhy elektrod

1. **Elektrody prvního druhu** jsou tvořeny prvkem, který je ve styku s roztokem svých iontů. Např. $\text{Ag}^+|\text{Ag}$ nebo $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$, pro kovové prvky. Podle toho, zda ion prvku je kation nebo anion, říkáme elektrodám kationtové nebo aniontové.

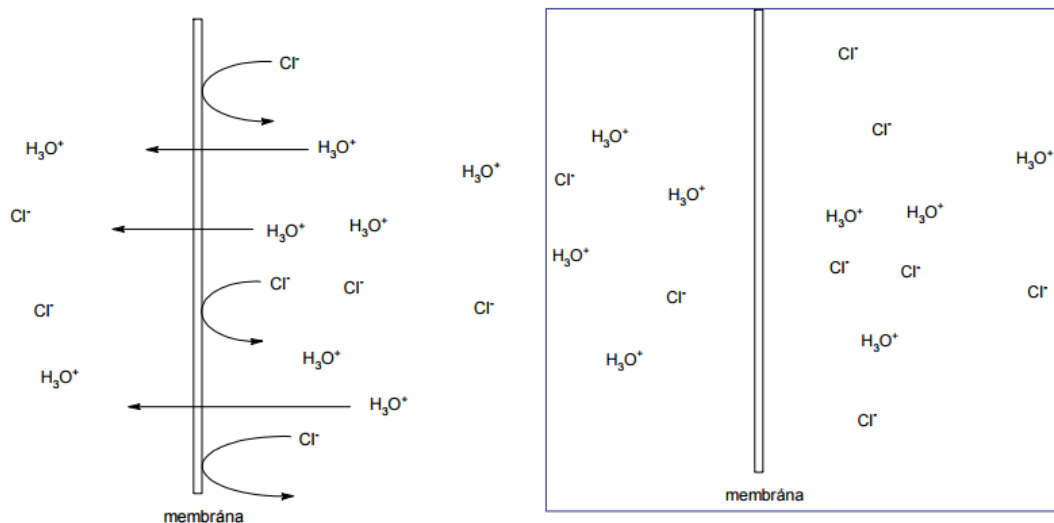
2. U **elektrod druhého druhu** jsou dvě fázová rozhraní. Mezi kovem elektrody a roztokem je málo rozpustná sůl, tvořená kationem kovu a anionem v roztoku. Příkladem je elektroda kalomelová $\text{Cl}^-(\text{aq})|\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s})|\text{Hg}(\text{l})$. Takovéto elektrody jsou většinou aniontové. Mají význam především jako elektrody srovnávací (referenční), neboť mají dobře definovaný potenciál.

	Kalomelová - je tvořena rtuť a málo rozpustným Hg_2Cl_2 (kalomel) a převrstvena roztokem chloridu draselného
	Argentchloridová - je to Ag elektroda potažená vrstvičkou AgCl a ponořená do roztoku Cl^- iontů (nejčastěji KCl)

3. U elektrod **redukčně-oxidačních** - je elektroda z ušlechtilého kovu (např. Pt), jež je ponořena do roztoku obsahujícího oxidovanou i redukovanou formu dané látky • Kovová elektroda jen zprostředkovává přenos elektronů a obě formy (ox i red) jsou přímo v roztoku



4. Posledním typem elektrod jsou **iontově selektivní (membránové) el.** Jsou realizovány membránou propustnou pouze pro určité ionty. Oddělíme-li membránou dva roztoky s různou koncentrací těchto iontů, difuzí se jejich koncentrace vyrovnává; to se však neděje u odpovídajících aniontů, protože membrána je pro ně nepropustná



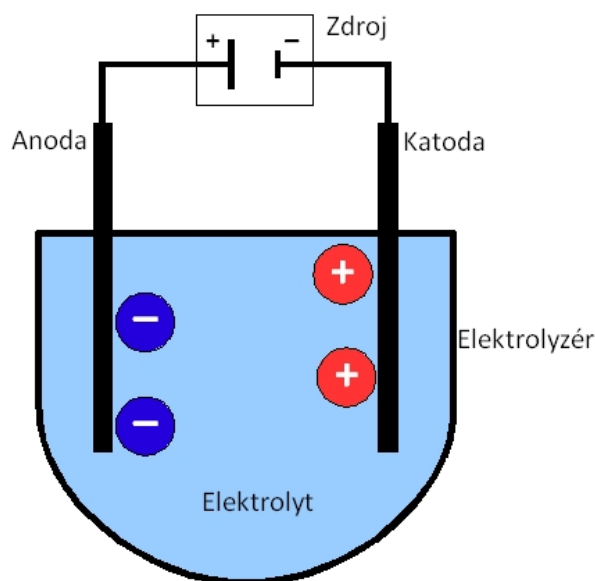
Elektrolýza

je děj, při kterém dochází k rozkladu taveniny nebo roztoku elektrolytu při průchodu stejnosměrného proudu.

Je to děj - kdy elektrickou energii musíme dodat!

Elektrolyzér

je to vybavení pro elektrolýzu: elektrody, elektrolyt a zdroj stejnosměrného napětí



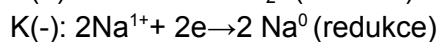
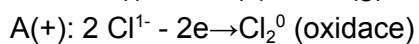
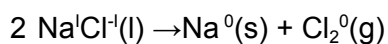
Elektrody

Katoda = elektroda, na které probíhá redukce a označuje se (-)

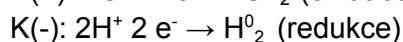
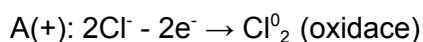
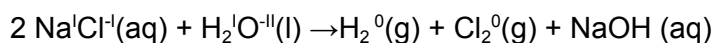
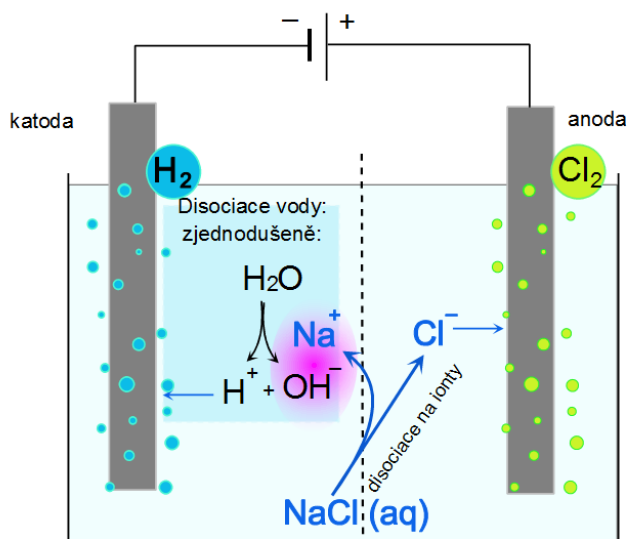
Anoda = elektroda, na které probíhá oxidace a označuje se (+)

Elektrolyt = roztok nebo tavenina

A) elektrolýza taveniny NaCl



B) elektrolýza roztoku NaCl



Akumulátory

Olověný akumulátor:

https://www.youtube.com/watch?v=5PmrL_lpuPk

a) Z hodnot E^0 určete směr v jakém bude každá z poloreakcí při vybíjení akumulátoru probíhat, nad šipku napište zkratkou red či ox. a určete, který děj probíhá na A(-) a na K(+)

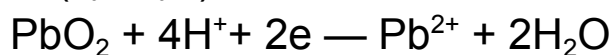
b) Sestavte vyčíslenou reakci pro vybíjení:

c) Vypočítejte změnu elektrodového potenciálu.

$$E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0) = -0,126\text{V}$$



$$E^0(\text{Pb}^{4+}/\text{Pb}^{2+}) = +1,455\text{V}$$



d) zapište reakci pro nabíjení olověného akumulátoru

Pracovní list

Rovnováhy, konstanty, pH, elektrochemie

1. **Hydrolýza solí** - studenti si připraví výpočty, připraví roztoky hydrogenuhličitanu a uhličitanu sodného a pomocí pH metrů ověří shodu mezi teoretickým a experimentálně zjištěným pH

Ze vzorce či názvu soli odvoďte: a) zapište reakci neutralizace b) z pKA a pKB určete sílu kyseliny a zásady c) z pKA a pKB určete, která část soli disociuje a která hydrolyzuje d) zapište reakci hydrogenuhličitanu sodného s vodou, aby z produktů reakce bylo možné odvodit pH roztoku e) bez výpočtu určete pH f) vypočítejte pH roztoku soli o koncentraci iontů 0,02 mol/l sůl: hydrogenuhličitan sodný pKA1 = 6,38 pKA2 = 10,25 pKB = - 0,77 celkem 7b vztahy pro výpočty pH a) sůl silné zásady a kyseliny $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ b) sůl silné zásady a slabé kyseliny $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pKA} + \log(\text{OH}^-)$ c) sůl silné kyseliny a slabé zásady $\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \text{pKB} + \log(\text{H}^+)$ d) sůl slabé kyseliny a slabé zásady $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pKA} - \frac{1}{2} \text{pKB}$	Ze vzorce či názvu soli odvoďte: a) zapište reakci neutralizace b) z pKA a pKB určete sílu kyseliny a zásady c) z pKA a pKB určete, která část soli disociuje a která hydrolyzuje d) zapište reakci uhličitanu sodného s vodou, aby z produktů reakce bylo možné odvodit pH roztoku e) bez výpočtu určete pH f) vypočítejte pH roztoku soli o koncentraci iontů 0,02 mol/l sůl: uhličitan sodný pKA1 = 6,38 pKA2 = 10,25 pKB = - 0,77 vztahy pro výpočty pH a) sůl silné zásady a kyseliny $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ b) sůl silné zásady a slabé kyseliny $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pKA} + \log(\text{OH}^-)$ c) sůl silné kyseliny a slabé zásady $\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \text{pKB} + \log(\text{H}^+)$ d) sůl slabé kyseliny a slabé zásady $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pKA} - \frac{1}{2} \text{pKB}$
--	--

2) **pH a indikátory** - studentí si připraví výpočty a pomocí pH metrů ověří shodu mezi teoretickým a experimentálně zjištěným pH

- a) Jaké je pH roztoku 0,057% KOH ($\rho = 1,00 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$, zvolte $V = 1 \text{ dm}^3$)?
 b) Jakou barvu bude mít univerzální indikátorový papírek?
 c) Z níže uvedené nabídky vyberte ten indikátor, který byste mohli použít pro určení pH, vysvětlete? Jakou barvu by měl indikátor?

Indikátor	Funkční oblast pH	Zbarvení	
		kyselé formy	zásadité formy
thymolová modř	1,2 až 2,8	červené	žluté
methyloaranž	3,1 až 4,5	červené	žluté
metylčerveň	4,4 až 6,3	červené	žluté
bromthymolová modř	6,0 až 7,6	žluté	modré
fenolftalein	8,2 až 10,0	bezbarvé	červenofialové
thymolftalein	9,3 až 10,5	bezbarvé	modré

3) **Elektrochemie** - elektrolýza, pokovování, galvanický člunek - práce s žákovskými soupravami na elektrochemii, jejichž součástí jsou návody.

Test

Rovnováhy, konstanty, pH, elektrochemie

**1. LF chemie otázky k tématu - 16. 3. 24 elektrochemie, rovnováhy, konstanty, pH
46, 48 -52, 88 - 89, 93 - 94, 104, 114 -115, 140 - 141, 237 - 240, 258 - 261, 264, 268 -
269, 271 - 285, 289 - 320, 326, 1089 - 1094, 1125 -1126, 1128 - 1135, 1137 - 1140**

1. Kyslíkaté kyselinou: a) mohou být slabé i silné b) mohou být jednosytné i vícesytné c) vytvářejí např. kovy alkalických zemin d) mohou vznikat reakcí odpovídajících oxidů s vodou	2. Beketovova řada kovů: a) je seřazena podle hodnot jejich standardního elektrodového potenciálu b) obsahuje pouze kovy, které mají za pokojové teploty pevné skupenství c) neobsahuje vodík d) poskytuje informace především o oxidačně-redukčních vlastnostech kovů
3. Chemická rovnováha je stav kdy: a) se nemění složení soustavy b) neprobíhají žádné reakce c) složky soustavy vznikají v reakcích stejně rychle, jako se spotřebovávají d) Gibbsova energie soustavy se nemění	4. Protolytické reakce jsou reakce: a) při kterých dochází k výměně protonu b) při kterých dochází k rozkladu látky pomocí protonu c) jsou typické pro kyselinu a její konjugovanou bázi d) při kterých dochází k výměně vodíkového atomu
5. pH vodných roztoků: a) je záporný dekadický logaritmus koncentrace oxoniových iontů b) určuje barvu roztoků c) určuje kyselost roztoků d) určuje zásaditost roztoků	6. Teorii kyselin a zásad popisuje: a) Heyrovského teorie b) klasická Arrheniova teorie c) protolytická teorie (Brønsted a Lowry) d) Borovanského teorie
7. Pufry: a) slouží k udržení hodnoty pH b) mění minimálně hodnotu pH po přidání kyseliny či zásady c) jsou veškeré roztoky d) nenajdeme v našem těle	8. Označte dvojici, která tvoří konjugovaný pár podle Brønstedovy teorie a) H_2PO_4^- a HPO_4^{2-} b) H_2SO_4 a H_2SO_3 c) $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ a $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COO}^-$ d) $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ a $(\text{NH}_3)^+\text{CH}_2\text{COOH}$
9. V acidobazické rovnovážné reakci popsané reakcí: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ je rovnovážná konstanta K_c vyjádřena vzorcem (koncentrace v hranatých závorkách představují rovnovážné koncentrace) a) $[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]/[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]$ b) $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}]$ c) $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]$ d) $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{H}_2\text{O}]/[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{CH}_3\text{COOH}]$	10. Jaká je přibližná koncentrace H_3O^+ iontů ve vodném roztoku NaOH o koncentraci 0,01 molu? Aktivitní koeficient považujte za roven jedné. a) 10^{-2} b) 0,01 c) 10^{-9} d) 10^{-12}

řešení: 1(49) ABD, 2(88) AD, 3(237) ACD, 4 (260) AC, 5(273) ACD, 6(278) BC, 7(282) AB, 8 (294) ACD, 9(1092) C, 10(1127) D