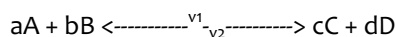


## Chemická rovnováha

**rovnovážný stav** = chemická rovnováha

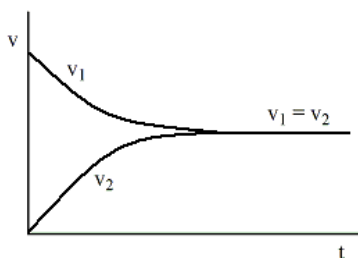
- stav soustavy, kdy se **nemění** její složení, pokud se **nezmění** vnější **podmínky**
- charakterizován **konstantními koncentracemi reagujících** (výchozích) látek = koncentrace výchozích látek a produktů se již nemění
- stav je **dynamický** – neustále probíhá přímá a zpětná reakce (vzájemně se navenek ruší)
- $v_1 = v_2$
- uvažujeme rovnici reakce:



### zvratná reakce

- pouze u těchto reakcí může nastat chemická rovnováha
- **rychlost přímé** reakce se **rovná** rychlosti reakce **zpětné** = stejnou rychlostí vznikají produkty a zpět se rozkládají na výchozí látky

$$v_1 = v_2$$



V průběhu chemické reakce ubývá výchozích látek A a B a přibývá produktů C a D. Protože je rychlost  $v_1$  chemické reakce úměrná koncentraci výchozích látek, reakce se postupně zpomaluje. Zároveň ovšem probíhá také reakce opačným směrem, kdy z látek C a D vznikají látky A a B. Látek C a D v průběhu reakce přibývá, proto se rychlost  $v_2$  této zpětné reakce zvyšuje.

Po určité době soustava dospěje do stavu **dynamické rovnováhy**, kdy se **rychlosti** obou reakcí **vyrovnejí** ( $v_1 = v_2$ ). Koncentrace látek A, B, C a D se navenek nemění (mluvíme o rovnovážných koncentracích), ale obě reakce neustále probíhají.

### kinetická rovnice:

- vyjadřuje rychlost ch. reakce

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

$k$  – rychlostní konstanta

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

celkový **řád reakce:**

$$n = a + b \text{ resp. } c + d$$

- a, b = koeficienty
- součet **koeficientů** u **koncentrací** látek v kinetické rovnici - určuje se **experimentálně!!!**
- v **jednoduchých** případech jsou koeficienty totožné se **stechiometrickými koeficienty!!!**
- nezávisí-li reakční rychlost na koncentraci dané látky - exponent = 0 ..... reakce je vzhledem k této látce **nultého řádu**

### rovnovážná konstanta

- hodnota je tabelována pro určitý **děj**
- hodnota je **bezrozměrné** číslo
- **hodnota** r.k. je ovlivnitelná pouze změnou **teploty !!!**

### Guldberg-Waageův zákon

- podíl součinů koncentrací produktů a součinů koncentrací výchozích látek povýšených na stechiometrické koeficienty je konstantní
- definuje vztah pro rovnovážnou konstantu  $K$

předpoklad:

$$v_1 = v_2$$

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

$$K = k_1/k_2 = \frac{c^c (C) \cdot c^d (D)}{c^a (A) \cdot c^b (B)} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad (\text{lze vyjádřit i pomocí parciálních tlaků})$$

na základě hodnoty  $K$  můžeme usoudit, jak bude reakce probíhat:

- $K = 1$  .....v rovnovážné směsi je koncentrace VL a P stejná
- $K < 1$  .....v rovnovážné směsi je koncentrace VL větší než koncentrace P
- $K > 1$  .....v rovnovážné směsi je koncentrace VL menší než koncentrace P
- $K > 10^4$  .....přímá reakce běží zcela = VL zreagovaly
- $K < 10^{-4}$  .....přímá reakce téměř neběží

př.: Vyjádřete rovnovážnou konstantu těchto dějů:

- disociace kyseliny chlorovodíkové:
- autoprotolýza vody:
- autoprotolýza amoniaku:

*příklad 1:*

Amoniak se vyrábí přímou syntézou prvků.

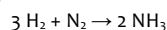
Po dosažení rovnovážného stavu byly naměřeny následující koncentrace látek:

$$\begin{aligned} [H_2] &= 0,575 \text{ mol dm}^{-3}, \\ [N_2] &= 0,425 \text{ mol dm}^{-3}, \\ [NH_3] &= 0,150 \text{ mol dm}^{-3}. \end{aligned}$$

Spočítejte rovnovážnou konstantu této reakce.

řešení:

Rovnice výroby amoniaku má následující podobu:



Rovnovážná konstanta  $K$  této reakce je daná vztahem

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 [N_2]}$$

Po dosazení dostáváme

$$K = \frac{0,150^2}{0,575^3 \cdot 0,425} = 0,278$$

Hodnota  $K$  pro tento děj je 0,278.

## LE CHATELIERŮV PRINCIP AKCE A REAKCE

- porušení chemické rovnováhy **vnějším zásahem** – **akcí** vyvolá děj – **reakci**, který směřuje ke **zrušení účinku** tohoto zásahu!!!
- zasáhneme-li **změnou podmínek** do rovnovážné soustavy, dojde ke **změně koncentrací** VL a P (tj. reakce se posune buď směrem k P, nebo k VL)  $\Rightarrow$  změna chemického složení = **posun** chemické rovnováhy

faktory ovlivňující chemickou rovnováhu:

změna: **koncentrace** číselná hodnota K zůstává stejná  
**tlak**  
**objem**

změna: **t e p l o t a** jediná veličina ovlivňující **čís. hodnou** rovnovážné konstanty !!!

a) **katalyzátor** – **neovlivňuje rovnováhu**, pouze **rychlost chem. reakce**

b) **koncentrace**

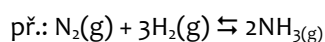
- zvýšíme-li koncentraci výchozích látek – posílíme přímou reakci = rovnováha se posunula doprava
- zvýšíme-li koncentraci produktů – posílíme zpětnou reakci
- snížíme-li koncentraci výchozích látek – posílíme zpětnou reakci
- snížíme-li koncentraci produktů – posílíme přímou reakci (v praxi nejčastější)

c) **teplota**

- pouze změna **teploty** změní **hodnotu K** pro daný děj
- ovlivníme v závislosti na exotermní a endotermní reakci
  - zvýšení teploty u exotermické reakce – posílíme reakci zpětnou = posun rovnováhy doleva
  - zvýšení teploty u endotermické reakce – posílíme přímou reakci = posun rovnováhy doprava

d) **tlak**

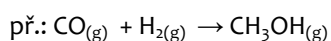
- ovlivní pouze reakce, kterých se zúčastňují **plynné látky** a **mění se počet molů**
- zvýšením tlaku se zvýší pravděpodobnost účinné srážky



- nalevo **4 moly**, napravo **2 moly**  $\Rightarrow$  tlak tuto reakci ovlivní

- látkové množství se **snižuje** zleva doprava  $\Rightarrow$  **zvýšíme** tlak  $\Rightarrow$  rovnováha se posune ve směru menšího počtu molů  $\Rightarrow$  reaktanty se k sobě více přiblíží  $\Rightarrow$  reakce proběhne rychleji  $\Rightarrow$  posun rovnováhy doprava
- látkové množství se **snižuje** zprava doleva  $\Rightarrow$  snížíme tlak  $\Rightarrow$  posun rovnováhy doprava

Zefektivněte tuto reakci = posuňte rovnováhu doprava:



**zefektivnění**

- zvýšením koncentrace  $\text{CO}(\text{g})$  nebo  $\text{H}_2(\text{g})$
- zvýšení tlaku
- chlazení – snížení teploty neboť je reakce exotermická
- odebírání  $\text{CH}_3\text{OH}$

### ACIDOBAZICKÁ ROVNOVÁHA

- probíhá u protolytických reakcí = reakce mezi kyselinami a zásadami, kdy dochází k výměně protonu
- kyselý a zásaditý charakter látky **není** danou **vlastností**, ale **projevuje** se až **interakcí** s jinou látkou
- př. **voda**:
  - reaguje-li se silnějším akceptorem protonů než je sama, reaguje jako **kyselina**
  - reaguje-li se silnějším donorem protonů než je sama, reaguje jako **zásada**

#### disociace

- štěpení látek na **ionty**
- $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$
- $B + H_2O \rightleftharpoons HB^+ + OH^-$
- $HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$
- $HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$
- $H_2SO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HSO_4^-$
- $HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_4^{2-}$
- čím je kyselina **silnější**, tím je její **konjugovaná báze slabší**
- čím je kyselina **slabší**, tím je její **konjugovaná báze silnější**
- zopakovat problematiku a) **sytnosti** kyselin b) počet **řad** solí kyselin

CV:

Čím více se kyselina disociuje, tím je ..... a tím je koncentrace iontů  $H_3O^+$  ..... Silné kyseliny jsou v roztoku ..... disociovány.

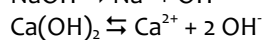
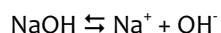
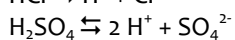
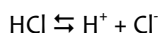
#### neutralizace

- reakce K a Z za vzniku **solí a vody**

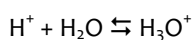
teorie kyselin a zásad:

#### Arrheniova t. k. a z.

- **kyseliny** jsou látky schopné ve vodném prostředí odštěpovat **ion  $H^+$**
- **zásady** jsou látky schopné ve vodném prostředí odštěpovat **ion  $OH^-$**



- **!!!  $H^+$**  není ve vodném prostředí schopen samostatné existence
- okamžitě se váže **koordinačně-kovalentní** vazbou na molekulu **vody** (rozpuštědla) a vytváří oxoniový kation  $H_3O^+$

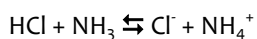


- kyseliny jsou látky **kyselé**, protože obsahují více  **$H^+$**  než  **$OH^-$**
- zásady jsou látky **zásadité**, protože obsahují více  **$OH^-$**  než  **$H^+$**

- !!! zásady mohou být i látky, které neobsahují  $\text{OH}^-$  - např.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$  atd.
- !!! kyselé roztoky mohou tvořit i látky, které neodštěpují  $\text{H}^+$  - např.  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

### Brönstedova t. k. a z.

- kyseliny jsou látky schopné ve vodném prostředí odštěpovat ion  $\text{H}^+$  - donory protonů
- zásady jsou látky schopné ve vodném prostředí vodíkový kation  $\text{H}^+$  (proton) vázat/přijmout<sup>+</sup> - akceptory protonů
- kyselinami a zásadami mohou být nejen neutrální molekuly, ale také **ionty**



- **HCl** se chová jako **kyselina** neboť odštěpuje vodíkový kation  $\text{H}^+$  a vzniká chloridový anion
- **NH<sub>3</sub>** se chová jako **zásada** neboť vodíkový kation  $\text{H}^+$  váže a tvoří se kation amonny

### konjugované páry

- částice lišící se o  $\text{H}^+$  (proton)
- tvořen konjugovanou kyselinou a konjugovanou zásadou
- HCl a  $\text{Cl}^-$  je konjugovaný pár: HCl je kyselinou a  $\text{Cl}^-$  je její konjugovaná zásada
- $\text{NH}_3$  a  $\text{NH}_4^+$  je konjugovaný pár:  $\text{NH}_3$  je zásadou a  $\text{NH}_4^+$  je její konjugovaná kyselina

### amfoterní látky (částice)

- látky/částice, které se můžou chovat i jako kyselina i jako zásada
- **amfolyty**
  - amfoterní elektrolyty - protolytické roztoky, jež se dle podmínek chovají buď jako **kyseliny** nebo **zásady**
  - vznikají neúplnou neutralizací vícesytných kyselin nebo zásad (vznik hydrogensolí)
  - př. organických a. jsou aminokyseliny (pojmy: izoelektrokový bod (hodnota pH, amfion))



- př.:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$

### Lewisova t. k. a z.

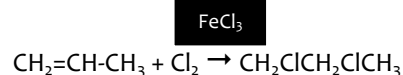
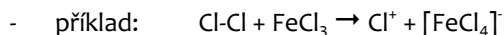
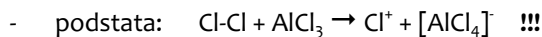
- aprotní l. = nepřijímají ani neodevzdávají proton (benzen, tetrachlormethan) a proto Brönstedovu teorii nelze v případě těchto aprotních látek použít

⇒ vznikla **Lewisova teorie**

- **zásada** = látka, která je donorem volného elektronového páru
- **kyselina** = látka, která je schopna vázat volný elektronový pár = akceptor
- neutralizace kyseliny zásadou je podmíněna vznikem **koordináčně-kovalentní vazby**

### $A_E$ u alkenů:

- katalyzátory jsou zde **Lewisovy kyseliny**
  - $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$



### dělení rozpouštědel

- protogenní** – spíše odštěpují  $\text{H}^+$
- protofilní** – spíše přijímají  $\text{H}^+$
- amfiprotní** – stejně snadno  $\text{H}^+$  přijímají jako odštěpují - amfiprotní látky podléhají **autoprotolýze**
- aprotní** – ani neodštěpují ani nepřijímají  $\text{H}^+$

### autoprotolýza vody

- vlastnost mnoha rozpouštědel – mezi molekulami dochází k protolytických reakcím
- čistá voda **vede** elektrický proud
- děj, kdy spolu reagují 2 stejné neutrální molekuly a jedna reaguje jako **zásada** a druhá jako **kyselina** (k reakci dochází ve zlomku molekul (jedna z mnoha milionů))



- rovnovážná konstanta se nazývá iontový součin vody  $K_v$

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} = \text{konstantní hodnota} \quad t = 25^\circ\text{C} \text{ (pouze se změnou teploty se mění hodnota } K_v \text{) !!!}$$

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

- záporný dekadický logaritmus koncentrace oxoniových kationtů

$\text{pH} < 7$  = roztok je kyselý  $c(\text{H}_3\text{O}^+) > 10^{-7}$   $c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$

$\text{pH} = 7$  = roztok je zásaditý  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7}$   $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$   $K_v = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$

$\text{pH} > 7$  = roztok je zásaditý  $c(\text{H}_3\text{O}^+) < 10^{-7}$   $c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3}$$

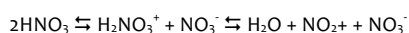
$$\text{pH} = \dots\dots\dots$$

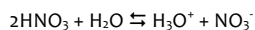
$$c(\text{OH}^-) = 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = \dots\dots\dots, \text{pH} = \dots\dots\dots$$

- z výrazu součinu rozpustnosti plyne: poklesne-li v roztoku koncentrace oxoniových kationtů, vzroste koncentrace hydroxidových aniontů
- sníží-li se pH o **1 stupeň**, zvýší se koncentrace  $\text{H}_3\text{O}^+$  iontů **10x** a klesne koncentrace  $\text{OH}^-$  10x
- zvýší-li se pH o **2 stupně**, poklesne koncentrace  $\text{H}_3\text{O}^+$  iontů **100x** a vzroste koncentrace  $\text{OH}^-$  100x

### autodisociace kyseliny dusičné





### disociační konstanta

- rovnovážná konstanta K a Z
- odvozena od rovnovážné konstanty =  $c(\text{H}_2\text{O})$  je zahrnuta do r.k. a vzniká nová konstanta - **disociační k.**
- voda je v nadbytku a její **koncentrace** se téměř **nemění**

### disociační konstanta kyselin = konstanta acidity

- $K_A, K_{HA}$
- $\text{p}K_A = -\log K_A$



### síla kyselin

- dělení kyselin dle hodnoty  $K_{HA}$
- čím je kyselina **silnější**, tím **snáze** disociuje za vzniku iontů = **odštěpuje  $\text{H}^+$**
- čím je zásada silnější, tím snáze přijímá  $\text{H}^+$
- čím je kyselina **silnější**, tím je její **konjugovaná báze slabší** !!!
- čím je kyselina **slabší**, tím je její **konjugovaná báze silnější** !!!
- silné kyseliny jsou ve vodě **zcela disociovány**

CV: Disociace kyseliny uhličitě:

### velmi silné kyseliny

- $\text{H}_n\text{XO}_{n+3}$
- $\text{HClO}_4, \text{HMnO}_4$

### silné kyseliny

- v roztocích disociují téměř ze 100%
- $K_{HA} > 10^{-2}$
- $\text{H}_n\text{XO}_{n+2}$
- $\text{HClO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4$ , k. dusičná

### slabé kyseliny

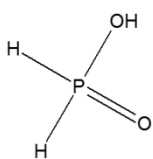
- v roztocích téměř nedisociují
- $10^{-2} > K_{HA} > 10^{-9}$
- $\text{H}_n\text{XO}_{n+1}$
- $\text{H}_2\text{CO}_3, \text{HNO}_2, \text{H}_2\text{SO}_3$
- organické kyseliny

### velmi slabé kyseliny

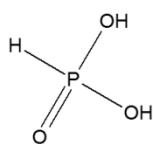
- obecný vzorec  $H_nXO_n$
- $HClO, H_3BO_3$
- $K_{HA} < 10^{-9}$

- u bezkyslíkatých kyselin jsou nejsilnější halogenovodíkové kyseliny - jejich síla **stoupá** od **HF** k **HI**
- slabé kyseliny:  $HCN, H_2S, H_2Se$

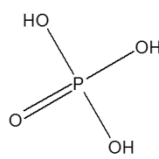
sytost kyselin = počet kyselých (odštěpitelných) atomů vodíku



jednosytná



dvosytná



trojsytná

názvy kyselin:

$H_3PO_2$ :

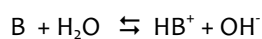
$H_3PO_3$ :

$H_3PO_4$ :

disociační konstanta zásad =

konstanta bazicity

- udává sílu zásady
- čím je hodnota menší, tím méně snad zásada váže  $H_3O^+$  a je tak slabší
- $K_B$
- $pK_B = -\log K_B$



$$K_B = \frac{[HB^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

- **silné** hydroxidy: hydroxidy  $s^1$  a  $s^2$  prvků (síla roste ve skupině s rostoucím Z) ve vodném roztoku **zcela disociovány**
- slabá zásada:  $NH_3, Zn(OH)_2, Cu(OH)_2, Fe(OH)_3$
- čím je zásada **silnější**, tím je její **konjugovaná kyselina slabší** !!!
- čím je zásada **slabší**, tím je její **konjugovaná kyselina silnější** !!!

hydrolyza solí

- **solí** vznikají reakcí kyseliny a hydroxidu (= **neutralizace**)
- reakce iontů **solí** s vodou za vzniku  $H_3O^+$  a  $OH^-$
- chování **solí** ve vodném roztoku  $\Rightarrow$  reakce roztoku je **kyselá, zásaditá** či **neutrální**
- ionty solí odvozené od slabé zásady či kyseliny mohou reagovat s vodou na původní nedisociované molekuly

a) sůl **SILNÉ** kyseliny a **SILNÉ** zásady



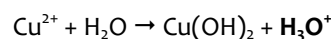
př.:  $\text{KNO}_3$

- 1) disociace soli:  $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}^+ + \text{NO}_3^-$
- 2) oba ionty jsou odvozeny od silné K/Z = zcela v  $\ominus$  disociovány = nepodléhají hydrolyze
- 3) výsledný roztok je **NEUTRÁLNÍ**

b) sůl **SILNÉ** kyseliny a slabé zásady

př.:  $\text{CuSO}_4$

- 1) disociace soli:  $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
- 2) anion je odvozen od silné K = zcela v  $\ominus$  disociuje = hydrolyze podléhá  $\text{Cu}^{2+}$

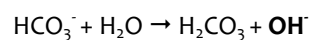
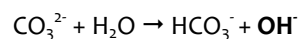


- 3) výsledný roztok je **KYSELÝ**

c) sůl slabé kyseliny a **SILNÉ** zásady

př.:  $\text{K}_2\text{CO}_3$

- 1) disociace soli:  $\text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
- 2) kation je odvozen od silné Z = zcela v  $\ominus$  disociuje = hydrolyze podléhá  $\text{CO}_3^{2-}$



- 3) výsledný roztok je **ZÁSADITÝ**

d) sůl slabé kyseliny a slabé zásady

př.:  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

- 1) disociace soli:  $\text{CH}_3\text{COONH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$
- 2) oba ionty jsou odvozeny od slabé K/Z = oba podléhají hydrolyze
- 3) výsledný roztok je NEUTRÁLNÍ nebo slabě kyselý či zásaditý (záleží na hodnotě disociační konstanty)

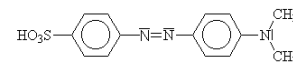
CV:

Určete, zda sůl bude reagovat kyselé, zásaditě či neutrálně: a)  $\text{KCl}$  b)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  c)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  d)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ .

acidobazické indikátory

- určují hodnotu pH – v určitém rozmezí pH mění svou barvu
- fenolftalein ( $\ominus$  ff v ethanolu) - bezbarvý, v zásaditém prostředí je barva fialová ( $\text{OH}^-$ )
- lakmus - v kyselém prostředí červený, v Z zmodrá
- methyloranž - v K prostředí růžový, v Z oranžový
- univerzální pH indikátor je napuštěný směsí indikátorů (pH papírky) – stupnice 0-14

- **methyloranž** (viz obr.) a methylčerveň se řadí mezi azobarviva (azoskupina -N=N-), tedy dusíkaté deriváty uhlovodíků



Příklady:

$$c(\text{HCl}) = 0,001 \text{ mol dm}^{-3} \rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{HCl}) \rightarrow \text{pH} = 3$$

$$c(\text{NaOH}) = 0,01 \text{ mol dm}^{-3} \rightarrow c(\text{OH}^-) = c(\text{NaOH}) \rightarrow \text{pH} = 12$$

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,0005 \text{ mol dm}^{-3} \rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \cdot c(\text{H}_2\text{SO}_4) \rightarrow \text{pH} = 3$$

$$c(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,005 \text{ mol dm}^{-3} \rightarrow c(\text{OH}^-) = 2 \cdot c(\text{Ba}(\text{OH})_2) \rightarrow \text{pH} = 12$$

0,5g ... 50% roztoku  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$  na objem  $V=1 \text{ dm}^3$

$$m_{(100\% \text{ kys.})} = 0,25 \text{ g}$$

$$n = m/M = 0,25 / 98 = 2,55 \cdot 10^{-3}$$

$$c = n/V = 2,55 \cdot 10^{-3} / 1 = 2,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \cdot 2,55 \cdot 10^{-3} = 5,1 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = 2,29$$

$2 \text{ cm}^3$  30% roztoku KOH ( $\rho=1,2879 \text{ g cm}^{-3}$ )  
+  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow V=1,8 \text{ dm}^3$  pH=?

$$m_{\text{roztoku}} = \rho \cdot V = 1,2879 \cdot 2 = 2,5758 \rightarrow m_{(\text{KOH})} = 0,733 \text{ g}$$

$$n = m / M = 0,733 / 56 = 1,31 \cdot 10^{-2}$$

$$c = n / V = 1,31 \cdot 10^{-2} / 1,8 = 7,28 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$c(\text{OH}^-) = 7,28 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{pH} = 11,88$$

$250 \text{ cm}^3$  roztoku HCl, pH=4,85  
+  $320 \text{ cm}^3$   $\text{H}_2\text{O}$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1,41 \cdot 10^{-5} = c(\text{HCl})$$

$$n = c \cdot V = (1,41 \cdot 10^{-5}) \cdot 0,25 = 3,525 \cdot 10^{-6}$$

$$c' = n / V' = 3,525 \cdot 10^{-6} / 0,57 = 6,19 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{pH} = 5,2$$

?  $\text{cm}^3$  2M roztoku KOH potřebujeme na přípravu  $5 \text{ dm}^3$  jeho roztoku s pH=12,8

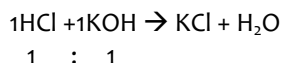
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1,58 \cdot 10^{-13}$$

$$c(\text{OH}^-) = 0,0631 = c(\text{KOH})$$

$$n = c \cdot V = 0,0631 \cdot 5 = 0,315$$

$$V' = n / c' = 0,315 / 2 = 0,158 \text{ dm}^3 = 158 \text{ cm}^3$$

$2 \text{ dm}^3$  roztoku KOH, pH=12,5  
+  $1 \text{ dm}^3$  0,05M roztoku HCl  $\rightarrow$  pH=?



$$1 \quad : \quad 1$$

$$\text{KOH: } c(\text{OH}^-) = 3,162 \cdot 10^{-2}; n_1 = c \cdot V = (3,162 \cdot 10^{-2}) \cdot 2 = 6,325 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{HCl: } n_2 = c \cdot V = 0,05 \cdot 1 = 0,05 \text{ mol}$$

$$n_1 > n_2$$

$$n_1 - n_2 = 0,0132$$

$$c(\text{KOH}) = n / V = 0,0132 / 3 = 4,42 \cdot 10^{-3}$$

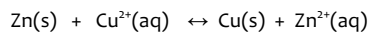
$$c(\text{OH}^-) = 4,42 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = 11,64$$

## REDOXNÍ ROVNOVÁHA

- redoxní rovnováhy se ustanovují v soustavách, ve kterých probíhají **současně** redukčně-oxidační reakce

př. rovnováha, která se ustanoví po ponoření **Zn** plechu do vodného roztoku **CuSO<sub>4</sub>**:



- tuto redoxní rovnováhu lze rozdělit na **2 dílčí rovnováhy** (zapisují se tak, aby počet převedených e<sup>-</sup> byl v obou dílčích rovnováhách stejný)

**oxidace**

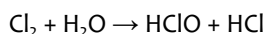
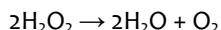
- reakce, při níž reaktant **uvolňuje** svůj elektron
- ox. č. se zvyšuje

**redukce**

- reakce, při níž reaktant **přijímá** elektron
- ox. č. se snižuje

**disproporcionace**

- reakce (zvratná nebo nezvratná), ve které se látka současně **redukuje** a **oxiduje**, takže tvoří dva různé produkty

**oxidační činidlo**

- oxidant, oxidovadlo
- látka, **oxidující** jiné látky tím, že od nich přijímá elektrony a sama se redukuje, je tedy akceptorem elektronů

**redukční činidlo**

- reduktant, redukovadlo
- látka **redukuje** jiné látky tím, že jim předává elektrony a sama se oxiduje, je tedy donorem elektronů

táž látka může být v jedné reakci **oxidačním** činidlem, v druhé **redukčním** činidlem (viz např. sloučeniny síry MO 6) !!!

**standardní elektrodový potenciál**

- značí se E<sup>0</sup>
- jeho hodnota nás informuje o **oxidačních** či **redukčních** vlastnostech látek jejich

- nejvíce *negativní* potenciály mají *alkalické kovy*  $E^0 < 0$
- *ušlechtilé* kovy mají potenciály nejvíce *pozitivní*  $E^0 > 0$

po seřazení látek podle rostoucích hodnot el. potenciálu je zřejmé, že ....

- čím je  $E^\circ$  **negativnější** (prvek je více vlevo), tím má kov větší schopnost **uvolňovat** elektrony = **oxidovat se** - a přecházet do roztoku a má tedy schopnost ve vodném prostředí **redukovat ionty kovu** s pozitivnější hodnotou  $E^\circ$

**elektrochemická řada napětí kovů:**

**Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H Cu Ag Hg Pt Au**

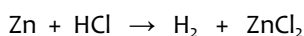
- řadí kovy dle hodnot jejich **standardního elektroodového potenciálu** (tj. elektroodového potenciálu vztaženého k vodíkové elektrodě)
- v „Beketovově“ řadě kovů je **vodík** /nekov/ uveden proto, že jeho  $E^\circ$  je smluvně stanoveno jako nula ( $E^\circ(2H^+/H_2) = 0\text{ V}$ )

- i.  $E^\circ(Li^+/Li) = -3,0401\text{V}$
- ii.  $E^\circ(K^+/K) = -2,925\text{V}$
- iii.  $E^\circ(Al^{3+}/Al) = -1,662\text{V}$
- iv.  $E^\circ(2H^+/H_2) = 0\text{V}$
- v.  $E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = 0,337\text{V}$
- vi.  $E^\circ(Hg^{2+}/Hg) = 0,854\text{V}$
- vii.  $E^\circ(Au^{3+}/Au) = 1,498\text{V}$

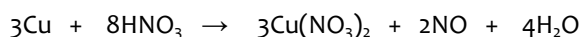
⇔⇔⇔⇔⇔ zprava doleva **ROSTE:**

- a) sklon k tvorbě kationtu
- b) snaha kovu oxidovat se
- c) schopnost působit jako redukční činidlo
- d) schopnost rozpouštění kovu v kyselině
- e) neúspěšnost kovu

- kovy s nižší hodnotou potenciálu jsou schopny redukovat kovy, které mají hodnotu potenciálu vyšší !!!
- **nejvíce vlevo** leží kovy, kteří mají **nejnižší hodnotu potenciálů** a jsou tedy schopny vytěsnit všechny kovy ležící od nich vpravo z roztoku jejich solí



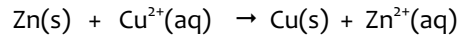
- kovy ležící za vodíkem reagují pouze s kyselinami, které mají oxidační účinky ( $HNO_3$ , konc.  $H_2SO_4$ )
- v průběhu těchto reakcí se kov oxiduje na úkor centrálního atomu kyseliny, vodík se při těchto reakcích neuvolňuje



**galvanický článek**

- zdroj **stejnoseměrného napětí**, jež funguje na principu spontánních redoxních dějů
- skutečné **rozdělení** redoxní reakce na dílčí reakci **oxidační** a dílčí reakci **redukční**
- tvořen 2 **poločlánky**

- elektroda ponořená do elektrolytu
- jsou vodivě spojené
- př. Daniellův článek



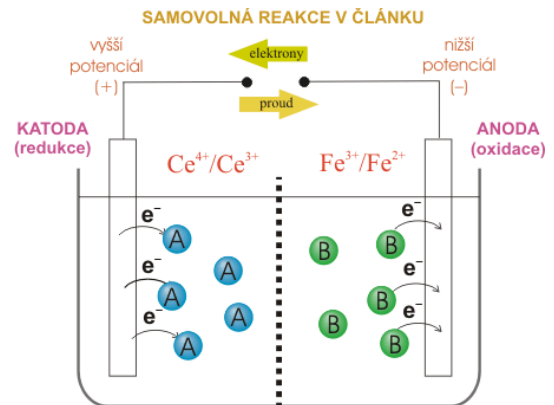
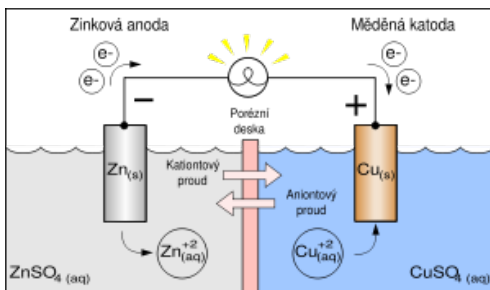
- $K = [\text{Zn}^{2+}]/[\text{Cu}^{2+}]$

- na **katodě** dochází pouze k **redukci** reaktantů (katoda je donorem elektronů)
- na **anodě** dochází pouze k **oxidaci** reaktantů (anoda je akceptorem elektronů)

- **elektromotorické napětí  $U_e$**

- rozdíl elektrodových potenciálů (katoda – anoda)
- $U_e = E^0_{\text{katoda}} - E^0_{\text{anoda}}$
- $U_e > 0$ .....redoxní děj probíhá **samovolně**

- **primární:** nelze znovu nabít
- **sekundární:** **akumulátory** = lze znovu nabít



Popis:

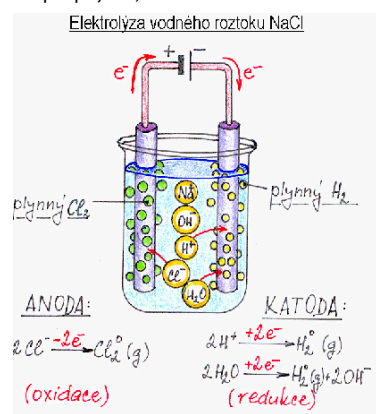
Zinek ponořený do roztoku síranu zinečnatého uvolňuje do roztoku kationty  $\text{Zn}^{2+}$ , jeho povrch se tak nabije **záporně** a okolní roztok kladně (vytvoří se elektrická dvojrstva).

Měď bude mít naopak tendenci z roztoku své soli kationty přijímat. Povrch kovu se přitom nabije kladně a okolní roztok (obsahující zbytek aniontů kyseliny) záporně.

Vzniklá elektrická dvojrstva má v tom případě opačnou polaritu než u zinku.

Soustavu vzniklou ponoření kovu do roztoku vlastní soli nazýváme **poločlánek**, jestliže dva poločlánky vodivě propojíme, získáme **článek**.

Oba vzniklé poločlánky v Daniellově článku jsou vodivě propojeny tzv. **solným můstkem**. Jde o trubici inertním elektrolytem. Její konce jsou ponořeny do roztoku elektrolytů, které jsou součástí obou poločlánků. Inertní elektrolyt nereaguje s elektrolyty poločlánků a slouží pouze k přenosu náboje. Potenciální rozdíl mezi oběma popsány poločlánky změříme pomocí voltmetru.



naplněnou

**elektrolýza**

- elektrochemický děj
- rozklad látek stejnosměrným elektrickým proudem
- pojmy: elektrolyt, elektrody (katoda, anoda); oxidace, redukce
- k popsání elektrolýzy slouží **I. a II. Faradayův zákon**
- př.: elektrolýza taveniny a roztoku **NaCl** (viz MO 10 – s prvky)

### SRÁŽECÍ ROVNOVÁHA

- chemická rovnováha se ustaví také v systémech, kde vzniká **sraženina** = srážecí reakce
- $\text{BaSO}_4 \leftrightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{AgCl} \leftrightarrow \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$

### rozpuštěnost látek

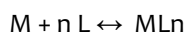
- extrémně rozpustná látka **LiClO<sub>3</sub>**
- extrémně nerozpustná **HgS**
- největší možná **hmotnost** látky (g) rozpuštěná za daných podmínek ve 100g vody popř. jednotka mol.dm<sup>-3</sup>
- lze odvodit z hodnoty součinu rozpustnosti (viz příklady)

anion	rozpuštěnost látek
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	všechny dusičnany <b>rozpuštěné</b>
Cl <sup>-</sup>	všechny chloridy s výjimkou AgCl, Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> , PbCl <sub>2</sub> jsou <b>rozpuštěné</b>
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	všechny sírany s výjimkou CaSO <sub>4</sub> , SrSO <sub>4</sub> , BaSO <sub>4</sub> , HgSO <sub>4</sub> , Hg <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , PbSO <sub>4</sub> , Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> jsou <b>rozpuštěné</b>
OH <sup>-</sup>	všechny hydroxidy s výjimkou hydroxidů alkalických kovů, Sr(OH) <sub>2</sub> a Ba(OH) <sub>2</sub> jsou <b>nerozpuštěné</b>
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	všechny uhličitany s výjimkou uhličitánů alkalických kovů jsou <b>nerozpuštěné</b>
S <sup>2-</sup>	všechny sulfidy s výjimkou sulfidů alkalických kovů, kovů alk. zemin a NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> jsou <b>nerozpuštěné</b>

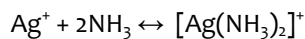
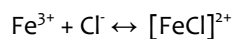
- rovnovážná konstanta srážecích reakcí se nazývá **SOUČIN ROZPUŠTĚNOSTI** a značí se **K<sub>s</sub>**
  - vyjadřuje se pomocí koncentrací iontů:
    - $\text{BaSO}_4 \leftrightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$        $K_s = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$
    - $\text{PbCl}_2 \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{Cl}^-$        $K_s = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2$
  - pevná látka má aktivitu rovnou **1**
  - **ionty** se v roztoku chovají **ideálně** = místo aktivity uvažujeme jejich **koncentrace**
  - hodnota **K<sub>s</sub>** závisí na teplotě
  - čím je hodnota **K<sub>s</sub>** **nižší**, tím je daná sraženina **stálejší**
  - čím je hodnota **K<sub>s</sub>** **vyšší**, tím je daná látka **rozpuštěnější**
- využití v argentometrii – **nejdříve se vylučuje látka s nižší hodnotou K<sub>s</sub> !!!**

## KOMPLEXOTVRNÉ ROVNOVÁHY

- pojmy: centrální atom, ligand, koordinační číslo, donor, akceptor, donor-akceptorová vazba
- názvosloví komplexních sloučenin (viz MO 11 – Prvky bloku d)
- komplexotvorné rovnováhy v roztoku popisuje veličina označovaná jako **KONSTANTA STABILITY**  $K_K$
- smísením roztoků kovového iontu M a ligandu L se po jisté době ustaví rovnováha:



CV:

Zapište **konstantu stability** této komplexotvorné reakce:

- čím je konstanta stability **vyšší**, tím je komplex **stabilnější**
- konstanta nestability je převrácená hodnota konstanty stability
- čím je konstanta nestability **vyšší**, tím je komplex **méně** stabilní

CV:

Zapište konstantu **nestability** této komplexotvorné reakce: