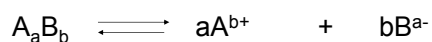


Elektroliti

Elektrolit je substanca, ki pri raztapljanju (v vodi) daje ione



Prisotnost ionov omogoča električno prevodnost raztopin

Elektroliti

Močni elektroliti

Snovi, ki v vodi popolnoma disociirajo

Primeri:

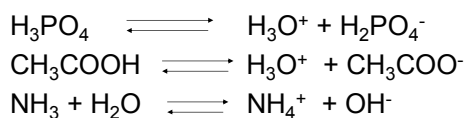
- HNO₃
- HCl
- NaOH
- soli (produkti nevtralizacije kislin in baz)

Elektroliti

Šibki elektroliti

Substance, ki pri raztapljanju v vodi nepopolno ionizirajo. (v manjši meri povečajo električno prevodnost raztopin.)

Primeri:



Neelektroliti

- Snovi, ki so v vodi topne, vendar ne disociirajo
- Ne povzročajo električne prevodnosti

Primeri:

etanol C_2H_5OH

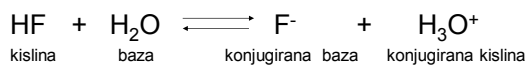
sladkor $C_{12}H_{22}O_{11}$

Kislina in baze

Brönsted Lowry , 1923

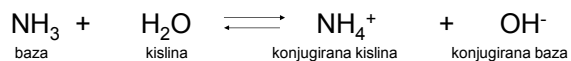
Kislina: Substanca, ki daje bazi proton

Primer:



Kislina in baze

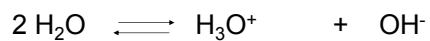
Baza: Substanca, ki od kisline sprejme proton



Kislina in baze

V navedenih primerih je voda delovala kot kislina ali baza (Amfiprotično topilo)

Disociacija:

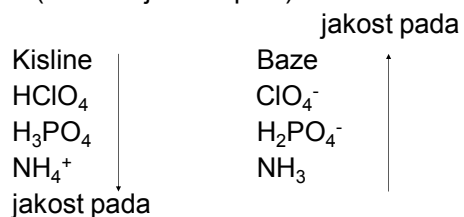


Delež disociacije čiste vode je zelo majhen. Samo 1 molekula od 10^7 disociira

Kislina in baze

- Moč kislina/baz

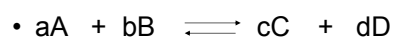
Moč zavisi od stopnje disociacije (odvisna je od topila!)



Kemijsko ravnotežje

- Kvantitativni opis ravnotežja:

- Splošna reakcija



Kemijsko ravnotežje

Ravnotežni izraz:

$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

[A], [B], [C], [D]

aktivnosti reaktantov in produktov

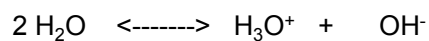
Pomembna ravnotežja

DISOCIACIJA VODE
 PROTOLISTKA RAVNOTEŽJA ŠIBKIH KISLIN IN BAZ
 NASTANEK KOORDINACIJSKIH SPOJIN
 (KOMPLEKSOV, KELATOV)
 HETEROGENA RAVNOTEŽJA
 OKSIDACIJSKO REDUKCIJSKA RAVNOTEŽJA
 PORAZDELITEV MED DVEMA TEKOČIMA FAZAMA

Pomembna ravnotežja- konstante

K_w ionski produkt vode
 K_a disociacijska konstanta kislin
 K_b disociacijska konstanta baz
 K_{sp} topnostni produkt
 K_f tvorbena konstanta (kompleksi,
 kelati)
 K_d porazdelitveno (distribucijsko)
 ravnotežje

Disociacija vode



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Koncentracija $[\text{H}_3\text{O}^+]$ in $[\text{OH}^-]$ je mnogo manjša od $[\text{H}_2\text{O}]$, $[\text{H}_2\text{O}]$ je praktično konstantna $\cong 55,5 \text{ M}$, zato lahko zapišemo:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 1.10^{-14}$$

Disociacija vode- primer (1)

0,1 mola NaOH dodamo v 1 l čiste vode
Izračunajte pH!

$[\text{OH}^-]$ iz NaOH = 0,1 M, $[\text{OH}^-]$ iz vode = 10^{-7}M
($[\text{OH}^-]$ iz vode je zanemarljiva)

K_w je konstantna, zato sledi:

$$K_w = 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-]$$

Disociacija vode- primer (1)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w/[\text{OH}^-] = 10^{-14}/0,1 = 10^{-13}\text{M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(10^{-13}) = 13$$

V praksi lahko predpostavimo, da je koncentracija $[\text{H}_3\text{O}^+]$ in $[\text{OH}^-]$ zaradi disociacije vode zanemarljiva.

Disociacija vode- primer (2)

Izračunajte pH 10^{-8} M HCl.

Če predpostavimo, da prihajajo ioni $[H_3O^+]$ iz HCl, bo izračunani pH 8.

Torej bo dodatek kisline v vodo povzročil bazičnost raztopine
Napačen sklep!

Disociacija vode- primer (2)

$$K_w = 10^{-14} = [H_3O^+].[OH^-]$$

$$[H_3O^+] = [H_3O^+]_{iz\ vode} + [H_3O^+]_{kisl}$$

$$[OH^-] = [H_3O^+]_{iz\ vode}$$

Če napišemo $x = [H_3O^+]_{iz\ vode}$

sledi:

Disociacija vode- primer (2)

$$[H_3O^+] = x + 1,0 \cdot 10^{-8}$$

$$[OH^-] = x$$

$$10^{-14} = (x + 1,0 \cdot 10^{-8}) \cdot (x)$$

$$x^2 + 10^{-8}x - 10^{-14} = 0$$

Rešitev:

$$x = -10^{-8} + [(10^{-8})^2 + 4 \cdot 10^{-14}]^{1/2} = 1,9 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 6,98$$

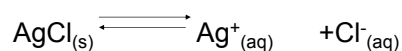
Torej povzroči dodatek majhne množine kisline v vodo KISLOST raztopine!

Topnostni produkt – K_{sp}

Topnostni produkt ima pomen za snovi, ki so v vodi slabo topne.

Njihova topnost je povezana z disociacijo

Primer:



Topnostni produkt – K_{sp}

Konstanta ravnotežja:

$$K_{sp} = \frac{[\text{Ag}^+]_{(aq)} [\text{Cl}^-]_{(aq)}}{[\text{AgCl}_{(s)}]}$$

V ravnotežju je raztopina nasičena (nasičena raztopina!) s srebrovimi in kloridnimi ioni.

Pri teh pogojih je v raztopini tudi nekaj trdnega AgCl.

V enačbah kemijskih ravnotežij zapišemo za aktivnost trdne faze (AgCl) 1.

Topnostni produkt- Primer (1)

Izračunajte topnost AgCl v vodi pri 20°C in jo izrazite v g/100ml ($K_{sp} = [\text{Ag}^+].[\text{Cl}^-] = 1,0 \cdot 10^{-10}$)

Iz ravnotežja (kemijska reakcija) sledi:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-]$$

$$1,0 \cdot 10^{-10} = [\text{Ag}^+]^2$$

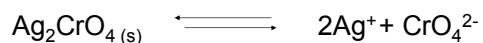
$$[\text{Ag}^+] = 1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{topnost AgCl: } 1 \cdot 10^{-5} \times 0,1 \text{ L} \times 143,32 \text{ g/mol} = 1,43 \times 10^{-4} \text{ g/100ml}$$

Topnostni produkt- Primer (2)

Izračunajte koncentracijo srebrovih ionov, v nasičeni raztopini srebrovega kromata v prisotnosti 0,01 M natrijevega kromata!

$$(K_{sp} \text{ Ag}_2\text{CrO}_4 = 1,1 \cdot 10^{-12})$$



Topnostni produkt- Primer (2) nadalj.

$$K_{sp} = 1,1 \cdot 10^{-12} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = [\text{CrO}_4^{2-}]_{(\text{iz Ag}_2\text{CrO}_4)} + [\text{CrO}_4^{2-}]_{(\text{iz Na}_2\text{CrO}_4)}$$

Glede na majhno topnost, lahko smatramo, da je $[\text{CrO}_4^{2-}]_{(\text{iz Ag}_2\text{CrO}_4)}$ zanemarljiva

Topnostni produkt- Primer (2) nadalj.

Sledi:

$$K_{sp} = 1,1 \times 10^{-12} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = 0,01 \text{ M}$$

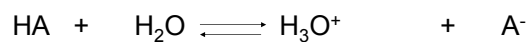
$$[\text{Ag}^+] = (K_{sp}/[\text{CrO}_4^{2-}])^{1/2} = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+] \ll [\text{CrO}_4^{2-}]$$

Predpostavka je bila upravičena!

Disociacija šibkih kislin in baz

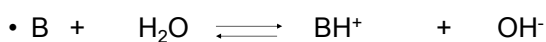
Šibke kisline:



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Disociacija šibkih kislin in baz

• Šibke baze



$$K_B = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Disociacija šibkih kislin (primer)

Izračunajte pH 0,1M raztopine šibke kisline s konstanto disociacije $2,24 \cdot 10^{-5}$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = 2,24 \cdot 10^{-5}$$

Lahko zapišemo $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$

$[\text{HA}] = 0,1 \text{ M} - [\text{H}_3\text{O}^+]$

iščemo $[\text{H}_3\text{O}^+] = X$

Disociacija šibkih kislin (primer), nadalj.

$$K_A = 2,24 \cdot 10^{-5} = \frac{X^2}{(0,1-X)}$$

Po preureditvi:

$$X^2 + 2,24 \cdot 10^{-5} X - 2,24 \cdot 10^{-5} = 0$$

lahko rešimo kvadratno enačbo ali predpostavimo, da je množina disociirane kisline glede na nedisociirano zanemarljiva.

Disociacija šibkih kislin (primer), nadalj.

V tem primeru je

$$[H_3O^+] = X = (2,24 \cdot 10^{-5} \times 0,1)^{1/2} = 0,0015M; \quad pH = 2,82$$

Pri rešitvi kvadratne enačbe dobimo:

$$X = 0,00149 M; \quad pH = 2,82$$

(V tem primeru ni bistvene razlike med obema postopkoma)

Disociacija šibkih kislin in baz

Pomni:

$$pH + pOH = pK_w = 14$$

$$pK_A + pK_b = pK_w = 14$$

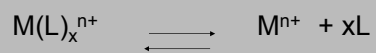
K_A uporabimo, če izračune pričenjamo s kislino (konjugirano kislino)

K_b pa v primeru baze (konjugirane baze)

Z zgornjimi zvezami lahko prevedemo pH v pOH ali K_A v K_b

Nastanek kompleksov

Če opazujemo razpad kompleksa, lahko zapišemo tudi konstanto razpada (nestabilnosti)



$$K_D = \frac{[M^{n+}][L]^x}{[M(L)_x^{n+}]}$$

Zveza med K_f in K_d : $K_D = 1/K_f$

Oksidacijsko redukcijska ravnotežja

REDOX sistemi