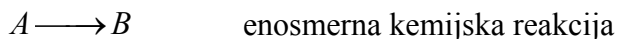


---

## 10. Vaja: Kemijsko ravnotežje I

### a) Osnove:

Poznamo enosmerne in ravnotežne kemijske reakcije. Za slednje lahko pišemo določeno konstanto kemijskega ravnotežja ( $K_C$ ), ki nam podaja konstantno razmerje med produkti in reaktanti pri določenih pogojih za določeno reakcijo.

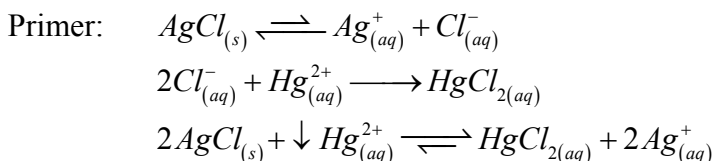


$$K_C = \frac{[C]^z [D]^q}{[A]^x [B]^y} \quad x, y, z, q \dots \text{ so celoštevilni faktorji urejene reakcije}$$

*Le Chatelierjev princip:*

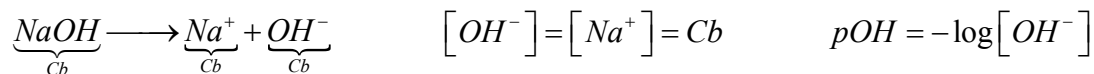
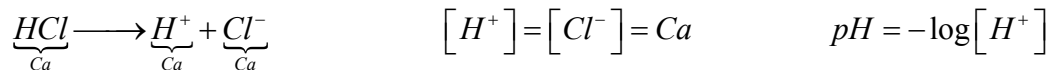
Ravnotežni sistem se obnaša tako, da se izogne vplivu zunanje sile (temperatura, tlak).

Če npr. v ravnotežni sistem dovajamo enega (A oz. B) ali oba od reaktantov (A, B) se sistem odzove tako, da nastaja več produktov (C, D).



*Močne kisline in baze:*

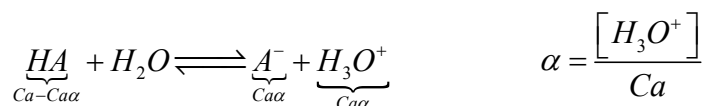
Zanje velja, da popolnoma disociirajo ( $\alpha = 1$ ). Tako je koncentracija kisline (Ca) oz. baze (Cb) na začetku, kar enaka koncentracijam ionov na katere kislina oz. baze razpade s primernimi faktorji.



*Šibke kisline in baze:*

Zanje velja, da disociirajo le delno ( $\alpha \ll 1$ ). Tako je koncentracija kisline oz. baze v ravnotežju (nedisociiran del kisline oz. baze) enaka razliki med koncentracijo vse kisline oz. baze in koncentracijo disociiranega dela kisline oz. baze. Koncentracija disociiranega dela kisline oz. baze pa je odvisna od stopnje disociacije posamezne kisline oz. baze.

Šibke kisline:



$$Ka = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{[H_3O^+]^2}{Ca - [H_3O^+]} = \frac{(Ca\alpha)^2}{Ca - Ca\alpha} = \frac{Ca^2\alpha^2}{Ca(1-\alpha)} = \frac{Ca\alpha^2}{1-\alpha}$$

To enačbo lahko rešujemo na dva načina, po približni formuli ali po kvadratni enačbi. Približno formulo smemo uporabiti, če je disociiran del mnogo manjši od nedisociiranega.

$$Ca\alpha^2 + Ka\alpha - Ka = 0$$

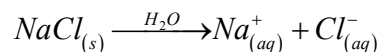
Če je,  $Ca\alpha \ll Ca$ :

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{Ca} = \frac{Ca^2\alpha^2}{Ca} = Ca\alpha^2 \quad pH = -\log[H^+]$$

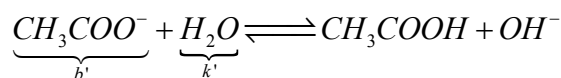
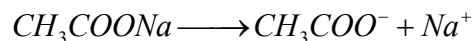
Za šibke baze velja enako.

Raztapljanje soli:

Pri raztapljanju soli nastanejo kationi in anioni, ki so obdani z molekulami vode in z njo ne reagirajo.



Soli: – močnih baz in šibkih kislin (npr.  $CH_3COONa$ ) ter  
– močnih kislin in šibkih baz (npr.  $NH_4Cl$ )



$$Kb' = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} \cdot \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]}$$

$$Kb' = \frac{[CH_3COOH][OH^-][H_3O^+]}{[CH_3COO^-][H_3O^+]} = \frac{[CH_3COOH]K_w}{[CH_3COO^-][H_3O^+]} = \frac{K_w}{Ka}$$

$Kb'$  ...konstanta kemijskega ravnotežja konjugirane baze šibke kisline

---

Za soli močnih kislin in šibkih baz veljajo enako.

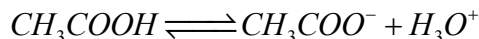
**b) Naloga:**

Razloži eksperimente, ki jih boš izvedel z aplikacijo zakona o vplivu koncentracij!

**c) Računske naloge:**

1. Izračunaj stopnjo disociacije očetne kisline s koncentracijo  $1,10 \cdot 10^{-5} \text{M}$ , če je  $K_a = 1,74 \cdot 10^{-5}$ , po približni formuli in kvadratni enačbi!

$$C_a = 1,10 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \quad K_a = 1,74 \cdot 10^{-5}$$



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_a - [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{(C_a \alpha)^2}{C_a - C_a \alpha} = \frac{C_a^2 \alpha^2}{C_a(1-\alpha)} = \frac{C_a \alpha^2}{1-\alpha}$$

$$C_a \alpha \ll C_a$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_a} = \frac{C_a^2 \alpha^2}{C_a} = C_a \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_a}} = \sqrt{\frac{1,74 \cdot 10^{-5}}{1,10 \cdot 10^{-5}}} = 1,258$$

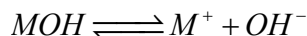
$$C_a \alpha^2 + K_a \alpha - K_a = 0 \quad x_{1,2} = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$\alpha_{1,2} = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 - 4C_a K_a}}{2C_a} = \frac{-1,74 \cdot 10^{-5} \pm \sqrt{(1,74 \cdot 10^{-5})^2 + 4 \cdot 1,10 \cdot 10^{-5} \cdot 1,74 \cdot 10^{-5}}}{2 \cdot 1,10 \cdot 10^{-5}}$$

$$\alpha = 0,6948$$

2. Izračunaj pH 0,1M baze s formulo MOH in s stopnjo disociacije 0,69!

$$C_b = 0,1 \text{ mol/L} \quad \alpha = 0,69$$



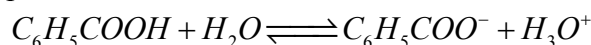
$$[\text{OH}^-] = C_b \alpha \quad p\text{OH} = -\log[\text{OH}^-] \quad \text{pH} = 14 - p\text{OH}$$

$$\text{pH} = 14 + \log(C_b \alpha) = 14 + \log(0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,69) = 12,83$$

3. Izračunaj molarnost  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ , ki ima  $\text{pH} = 2,51$  in  $K_d = 6,3 \cdot 10^{-5}$ ! Delež disociiranih molekul zanemari!

---

$$pH = 2,51 \quad K_d = 6,3 \cdot 10^{-5} \quad \alpha < 0,01$$



$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} \quad K_d = \frac{[H_3O^+]^2}{Ca} \Rightarrow Ca = \frac{[H_3O^+]^2}{K_d}$$

$$Ca = \frac{(10^{-pH})^2}{K_d} = \frac{(10^{-2,51})^2}{6,3 \cdot 10^{-5}} = 0,152 \text{ mol/L}$$

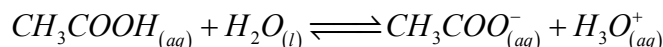
#### d) Izvedba vaje:

1. V 50mL čašo odmerimo z merilnim valjem 10mL 0,5M CH<sub>3</sub>COOH. Raztopini dodamo nekaj kapljic indikatorja metiloranža (raztopino premešamo). Opazujemo, kako se spreminja barva raztopine po dodatku 10mL 0,5M CH<sub>3</sub>COONa. Spremembo barve razlagamo z aplikacijo zakona o vplivu koncentracij!
2. V čašo odmerimo z merilnim valjem 50ml destilirane vode. Nato dodamo z merilnim valjem 1mL 0,1M Na<sub>4</sub>SCN in 1mL 0,03M FeCl<sub>3</sub>. Raztopina se obarva rdeče zaradi nastanka slabo disociiranega železovega(III) tiocianata. Raztopino nato nalijemo v štiri epruvete do enake višine (približno 50mm). V prvo epruveto dodamo 2mL destilirane vode, v drugo 2mL 0,03M FeCl<sub>3</sub>, v tretjo 2mL 0,1M NH<sub>4</sub>SCN in v četrto 2mL 3M NH<sub>4</sub>Cl. V peto epruveto, ki jo bomo imeli za primerjavo, nalijemo do enake višine prvotno raztopino. Opazujemo spremembo intenzivnosti obarvanja tako, da gledamo vseh pet raztopin skozi epruvete od zgoraj navzdol proti beli podlagi. Intenzivnost obarvanja v posameznih epruvetah je odvisna od koncentracije obarvanega železovega(III) tiocianata. Spremembe, ki jih opazimo, razlagamo z aplikacijo zakona o vplivu koncentracij!

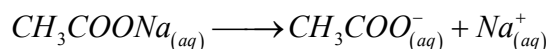
#### e) Meritve z diskusijo:

1. *Vplivi na ravnotežno reakcijo I:*

Ko raztopini očetne kisline dodamo indikator metiloranž se le ta obarva rdeče, saj očetna kislina v vodi delno disociira na acetatne in oksonijeve ione. Oksonijeви ioni pa povzročijo obarvanje indikatorja (so kisli).



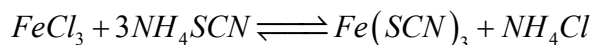
Po dodatku natrijev acetat, se raztopina očetne kisline obarva oranžno-rumeno, pH torej naraste. Dodani natrijeve acetat namreč disociira na natrijeve in acetatne ione, kar pa slednji nastanejo tudi pri disociaciji očetne kisline, na ravnotežje vplivajo tako, da se reakcija pomakne v smer reaktantov (v levo); saj smo dodali produkte (Le Chatelierjev princip). pH torej naraste zato, ker se koncentracija oksonijevih ionov zmanjša (ravnotežje se pomakne v smer reaktantov).



---

2. *Vplivi na ravnotežno reakcijo II:*

Raztopina amonijevega tiocianata reagira z raztopino železovega(III) klorida, tako da nastane amonijev klorid ter slabo disociiran železov(III) tiocianat, ki raztopino obarva rdeče.



- Ko to raztopino razredčimo je barva enostavno manj intenzivna.
- Ko tej raztopini dodamo železov(III) klorid se obarva zelo intenzivno (postane bolj rdeča). Ker smo v sistem dodali enega od reaktantov se ravnotežje pomakne v smer produktov in tako nastane več rdečega železovega(III) tiocianata.
- Ko tej raztopini dodamo amonijev tiocianat (reaktant) se obarva intenzivnejše, a ne v tolikšni meri, kot v primeru železovega(III) klorida. Razlog za to je množinsko razmerje med reaktantoma (glej reakcijo); mol železovega(III) klorida namreč ustreza obarvanju, ki bi ga povzročili trije moli amonijevega tiocianata (mi pa smo dodali enaki množini reaktantov).
- Ko tej raztopini dodamo amonijev klorid (produkt) se intenziteta rdeče barve zmanjša (raztopina postane manj rdeča). Ker smo v sistem dodali enega od produktov se ravnotežje pomakne v smer reaktantov in tako nastane manj rdečega železovega(III) tiocianata.