

Fasit og poengskjema - 2006

Oppgave 1 (20 poeng)

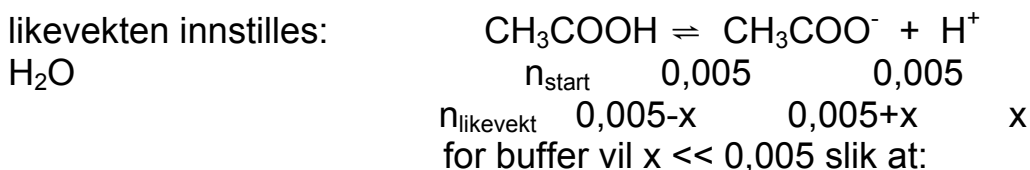
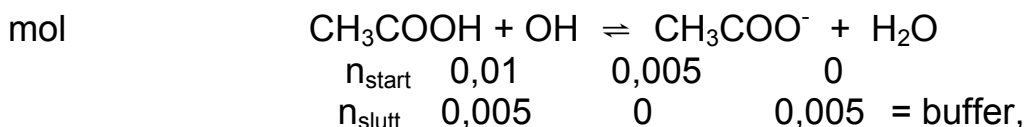
1 = C 2 = C 3 = D 4 = B 5 = A
6 = C 7 = B 8 = C 9 = B 10 = D

Oppgave 2 (25 poeng)

A.

a) $K_a = [\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]/[\text{CH}_3\text{COOH}]$, $1,8 \cdot 10^{-5} = x^2/(0,1-x)$, $x \ll 0,1 \Rightarrow x = 0,00134 \text{ M}$, $\text{pH} = -\lg 0,00134 = \underline{2.87}$

b) Har $n_{\text{eddiksyre}} = cV = 0,01 \text{ mol}$ tilsetter $n_{\text{NaOH}} = m/M = 0,20/40 = 0,005 \text{ mol}$



$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} = 0,005 \cdot x / 0,005, x = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ og } \text{pH} = \underline{4.74}$$

Løsningen er en buffer, og punktet kalles halvtitreringspunktet

c) Fremdeles en buffer ($\pm 1 \text{ pH-enhet}$ er definisjon på bufferkapasitet) pH skal nå være 5,74, det betyr at x mol NaOH tilsettes slik at x mol går over fra syre til baseform:

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} = (0,005+x) \cdot 10^{-5,74} / (0,005-x) \text{ må regne eksakt som}$$

$$\text{gir } 8,09 \cdot 10^{-8} = 1,982 \cdot 10^{-5} x \Rightarrow x = 0,0408 \text{ mol} \Rightarrow \underline{m = 0,16 \text{ g}}$$

d) I øyeblikket etter blanding er $[\text{Ag}^+] = 0,25 \text{ M}$ og $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,025 \text{ M}$. Vi ser at løselighetsproduktet til sølvacetat er overskredet ($Q = 0,00625 > K_{sp} = 0,0020$), så sølvacetat vil begynne å felles ut, men det skal ikke så mye til før man har likevekt, så kanskje ikke nok felles til å forskyve bufferlikevekten. Finner først ut hvor mye som felles dersom vi ikke får noe påfyll av acetat fra syre/base

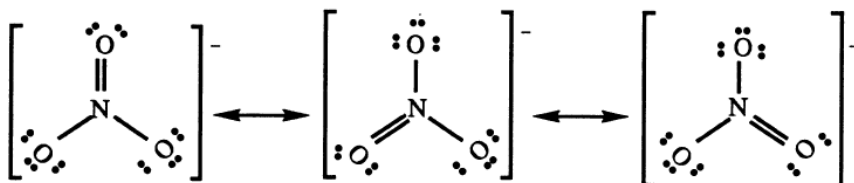
likevekten: $K_{sp} = [\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{Ag}^+] \rightleftharpoons 2,0 \cdot 10^{-3} = (0,025-x) \cdot (0,25-x)$

$\Rightarrow x = 0,0147 \text{ M}$, $c_{\text{acetat igjen i løsning}} = 0,025 - 0,0147 = 0,0103 \text{ M}$, Hvis man kan anta at bufferlikevekten forskyver seg lite ved at ikke nok acetat felles til   bringe acetatkonsentrasjonen lavere enn det som gir buffer, så kan man anta fremdeles buffer, og da blir fremdeles

$$c_{\text{eddiksyre}} = 0,025 \text{ M}, K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} = 0,0103 \cdot [H^+]/0,025,$$

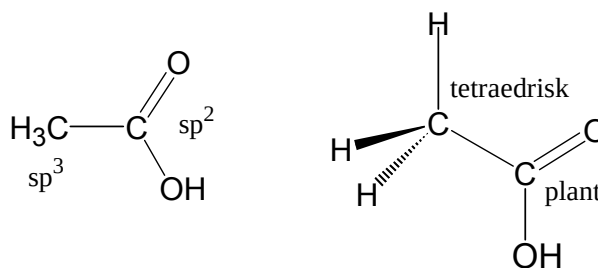
$$[H^+] = 4,5 \cdot 10^{-5} \text{ og } pH = 4.32$$

e) Lewisstrukturen:

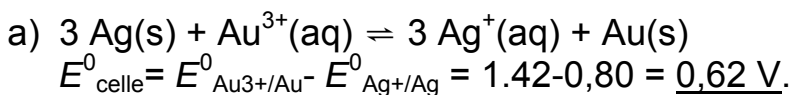


Elektronpargeometrien: 3 par $\Rightarrow$ plant triangulær som i dette tilfellet også er strukturen/geometrien.

f) Hybridisering og geometri:



B.



b) Bruker Nernst ligning:

$$E = E^0 - \frac{0,0592}{n} \lg \frac{[\text{Ag}^+]^3}{[\text{Au}^{3+}]} = 0,62 - \frac{0,0592}{3} \lg \frac{0,5^3}{0,5} = 0,62 + 0,012 = \underline{0,63 \text{ V}}$$

c) Da ville AgCl(s) felles ut, og Ag^+ -konsentrasjonen avta slik at likevekten forskyves mer mot høyre og cellespenningen øker ytterligere.

d) Reaksjonen stopper opp og er i likevekt hvis $E_{\text{celle}} = 0 \Rightarrow$

$$E^0 = \frac{0,0592}{3} \lg \frac{0,5^3}{[\text{Au}^{3+}]} \Leftrightarrow 0,62 = 0,0197 \cdot \lg \frac{0,5^3}{[\text{Au}^{3+}]} \Leftrightarrow 10^{31,4} = \frac{0,5^3}{[\text{Au}^{3+}]} \\ \Rightarrow [\text{Au}^{3+}] = 4,76 \cdot 10^{-33} \text{ M}$$

e) $\Delta G = -n F E_{\text{celle}} = \underline{0}$

Oppgave 3 (15 poeng)

a) $r = k [\text{NH}_4^+]^x [\text{NO}_3^-]^y$

b) $x = 1$ og $y = 1$

c) $k = 3,0 \cdot 10^{-4}$

d) Forholdet $K_f/K_r \gg 1$. I henhold til Arrhenius likning vil da

$K_f/K_r = \exp [(1/RT)(E_{a,\text{rev}} - E_{a,\text{for}})] > 1$ og dermed må $E_{a,\text{rev}} - E_{a,\text{for}} > 0$, d.v.s. $E_{a,\text{rev}} > E_{a,\text{for}}$

e) $K_f/K_r = 273 \cdot 10^3$ (1400K) og $928 \cdot 10^3$ (1500K), dvs større ved 1500K enn 1400K. Ergo går reaksjonen mer mot produkter ved høyere temperatur. Dette er et kjennetegn for endoterme reaksjoner.

Oppgave 4 (10 poeng)

a) 1 Re og 3 O

b) ReO_3

c) +6 (+VI)

d) 3,73 Å

e) 0.605 Å

Oppgave 5 (15 poeng)

A.

a) Vi snur den øverste halvreaksjonen og får



som per definisjon er standard "dannelsepotensialet" for $Ag^+(aq)$.

Vi får derfor

$$\Delta G_{f(Ag^+(aq))}^\circ = -nFE^\circ = -1mol \cdot 96485 \frac{C}{mol} \cdot (-0,7996 \frac{J}{C}) = 77,15kJ$$

b) Likevektskonstanten er relatert til forandringen i standard Gibbs fri energi ved

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

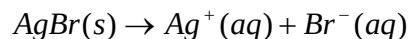
Vi har

$$\Delta G^\circ = \Delta G_{f(Ag(NH_3)_2^+(aq))}^\circ - 2\Delta G_{f(NH_3(aq))}^\circ - \Delta G_{f(Ag^+(aq))}^\circ = (-17,12 - 2 \cdot (-26,50) - 77,15)kJ = -41,27kJ$$

Følgelig er likevektskonstanten

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K \Leftrightarrow K = e^{-\frac{\Delta G^\circ}{RT}} = e^{-\frac{(-41,27 \cdot 10^3)}{8,3145 \cdot 298,15}} = 1,699 \cdot 10^7$$

c) Vi snur den øverste halvreaksjonen og legger sammen med den nederste halvreaksjonen. Netto får vi da



$$E^\circ = (-0,7996 + 0,0713)V = -0,7283V$$

Løselighetsproduktet til AgBr er per definisjon likevektskonstanten til denne reaksjonen. Derfor er

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ = -1mol \cdot 96485 \frac{C}{mol} \cdot (-0,7283 \frac{J}{C}) = 70,27kJ$$

$$K = e^{-\frac{\Delta G^\circ}{RT}} = e^{-\frac{70,27 \cdot 10^3}{8,3145 \cdot 298,15}} = 4,892 \cdot 10^{-13}$$

B.

a) Antall gasmolekyler avtar som følge av reaksjonen. Det blir derfor mindre "uorden" i systemet, og derfor avtar entropien til systemet.

$$b) \Delta S^{\circ} = 2S_{NH_3}^{\circ} - 3S_{H_2}^{\circ} - S_{N_2}^{\circ} = (2 \cdot 192,5 - 3 \cdot 130,7 - 191,6) \frac{J}{Kmol} = -198,7 \frac{J}{Kmol}$$

c) For at reaksjonen skal være spontan, må

$$\Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln Q = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ} + RT \ln Q \leq 0.$$

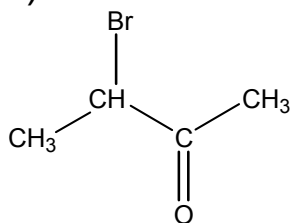
Fordi $\Delta S^{\circ} \leq 0$, må enten reaksjonen være svært eksoterm (hvilket ikke er tilfelle), og/eller så må $\ln Q < 0$ og $|\ln Q| > \left| \frac{\Delta G^{\circ}}{RT} \right|$. $\ln Q$ kan gjøres negativ ved å gjøre trykkene av H_2 og N_2 store. Temperaturen spiller også inn.

Oppgave 6 (15 poeng)

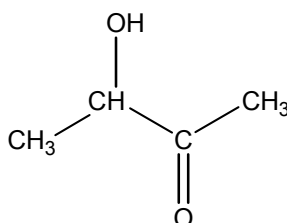
a) C_4H_7OBr

b) 1

c)



A



B

d) $AgBr$