

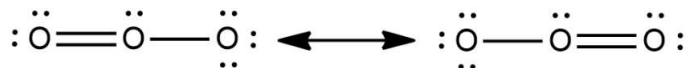
Oppgave 1. Flervalgsoppgave 9 stk.

I hver av disse oppgavene er det ett svar som er rett. Det gis tre poeng for hvert riktige svar. For feil svar trekkes ett poeng. Du kan minimalt få 0 poeng for hele oppgaven. Maksimalt 27 poeng.

1.

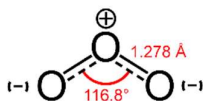
I følge VSEPR-teorien, hvilken molekylgeometri har ozon, O₃?

Oksygen har 6 valenselektroner. Til sammen 18. O er sentralt og terminal. Elektronene fordeles først i de to bindingene (4 stk) og så på terminaler (12 stk). De siste 2 på sentralatomet som bare har 6 elektroner rundt seg. For å få inn to til så lages en dobbeltbinding. Vi får da resonansstruktur.



(kilde: kemi.androide.dk)

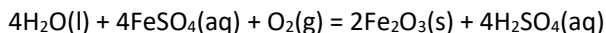
VSEPR: Sentralatomet har tre elektrongrupper, med 2 bindende elektrongrupper og ett fritt elektronpar. AX₂E₁ – som tilser et **bøyd molekyl**.



(kilde: wikipedia)

2.

Hvilken type reaksjon er følgende reaksjon:



Her kan vi se at oksygen endrer oksidasjonstall fra 0 til -2, mens jern går fra +2 til +3. Det vil si at vi har en **reduksjon-oksidasjons-reaksjon**.

3.

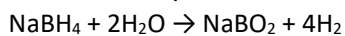
Natriumtetrahydridborat, NaBH₄, er en interessant måte å lagre hydrogen på. Hva er vekt% av hydrogen i NaBH₄?

$$\text{Vekt\% H i NaBH}_4 = \frac{M(\text{H}) \cdot 4}{M(\text{NaBH}_4)} \cdot 100\% = \frac{1,008 \cdot 4 \text{ g mol}^{-1}}{(22,99 + 1,01 + 1,008 \cdot 4) \text{ g mol}^{-1}} \cdot 100\% = \frac{4,032 \text{ g mol}^{-1}}{(37,832) \text{ g mol}^{-1}} \cdot 100\%$$

Vekt% H i NaBH₄ = 10,66%

4.

Natriumtetrahydridborat, NaBH₄, reagerer med vann og danner NaBO₂ og H₂ i følgende reaksjon:



Hvor mye hydrogen (i gram) genereres når 5,0 g NaBH₄ reagerer med 3,0 g vann?

Finner først begrensende reaktant:

$$n(\text{NaBH}_4) = 5,0 \text{ g} / 37,832 \text{ g mol}^{-1} = 0,132 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 3,0 \text{ g} / 18,016 \text{ g mol}^{-1} = 0,167 \text{ mol}$$

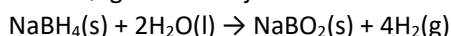
I følge reaksjonsligningen så reagerer 1 NaBH₄ med 2 vann. Vann er dermed begrensende reaktant. Vi danner to hydrogen for hvert vann som reagerer.

$$n(\text{H}_2) = 2 \cdot n(\text{H}_2\text{O}) = 0,333 \text{ mol}$$

$$m(\text{H}_2) = 0,333 \text{ mol} \cdot 2,016 \text{ g mol}^{-1} = 0,67 \text{ g}$$

5.

Vi har følgende reaksjon:



Hvor mye varme (i kWh) genereres når 1 mol fast NaBH₄ reagerer fullstendig med overskudd av vann?

Bruk verdier for 25°C og se bort fra varmeutveksling ved eventuell løselighet av stoffene i vann.

Varme som generes fra reaksjonen = entalpiendringen for reaksjonen.

Vi har ett mol NaBH₄ som reagerer fullstendig. Varmen blir da det samme som ett mol av reaksjonen.

Termokjemiske data fra SI-CD, 7 utg.:

	NaBH ₄ (s)	H ₂ O(l)	NaBO ₂ (s)	H ₂ (g)
ΔH_f° (kJ mol ⁻¹)	-189	-286	-977	0

$$\Delta H^\circ_{\text{reaksjon}} = 4 \cdot 0 + (-977 \text{ kJ mol}^{-1}) - (-189 \text{ kJ mol}^{-1}) - 2 \cdot (-286 \text{ kJ mol}^{-1}) = -216 \text{ kJ mol}^{-1}$$

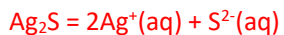
Eksoterm reaksjon. Varme som overføres til omgivelsene = 216 kJ når ett mol NaBH₄(s) reagerer fullstendig. 1 kWh = 3,6 · 10³ kJ

$$\text{Varme overført (i kWh)} = 216 \text{ kJ} / (3,6 \cdot 10^3 \text{ kJ/kWh}) = 0,060 \text{ kWh}$$

6.

Hva er løseligheten til Ag₂S i mol L⁻¹ i helt rent vann ved 298 K?

Fra SI-CD 7. utg. finner vi $K_{\text{sp}}(\text{Ag}_2\text{S}) = 8 \cdot 10^{-51}$



$$\text{S} \quad \quad \quad 0 \quad \quad 0$$

$$\text{E} \quad \quad \quad +2x \quad \quad +x$$

$$\text{L} \quad \quad \quad 2x \quad \quad x$$

$$K_{\text{sp}} = (2x)^2 \cdot x = 8 \cdot 10^{-51}$$

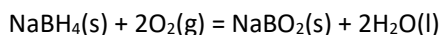
$$\sqrt[3]{\frac{8 \cdot 10^{-51}}{4}} = 1,26 \cdot 10^{-17}$$

Løseligheten av Ag₂S er 1,3 · 10⁻¹⁷ mol L⁻¹.

Fra løselighetstabell (tabell 16): / = i, dvs. ikke mulig å finne fra denne tabellen.

7.

NaBH₄(s) kan benyttes som brensel (anodeføde) i ei brenselcelle med oksygen på katoden. Vi har følgende totalreaksjon:



Hva er endringen i standard Gibbs energi for denne reaksjonen ved 25°C?

Termokjemiske data fra SI-CD 7. utg. ved 25°C:

	NaBH ₄ (s)	O ₂ (g)	NaBO ₂ (s)	H ₂ O(l)
ΔH_f° (kJ mol ⁻¹)	-189	0	-977	-286
ΔG_f° (kJ mol ⁻¹)	-124	0	-921	-237
S° (J K ⁻¹ mol ⁻¹)	101	205	74	70

$$\Delta H^\circ_{\text{reaksjon}} \text{ (kJ mol}^{-1}\text{)} = -1360 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{reaksjon}} \text{ (kJ mol}^{-1}\text{)} = -1271 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta S^\circ_{\text{reaksjon}} \text{ (J K}^{-1}\text{ mol}^{-1}\text{)} = -297 \text{ J K}^{-1}\text{ mol}^{-1}$$

$$\text{Alternativ: } \Delta G^\circ_{\text{reaksjon}} = -1360 \text{ kJ mol}^{-1} - 298 \text{ K} \cdot (-297 \text{ J K}^{-1}\text{ mol}^{-1}) = -1271 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ (samme resultat)}$$

8.

Hva er pH i helt rent vann ved 40°C? (Anta innenfor en usikkerhet på 0,03 pH-enheter)

Vi må ha vannets ioneprodukt ved den nye temperaturen. Denne finner vi fra tabell 43 i SI-CD 7. utg.: $K_w(40^\circ\text{C}) = 2,92 \cdot 10^{-14}$.



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

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_w} = 1,71 \cdot 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\log(\sqrt{K_w}) = 6,77$$

K_w fra endring i Gibbs energi for reaksjonen $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

Fra SI-CD 7. utg.:

	H ₂ O(l)	H ⁺ (aq)	OH ⁻ (aq)	
ΔH_f° (kJ mol ⁻¹)	-286	0	-230	
S° (J K ⁻¹ mol ⁻¹)	70	0	-11	

$$\Delta H^\circ_{\text{reaksjon}} \text{ (kJ mol}^{-1}\text{)} = 56 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta S^\circ_{\text{reaksjon}} \text{ (J K}^{-1}\text{ mol}^{-1}\text{)} = -81 \text{ J K}^{-1}\text{ mol}^{-1}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{reaksjon}} (40^\circ\text{C}) = 56\,000 \text{ J mol}^{-1} - 313 \text{ K} \cdot (-81 \text{ J K}^{-1}\text{ mol}^{-1}) = 81\,353 \text{ J mol}^{-1}$$

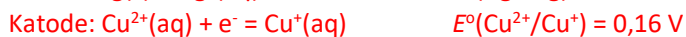
$$K = e^{(-\Delta G^\circ_{\text{reaksjon}} (40^\circ\text{C}) / RT)} = e^{(-81\,353 \text{ J mol}^{-1} / 8,314 \text{ J K}^{-1}\text{ mol}^{-1} \cdot 313 \text{ K})} = 2,65 \cdot 10^{-14}$$

$$\text{pH} = -\log((2,65 \cdot 10^{-14})^{0,5}) = 6,79 \text{ (begge innenfor usikkerhet på 0,03 pH-enheter)}$$

9.

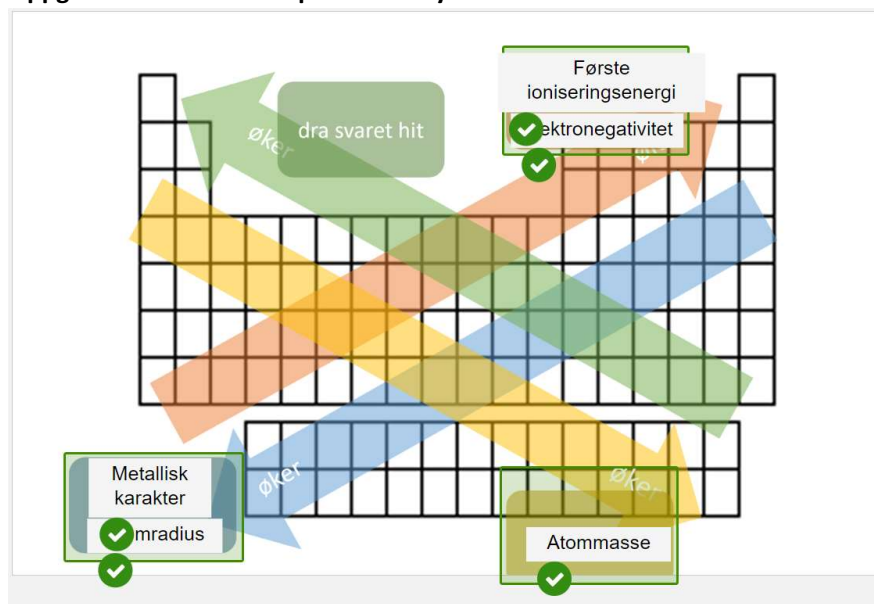
Bestem standard cellepotensial, $E^\circ(\text{celle})$, for følgende elektrokjemiske celle ved 25°C:
 $\text{Ag(s)}|\text{AgNO}_3(\text{aq})||\text{CuSO}_4(\text{aq}),\text{Cu}_2\text{SO}_4(\text{aq})|\text{Pt(s)}$

To faste elektroder og løste salt. Vi må sette opp hvilke reaksjoner som skjer:



$$E^\circ(\text{celle}) = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) - E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,16 \text{ V} - 0,80 \text{ V} = -0,64 \text{ V}$$

Oppgave 2. Trender i det periodiske system



Oppgave 3. Bading. 4 poeng

Når en bader på en varm sommerdag får man ofte følelsen av at det er varmere i vannet enn når man går ut av vannet selv om temperaturen i lufta er høyere enn i vannet.

Finn fordampningsentalpien til vann og bruk den til å forklare kort hvorfor det er sånn. Anta lav luftfuktighet.

$$\text{Fordampningsentalpien fra vann } \Delta H_{\text{vap}} = \Delta H_{\text{sub}} - \Delta H_{\text{fus}} = 50 \text{ kJ mol}^{-1} - 6 \text{ kJ mol}^{-1} = 44 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Vi ser at prosessen er endoterm. Det vil si at når du går ut av vannet og vannet fordamper fra huden din (lav luftfuktighet), vil prosessen kreve varme fra omgivelsene. Omgivelsene er huden din som da vil bli kjølt ned. Så lenge du er i vannet vil ikke du få denne ekstra nedkjølingen.

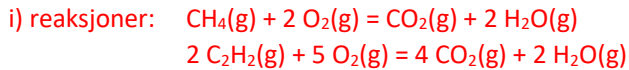
Oppgave 4. Gasser. 6 poeng

En blanding av metangass, $\text{CH}_4(\text{g})$, og etyn, $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$, befinner seg i en gassbeholder. Totaltrykket er 63 Torr før reaksjon. Blandingen forbrennes, dvs. reagerer fullstendig med oksygen til $\text{CO}_2(\text{g})$ og $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Etter forbrenningen er partialtrykket av CO_2 lik 96 Torr, og temperaturen er tilbake til den samme som før reaksjon.

i) Skriv balanserte reaksjonsligninger for de to forbrenningsreaksjonene

ii) Beregn molbrøken til metan i metan-etynblandingen før forbrenningen

Anta at tilstandsligningen for en ideell gass er gyldig for alle gassene i oppgaven.



Ideell gasslov: $pV = nRT$

Daltons lov før reaksjon: $p(\text{CH}_4) + p(\text{C}_2\text{H}_2) = 63 \text{ Torr}$

Vi ser av reaksjonsligningene at for hver metan som forbrenner dannes en CO_2 og at man danner 2 CO_2 molekyler for hvert etynmolekyl som forbrenner.

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CH}_4) + 2 \cdot n(\text{C}_2\text{H}_2)$$

Setter inn ideell gasslov: $n = pV/RT$

$$\frac{p(\text{CH}_4)V}{RT} + 2 \frac{p(\text{C}_2\text{H}_2)V}{RT} = \frac{p(\text{CO}_2)V}{RT}$$

$$p(\text{CH}_4) + 2p(\text{C}_2\text{H}_2) = p(\text{CO}_2) = 96 \text{ Torr}$$

Kombinerer dette med Daltons lov og får:

$$p(\text{CH}_4) + 2(63 \text{ Torr} - p(\text{CH}_4)) = 96 \text{ Torr}$$

$$-p(\text{CH}_4) + 126 \text{ Torr} = 96 \text{ Torr}$$

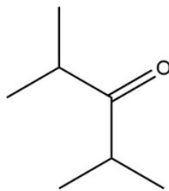
$$p(\text{CH}_4) = 126 \text{ Torr} - 96 \text{ Torr} = 30 \text{ Torr}$$

$$p(\text{C}_2\text{H}_2) = 63 \text{ Torr} - 30 \text{ Torr} = 33 \text{ Torr}$$

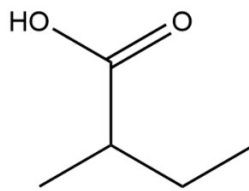
$$\text{Molbrøk: } X(\text{CH}_4) = \frac{n(\text{CH}_4)}{n(\text{CH}_4) + n(\text{C}_2\text{H}_2)} = \frac{p(\text{CH}_4)}{p(\text{CH}_4) + p(\text{C}_2\text{H}_2)} = \frac{30}{63} = 0.48$$

Oppgave 5. Organiske forbindelser. 4 poeng.

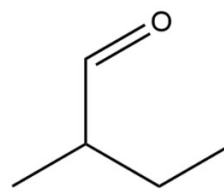
Forbindelse 1



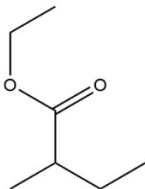
Forbindelse 2



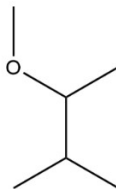
Forbindelse 3



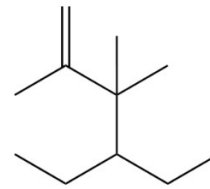
Forbindelse 4



Forbindelse 5



Forbindelse 6

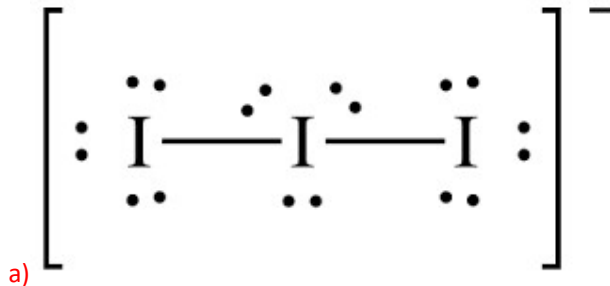


1. Aldehyd: Forbindelse 3
2. Karboksylsyre: Forbindelse 2.
3. Ester: Forbindelse 4.
4. Alken: Forbindelse 6.

Oppgave 6. Lewis og VSEPR for trijodidion. 5 poeng

- a) Skriv Lewisstrukturen til trijodid-ionet: I_3^- .
b) Bruk VSEPR-teorien til å finne molekylgeometrien til ionet. Kommenter bindingsvinklene.

Løsning:



b) 5 elektrongrupper. 2 bindende og 3 frie elektronpar. AXE = AX₂E₃. De frie elektronparene må ha mest mulig plass fra hverandre. Det vil de plasseres i planet med 120 grader mellom hver av dem. Det blir da 90 graders vinkel til de bindende elektrongruppene fra de frie. Det betyr 180 grader mellom de to bindende elektrongruppene og et lineært molekyl. Fra SI-CD 7. utg. kan vi også se at AX₂E₃ gir et lineært molekyl.

Oppgave 7. Balansering. 5 poeng

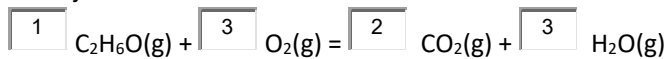
Under har vi to reaksjonsligninger. Du skal balansere begge reaksjonene. Oppgi minste heltall som støkiometriske koeffisienter som gir riktig forhold mellom komponentene.

Husk å sette inn en (1) der det er nødvendig, da Inspira ellers antar at det er ubesvart.

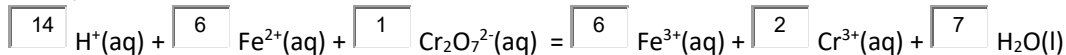
På denne oppgaven får du 0,5 poeng pr. riktige svar, men -0,25 poeng for hvert svar som er feil.

Ubesvart teller som 0. Du vil uansett ikke få mindre enn 0 poeng på oppgaven totalt.

Reaksjon 1:



Reaksjon 2:

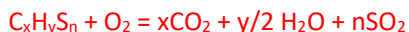


Oppgave 8. Sur nedbør. 5 poeng.

Vis ved hjelp av reaksjonsligninger hvordan forbrenning av fossile brensler kan gi opphav til sur nedbør. Forklar kort hvorfor det vil gi sur nedbør.

Hint: Husk at fossile brensler typisk også inneholder noe svovel.

Forbrenning av hydrokarboner med noe svovel:



CO₂ og SO₂ kan reagere videre med vann:

CO₂ + H₂O = H₂CO₃ (karbonsyre). Karbonsyra vil dissosiere og gi sur løsning.

SO₂ + H₂O = H₂SO₃ (svovelsyring). SO₂ står i SI i tabell 38 som «sulfurous acid» tilsvarende som CO₂.

I tillegg (ikke forventet for full poengsum) vil varmen og nitrogen i lufta gjøre at det dannes NO_x-gasser, som for eksempel NO₂. Denne vil løses i vann: 2NO₂ + H₂O = HNO₃ + HNO, som begge er syrer.

Oppgave 9. Likevektskonstant. 6 poeng

Oppgave 9 Likevektskonstant

Vi har en blanding av H₂S(g) og I₂(s) som reagerer og danner HI(g) og S(s) ved 60°C.

i) Sett opp den balanserte reaksjonslikningen for reaksjonen.

ii) Dersom partialtrykket av HI er 3,70·10⁻³ bar, og partialtrykket av H₂S er 1,01 bar ved likevekt. Hva er likevektskonstanten? Husk å kommentere verdien til likevektskonstanten.

iii) Formålet er å kvitte seg med H₂S-gassen. Hvilke driftsbetingelser vil du anbefale uten å endre temperaturen?

Løsning

i) Vi har full reaksjonslikning:
 $H_2S(g) + I_2(s) \rightleftharpoons 2 HI(g) + S(s)$

ii) Her må vi skrive uttrykket for likevektskonstanten mhp. aktiviteter.

$$K = \frac{(a_{HI})^2}{(a_{H_2S})}$$

Her ser vi bort ifra aktiviteten til jod og svovel i fast fase, da denne vil være 1. Vi kan videre anta at aktivetskoeffisientene er 1. Vi har da $a_{HI} = 3.70 \cdot 10^{-3}$ og $a_{H_2S} = 1.01$.

Vi setter inn for disse verdiene i uttrykket, og finner:

$$K = \frac{(3.70 \cdot 10^{-3})^2}{1.01} = 1.36 \cdot 10^{-5}$$

iii) Fra den balanserte reaksjonslikningen så går ett gassmolekyl til 2 gassmolekyler. Ved å redusere trykket vil likevekten skyves mot produkter, og dermed mindre mengde H₂S(g). Dette kan vi se direkte fra likevektskonstanten. Den må være konstant ved en gitt

temperatur. I b) over så vi at ved likevekt så var partialtrykket til H₂S lik 1.01 bar og partialtrykket til HI være 3.70 · 10⁻³ bar. Andre trykkforhold gir også likevekt med samme likevektskonstant, K. Sett at vi senker partialtrykket til H₂S til 0.10 bar. Da må partialtrykket til HI være (P ≈ a(HI) bar):

$$P(\text{HI}) = \sqrt{K \cdot a(\text{H}_2\text{S})} = \sqrt{1.36 \cdot 10^{-5} \cdot 0,10} = 1.17 \cdot 10^{-3} \text{ bar}$$

Vi ser at begge trykkene reduseres, men at fraksjonen av H₂S i gassen har gått ned. For å redusere mengden H₂S enda mer må partialtrykkene reduseres mer. Dette er samme effekt som vi ser når en svak syre fortynnes. Det vil si at grad av dissosiering øker. Alt dette henger sammen med likevektskonstanten, og at den er konstant ved en gitt temperatur.

Oppgave 10. pH. 5 poeng

Hva er pH i en 0,10 mol L⁻¹ løsning metylamin.

Husk å kommentere og vurdere antakelser som gjøres.

Hint: Metylamin er den korresponderende basen til metylammoniumion, CH₃NH₃⁺.

Løsningsforslag:

Vi har følgende reaksjon:



Reaksjonen og reaksjonslikningen kan løses på flere forskjellige måter. Her setter vi den opp som en base-reaksjon. Vi finner pK_a for reaksjon i SI-CD, som har en verdi på 10.64.

Likevektskonstanten for base-reaksjon er da:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{10^{-10.64}} = 4.37 \cdot 10^{-4}$$
$$pK_b = 3.36$$

Ved likevekt er

$$[\text{OH}^-] = x$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = x$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2]^0 = 0.1M$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0.1M - x$$

Vi kan sette inn og løse for x:

$$K_b = \frac{x \cdot x}{0.10 - x}$$

Her kan vi vurdere å gjøre en antakelse og at $x \ll 0.10$, men dette er feil, da det er ca 6% avvik. Vi må dermed gjøre en full utregning.

$$x^2 + K_b x - 0.1 K_b = 0$$

Løser for x, og finner: $x = 0.006396$.

$$pOH = -\log_{10} 0.006396 = 2.19$$

Vi ønsker å finne pH, $pH = pK_w - pOH = 11.81$

Oppgave 11. Blandingsvarme. 8 poeng

På labben blander vi saltsyre med natriumhydroksid og kjenner at blandingen blir varm.

Ta utgangspunkt i at vi blander 0,10 L 30 wt% HCl(aq) med 0,10 L 30 wt% NaOH.

Utgangstemperaturen i begge løsningene er 25°C. Anta konstant trykk.

- Hvilken temperatur får blandingen dersom vi antar at all varme går til oppvarming av løsningen? Anta at du bare trenger å betrakte vannet i blandingen og kan se bort fra de løste ionenes bidrag til varmekapasiteten.

- Kommenter svaret

Gitt:

tetthet 30 wt% HCl(aq) = 1,1465 kg L⁻¹

tetthet 30 wt% NaOH(aq) = 1,3279 kg L⁻¹

Løsning:

Vi må finne ut

- hvor mye vi har av hver komponent etter blandingen. Vi har oppgitt vekt%
- varmekapasiteten til løsningen. Her antar vi at vi ser bort fra de løste ionene og ser bare på vann. Men vi må ha totale mengden vann etter reaksjon.

Reaksjon: $\text{NaOH(aq)} + \text{HCl(aq)} = \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$

På ioneform: $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) = \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)}$

Etter reaksjon sitter vi igjen med bare $\text{Na}^+(\text{aq})$, $\text{Cl}^-(\text{aq})$ og $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Varmen genereres utelukkende av nettoreaksjonen: $\text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) = \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Varmen som genereres ved blanding finner vi fra entalpiendringen for reaksjonen:
 $\Delta H^\circ = -286 \text{ kJ/mol} - (-230 \text{ kJ/mol} + 0) = -56 \text{ kJ/mol}$

For å finne ut hvor mye varme som er generert må vi da finne begrensende reaktant; dvs. hvor mye vi har av hver komponent:

For HCl:

0,10 L HCl gir oss 0,11465 kg. 30wt% HCl betyr at det er: $0,034395 \text{ kg HCl} = 34,395 \text{ g HCl}$

$M(\text{HCl}) = 1,008 \text{ g/mol} + 35,45 \text{ g/mol} = 36,458 \text{ g/mol}$

Antall mol HCl = $m/M = 34,395 \text{ g}/36,458 \text{ g/mol} = 0,9434 \text{ mol}$

Samme for NaOH:

0,10 L NaOH gir oss 0,13279 kg = 132,79 g.

Antall gram NaOH (30wt%) = 39,837 g

$M(\text{NaOH}) = 22,99 \text{ g/mol} + 16,00 \text{ g/mol} + 1,008 \text{ g/mol} = 39,998 \text{ g/mol}$

Antall mol NaOH = $m/M = 39,837 \text{ g}/39,998 \text{ g/mol} = 0,99597 \text{ mol}$

Andel vann:

$m(\text{H}_2\text{O}, \text{HCl}) = 0,11465 - 0,034395 = 0,080255 \text{ kg} = 80,255 \text{ g}$

$m(\text{H}_2\text{O}, \text{NaOH}) = 132,79 \text{ g} \cdot 0,70 = 92,953 \text{ g}$ (kan også regne som for HCl eller motsatt)

Sum vann før reaksjon = 173,208 g

Mol vann før reaksjon = $m/M = 173,208 \text{ g}/18,016 \text{ g/mol} = 9,6141 \text{ mol}$

Det er litt mer NaOH enn HCl, så all NaOH vil ikke reagere. Det betyr at løsningen blir basisk etter blanding. All HCl reagerer. Dvs. at det brukes opp 0,9434 mol H^+ og OH^- som danner like mye vann.

Etter blanding sitter vi da igjen med:

$\text{H}^+(\text{aq}) = 0$ (ser bort fra vannets egenprotolyse her i den basiske løsningen)

$\text{OH}^-(\text{aq}) = 0,99597 \text{ mol} - 0,9434 \text{ mol} = 0,05257 \text{ mol}$

$\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = 9,6141 \text{ mol} + 0,9434 \text{ mol} = 10,5575 \text{ mol}$

$\text{Na}^+(\text{aq}) = 0,99597$

$\text{Cl}^-(\text{aq}) = 0,9434 \text{ mol}$

Varme som genereres = $q = 0,9434 \text{ mol} \cdot 56 \text{ kJ/mol} = 52,830 \text{ kJ} = 52830 \text{ J}$

Varmekapasitet i løsningen etter blandingen antar vi kun er vannet:

$C = n(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) \cdot C_p(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = 10,5575 \text{ mol} \cdot (75 \text{ J}/(\text{Kmol})) = 791,81 \text{ J/K}$

Kalorimetrligningen: $q = -\Delta H(\text{blanding}) = C \cdot \Delta T = C \cdot (T - 298 \text{ K})$

$T = 298 \text{ K} + q/C$

$T = 298 \text{ K} + 52830,4 \text{ J} / 791,81 \text{ J/K} = 298 \text{ K} + 66,7 \text{ K} = 365 \text{ K} = 92 \text{ }^\circ\text{C}$!

Kommentar: Temperaturen når nær kokepunktet for vann. Det betyr at det er mye varme som genereres når man blander sterk syre med sterk base og det er viktig å tenke på sikkerheten her. Her har vi sett bort fra varmekapasiteten til beholderen og varmetap, så realistisk sett vil ikke temperaturen bli så høy i løsningen.

Oppgave 12. Måling av kloridinnhold. 15 poeng.

Du har følgende konsentrasjonscelle:



I den venstre halvcella har vi en mettet løsning av sølvklorid i vann.

I den høyre halvcella har vi en løsning med en ukjent mengde kloridioner. Til denne løsningen tilsettes det dråpevis av AgNO_3 .

Opprinnelig volum i venstre og høyre halvcelle er 0,200 L i hver.

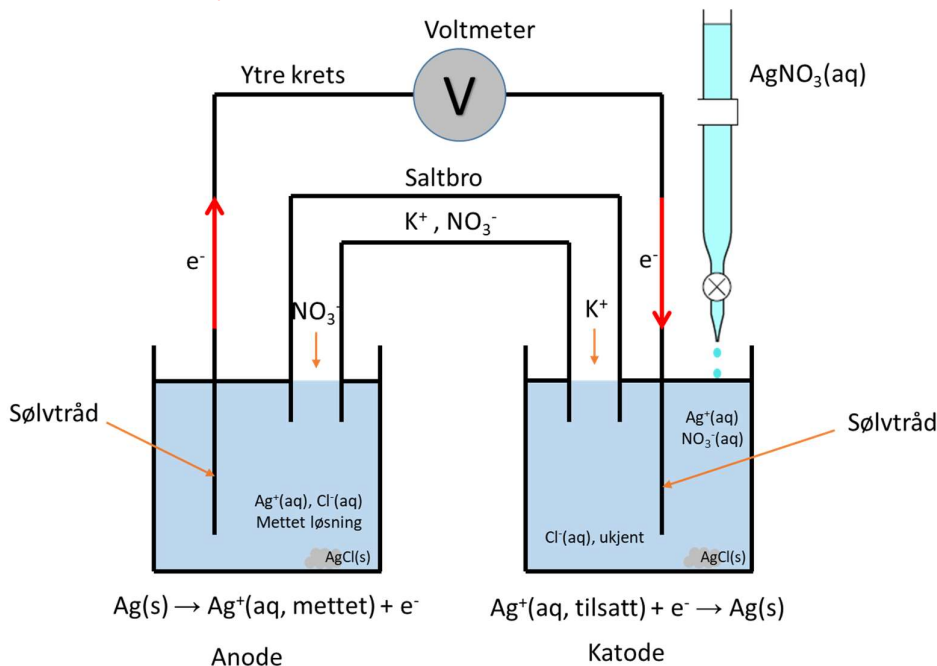
i) Tegn konsentrasjonscella slik den står, inklusive et voltmeter for måling av cellepotensialet. Husk å ha med flyt av elektroner og ioner.

ii) Skriv opp anode-, katode- og nettoreaksjon for den elektrokjemiske cella slik den står.

iii) Etter tilsats av 0,0150 L av en 0,5021 mol L^{-1} AgNO_3 -løsning viser et voltmeter et cellepotensial (spenning) på 0,133 V. Hva er konsentrasjonen av kloridioner i den ukjente løsningen før tilsats av AgNO_3 ? Anta at temperaturen er konstant lik 25°C.

Løsning

i) Sølvionkonsentrasjonscelle



- ii) Anode: $\text{Ag(s)} \rightarrow \text{Ag}^+(\text{aq, mettet}) + \text{e}^-$
Katode: $\text{Ag}^+(\text{aq, ukjent}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag(s)}$
Total: $\text{Ag}^+(\text{aq, ukjent}) \rightarrow \text{Ag}^+(\text{aq, mettet})$

iii) Nernst ligning gir oss det målte cellepotensialet:

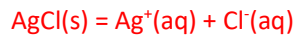
$$E(\text{celle}) = E^{\circ}(\text{celle}) - \frac{RT}{zF} \ln \left(\frac{[\text{Ag}^+, \text{mettet}]}{[\text{Ag}^+, \text{ukjent}]} \right)$$

For en konsentrasjonscelle så vet vi at $E^{\circ}(\text{celle}) = 0$. Her er også $z = 1$ slik at Nernst ligning reduseres til:

$$E(\text{celle}) = -\frac{RT}{F} \ln \left(\frac{[\text{Ag}^+, \text{mettet}]}{[\text{Ag}^+, \text{ukjent}]} \right)$$

$$E(\text{celle}) = -\frac{RT}{F} \ln([\text{Ag}^+, \text{mettet}]) + \frac{RT}{F} \ln([\text{Ag}^+, \text{ukjent}])$$

Vi kan finne $[\text{Ag}^+, \text{mettet}]$ i venstre halvcelle (anoden) ved hjelp av løselighetsproduktet til $\text{AgCl}(s)$. $K_{sp}(\text{AgCl}(s)) = 1,8 \cdot 10^{-10}$ (SI, tabell 23).



SEL x x

$$K_{sp} = x \cdot x = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

$$x = [\text{Ag}^+, \text{mettet}] = (1,8 \cdot 10^{-10})^{0.5} = 1.342 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

Sølvkonsentrasjonen i høyre halvcelle avhenger av den ukjente konsentrasjonen av kloridioner i løsningen og hvor mye sølvnitrat som er tilsatt. Uansett så vil ionekonsentrasjonen være nødt til å forholde seg til løselighetsproduktet slik at sølvionekonsentrasjonen i høyre halvcelle må være:

$$[\text{Ag}^+, \text{ukjent}] = \frac{K_{sp}}{[\text{Cl}^-, \text{ukjent}]}$$

Ved hjelp av konsentrasjonscellen og måling av cellepotensialet kan vi ved hjelp av Nernst ligning bestemme konsentrasjonen av sølvioner i høyre halvcelle. Vi kan derfra beregne mengde kloridioner som fortsatt er i løsningen etter tilsatt av en gitt mengde sølvnitrat. Ettersom vi vet hvor mye sølvnitrat vi har tilsatt så vil all sølvnitrat som er tilsatt, og som nå ikke foreligger som sølvioner, være felt ut som sølvklorid:



Summen av utfelt sølvklorid og mengde kloridioner i løsningen ved måling av cellepotensialet vil gi oss den opprinnelige mengden kloridioner i den ukjente prøven. Fra dette kan vi finne den ukjente kloridkonsentrasjonen i prøven.

$$E(\text{celle}) = -\frac{RT}{F} \ln(1.342 \cdot 10^{-5}) + \frac{RT}{F} \ln([\text{Ag}^+, \text{ukjent}]) = 0,133 \text{ V}$$

$$\frac{RT}{F} \ln([\text{Ag}^+, \text{ukjent}]) = 0,133 \text{ V} + \frac{RT}{F} \ln(1.342 \cdot 10^{-5})$$

$$\ln([\text{Ag}^+, \text{ukjent}]) = \frac{F}{RT} 0,133 \text{ V} + \ln(1.342 \cdot 10^{-5})$$

$$\ln([\text{Ag}^+, \text{ukjent}]) = \frac{96485 \text{ C mol}^{-1}}{8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} \cdot 0,133 \text{ V} + \ln(1.342 \cdot 10^{-5})$$

$$\ln([\text{Ag}^+, \text{ukjent}]) = 5,179 - 11,219 = -6,04$$

$$[\text{Ag}^+, \text{ukjent}] = e^{-6,04} = 2.382 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

Mengde kloridioner igjen i løsningen:

$$[\text{Cl}^-, \text{ i l\o sning}] = \frac{K_{sp}}{[\text{Ag}^+, \text{ m\aa lt}]} = \frac{1,8 \cdot 10^{-1}}{2,38 \cdot 10^{-3}} = 7,56 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$$

Det vil si at det er lite kloridioner igjen i l\o sningen.

$$\text{Mengde s\o lvioner i mol i l\o sningen} = 2,38 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \cdot (0,200 \text{ L} + 0,0150 \text{ L}) = 5,12 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Mengde tilsatt av s\o lvnitrat = antall mol tilsatt s\o lvioner:

$$n(\text{Ag}^+(\text{tilsatt})) = c \cdot V = 0,5021 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,0150 \text{ L} = 7,5315 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Mengde Ag^+ tilsatt som foreligger som AgCl = mengde tilsatt AgNO_3 – mengde fortsatt i l\o sning

$$n(\text{Ag}^+ \text{ i } \text{AgCl}) = 7,5315 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - 5,12 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 7,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Mengde kloridioner totalt = mengde kloridioner i AgCl + mengde kloridioner fortsatt i l\o sningen

$$n(\text{Cl}^-, \text{ totalt}) = n(\text{Ag}^+ \text{ i } \text{AgCl}) + 7,56 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,215 \text{ L} = 7,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol} + 1,63 \cdot 10^{-8} \text{ mol} = 7,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Opprinnelig konsentrasjon av kloridioner:

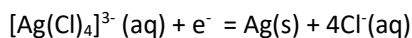
$$[\text{Cl}^-, \text{ ukjent pr\o ve}] = \frac{7,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,200 \text{ L}} = 0,035 \text{ mol L}^{-1} \text{ (to siffers gyldighet pga } K_{sp}\text{-verdien)}$$

Oppgave 13. Cellepotensial s\o lvutfelling fra kompleksjoner. 5 poeng.

I en industriell elektrolytt er ionekonsentrasjonen s\aa h\o y at de fleste ioner foreligger som kompleksjoner. Et eksempel er s\o lv i elektrolytter med h\o y kloridkonsentrasjon.

Anta at s\o lvioner foreligger som kompleksjoner av typen: $[\text{Ag}(\text{Cl})_4]^{3-}$.

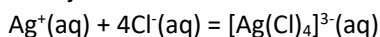
Bestem standard elektrodepotensial for f\o lgende reaksjon ved 25°C:



Kommenter verdien i forhold til E^0 for reduksjonen: $\text{Ag}^+(\text{aq}) + e^- = \text{Ag}(\text{s})$, som er 0,80 V.

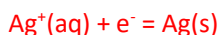
Gitt:

Den kumulative dannelseskonstanten for dannelse av $[\text{Ag}(\text{Cl})_4]^{3-}(\text{aq})$ er $\log(\beta_n) = 4,19$, og gjelder for reaksjonen:



L\o sning:

Her m\aa vi finne reaksjoner som kan gi oss den \o nskede totalreaksjonen. Vi ser at vi trenger dannelsesreaksjonen for $[\text{Ag}(\text{Cl})_4]^{3-}(\text{aq})$ og en reduksjonsreaksjon. Reduksjonsreaksjonen vi kan bruke er:



Dersom vi snur dannelsesreaksjonen og legger til reduksjonen over f\aa r vi reaksjonen vi \o nsker:

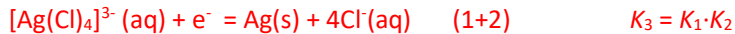


$$K_1 = 10^{-4,19}$$



$$K_2 = ? \text{ M\aa finnes fra } E^0 \text{ som er } 0,80 \text{ V for}$$

denne reaksjonen.



Vi har sammenhengen:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln(K) = -zFE^\circ$$

Vi kan altså beregne E° fra enten standard Gibbs energiendring eller likevektskonstanten for reaksjonen vi ønsker. Fra likevektskonstanten får vi uttrykket:

$$K = e^{\frac{zFE^\circ}{RT}}$$

Finner K_3 :

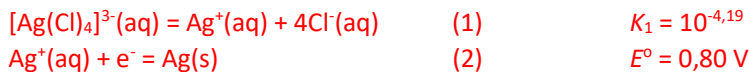
$$K_3 = K_1 K_2 = 10^{-4,19} \cdot e^{\frac{zFE_2^\circ}{RT}} = 10^{-4,19} \cdot e^{\frac{1 \cdot 96485 \cdot 0,800}{8,314 \cdot 298}} = 10^{-4,19} \cdot 3,39 \cdot 10^{13} = 2,189 \cdot 10^9$$

Kan nå finne standard elektrodepotensial for reduksjonsreaksjonen:

$$E^\circ = \frac{RT \ln(K_3)}{zF} = \frac{8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K} \cdot \ln(2,189 \cdot 10^9)}{1 \cdot 96485 \text{ C mol}^{-1}} = \mathbf{0,55 \text{ V}}$$

Alternativt

Fra Gibbs energiendring får vi:



$$\Delta G^\circ(\text{reaksjon 1}) = -RT \ln K = -8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K} \cdot \ln(10^{-4,19}) = 23,9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G^\circ(\text{reaksjon 2}) = -zFE^\circ = -1 \cdot 96485 \text{ C mol}^{-1} \cdot 0,800 \text{ J C}^{-1} = -77,19 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G^\circ(\text{reaksjon 3, totalt}) = \Delta G^\circ(\text{reaksjon 1}) + \Delta G^\circ(\text{reaksjon 2}) = -53,3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E^\circ(\text{reaksjon 3, totalt}) = -\Delta G^\circ(3) / zF = -(-53,3 \cdot 10^3 \text{ J mol}^{-1}) / (1 \cdot 96485 \text{ C mol}^{-1}) = \mathbf{+0,55 \text{ V}}$$