EXAMEN SCHEIKUNDE VWO 1977, EERSTE TIJDVAK, uitwerkingen

## Myristinezuur 1977-I(I)

1. Het acetaation verliest aande positieve elektrode een elektron, waarbij het radicaal H3C⋅ en een molecuul CO2 gevormd worden.
Voor de vorming van 1 ethaanmolecuul (uit 2 H3C⋅) zijn 2 acetaationen nodig:

H3C−COO− + [H3C−COO⋅] → H3C⋅ + CO2; 2 H3C⋅ → C2H6

1. Het methanolaation is een zeer sterke base:

C9H19COOH + −OCH3 → C9H19COO− + HOCH3

H3COOC−(CH2)4−COOH + −OCH3 → H3COOC−(CH2)4−COO− + HOCH3

1. Er is *overmaat* zuur aanwezig, waarvan het H+ -deel ontladen wordt:

2 C9H19COOH + 2 e*−* → 2 C9H19COO− + H2(g)

2 H3COOC−(CH2)4−COOH + 2 e−→ 2 H3COOC−(CH2)4−COO− + H2(g)

1. Op analoge wijze als in onderdeel 1 ontstaat uit decaanzuur 1 molecuul CO2 en het radicaal ⋅C9H19. Uit de monomethylester van hexaandizuur ontstaat eveneens 1 molecuul CO2 en bovendien het radicaal H3COOC−(CH2)4⋅. De beide radicalen vormen na vereniging de methylester van myristinezuur:

C9H19COO−  [C9H19COO⋅] → ⋅C9H19 + CO2

H3COOC−(CH2)4−COO−  [H3COOC−(CH2)4−COO⋅] → H3COOC−(CH2)4⋅ + CO2

H3COOC−(CH2)4⋅ + ⋅C9H19 → H3COOC−C13H27

1. Ook koppeling van dezelfde radicalen kan voorkomen:

H19C9⋅ +⋅C9H19 → C18H38; H3COOC−(CH2)4⋅ + ⋅(CH2)4−COOCH3 → H3COOC−(CH2)8−COOCH3

1. Aanvankelijk bestaat het mengsel uit een grote *overmaat* ongeïoniseerd zuur (dat met vochtig lakmoes een zure reactie geeft) en uit *weinig* zuurrestionen (die een basische reactie geven) gevormd m.b.v. methanolaat. Door de elektrolyse worden de zuurmoleculen opgebruikt (bij de negatieve elektrode), terwijl voor de zuurrestionen, die verdwijnen bij de positieve elektrode, bij de negatieve elektrode evenveel nieuwe (basische) zuurrestionen ontstaan. Dus als al het zuur gereageerd heeft zal de oplossing een basische reactie geven.

## Aldehyde met sulfiet 1977-I(II)

1. Een oplossing van Na2SO3 bevat: Na+- en SO32−-ionen en door protolyse gevormde HSO3−-ionen (SO32− + H2O ⇌ HSO3− + OH−). Toevoeging van verdund zwavelzuur (H3O+ en SO42−) veroorzaakt de volgende reacties:

SO32−(aq) + H3O+(aq) → HSO3−(aq) + H2O(l) en OH−(aq) + H3O+(aq) → 2 H2O(l) waardoor bovenstaand evenwicht naar rechts verschuift. Bij overmaat H3O+ is nog mogelijk: HSO3−(aq)(aq) + H3O+(aq) → SO2(g) + 2 H2O(l).

1. Er was aanwezig 31,5 gram =  mol Na2SO3. Toegevoegd werd 50,0 mL 0,500 molair H2SO4.

Dit bevat  mol H2SO4 of  mol H3O+.  mol H3O+ reageert met  mol SO32− tot  mol HSO3− dat dan geheel of gedeeltelijk met ethanal reageert en een neerslag vormt.

Er blijft  −  =  mol SO32−(aq) over, dat met water protolyseert.

H2O(l) + SO32−(aq) ⇌ OH−(aq) + HSO3− (aq) en dus een basische oplossing vormt.

1. HSO3−(aq) + OH−(aq) → H2O(l) + SO32−(aq)
2. De pH verandert aanvankelijk slechts weinig bij toevoeging van OH−, door verschuiving naar rechts van het evenwicht HSO3−(aq) + OH−(aq) → H2O(l) + SO32−(aq).

Als de HSO3−-ionen verdwenen zijn hebben de dan toegevoegde OH−-ionen een grote pH-sprong tengevolge. Uit de tabel leest men af dat dit het geval is als er ongeveer 27,5 mL NaOH-oplossing is toegevoegd. (Tussen 27 en 28 mL valt de grootste pH-sprong per mL toegevoegd NaOH).

1. 27,5 mL 1 molair NaOH-oplossing bevat 27,5⋅10−3 mol OH−. Dit neutraliseert ook 27,5⋅10−3 mol HSO3−. In de oplossing was 50⋅0−3 mol HSO3− aanwezig (gevormd door het zwavelzuur). Blijkbaar was 50⋅0−3 − 27,5⋅0−3 = 22,5⋅0−3 mol HSO3− aan ethanal gebonden, dus was er ook 22,5⋅0−3 mol ethanal, dat is 22,5⋅10−3 × 44 = 0,99 gram.
2. Fenolftaleïen heeft een omslaginterval van 8,2 naar 10,0. Om deze pH-sprong te veroorzaken is toevoeging van ongeveer 7 mL OH−-oplossing nodig. Geen scherp omslagpunt dus met deze indicator. De bepaling zal zeer onnauwkeurig worden.

Opmerking: Als de pH-waarden worden berekend m.b.v. de toegevoegde hoeveelheden loog dan worden hogere waarden verkregen dan de in de tabel gegeven waarden.

## De eenheidscel 1977-I(III)

1. 1 cm3 NaCl(s) heeft een massa van 2,17 gram. 58,5 gram (= 1 mol) heeft dus een volume van
 = 27,0 cm3 (afgerond). De ribbe van de kubus is dan: ** cm3 = 3 cm lang.
2. Twee alternatieve oplossingen: 1. Ruimtelijk 2. Rekenkundig.

1. De getekende eenheidscel van het kristal heeft een volume van (2*p*)3 = 8*p*3 cm3

Hierin bevinden zich 4 'gehele' Na+-ionen en 4 'gehele' Cl−-ionen, want een 'hoekpunt' ion bevindt zich slechts voor  deel *binnen* de kubus, een 'ribbe' ion voor  deel en een 'vlak' ion voor de helft. 1 mol NaCl bevat 6,02⋅1023 Na+-ionen en evenveel Cl−-ionen. 4 Na+-ionen en 4 Cl−-ionen nemen een volume in van 8*p*3 cm3; 6,02⋅1023 Na+- en Cl−-ionen nemen een volume in van  × 6,02⋅1023 cm3.

Volgens 13  is dit 27,0 cm3 ⇒ 2*p*3 × 6,02⋅1023 = 27 ⇒ *p*3 =  cm3 ⇒ *p* = 2,82⋅0−8 cm.

2. 58,5 g NaCl (1 mol) bevat 6⋅1023 Na+-ionen en 6⋅1023 Cl−-ionen, die om en om de kubische stapeling vormen. Als er 12⋅1023 ionen in een kubus voorkomen, is dat een kubus met  ionen langs elke ribbe. Elk ion draagt een stukje *p* bij aan de totale ribbe (van 3cm) ⇒ *p* ×  = 3 ⇒ 1,06⋅108 × *p* = 3 ⇒ *p* = 2,82⋅10−8 cm.

1.  +  = 3,15⋅10−8 cm,  = *x* ⇒  = (3,15 −*x*)⋅10−8 cm.

 +  = 2,82⋅10−8 cm ⇒  = (2,82 − 3,15 + *x*)⋅10−8 cm =
(*x* − 0,33)⋅10−8 cm.

1. Uit de tekening volgt direct:

2 *r*− = *p* ⇒ *r*− = ½ *p*

1.  = ½ × 3,17⋅10−8 × ** cm = 2,24⋅10−8 cm

 +  = 3,24⋅10−8 cm ⇒  = (3,24 − 2,24)10−8 cm = 1,00⋅10−8 cm

 +  = = 2,82⋅−8 cm ⇒  = (2,82 − 1,00)⋅10−8 cm = 1,82⋅0−8 cm

## Dichromaat en katalyse 1977-I(IV)

1. Het oxidatiegetal van de oxidator verandert van +6 naar +3
(Cr2O72− + 14 H3O+ + 6 e− → 2 Cr3+ + 21 H2O), dat van de reductor van −1 naar 0 (2 I− → I2 + 2 e−). De totale redoxreactie verloopt als volgt:

14 H3O+(aq) + 6 I−(aq) + Cr2O72−(aq) → 2 Cr3+(aq) + 3 I2(s) + 21 H2O(l)

1. 14 H3O+(aq) + 6 Fe2+(aq) + Cr2O72−(aq) → 2 Cr3+(aq) + 6 Fe2+(aq) + 21 H2O(l)
2 Fe3+(aq) + 2 I−(aq) → I2(s) + 2 Fe2+(aq)
2. 2 H3O+(aq) + Cr2O72−(aq) + 2 Fe2+(aq) → 2 Fe3+(aq) + 2 CrO3−(aq) + 3 H2O(l)
6 H3O+(aq) + CrO3−(aq) + 2 I−(aq) → I2(s) + Cr3+(aq) + 9 H2O(l)
3. Fe3+(aq)-ionen blijken volgens proef 2 niet in staat I−(aq) ionen redelijk snel te oxideren; hiermee is de eerste verklaring onjuist gebleken..
4. Volgens de eerste verklaring zou een kleine hoeveelheid Fe2+-ionen een grote hoeveelheid I2 kunnen veroorzaken, omdat de door het dichromaat gevormde Fe3+-ionen steeds door de I−-ionen worden gereduceerd tot Fe2+. Terwijl er voortdurend meer I2 ontstaat, kan de [Fe3+] niet groter worden dan de toegevoegde [Fe2+]. De resultaten van proef 3 zijn hiermee niet in overeenstemming.
5. Er kan volgens de tweede verklaring alleen I2 gevormd worden als er een CrO3−-ion is, dit laatste ion ontstaat gelijktijdig met een Fe3+-ion (zie 22 ). De vorming van I2 loopt dus gelijk op met de vorming van Fe3+. Dit wordt bevestigd door proef 3.