EXAMEN SCHEIKUNDE VWO 1989, TWEEDE TIJDVAK, uitwerkingen

## Chromiet 1989-II(I)

1. 4 Cr2O3.FeO + 8 Na2CO3 + 7 O2 → 8 Na2CrO4 + 2 Fe2O3 + 8 CO2

*Toelichting*: De coëfficiënten van Na2CO3 en Na2CrO4 zijn gelijk, omdat beide stoffen evenveel Na+ bevatten; CO2 heeft dezelfde coëfficiënt als Na2CO3, omdat beide stoffen evenveel C bevatten. De coëfficiënt van Cr2O3.FeO moet de helft bedragen van die van Na2CrO4 en de coëfficiënt van Fe2O3 weer de helft van die van Cr2O3.FeO. De vergelijking wordt tenslotte kloppend gemaakt met O2‑moleculen (uit de lucht).

1. FeO gaat over in Fe2O3; daarbij verandert Fe2+ in Fe3+. Fe2+ is hier dus reductor.

Cr2O3 gaat over in CrO42−. De Cr3+-ionen (in Cr2O3) gaan daarbij over in 'Cr-ionen' waaraan de lading 6+ kan worden toegeschreven (CrO42− wordt dan beschouwd als één Cr6+-ion en vier O2−-ionen). Ook Cr3+ staat elektronen af en treedt dus op als reductor.

1. Voeg water toe (en roer of verwarm eventueel), totdat het natriumchromaat is opgelost (volgens de tekst voorafgaand aan onderdeel 1 is deze chroomverbinding oplosbaar). IJzer(III)oxide is een slecht oplosbaar zout (zie Binastabel 45A) en blijft dus bij filtreren als residu achter. Damp het filtraat in, waardoor vast natriumchromaat verkregen wordt.
2. Bij de overgang CrO42− → 2 Cr3+ worden 6 elektronen opgenomen (zie Binastabel 48) en bij de overgang 2 Cr3+ → 2 Cr nog eens 6 elektronen. Van 100 ionen Cr2O72− zullen er (gemiddeld)

95,0 ionen 12 e− opnemen (Cr2O72− → 2 Cr) en 5,0 ionen 6 e− (Cr2O72− → 2 Cr3+) ⇒ in totaal bedraagt het door 100 ionen Cr2O72− (gemiddeld) opgenomen aantal elektronen:

95,0 × 12 + 5,0 × 6 = 1140 + 30 = 1170 elektronen. Het percentage van de elektronenstroom dat leidt tot Cr(s) bedraagt dan  × 100% = 97% (2 significante cijfers).

1. Doordat wordt geroerd, bereiken Cr3+(aq)-ionen het oppervlak van de positieve elektrode, PbO2 is een dusdanig sterke oxidator (*V*o = +1,69 V) in aanwezigheid van verdund zwavelzuur, dat uit Cr3+-ionen Cr2O72−(aq)-ionen worden teruggevormd (*V*o = +1,36 V). Hierdoor blijft [Cr3+] laag.
2. pH = 7,5 ⇒ pOH = 14,0 − 7,5 = 6,5 (bij 298 K) ⇒ log [OH−) = −6,5 ⇒ [OH−] = 3,2⋅10−7 mol L−1. De maximale concentratie aan Cr3+(aq)-ionen die in deze oplossing kan voorkomen, wordt bepaald door het oplosbaarheidsproduct *K*s (zie Binastabel 46).  
   Cr(OH)3(s) ⇌ Cr3+(aq) + 3 OH−(aq) *K*s = [Cr3+] [OH−]3 = 1⋅10−30 ⇒ [Cr3+]⋅(3,2⋅10−7)3 = 1⋅10−30 ⇒ [Cr3+] =  = 3⋅10−11 mol L−1 (1 significant cijfer)  
   De concentratie van Cr3+(aq)-ionen is dus zeer klein.  
   **Toelichting**: [Cr3+] is in dit geval niet gelijk aan [OH−], want beide ionen zijn niet uit Cr(OH)3(s) afkomstig maar uit onafhankelijke oplossingen.

## Polyfosfaat 1989-II(II)

1. De algemene formule is PnO3n+1(n+2)−

**Toelichting**: Bij elke volgende term van de reeks neemt het fosfaation toe met 1 fosforatoom en drie zuurstofatomen (PO3) en de lading met 1−. Hierdoor zou algemeen gelden: PnO3nn−. De eerste term van de reeks (n = 1) begint echter als PO43− en daarom moet ook aan iedere volgende term een extra O en een extra lading 2− worden toegevoegd.

1. 

**Toelichting**: De O-atomen rond het 1e en 3e P-atoom zijn gelijkwaardig. De isomeren aan te duiden met (3,3) resp. (2,3) zijn daarom gelijk aan de isomeren (1,1) resp. (1,2).

1. Ca2+(aq) + P3O105−(aq) → CaP3O103−(aq)

De hoeveelheid calciumionen in 10 liter van 16 °D bedraagt 16 × 7,1 mg L−1 × 10 L = 1,14⋅103 mg Ca2+ =  = 28 mmol Ca2+ (2 significante cijfers) ⇒ om alle Ca2+-ionen te binden is ook 28 mmol P3O105− nodig (zie reactievergelijking).

49 g wasmiddel met 4,5% P (gegeven) bevat 4,5 × 0,499 = 2,2 g P =  = 7,1⋅10−2 mol = 71 mmol P ⇒ het wasmiddel bevat  = 24 mmol P3O105−.

Deze hoeveelheid P3O105− is te klein om alle Ca2+ te binden.

1. P3O105−(aq) + 5 H3O+(aq) → 3 H3PO4(aq) + 3 H2O(l)

of: P3O105−(aq) + 5 H+(aq) + 2 H2O(l) → 3 H3PO4(aq)

*Toelichting*: De meest eenvoudige manier om een reactievergelijking met ionen kloppend te maken, is te beginnen met het gelijkmaken van ladingen aan weerszijden van de pijl. Op deze wijze is hier direct bekend welk aantal H+(H3O+)-ionen nodig is om neutrale H3PO4-moleculen te krijgen.

1. H3PO4 en H2PO4− komen naast elkaar voor in het volgende zuur-base-evenwicht:

H3PO4 + H2O ⇌ H2PO4− + H3O+ *K*z =  = 7,4.10−3 (Binastabel 49)

pH = 1,00 (gegeven) ⇒ [H3O+) = 1,0⋅10−1 mol L−1

Substitutie hiervan in *K*z levert:  = 7,4⋅10−2

De molverhouding van H2PO4− en H3PO4 bedraagt dus 0,074 : 1,0 of 1,0 : 14 (2 sign. cijfers)

1. Uit het diagram kan worden afgelezen, dat *E* = 0,36 behoort bij 1,7 mL orthofosfaatoplossing in de ijkoplossing (afgerond op 2 significante cijfers). De neutrale oplossing van orthofosfaat waarvan men uitgaat, bevat 6,5 mg P per liter (gegeven) ⇒ 1,7 mL hiervan bevat 1,7⋅10−3 × 6,5 mg L−1 = 1,1⋅10−2 mg P.

Dezelfde hoeveelheid fosfor is aanwezig in 1,0 mL oplossing van het wasmiddel (want men vindt dezelfde extinctie, *E* = 0,36). In 250 mL is dan aanwezig 250 × 1,1⋅10−2 mg = 2,8 mg P. In het wasmiddel (54 mg) bedraagt het massapercentage P: 2,8 / 54 × 100% = 5,1%. (2 significante cijfers)

Opmerking: Indien een iets lagere waarde dan 1,7 mL uit het diagram is afgelezen, kun je ook 5,0% als antwoord vinden.

## Amiden 1989-II(III)

1. *N*-methylethaanarnide bevat een N−H-binding en *N,N*-dimethylamide niet. N−H-bindingen vormen H-bruggen (evenals O−H-bindingen) en veroorzaken een sterke aantrekking tussen de moleculen onderling. Ten gevolge van deze waterstofbruggen zal *N-*methylethaanamide een hoger kookpunt hebben dan *N,N*-dimethylethaanamide.
2. De bedoelde structuurformule is: .

Toelichting: De reactie berust op de afsplitsing van HCl:



1. CH3−N=C=O + 2 OH− → CH3−NH2 + CO32

Toelichting: In de vergelijking van de totaalreactie worden twee OH-ionen vermeld. Na de deelreacties 1 en II is er nog geen OH verbruikt, omdat deelreactie 1 de OH− voor deelreactie II levert. Deelreactie III zal dus 2 OH gebruiken, hetgeen ook volgt uit de lading van de CO32− ionen, die bij deze deelreactie zullen ontstaan (zie totaalvergelijking).

1. Het stikstofatoom is op ongewone wijze omringd met zes elektronen i.p.v. een normale omringing met acht elektronen (‘octetregel’). Acetylnitreen zal makkelijk reageren om het stikstofatoom van meer elektronen te voorzien.
2. De N-H-binding is essentieel voor het mechanisme van deelreactie II, want deze reactie begint met het onttrekken van een H+-ion door OH (stap II.1). In *N*-methylethaanamide wordt het enkele H-atoom, gebonden aan N, in deelreactie I door Br gesubstitueerd:



Een tweede H-atoom aan N ontbreekt hier, zodat deelreactie II niet kan verlopen en geen amine te verwachten is.

1. Zowel de CH3- als de NH2-groep blijft volgens het mechanisme in het gevormde amine aanwezig. Door de breuk in het acetylnitreen in stap II.3 verblijven korte tijd naast elkaar in oplossing de deeltjes CH3+, CH2D+, O=C=14N en O=C=15N.

CH3+ kan reageren met O=C=14N, maar ook met O=C=15N (uit het 3e amide van de opgave); hetzelfde geldt voor CH2D+-ionen (afkomstig uit het 2e amide). Zo zullen, indien het beschreven mechanisme juist is, vier verschillende moleculen methaanamine ontstaan.

1. De moleculen CH3−15NH2 en CH2D−14NH2 hebben dezelfde molecuulmassa (32 u).

De molecuulmassa's van CH3−14NH2 en CH2D—15NH2 zijn respectievelijk 1 u kleiner en 1 u groter. Er zijn dus drie verschillende molecuulmassa's te verwachten.

## Zwavelzuur 1989-II(IV)

1. Uitgaande van 1 mol FeS2 krijg je de onderstaande reactievergelijkingen:

FeS2 +  O2 →  Fe3O4 + 2 SO2 (reactie 1)  
FeS2 +  O2 →  Fe2O3 + 2 SO2 (reactie 2)

Bij beide verbrandingen is het warmte-effect voor de ontleding van FeS2 (1 mol) en de vorming van SO2 (2 mol) hetzelfde. Omdat het element zuurstof per definitie geen vormingswarmte heeft, zijn alleen de vormingswarmten van de ijzeroxiden bepalend voor het verschil in reactiewarmte.

Voor reactie 1 bedraagt de vormingswarmte *H* =  × −11,23⋅105 = −3,74⋅105 J, die voor reactie 2: *H* =  × −8,22⋅105 = −4,11 .105 J. Bij reactie 2 komt per mol FeS2 dus meer warmte vrij.

1. Als de molverhouding FeS2 : O2 = 1,00 : 2,60 dan reageren 3,00 mol FeS2 met 7,80 mol O2, dus niet met 8,00 mol O2, zoals in reactie 1. Er is dan 0,20 mol O2 minder om SO2 te vormen; hiervoor in de plaats kun je 0,20 mol S(g) verwachten. Omdat 3,00 mol FeS2 in totaal 6,00 mol S bevat, zal er ook 6,00 − 0,20 = 5,80 mol SO2 vrijkomen.

Molverhouding SO2(g) : S(g) = 5,80 : 0,20 ⇒ massaverhouding SO2 : S = (5,80 × 64) : (0,20 × 32) = 371 : 6,4. Het massapercentage van zwavel in het gasmengsel bedraagt: × 100 % = 1,7% (2 significante cijfers).

1. De ligging van het evenwicht 2 SO2(g) + O2(g) ⇌ 2 SO3(g) is afhankelijk van de temperatuur. Door een hogere temperatuur wordt de endotherme reactie (naar links) meer versneld dan de exotherme reactie (naar rechts). Daardoor zal er in de evenwichtstoestand bij 600 °C minder SO3 aanwezig zijn dan bij 430 °C. Het omzettingspercentage van SO2 in SO3 zal dus zonder tussentijdse koeling lager zijn.

Opmerking: De ligging van het evenwicht kan ook worden afgeleid met behulp van de entropie.  
Bij temperatuurverhoging verschuift het evenwicht naar de kant met de hoogste entropie.  
Hier is dat het gasmengsel van SO2 en O2 dat meer vrij bewegende deeltjes telt dan SO3 (zie reactievergelijking) en bovendien een extra entropiebijdrage heeft t.g.v. het mengen.

1. Als de koeling uitvalt, komt het mengsel met 65% omzetting en met een temperatuur van 600 °C binnen in vat B. Omdat de evenwichtsinstelling snel tot stand komt (gegeven), is het bovengenoemde mengsel een evenwichtsmengsel (bij 600 °C). In reactor B zal hieraan niets meer veranderen (alleen bij afwijkende temperatuur is dat mogelijk) ⇒ de omzetting van zwaveldioxide zal 65% blijven bedragen.
2. 22,1 massaprocenten SO3 in 5,00 g oleum is 0,221 × 5,00 g = 1,11 g SO3=  mol = 13,9 mmol SO3. Het overige deel van de oleum is H2SO4, namelijk 5,00 − 1,11 = 3,89 g H2SO4 =  
    mol = 0,0397 mol = 39,7 mmol H2SO4.  
   Als 13,9 mmol SO3 met H2O wordt omgezet, ontstaat hierbij 13,9 mmol H2SO4.  
   In totaal bevindt zich in 1,00 L van de titreren oplossing 39,7 + 13,9 = 53,6 mmol H2SO4 (in ionen gesplitst: H3O+, HSO4− en SO42−) ⇒10 mL hiervan bevat 0,536 mmol H2SO4. Omdat H2SO4 twee H+-ionen afstaat, was voor neutralisatie nodig 2 × 0,536 = 1,072 mmol OH− ⇒ *x* mL × 100 mmol mL−1 = 1,072 mmol ⇒ *x* =  = 10,7 ⇒ bij de titratie was nodig 10,7 mL natronloog (3 significante cijfers).