# 4e Internationale Chemieolympiade, Moskou, 1972, Sovjet Unie

## Theorie

### Opgave 1

1,52 g mengsel van twee vaste elementen reageert met een overmaat zoutzuur. Hierbij komt 0,896 L gas vrij en 0,56 g van een residu blijft achter dat onoplosbaar blijft in overmaat zuur.

In een tweede experiment reageert 1,52 g van hetzelfde mengsel met een overmaat 10% natronloog. Hierbij ontstaat 0,896 L gas en blijft 0,96 g van een onoplosbaar residu over.

In een derde experiment wordt 1,52 g van het beginmengsel verhit tot hoge temperatuur zonder overmaat lucht. Er wordt een verbinding gevormd die volledig oplosbaar is in zoutzuur en daarbij komt 0,448 L van een onbekend gas vrij. Alle verkregen gas wordt ingeleid in een gesloten vat van 1 L dat met zuurstof is gevuld. Na reactie van het onbekende gas met zuurstof neemt de gasdruk in het vat met ongeveer een factor 10 af.

##### Vraag

1. Geef reactievergelijkingen voor bovenstaande reactie en toon door berekening de juistheid ervan aan. Neem aan dat de gasvolumes bij STP gemeten zijn en rond de atoommassa’s af op gehele getallen.

### Opgave 2

Een mengsel van metallisch ijzer met vers bereide ijzer(II)- en ijzer(III)oxides wordt in een gesloten vat in een waterstofatmosfeer verhit. 4,72 g mengsel geeft 3,92 g ijzer en 0,90 g water.

Bij reactie van een zelfde hoeveelheid mengsel met koper(II)sulfaatoplossing verkrijgt men 4,96 g van een vast mengsel.

##### Vragen

1. Bereken hoeveel mL 7,3 % HCl-oplossing ( = 1,03 g/mL) nodig is om 4,72 g beginmengsel volledig op te lossen.
2. Bereken hoeveel L gas bij STP vrijkomt.

relatieve atoommassa’s

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| O = 16 | S = 32 | Cl = 35,5 | Fe = 56 | Cu = 64 |

### Opgave 3

Onder voortdurend roeren elektrolyseert men 200 cm3 2 M natriumchlorideoplossing
( = 1,10 g cm−3) in een elektrolysecel met koperelektroden. De elektrolyse wordt gestopt als bij de kathode 22,4 dm3 gas (bij STP) vrijgekomen is.

##### Vraag

1. Bereken het massa-% NaCl in de oplossing na elektrolyse.

relatieve atoommassa’s

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| H = 1 | O = 16 | Na = 23 | Cl = 35,5 | Cu = 64 |

### Opgave 4

In een geïsoleerd vat mengt men 50 g 4% natronloog met 50 g 1,825 % zoutzuur (beide met een temperatuur van 20 °C). De temperatuur van de ontstane oplossing stijgt tot 23,4 °C. Vervolgens wordt 70 g 3,5 % zwavelzuuroplossing (met een temperatuur van 20 °C) toegevoegd aan de bovenstaande oplossing.

##### Vragen

1. Bereken de eindtemperatuur van de verkregen oplossing.
2. Bereken hoeveel g droog residu erover blijft na indampen van de oplossing.

Gebruik bij de eerste vraag als waarde voor de warmtecapaciteit *c* = 4,19 J g−1 K−1

relatieve atoommassa’s

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| H = 1 | O = 16 | Na = 23 | Cl = 35,5 | S = 32 |

### Opgave 5

Bij reactie tussen broom en een onbekende koolwaterstof ontstaat slechts één reactieproduct. De dichtheid ervan is 5,207 × zo groot als die van lucht.

##### Vraag

1. Bepaal de structuurformule van deze koolwaterstof.

relatieve atoommassa’s

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| H = 1 | C = 12 | Br = 80 |

### Opgave 6

Een organische verbinding **A** bevat 41,38 % koolstof, 3,45 % waterstof en de rest is zuurstof. Verbinding **A** geeft bij verhitten met ethanol in aanwezigheid van zuur een nieuwe stof **B** die 55,81 %, 6,97 % waterstof en zuurstof bevat. Verbinding **A** reageert met waterstofbromide tot **C** dat bij koken in water **D** oplevert met 35,82 % koolstof, 4,48 % waterstof en zuurstof. 2,68 g **D** is nodig voor reactie met 20 mL 2 M kaliloog.

##### Vragen

1. Bepaal de structuurformules van de stoffen **A**, **B**, **C** en **D**. Gebruik ook het feit dat **A** bij verhitting water afsplitst.
2. Geef de reactievergelijkingen voor bovenstaande reacties.

relatieve atoommassa’s

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| H = 1 | C = 12 | O = 16 | K = 39 |

#### 4e Internationale Chemieolympiade, Moskou, 1972, Sovjet Unie

## Uitwerkingen theorie

### Opgave 1

a) reactie met zoutzuur

1,52 g − 0,56 g = 0,96 g gereageerd metaal, 0,896 L H2 wordt gevormd

combineren massa metaal = 11,2⋅ = 12 g

mogelijke oplossingen:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| rel. atoommassa | valentie | element | voldoet? |
| 12 | I | C | nee |
| 24 | II | Mg | ja |
| 36 | III | Cl | nee |

reactie: Mg + 2 HCl → MgCl2 + H2

b) reactie met natriumhydroxide;

1,52 g − 0,96 g = 0,56 g gereageerd element, 0,896 L H2 wordt gevormd

combineren massa element = 11,2⋅ = 7 g

mogelijke oplossingen:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| rel. atoommassa | valentie | element | voldoet? |
| 7 | I | Li | nee |
| 14 | II | N | nee |
| 21 | III | Ne | nee |
| 28 | IV | Si | ja |

reactie: Si + 2 NaOH + H2O → Na2SiO3 + 2 H2

### Opgave 2

1 a) reductie door waterstof

FeO + H2 → Fe + H2O

*n*(Fe) = *n*(FeO); *n*(H2O) = *n*(FeO)

Fe2O3 + 3 H2 → 2 Fe + 3 H2O

*n*(Fe) = 2 *n*(Fe2O3); *n*(H2O) = 3 *n*(Fe2O3)

c) combineren beide elementen:

2 Mg + Si → Mg2Si

0,96 g Mg + 0,56 g Si → 1,52 g van een silicide MgxSiy

*w*(Mg) =  = 0,63; *w*(Si) =  = 0,37

x : y =  = 2 : 1

silicide: Mg2Si

1. reactie van het silicide met zuur

Mg2Si + 4 HCl → 2 MgCl2 + SiH4

*n*(Mg2Si) =  = 0,02 mol

*n*(SiH4) =  = 0,02 mol

1. reactie van silaan met zuurstof

SiH4 + 2 O2 → SiO2 + 2 H2O

*V* = 1 L

Neem aan dat *T* constant is: 

*n*1(O2) =  =0,0446 mol

zuurstofverbruik bij reactie; *n*(O2) = 0,04 mol

Overgebleven zuurstof in gesloten vat: *n*2 = 0,0446 − 0,04 = 0,0046 mol

*p*2 =  ≈ 0,1 *p*1.

De massa van ijzer na reductie; 3,92 g

De totale hoeveelheid ijzerbevattende stoffen na reductie:

*n*(Fe) + *n*(FeO) + 2 *n*(Fe2O3) =  = 0,07 mol (1)

b) reactie met koper(II)sulfaat:

Fe + CuSO4 → Cu + FeSO4

toename massa: 4,96 g − 4,72 g = 0,24 g

Na reactie van 1 mol Fe zou de massatoename zijn: *M*(Cu) − *M*(Fe) = 64 g mol−1 − 56 g mol−1 = 8 g mol−1

Hoeveelheid ijzerbevattende stof in het mengsel:

*n*(Fe) =  = 0,03 mol (2)

c) vorming water na reductie:

0,90 g H2O, d.w.z. 0,05 mol

0,05 mol = *n*(Fe) + 3 *n*(Fe2O3) (3)

Door oplossen van (1), (2) en (3):

*n*(FeO) = 0,02 mol

*n*(Fe2O3) = 0,01 mol

d) verbruik van zuur:

Fe + 2 HCl → FeCl2 + H2

FeO + 2 HCl → FeCl2 + H2O

Fe2O3 + 6 HCl → 2 FeCl3 + 3 H2O

*n*(HCl) = 2*n*(Fe) + 2 *n*(FeO) + 6 *n*(Fe2O3) = 0,06 + 0,04 + 0,06 = 0,16 mol

Een deel ijzer reageert volgens:

Fe + 2 FeCl3 → 2 FeCl2

*n*(Fe) = ½ *n*(FeCl3) = *n*(Fe2O3) ⇒ *n*(Fe) = 0,01 mol

Dat betekent dat het verbruik van zuur afneemt met 0,02 mol

Het totale zuurverbruik: *n*(HCl) = 0,14 mol

*V*(7,3 % HCl) =  ≈ 68 mL

2. Volume waterstof:

Fe + 2 HCl → FeCl2 + H2

ijzer in mengsel: 0,03 mol

ijzer, gereageerd met FeCl3: 0,01 mol

ijzer, gereageerd met zuur: 0,02 mol

Er wordt dus 0,02 mol waterstof gevormd ⇒ 0,448 L waterstof.

### Opgave 3

Berekeningen worden gemaakt onder aanname dat de volgende reacties plaatsvinden:

2 NaCl → 2 Na+ + 2 Cl−

kathode: 2 Na+ + 2 e− → 2 Na

anode: 2 Cl− → Cl2 + 2 e−

Cu + Cl2 → CuCl2

Omdat de elektrolytoplossing voortdurend wordt geroerd komt de volgende reactie ook aanbod;

CuCl2 + 2 NaOH → Cu(OH)2 + 2 NaCl

Onder aanname dat alle chloor met koper reageert, blijft de massa van NaCl in de elektrolytoplossing onveranderd tijdens de elektrolyse.

*m*(NaCl) = *n* ⋅ *M* = *c* ⋅ *V* ⋅ *M* = 2 mol L−1 × 0,2 L × 58,5 g mol−1 = 23,4 g

*V*(H2) = 22,4 L, d.w.z. *n*(H2) = 1 mol

De hoeveelheid water in de oplossing neemt af met *n*(H2O) = 2 mol; *m*(H2O) = 36 g

Voor elektrolyse:

*m*(NaCl-oplossing) = *V* ⋅  = 200 mL × 1,10 g mL−1 = 220 g

% NaCl =  = 10,64

Na elektrolyse

*m*(NaCl-oplossing) = *V* ⋅  = 200 g − 36 g = 184 g

% NaCl =  = 12,72

### Opgave 4

1. a) NaOH + HCl → NaCl + H2O

*n*(NaOH) =  = 0,05 mol

*n*(HCl) =  = 0,025 mol

niet gereageerd: *n*(NaOH) = 0,025 mol

b) de neutralisatiewarmte bij vorming van 1 mol water is:

*H*neutr =  =  = −570000 J mol−1

c) NaOH + H2SO4 → NaHSO4 + H2O

De temperatuur van de verkregen oplossing wordt als volgt berekend:

*m*1 ⋅ *c*1 ⋅ *T*1 + *m*2 ⋅ *c*2 ⋅ *T*2= *m* ⋅ *c* ⋅ *T*

*c*1 = *c*2 = *c* ⇒ *m*1 ⋅ *T*1 + *m*2 ⋅ *T*2= *m* ⋅ *T*

 = 22 °C

d) De temperatuurstijging t.g.v. de reactie van NaOH met H2SO4 =

 =  = 2 K

De eindtemperatuur van de oplossing is: *T* = 22 + 2 = 24 °C.

2. e) Omdat men aanneemt dat de volgende reactie bij indampen van de oplossing plaatsvindt:

NaCl + NaHSO4 → Na2SO4 + HCl

Na2SO4 = is het droge residu.

*m*(Na2SO4) = *n* ⋅ *M* = 0,025 mol × 142 g mol−1 = 3,55 g

### Opgave 5

1. De relatieve molecuulmassa van de oorspronkelijke kolwaterstof kan uit de dichtheid berekend worden: *M*r(RBr) = 29 × 5,207 = 151

Monobroomderivaat kan alleen in aanmerking komen omdat de molecuulmassa van dibroomderivaten groter zouden zijn: *M*r(RBr2) > 160; *M*r(RH) = 151 − 80 + 1 = 72 ⇒ formule C5H12

Aan de gegeven voorwaarde (het enige product) wordt voldaan door 2,2-dimethylpropaan: 

### Opgave 6

1. Stoichiometrische formules van de verbindingen:

A: CxHyOz x : y : z =  = 1 : 1 : 1

B: CmHnOp m : n : p =  = 2 : 3 : 1

D: CaHbOc a : b : c =  = 4 : 6 : 5

20 mL 2 M KOH =^ 0,04 mol KOH =^ 0,04/*v* mol **D** =^ 2,68 g **D**, *v* = 1, 2, 3, …

1 mol **D** = *v* ⋅ 67 g

*M*r(D) = 67, of 134, of 201, etc.

Uit de stoichiometrische formule en de molecuulmassa volgt dat de molecuulformule is C4H6O5.

De molecuulformules van de verbindingen **A**, **B** en **C** zijn dan resp. C4H4O4, C8H12O4 en C4H5O4Br

1. vergelijkingen:









verbinding **A**: maleïnezuur (*cis*-buteendizuur)

## Practicum

### Opgave 7

Identificeer de onbekende stoffen in 10 genummerde reageerbuizen met behulp van de beschikbare reagentia en uitrusting op de labtafel. Geef de reactievergelijkingen van de voor identificatie belangrijkste reacties. Bij reacties in oplossing ionenvergelijkingen gebruiken.

### Opgave 8

Op 10 juni is een mengsel bereid van methaanzuur met een overmaat ethanol. Dit mengsel is ongeveer een maand lang in een afgesloten vat bewaard. Bepaal kwantitatief de samenstelling van het mengsel op de dag van de competitie met reagentia en toebehoren dat op de labtafel aanwezig is. Bereken de hoeveelheden zuur en ethanol in massa-% die in het begin gemengd werden.