

Tentamen ST7042ta - Inleiding Chemie voor Technische Aardwetenschappen - 091102

Let op eenheden en afronding!

1) We maken een oplossing van 8.55 g Ba(OH)₂ in 500 ml water.

a) Wat is de concentratie hydroxide in deze oplossing?

Ba(OH)₂ is 137 + 2*16 + 2*1 = 171 g/mol dus 17.10 g/l is 0.10 molair dus [OH⁻] is 0.20 mol/l.

b) Wat is de pH van deze oplossing als we aannemen dat alle activiteitscoëfficiënten 1 zijn?

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log[\text{OH}^-]) = 14 - (-\log 0.20) = 14 - 0.70 = 13.30$$

c) Wat is de ionsterkte van deze oplossing?

$$I = 0.5 \sum c_i z_i^2 = 0.5 \{(0.10 * 4) + (0.20 * 1)\} = 0.30 \text{ mol/l}$$

d) Wat is de pH van deze oplossing als we de activiteitscoëfficiënten in aanmerking nemen?

$$\text{pH} = 14 - (-\log a(\text{OH}^-)) = 14 - (-\log \{f[\text{OH}^-]\}) = 14 - (-\log (0.71 * 0.20)) = 13.15$$

$$0.1 < I < 0.5 \quad \log f = -0.509 z^2 \left\{ \frac{-1 \pm \sqrt{1 \pm 4I}}{1 \pm \sqrt{1 \pm 4I}} - 0.2I \right\}$$

$$\log f = -0.15 \quad (-0.1496)$$

$$f = 0.71 \quad (0.709)$$

Het oplosbaarheidsproduct van bariumsulfaat is $1.10 * 10^{-10}$.

e) Hoeveel g bariumsulfaat lost er op in 100 ml water?

Bariumsulfaat is BaSO₄, dus bij oplossen: BaSO₄ (s) ⇒ Ba²⁺ (aq) + SO₄²⁻ (aq)

$$S = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = x \quad \text{dus } 1.10 * 10^{-10} = x^2; \quad x = \sqrt{1.10 * 10^{-10}} = 1.05 * 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$\text{BaSO}_4 = 137 + 32 + 4*16 = 233 \text{ g/mol.}$$

$$1.05 * 10^{-5} \text{ mol} = 2.44 * 10^{-3} \text{ g/l} \text{ maar hier wordt gevraagd naar 100 ml dus } 2.44 * 10^{-4} \text{ g.}$$

f) Hoeveel g bariumsulfaat lost er op in de oplossing van vraag 1a als we aannemen dat alle activiteitscoëfficiënten 1 zijn?

$S = 1.10 * 10^{-10} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$. We weten dat $[\text{Ba}^{2+}] = 0.10 \text{ mol/l}$, dus de $1.05 * 10^{-5} \text{ mol/l}$ van alleen BaSO₄ in water is verwaarloosbaar klein.

We moeten dus uitrekenen hoeveel [SO₄²⁻] er is als $[\text{Ba}^{2+}] = 0.10 \text{ mol/l}$, dan weten we hoeveel mol BaSO₄ er nog oplost. Dat moeten we dan nog uitdrukken in g per 500 ml.

$$1.10 * 10^{-10} = 0.10 * [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 1.10 * 10^{-10} / 0.10 = 1.10 * 10^{-9} \text{ mol/l} = 2.56 * 10^{-7} \text{ g/l} = 1.28 * 10^{-7} \text{ g in 500 ml.}$$

g) Geef de volledige elektronenconfiguratie van Ba⁰.

$$1s^2$$

$$2s^2 2p^6$$

$$3s^2 3p^6 3d^{10}$$

$$4s^2 4p^6 4d^{10}$$

$$4s^2 4p^6$$

$$6s^2$$

Totaal 56 elektronen.

h) Waarom wil Ba graag de oxidatietoestand 2+ aannemen?

Als het de 2 6s elektronen afstaat heeft het edelgasconfiguratie (Xe).

2) De K_a voor azijnzuur is $1.8 \cdot 10^{-5}$. We titreren 25.0 ml van een 0.10 M azijnzuuroplossing met 0.10 M natronloog.

a) Wat is de pH van de oorspronkelijke azijnzuuroplossing?

$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]} = (x \cdot x)/0.10 \quad \text{dus } [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.34 \cdot 10^{-3} \quad \text{dus } \text{pH} = 2.87.$$

b) Wat is de pH na toevoegen van 10.0 ml uit de buret?

We voegen 10 ml NaOH toe dus het totale volume wordt 35 ml. Daarin zitten dan 0.0015 mol HAc en 0.0010 mol Ac^- . Dus $[\text{HAc}] = 0.0428 \text{ M}$ en $[\text{Ac}^-] = 0.0286 \text{ M}$.

$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]} = (0.0286 \cdot x)/0.0428 \quad \text{dus } [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.69 \cdot 10^{-5} \quad \text{dus } \text{pH} = 4.57.$$

c) Hoeveel ml uit de buret moeten we toevoegen om het omslagpunt te bereiken? 25.0 ml; dan is precies evenveel NaOH toegevoegd als er oorspronkelijk HAc was.

d) Wat is de pH bij het omslagpunt?

Er is dan in totaal 50 ml met daarin 0.0025 mol $[\text{Ac}^-]$. Dit is dus 0.05 M. We moeten nu de K_b gebruiken:

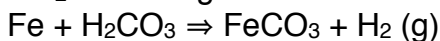
$$K_w = K_a \cdot K_b = 1 \cdot 10^{-14}. \quad \text{Dus } K_b = 1 \cdot 10^{-14}/1.8 \cdot 10^{-5} = 5.56 \cdot 10^{-10}$$

$$K_b = \frac{[\text{HAc}][\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-]} = (x \cdot x)/0.05 \quad \text{dus } [\text{OH}^-] = 5.27 \cdot 10^{-6} \quad \text{dus } \text{pOH} = 5.28 \quad \text{dus } \text{pH} = 8.72.$$

3)

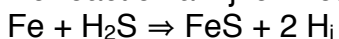
a) Wat is zoet roesten (sweet corrosion) en wat zijn de bijbehorende reactievergelijkingen?

CO_2 in water geeft kleine hoeveelheden H_2CO_3 , die het ijzer kunnen oxideren:



b) Wat is bitter roesten (sour corrosion) en wat zijn de bijbehorende reactievergelijkingen?

De reactie van ijzer met H_2S :



c) Waarom wordt het materiaal bros bij bitter roesten?

Omdat het interstitiele waterstof het rooster een klein beetje oprekt en zo instabiel maakt.

4)

a) Een multimeter geeft voor pH 4.00 een uitslag van 165 mV en voor pH 7.00 een uitslag van -10 mV. Voor demiwater wordt -12 mV gemeten, voor kraanwater -63 mV en voor regenwater +74 mV. Bereken de pH van demiwater, kraanwater en regenwater.

Per mV is dit $3/(165+10)=0.017$ pH eenheden. Dus:

Water	mV	pH
Demiwater	-12	7.03
Kraanwater	-63	7.91
Regenwater	+74	5.57

b) Voor de bepaling van het fluoride-gehalte van zeewater, wordt aan 100.00 ml zeewater stapsgewijs een oplossing van 0.025 M NaF toegevoegd. De EMK wordt gemeten in mV:

Aantal toegevoegde ml NaF	EMK in mV	NaF mMol	ΔE	y
0	-399	0	0	1
1 . 0	-411	0.000025	-12	1.12E-203
3 . 0	-426	0.000075	-15	2.06E-254
5 . 0	-435	0.000125	-11	9.18E-187
10 . 1	-449	0.0002525	-14	1.68E-237

Bereken het fluoride gehalte van het zeewater.

$E_1 = E - (2.303RT/F) \log c$; $c = [F^-]$ in sample

Sample + known addition a of F^- : $E_2 = E - (2.303RT/F) \log \{c + a\}$

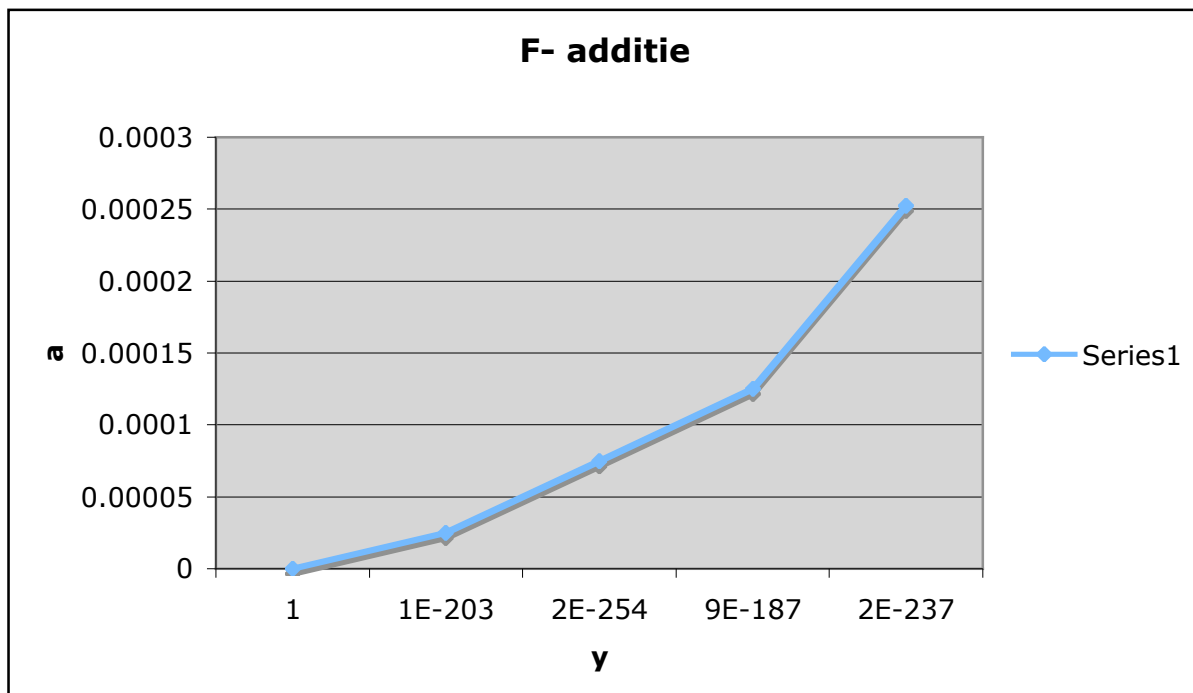
$E_1 - E_2 = (2.303RT/F) \log \{(c + a)/c\}$

$\log \{(c + a)/c\} = (F \Delta E)/(2.303RT)$

$(c + a)/c = 10^{(F \Delta E)/(2.303RT)} = y$

$a = yc - c$

Graph of a versus y gives c



Helling = -0.000119375; intercept = 0.000119375

c) Wat is het voordeel van deze standaard-additie methode?

De meting wordt niet beïnvloedt door verschillen in ionsterkte tussen de te meten oplossing en ijkoplossingen.

5)

a) Teken een galvanische cel met een zink electrode in een zinksulfaat oplossing en een nikkel electrode in een nikkelsulfaat oplossing.

Zie boek p 683 of collegedias.

b) Wat zijn de halfreacties die aan de electrodes plaatsvinden en hun standaardpotentialen?



c) Aan welke electrode vindt bij stroomlevering reductie plaats en hoe kom je tot die conclusie?

Aan de Ni electrode; die heeft de hoogste standaardpotentiala.

d) De oplossingen in de compartimenten bevatten 16.15 g zinksulfaat resp. 31.0 g nikkelsulfaat per 2 liter. Wat zijn de concentraties zink en nikkel?

ZnSO₄: molmassa = 65.5 + 32 + 4*16 = 161.5 dus 16.15 g is 0.100 mol in 2 l dus 0.050 mol/l dus [Zn²⁺] = 0.05 M.

NiSO₄: molmassa = 59 + 32 + 4*16 = 155 dus 31.00 g is 0.200 mol in 2 l dus 0.100 mol/l dus [Ni²⁺] = 0.100 M.

e) Wat is de potentiaal (EMK) van de cel als alle activiteitscoëfficiënten gelijk worden gesteld aan 1?

$$\begin{aligned} \text{EMK} &= E_{\text{Ni}} - E_{\text{Zn}} = E^{\circ}_{\text{Ni}} + (RT/2F)\ln [\text{Ni}^{2+}] - (E^{\circ}_{\text{Zn}} + (RT/2F)\ln [\text{Zn}^{2+}]) \\ &= -0.23 + (RT/2F)\ln 0.100 - (-0.76 + (RT/2F)\ln 0.050) \\ &= -0.23 - 0.0295 - (-0.76 - 0.0383) = -0.2595 - (-0.8001) = 0.5406 = 0.54. \end{aligned}$$

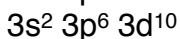
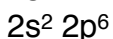
f) We gebruiken de cel als batterij. Wat is de gewichtsverandering van de koperstaaf als er gedurende 34 minuten een stroomsterkte van 0.064 A geleverd is?

Dit moest natuurlijk nikkel zijn en niet koper. De berekening voor zink is analoog en komt op 0.44 g afname uit.

$$\text{Aantal molen Ni} = 60 \text{ t i} / 2 \text{ F} = (60 * 34 * 0.064) / (2 * 96500) = 6.76 * 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Molmassa Ni} = 59 \text{ dus grammen Ni} = 59 * 6.76 * 10^{-4} = 0.040 \text{ g toename.}$$

g) Geef de volledige elektronenconfiguratie van Zn⁰.



Totaal 30 elektronen.

h) Waarom wil Zn graag de oxidatietoestand 2+ aannemen?

Als het de 2 4s elektronen af staat is de 3d schil precies gevuld.

6)

a) Teken de titratiecurve van de titratie van een zwak éénwaardig zuur met een sterke éénwaardige base.

Zie boek p 621

b) Teken de titratiecurve van de titratie van een zwakke éénwaardige base met een sterk éénwaardig zuur.

Zie boek p 622

c) Teken de titratiecurve van de titratie van een zwak driewaardig zuur met een sterke éénwaardige base. Geef hierbij ook aan waar de 3 pKa waarden gevonden kunnen worden.

7) Voor de ontleding van ozon, $O_3(g) \Rightarrow O_2(g) + O(g)$ zijn de volgende kinetische data gemeten:

Temperature (K)	Rate Constant ($M^{-1} \cdot s^{-1}$)	Temperature (K)	Rate Constant ($M^{-1} \cdot s^{-1}$)
600	3.37×10^3	1300	7.83×10^7
700	4.85×10^4	1400	1.45×10^8
800	3.58×10^5	1500	2.46×10^8
900	1.70×10^6	1600	3.93×10^8
1000	5.90×10^6	1700	5.93×10^8
1100	1.63×10^7	1800	8.55×10^8
1200	3.81×10^7	1900	1.19×10^9

© 2010 Pearson Education, Inc.

a) Bereken de activeringsenergie.

Maak Arrhenius plot (zie figuur).

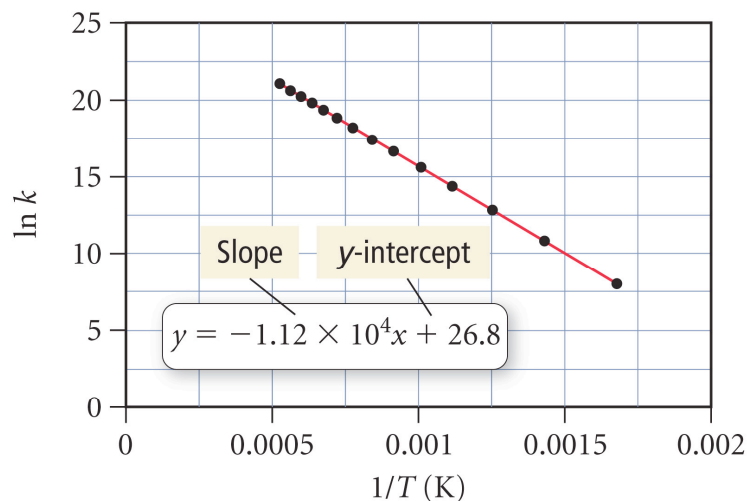
Helling = $-E_a/R$ dus $-1.12 \times 10^4 \text{ K} = -E_a/(8.314 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K}))$

Dus $E_a = 1.12 \times 10^4 \text{ K} \cdot (8.314 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})) = 9.31 \times 10^4 \text{ J/mol} = 93.1 \text{ kJ/mol}$

b) Bereken de pre-exponentiele factor (frequency factor).

Intercept = $\ln A = 26.8$

Dus $A = e^{26.8} = 4.36 \times 10^{11} \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$



© 2010 Pearson Education, Inc.

c) Wat betekent het als een reactie nulde orde is in een reactant?
Dat de reactiesnelheid onafhankelijk is van de concentratie van dat reactant.