

Helaas hebben weinig mensen op de eenheden van de antwoorden gelet, afronden ging nog wel aardig bij de meesten. Ik heb voor beiden geen punten afgetrokken.

1) We maken een oplossing van 4.0 g HBr in 200 ml water.

NB: deze vraag zou heel erg makkelijk moeten zijn voor wie een beetje geoefend heeft!

a) Wat is de concentratie bromide in deze oplossing?

HBr is $1 + 80 = 81$ g/mol dus 20.0 g/l is 0.25 molair dus $[Br^-]$ is 0.25 mol/l.

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

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 0.25 = 0.60$$

c) Wat is de ionsterkte van deze oplossing?

$$I = 0.5 \sum c_i z_i^2 = 0.5 \{(0.25 * 1) + (0.25 * 1)\} = 0.25 \text{ mol/l}$$

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

$$pH = -\log a(H_3O^+) = -\log \{f[H_3O^+]\} = -\log (0.72 * 0.25) = 0.74$$

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

$$\log f = -0.144$$

$$f = 0.72$$

Het oplosbaarheidsproduct van zilverbromide is $5.35 * 10^{-13}$.

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

Zilverbromide is AgBr, dus bij oplossen: $AgBr (s) \Rightarrow Ag^+ (aq) + Br^- (aq)$

$$S = [Ag^+][Br^-]$$

$$[Ag^+] = [Br^-] = x \text{ dus } 5.35 * 10^{-13} = x^2; x = \sqrt{5.35 * 10^{-13}} = 7.31 * 10^{-7} \text{ mol/l}$$

Ag = 108 g/mol; Br = 80 g/mol dus 1 mol AgBr = 188 g.

$7.31 * 10^{-7} \text{ mol} = 1.38 * 10^{-4} \text{ g/l}$ maar hier wordt gevraagd naar 100 ml dus $1.38 * 10^{-5} \text{ g}$.

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

$S = 5.35 * 10^{-13} = [Ag^+][Br^-]$. We weten dat $[Br^-] = 0.25 \text{ mol/l}$, dus de $7.31 * 10^{-7} \text{ mol/l}$ van alleen AgBr in water is verwaarloosbaar klein.

We moeten dus uitrekenen hoeveel $[Ag^+]$ er is als $[Br^-] = 0.25 \text{ mol/l}$, dan weten we hoeveel mol AgBr er nog oplost. Dat moeten we dan nog uitdrukken in g per 200 ml.

$$5.35 * 10^{-13} = [Ag^+] * 0.25$$

$$[Ag^+] = 5.35 * 10^{-13} / 0.25 = 2.14 * 10^{-12} \text{ mol/l} = 4.02 * 10^{-10} \text{ g/l} = 8.05 * 10^{-11} \text{ g in 200 ml.}$$

2) Tabel 1 geeft de reactiesnelheidsconstante k van een bepaalde reactie bij verschillende temperaturen.

Tabel 1. Reactiesnelheidsconstante van een reactie bij verschillende temperaturen.

T(K)	k
205	0.432
278	0.975

Gegeven: $k = k_0 e^{-\Delta G_a/RT}$

a) Wat is de activeringsenergie van deze reactie?

$$\ln k = \ln k_0 - \Delta G_a/RT$$

Dus bij 205K:

$$\ln 0.432 = \ln k_0 - \Delta G_a/407.95$$

En bij 278K;

$$\ln 0.975 = \ln k_0 - \Delta G_a/553.22$$

$\ln k_0 = \ln k_0$ geeft:

$$-0.839 - (-0.025) = \Delta G_a \{(-1/407.95) + (1/553.22)\}$$

$$-0.814 = \Delta G_a - 6.437 \cdot 10^{-4}$$

$$\Delta G_a = -0.814 / 6.437 \cdot 10^{-4} = 1264.6 \text{ cal mol}^{-1}$$

Voor de mensen die in J gerekend hebben heb ik getallen rond de 5,3 kJ mol⁻¹ goed gerekend.

b) Hoe groot is de pre-exponentiële factor?

Bij 205K:

$$\ln 0.432 = \ln k_0 - 1264.6/407.95$$

$$\ln k_0 = -0.839 + 3.10 = 2.261$$

$$k_0 = 9.592 \text{ mol}^{-1} \text{ l min}^{-1}$$

Bij 278K:

$$\ln 0.975 = \ln k_0 - 1264.6/553.22$$

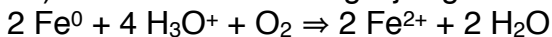
$$\ln k_0 = -0.025 + 2.286 = 2.261$$

$$k_0 = 9.592 \text{ mol}^{-1} \text{ l min}^{-1}$$

NB: Wie niet weet wat de pre-exponentiële factor is had misschien wat minder laat moeten feesten.

3) In zuur milieu kan ijzer roesten. Metallisch ijzer geeft dan met bijvoorbeeld HCl en zuurstof de producten water en opgelost ijzer(II)chloride.

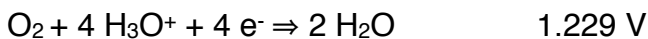
a) Wat is de reactievergelijking voor dit proces?



b) Wat zijn de halfreacties en hun bijbehorende reductiepotentialen voor dit proces?



NB: de meeste mensen hebben niet gezien dat de reactie omgekeerd is van wat in de tabel staat en het teken dus niet - maar + moet zijn. Ik heb dat wel goed gerekend en de paar mensen die het wel gezien hebben een bonus gegeven.



c) Wat is de reactiepotentiaal voor dit proces bij standaardcondities?

$$E_r^0 = E_{\text{O}_2}^0 - E_{\text{Fe}}^0 = 1.229 - 0.447 = 0.782 \text{ V}$$

d) Wat is de evenwichtsconstante voor deze reactie als de activiteit van H₃O⁺ 1 is?

$$E = \{RT/2F\} \ln K$$

$$\ln K = (0.782 \cdot 2 \cdot F)/(RT) = 0.782 \cdot 2 \cdot 96500 / (8.314 \cdot 278) = 65.3$$

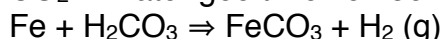
$$K = 2.3 \cdot 10^{28}$$

e) Wat betekent deze evenwichtsconstante voor het verloop van de reactie?

Het evenwicht ligt zeer sterk aan de kant van de producten dus de reactie zal aflopend zijn en geen echt evenwicht.

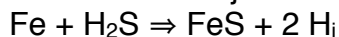
4) a) Wat is zoet roesten (sweet corrosion) en wat zijn de bijbehorende reactievergelijkingen?

CO₂ in water geeft kleine hoeveelheden H₂CO₃, die het ijzer kunnen oxideren:



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

De reactie van ijzer met H₂S:



c) Waarom wordt het materiaal bros bij bitter roesten?

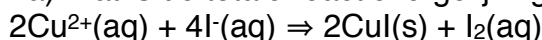
Omdat het interstitiele waterstof het rooster een klein beetje oprekt en zo instabiel maakt.

NB: deze gegevens staan letterlijk in de sheets die op Blackboard staan.

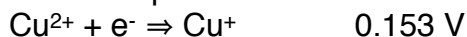
5) Bij een iodometrische titratie wordt 1.50 g kopererts opgelost in 400 ml 5 M perchloorzuur. Het benodigde volume aan thio bedraagt 15.75 ml. De molariteit van de gebruikte thio bedraagt 0.94.

NB: deze vraag stond bijna letterlijk in het oefententamen wat op Blackboard staat, dus wie deze vraag fout heeft heeft kennelijk niet echt gestudeerd. Bovendien, als je een klein beetje een idee hebt van wat er gebeurt tijdens zo'n titratie kan je alle vergelijkingen afleiden of zelfs aflezen uit de redox tabel.

a) Wat is de totale reactievergelijking van de vorming van jood?



b) Wat zijn de relevante halfreacties van de vorming van jood en wat zijn daarvan de standaardpotentialen?



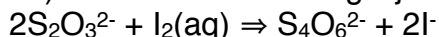
c) Waarom zou deze reactie eigenlijk niet moeten verlopen?

Omdat de waarden van de standaardpotentialen de reactie tegenwerken.

d) Waarom verloopt deze reactie toch?

Omdat CuI neerslaat en daardoor het evenwicht naar rechts dwingt.

e) Wat is de reactievergelijking van de eigenlijke titratie?



f) Hoeveel gram koper was er aanwezig in het ertsmonster?

15.75 ml 0.94 M thio = 14.8 mmol thio

1 molecuul thio komt overeen met 1 Cu²⁺ in de oplossing dus 14.8 mmol Cu in de 1.5 gram erts is 0.94 g Cu. (M Cu = 63.5).

6) In een halve liter water lossen we op: 0.425 g NH₃ (K_b = 1.79*10⁻⁵), 1.340 g NH₄Cl en 0.400 g NaOH. K_w = 10⁻¹⁴.

Ja, dit was een moeilijk vraag, om te kijken of er mensen zijn die ook nog iets begrepen hebben en niet alleen maar uit hun hoofd geleerd. Wie ammonia en ammoniak omgewis-

seld heeft heeft geen aftrek gekregen. Maar je moest wel zien dat de beginconcentraties ammonia en ammoniak beïnvloedt worden door het NaOH.

NH_3 is 17 g/mol dus 0.85g/l is 0.05 M

NH_4Cl is 53.5 g/mol dus 2.68 g/l is 0.05 M

NaOH is 40 g/mol dus 0.80 g/l is 0.02 M

a) Wat is de concentratie ammonia in deze oplossing?

Besef dat $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \Rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Dus de totale beginconcentratie NH_3 is $0.05 + 0.02 = 0.07$ M en de totale beginconcentratie NH_4^+ is $0.05 - 0.02 = 0.03$ M.

Besef dat K_b 3 ordes kleiner is dan deze concentraties en de veranderingen door het base-evenwicht dus verwaarloosbaar klein zijn.

$[\text{NH}_4^+] = 0.03$

b) Wat is de concentratie ammoniak in deze oplossing?

$[\text{NH}_3] = 0.07$

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

$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$ dus $[\text{OH}^-] = K_b \cdot (0.07/0.03) = 4.18 \cdot 10^{-5}$ mol/l

$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}$ dus $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w/[\text{OH}^-] = 2.39 \cdot 10^{-10}$

$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 9.62$

d) Wat is de ionsterkte van deze oplossing?

De ionen in de oplossing zijn: $[\text{NH}_4^+]$, $[\text{OH}^-]$, $[\text{Cl}^-]$, $[\text{Na}^+]$. Allen zijn éénwaardig.

$I = 0.5 \sum c_i z_i^2 = 0.5 \sum [\text{NH}_4^+] + [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-] + [\text{Na}^+]$

$[\text{OH}^-]$ is verwaarloosbaar klein ten opzichte van de anderen, dus $I = 0.5 (0.03 + 0.05 + 0.02) = 0.05$

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

$I = 0.05$ dus

$$0.005 < I < 0.1 \quad \log f = -0.509 z^2 \frac{\sqrt{I}}{1 + \sqrt{I}} = -0.509 \cdot 1^2 \cdot 0.18 = -0.093$$

$f = 0.807$

$\text{pH} = -\log a(\text{H}_3\text{O}^+) = -\log f[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0.807 \cdot 2.39 \cdot 10^{-10}) = 9.71$

7)

a) Welke spectroscopische technieken zou je moeten kennen?

AAS/AES

UV-VIS

IR

NB: ik heb hier geen punten afgetrokken voor wie niet-spectroscopische technieken genoemd heeft (zoals XRD).

b) Leg voor één van deze technieken uit hoe het werkt en wat voor informatie je ermee kunt verkrijgen.

NB: Zelfs als je hier XRD perfect heb uitgelegd krijg je nog een klein deel van de punten.