

Tentamen ST7041TA - Inleiding Chemie voor Technische Aardwetenschappen - 070323

Let op eenheden en afronding!

1) We maken een oplossing van 2.50 g NaOH in 250 ml water.

a) Wat is de concentratie hydroxide in deze oplossing?

NaOH is $23 + 16 + 1 = 40$ g/mol dus 10.00 g/l is 0.25 molair dus $[\text{OH}^-]$ is 0.25 mol/l.

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

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log[\text{OH}^-]) = 14 - (-\log 0.25) = 14 - 0.60 = 13.40$$

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?

$$\text{pH} = 14 - (-\log a(\text{OH}^-)) = 14 - (-\log \{f[\text{OH}^-]\}) = 14 - (-\log (0.717 * 0.25)) = 14 - 0.75 = 13.25$$

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

$$\log f = -0.144$$

$$f = 0.717$$

Het oplosbaarheidsproduct van zink hydroxide is $2.00 * 10^{-17}$.

e) Hoeveel g zink hydroxide lost er op in 250 ml water?

Zink hydroxide is $\text{Zn}(\text{OH})_2$, dus bij oplossen: $\text{Zn}(\text{OH})_2 (\text{s}) \Rightarrow \text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$

$$S = [\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^2$$

$$[\text{OH}^-] = 2 [\text{Zn}^{2+}]. \text{ Stel } [\text{Zn}^{2+}] = x \text{ dan } 2.00 * 10^{-17} = x * (2x)^2 = 4x^3 \text{ dus } x = \sqrt[3]{(2.00 * 10^{-17})/4} = 1.71 * 10^{-6} \text{ mol/l}$$

$$\text{Zn}(\text{OH})_2 = 65 + 2 * (16 + 1) = 99 \text{ g/mol.}$$

$$1.71 * 10^{-6} \text{ mol} = 1.69 * 10^{-4} \text{ g/l} \text{ maar hier wordt gevraagd naar 250 ml dus } 4.23 * 10^{-5} \text{ g.}$$

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

$S = 2.00 * 10^{-17} = [\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^2$. We weten dat $[\text{OH}^-] = 0.25 \text{ mol/l}$, dus de $2.71 * 10^{-6} \text{ mol/l}$ van alleen $\text{Zn}(\text{OH})_2$ in water is verwaarloosbaar klein.

We moeten dus uitrekenen hoeveel $[\text{Zn}^{2+}]$ er is als $[\text{OH}^-] = 0.25 \text{ mol/l}$, dan weten we hoeveel mol $\text{Zn}(\text{OH})_2$ er nog oplost. Dat moeten we dan nog uitdrukken in g per 250 ml.

$$2.00 * 10^{-17} = [\text{Zn}^{2+}] * (0.25)^2$$

$$[\text{Zn}^{2+}] = 2.00 * 10^{-17} / (0.25)^2 = 3.20 * 10^{-16} \text{ mol/l} = 3.17 * 10^{-14} \text{ g/l} = 7.92 * 10^{-15} \text{ g in 250 ml.}$$

Dit is dus zo goed als niets!

2)

a) Wat is passiveren?

Het beschermen tegen verder roesten van een metaal doordat een oxidehuid gevormd wordt of doordat een beschermende laag aangebracht wordt.

b) Welke parameter bepaalt of natuurlijke passivering optreedt?

De volumeverhouding van het metaal en het bijbehorende metaaloxide.

c) Geef de waarde van de parameter van vraag b waarbij passiveren niet mogelijk is en geef enkele voorbeelden van elementen waarbij dit het geval is.

$\ll 1$; Na, K **EN**

$\gg 1$; Mo, W, V

d) Geef de waarde van de parameter van vraag b waarbij passiveren mogelijk is en geef enkele voorbeelden van elementen waarbij dit het geval is.

rond 1; Cu, Al, Ni (Ti)

e) Welke voorbeelden van externe passivering zou je moeten kennen?

Verf.

Inhibitoren die preferentieel op anodische of kathodische spots adsorberen.

3)

a) Teken een galvanische cel met een aluminium electrode in een aluminiumnitraat oplossing en een magnesium electrode in een magnesiumnitraat oplossing.

Zie boek p 801 of compendium p 66.

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 Al electrode; die heeft de hoogste standaardpotentiaal.

d) De oplossingen in de compartimenten bevatten 42.6 g aluminiumnitraat resp. 14.8 g magnesiumnitraat per 2 liter. Wat zijn de concentraties aluminium en magnesium?

$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$: molmassa = $27 + 3 \cdot (14 + 3 \cdot 16) = 213 \text{ g}$ dus 42.6 g is 0.20 mol in 2 l dus 0.10 mol/l dus $[\text{Al}^{3+}] = 0.10 \text{ M}$.

$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$: molmassa = $24 + 2 \cdot (14 + 3 \cdot 16) = 148$ dus 14.8 g is 0.10 mol in 2 l dus 0.05 mol/l dus $[\text{Mg}^{2+}] = 0.05 \text{ M}$.

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

$$\text{EMK} = E_{\text{Al}} - E_{\text{Mg}} = E^0_{\text{Al}} + (RT/3F)\ln [\text{Al}^{3+}] - (E^0_{\text{Mg}} + (RT/2F)\ln [\text{Mg}^{2+}]) = (-1.662 + (RT/3F)\ln 0.10) - (-2.372 + (RT/2F)\ln 0.05) = (-1.662 - 0.020) - (-2.372 - 0.039) = -1.682 - (-2.411) = 0.729 \text{ V}$$

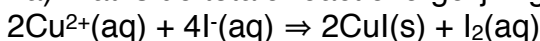
f) We gebruiken de cel als batterij. Wat is de gewichtsverandering van de aluminiumstaaf als er gedurende 120 minuten een stroomsterkte van 0.95 A geleverd is?

Aantal molen Al = $60 \text{ t} / 3 F = (60 \cdot 120 \cdot 0.95) / (3 \cdot 96500) = 0.0236 \text{ mol}$

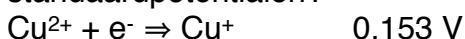
Molmassa Al = 27 g dus grammen Al = $27 \cdot 0.0236 = 0.64 \text{ g}$ toename.

4) Bij een iodometrische titratie wordt 1.45 g kopererts opgelost in 400 ml 5 M perchloorzuur. Het benodigde volume aan thio bedraagt 14.75 ml. De molariteit van de gebruikte thio bedraagt 0.96.

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?



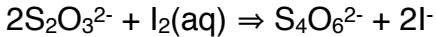
c) Waarom zou deze reactie eigenlijk niet moeten verlopen?

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) Wat is het gewichtspercentage koper van het ertsmonster?

14.75 ml 0.96 M thio = 14.16 mmol thio

1 molecuul thio komt overeen met 1 Cu^{2+} in de oplossing dus 14.16 mmol Cu in de 1.5 gram erts is 0.899 g Cu. (M Cu = 63.5). Dit is 62.0 wt% van de 1.45 g.

5) Voor opgelost biwaterstofcarbonaat geldt: $\text{pK}_{a2} = 10.25$.

a) Welke verhouding carbonaat/monowaterstofcarbonaat moeten we gebruiken om een buffer te krijgen met $\text{pH} = 9.50$?

$[\text{CO}_3^{2-}]/[\text{HCO}_3^-] = 0.18$ (dit is voorbeeld 16.10 op p 728 van het boek)

b) Wat is de pH van een oplossing van 2.15 g binatriumcarbonaat en 4.40 g natriumwaterstofcarbonaat in 500 ml water?

$\text{Na}_2\text{CO}_3 = 110 \text{ g/mol}$; $\text{NaHCO}_3 = 88 \text{ g/mol}$.

2.15 g $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 0.0195 \text{ mol}$; 4.40 g $\text{NaHCO}_3 = 0.0500 \text{ mol}$.

$\text{pH} \sim \text{pK}_a + \log ([\text{CO}_3^{2-}]_{\text{initieel}}/[\text{HCO}_3^-]_{\text{initieel}}) = 10.25 + \log 0.39 = 9.84$

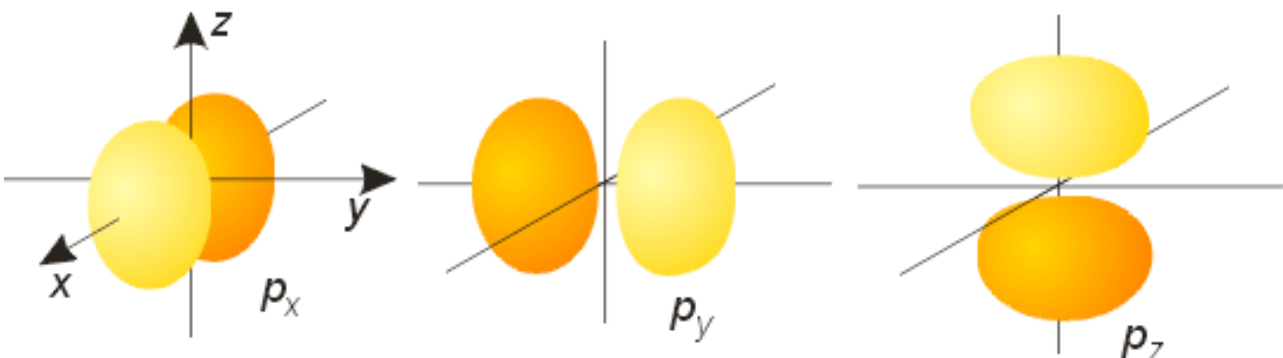
c) We lossen 1.2 g NaOH op de oplossing die bij vraag b gemaakt is. Wat is nu de pH? 0.030 mol OH^- dus 0.030 mol $[\text{CO}_3^{2-}]$ meer en 0.030 mol $[\text{HCO}_3^-]$ minder. Met de nieuwe getallen weer invullen: $\text{pH} \sim \text{pK}_a + \log ([\text{CO}_3^{2-}]_{\text{initieel}}/[\text{HCO}_3^-]_{\text{initieel}}) = 10.25 + 0.39 = 10.64$

d) We lossen 0.010 mol HCl op in de oplossing die bij vraag b gemaakt is. Wat is nu de pH?

0.010 mol $[\text{CO}_3^{2-}]$ minder en 0.010 mol $[\text{HCO}_3^-]$ meer ten opzichte van vraag b. Met de nieuwe getallen weer invullen: $\text{pH} \sim \text{pK}_a + \log ([\text{CO}_3^{2-}]_{\text{initieel}}/[\text{HCO}_3^-]_{\text{initieel}}) = 10.25 - 0.80 = 9.45$

6)

a) Teken de atomaire p-orbitalen en geef ze de juiste benaming.

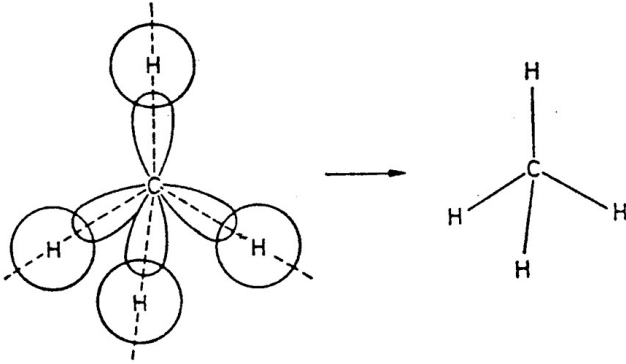


b) Hoeveel elektronen kunnen er in elke orbitaal en wat onderscheid deze elektronen?
2: 1 spin up en 1 spin down.

c) Wat is hybridisatie?

Het combineren van atomaire orbitalen tot moleculaire orbitalen.

d) Teken de hybridisatie in methaan.



7) Eerstejaars:

Leg uit hoe Röntgendiffractie werkt en wat voor informatie je ermee kunt vergaren. Schets daarbij op atomair niveau wat er gebeurt.
Zie p 432 van het boek.

Ouderejaars:

Teken de ion-selectieve fluoride electrode en benoem alle onderdelen.

