



OPPGAVE 1 - laboratorieaktivitet:



anode

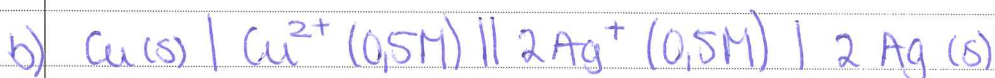
katode



$$E^{\circ}_{\text{celle}} = E^{\circ}_{\text{stoff redusert}} - E^{\circ}_{\text{stoff oksidert}}$$

$$= 0,80 - 0,34$$

$$= \underline{\underline{0,46\text{ V}}}$$



$$E = E^{\circ} - \frac{0,0592\text{V}}{n} \cdot \log Q = 0,46 - \frac{0,0592\text{V}}{2} \cdot \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Ag}^{+}]^2}$$

$$= 0,46 - \frac{0,0592\text{V}}{2} \cdot \log \frac{0,50}{0,50^2}$$

$$= \underline{\underline{0,451\text{ V}}}$$



$$\Delta t = 8^{\circ}\text{C}$$

spesifikkvarme = 3,90 J/g $^{\circ}$ C

mol NaOH: 2,00 g $\left(\frac{1\text{ mol}}{39,998\text{ g}}\right) = 0,05\text{ mol.}$

Siden vi har 100 mL dest. vann får vi: $\frac{0,05\text{ mol}}{0,100\text{ L}} = 0,5$

i 100 mL har vi da 0,5 mol NaOH.

varmeenergi = spesifikkvarme \cdot masse \cdot temperaturering

$$= 3,90\text{ J/g}^{\circ}\text{C} \cdot 2,00\text{ g} \cdot 8,0^{\circ}\text{C}$$

$$= 62,4\text{ J}$$

$$\Delta H = \frac{62,4\text{ J}}{0,5\text{ mol}} = \underline{\underline{124,8\text{ J/mol}}}$$



Emnekode : KJ 111
Kandidatnr. : 4422
Dato : 12.12.12
Ark nr. : 2 av 9

d) Spesifikk varme defineres som hvor mye varme, da energi, som kreves for å endre temperaturen med 1°C til 1 gram stoff.



OPPGAVE 2 - gasser, støkiometri, løselighet og redoksreaksjoner



vi har 2,0 g NO og 0,050 g H₂.

Hvor mange mL H₂O dannes ved STP (760 torr og 273 K)

$$\text{mol NO: } 2,00 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol}}{30,01 \text{ g}} \right) = 0,067 \text{ mol}$$

$$\text{mol H}_2: 0,050 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol}}{2,016 \text{ g}} \right) = 0,025 \text{ mol}$$

I reaksjonsligningen ser vi at det er et 1-1 forhold mellom H₂ og NO, dermed har vi for lite H₂ som da er en begrensende reaktant. Derfor bruker vi mol H₂ videre.

$$\text{mol H}_2\text{O: } 0,025 \text{ mol H}_2 \left(\frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol H}_2} \right) = 0,025 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$\text{mL H}_2\text{O: } PV = nRT \quad V = \frac{nRT}{P}$$

$$P = 760 \text{ torr} = 1 \text{ atm} \quad R = 0,082 \text{ Latm/K mol}$$

$$T = 273 \text{ K} \quad n = 0,025 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$V = \frac{0,025 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ Latm/K mol} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

$$V = 0,559 \text{ L} \leftrightarrow 559 \text{ mL}$$

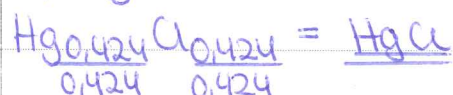
b) forbindelse består av: 84,98% Hg og 15,02% Cl

Den empiriske formelen:

Siden prosentene tilsammen blir 100% kan vi anta vi har 100 g.

$$84,98 \text{ g Hg} - \text{mol Hg: } 84,98 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol}}{200,6 \text{ g}} \right) = 0,424 \text{ mol}$$

$$15,02 \text{ g Cl} - \text{mol Cl: } 15,02 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ mol}}{35,45 \text{ g}} \right) = 0,424 \text{ mol}$$





Molekylformelen når molekylmassen er 472g:

- Siden det er et 1-1 forhold mellom HgCl finner man først molekylmassen til denne forbindelsen. Deretter deler man molekylmassen 472 på molekylmassen for forbindelsen. Dette forholdet vil være antall atomer i molekylformelen.

Molekylmasse: HgCl: $200,6 + 35,45 = 236,05 \approx 236$

$$\frac{472}{236} = 2$$

Molekylformelen: Hg₂Cl₂



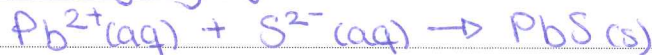
Denne ligningen er ikke balansert, og ved hjelp av løslighets tabell kan man finne ut hvem som er løslig og ikke. Uten løslighetstabell vet man at alle nitrater er lett løslig. Dermed blir ligningen:



ioneligning:



netto ioneligning: fjerner tilskuer ionene:



d) Balanser ligningen etter metoden med halvreaksjoner - skjer i surt miljø.





Emnekode : KJ 111
 Kandidatnr. : 4422
 Dato : 12.12.12
 Ark nr. : 5 av 9

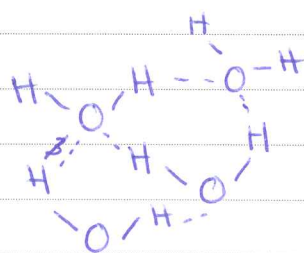
OPPGAVE 3 - Bindinger og syre-base titreringer.

a) Elektronegativitet:

Noe som sier noe om hvor mye atomer trekker til seg elektroner. Om et atom er veldig elektronegativt vil det lettere ta til seg elektroner. Disse finnes overst til høyre i det periodiske system. Oksygen er et slikt stoff. Elektronegativitet kan også si noe om hvordan bindinger det er mellom atomer i en forbindelse. Dette finner man ved å ta elektronegativiteten til det ene stoffet minus det andre (alltid positive resultater). Om summen er over 1,7 er det ionebinding mellom atomene. Er det mellom 1,7 og 1,0 er det en ~~kovalent~~ kovalent binding, men når det er under 1,0 er det en dipol binding.

b) Forskjellen mellom intermolekylære og intramolekylære bindinger er at intermolekylære bindinger er i en forbindelse mellom atomer, mens intramolekylære ~~bindinger~~ bindinger er mellom forbindelser og molekyler.

De intermolekylærebindingene i H_2O er noe som kalles polare kovalente bindinger. Dette skyldes at molekylet har to poler med motsatte ladninger. (Fordi det er vinkel mellom H-atomene og O -atomet). Oksygen atomet og hydrogenatomene deler elektroner, som vil være nærmere oksygenet pga dets elektronegativitet. Hydrogenatomene i H_2O kan også danne hydrogenbindinger med andre oksygen atomer. Hydrogenbindinger er en spesiell dipol-dipol binding.



Dette skjer ved at oksygen ikke er mettet og har stor elektronegativitet slik at de vil trekke til seg hydrogen som har lav elektronegativitet.

(Dipol-dipol binding vil si at det dannes svake bindinger



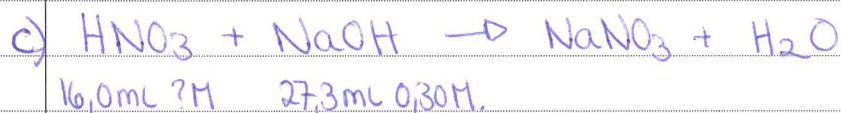
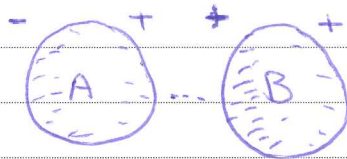
Emnekode : KU 111
Kandidatnr. : 4422
Dato : 12.12.12.
Ark nr. : 6 av 9

mellom positive deler og ~~hos~~ et molekyl og en negativ del fra et annet molekyl)

intermolekylær binding.

Hos $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ er det kovalente bindinger. Det vil si at hydrogen atomene og karbonatomene deler elektronene. Her vil det ikke være to poler med ulike ladninger fordi alle karbonatomene er mettet av hydrogenbindinger. Det vil heller ikke kunne dannes hydrogenbindinger med andre $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ pga mettet karbonatomer. Derfor vil det heller ikke kunne dannes dipol-dipol bindinger. Det kan derimot danne hydrogen bindinger med andre stoffer, som da H_2O .

Noe begge har er london krefter. Dette er krefter mellom molekyl og atomer. Det skyldes at elektronene i en forbindelse hele tiden er i bevegelse, og da vil det alltid være en liten sannsynlighet for at de kan være på en side. Da dannes det momentane dipoler, slik at det i et lite øyeblikk er krefter mellom dem. Dette er da intramolekylære bindinger.



$$\text{mol NaOH} = 27,3 \text{ ml} \left(\frac{0,30 \text{ mol}}{1000 \text{ ml}} \right) = 8,19 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

1-1 forhold mellom NaOH og HNO_3 .

$$\text{mol HNO}_3 = 8,19 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{kons HNO}_3 = \left(\frac{8,19 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{16,0 \text{ ml}} \right) \left(\frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ L}} \right) = \underline{\underline{0,51 \text{ M HNO}_3}}$$



Emnekode : KJ 111
Kandidatnr. : 4422
Dato : 12.12.12
Ark nr. : 7 av 9

d) En kjemisk forbindelse som er en sterk elektrolytt har som kjennetegn at den i vann dissosierer 100%. Dette skyldes svake intramolekylære bindinger. Det vil si at den løses opp når den kommer i ~~en~~ vann.



OPPGAVE 4 - fortynning, uløselighet, pH og løselighet

- a) 600 mL 0,80 M NH_3 skal lages av
? mL 6,0 M NH_3

$$V_i M_i = V_f M_f$$

$$V_i = ?x \quad V_f = 600 \text{ mL}$$

$$M_i = 6,0 \text{ M} \quad M_f = 0,80 \text{ M}$$

$$6,0x = 600 \text{ mL} \cdot 0,80 \text{ M} \quad | : 6,0$$

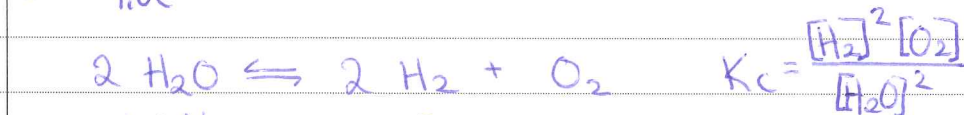
$$x = \frac{600 \text{ mL} \cdot 0,80 \text{ M}}{6,0 \text{ M}}$$

$$\underline{x = 80 \text{ mL}}$$

- b) $2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \quad K_c = 5,5 \cdot 10^{-10}$

4,0 mol H_2O plasseres i en 4,0 L beholder ved 2000°C

gir $\frac{4,0 \text{ mol}}{4,0 \text{ L}} = 1,0 \text{ M}$



S 1,0 M 0 0

E - 2x + 2x + x

L 1,0 - 2x \approx 1,0 2x x

Siden K_c verdien er så lav megisjerer jeg x hos H_2O

$$5,5 \cdot 10^{-10} = \frac{(2x)^2 \cdot x}{(1,0)^2} = \frac{4x^2 \cdot x}{1,0}$$

$$5,5 \cdot 10^{-10} = 4x^3 \quad | : 4$$

$$1,375 \cdot 10^{-10} = x^3 \quad \text{ved å ta 3 kvadratroter får vi x.}$$

$$\underline{5,16 \cdot 10^{-4} = x}$$

$$[\text{O}_2] = 5,16 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = 5,16 \cdot 10^{-4} \cdot 2 = 1,03 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = 1,0 - 1,03 \cdot 10^{-3} \approx 1,0 \text{ M}$$



Emnekode : KJ111
 Kandidatnr. : 4422
 Dato : 12.12.12
 Ark nr. : 9 av 9

c) 0,7 M NH_3 NH_4^+ $K_a = 5,6 \cdot 10^{-10}$ $\text{pH} = ?$



S 0,7 M 0,7 M 0,7

E +x +x -x

L 0,7-x ~~0,7~~x 0,7x
 -negl. +negl. -negl.

Siden K_a er så liten er det trygt å
 neglisjere dekk x'ene

$$K_a = \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3][\text{H}^+]} \rightarrow [\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$[\text{H}^+] = 5,6 \cdot 10^{-10} \cdot \left(\frac{0,7}{0,7}\right)$$

$$[\text{H}^+] = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{pH} = -\log 5,6 \cdot 10^{-10} = \underline{\underline{9,29}}$$

d) den molare løsligheten av CaF_2 i vann og i 0,5 M HF

$$K_{sp} = 4,0 \cdot 10^{-11}$$



S 0 0

E +x +2x

L x 2x

$$4,0 \cdot 10^{-11} = x \cdot (2x)^2 = 4x^3 \quad | :4$$

$$1,0 \cdot 10^{-11} = x^3$$

$$\underline{\underline{2,15 \cdot 10^{-4} = x}} \quad \text{den molare løsligheten til } \text{CaF}_2 \text{ i vann er } \underline{\underline{2,15 \cdot 10^{-4} \text{ M}}}$$

i 0,5 M HF - her er det felles ion (F^-)



S 0 0,5 M

E +x +2x

L x 0,5+2x negl pga lav K_{sp}

$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2$$

$$K_{sp} = 4,0 \cdot 10^{-11}$$

$$4,0 \cdot 10^{-11} = x \cdot (0,5)^2 = x \cdot 0,25 \quad | :0,25$$

$$\underline{\underline{1,6 \cdot 10^{-10} = x}}$$

$$\text{Den molare løsligheten til } \text{CaF}_2 \text{ i 0,5 M HF er } \underline{\underline{1,6 \cdot 10^{-10} \text{ M}}}$$