

① ② Er zijn 4 H-atomen die kunnen worden gesubstitueerd door Cl:

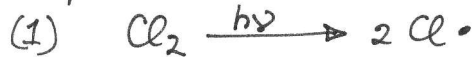
$\text{CH}_3\text{Cl}$  monochloormethaan

$\text{CH}_2\text{Cl}_2$  dichloormethaan

$\text{CHCl}_3$  trichloormethaan ("chloroform")

$\text{CCl}_4$  tetrachloorkoolstof

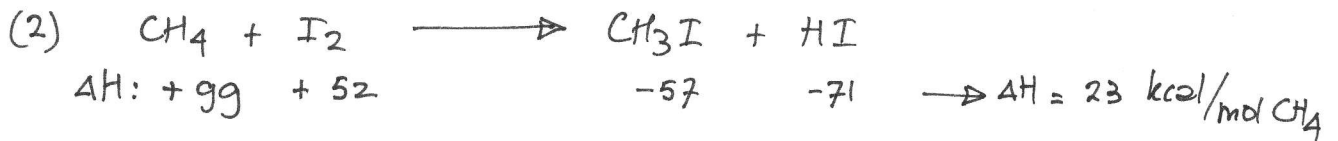
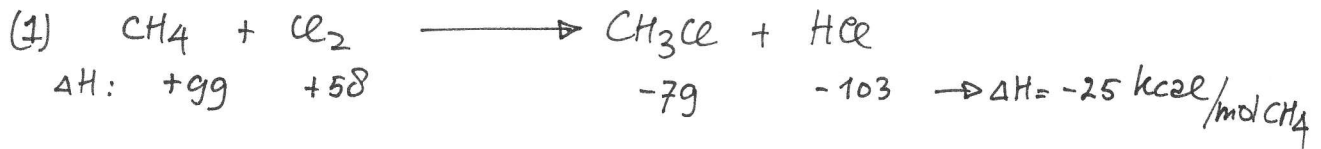
③ Het is een "fotolyse" (splijting door licht,  $h\nu$ ), waarbij radicalen een rol spelen in het reactieverloop:



(doorn: (2), (3), (2), (3), enz.)

④ I is minder elektronegatief en waarschijnlijk niet in staat in stap (2) een H-atoom te abstraheren.

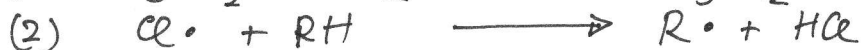
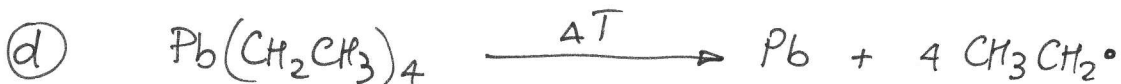
Het is ook te verklaren vanuit de berekening van de reactie-enthalpie: (tabellenboekje: tabel 40 en 43)



Reactie (1) is exotherm, reactie (2) is endotherm.

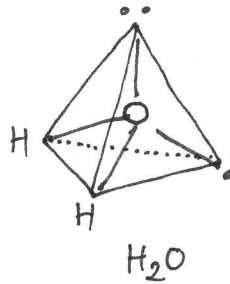
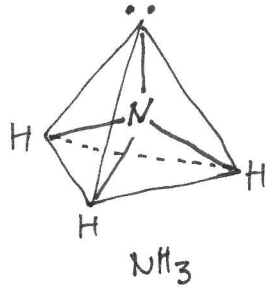
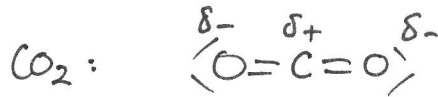
Entropie-verandering  $\Delta S$  is voor (1) en (2) in principe gelijk

$\rightarrow$  Reactie (2) zal niet spontaan verlopen.



(gevoerd door (2)-(3)-(2)-(3)-enz.)

② ② structuur van de moleculen:



(1) CO<sub>2</sub> heeft een structuur die volledig symmetrisch is. Het centrum van negatieve lading én dat van positieve lading vallen samen op de plaats van het C-atoom. CO<sub>2</sub> heeft géén dipoolmoment.  
 → NH<sub>3</sub> en H<sub>2</sub>O hebben een 2-symmetrische structuur en kunnen dus een dipoolmoment hebben.

(2) Uit tabellenboekje, tabel 40, blijkt dat de elektronegativiteit van O (=3,5) groter is dan die van N (=3,0). Het δ<sup>+</sup>/δ<sup>-</sup> verschil in de H-O-binding is groter dan in de H-N-binding.

(3) Het NH<sub>3</sub> molecuul bevat 1 vrij elektronenpaar, het H<sub>2</sub>O molecuul bevat 2 vrije elektronenparen.

Op grond van (2) en (3) is het waarschijnlijk dat het dipoolmoment van H<sub>2</sub>O groter is dan van NH<sub>3</sub>.

(tabellenboekje, tabel 45: μ(CO<sub>2</sub>) = 0, μ(NH<sub>3</sub>) = 5,0, μ(H<sub>2</sub>O) = 6,1)

(b) Hoe sterker de polariteit is van moleculen, des te groter zullen de intermoleculaire krachten zijn:  $\boxed{-+} \boxed{-+} \dots$

De moleculen zullen dus moeilijker van elkaar kunnen

worden gehaald → hoe polairder, des te hoger kookpunt.

tabellenboekje, tabel 7: T<sub>k</sub>(CO<sub>2</sub>) = 82 K, T<sub>k</sub>(NH<sub>3</sub>) = 240 K

T<sub>k</sub>(H<sub>2</sub>O) = 373 K

3.

c) Polaire stoffen voelen zich tot elkaar aangetrokken.  
Het polaire ammoniak zal beter oplossen in (polaire) water dan het apolaire koolstofdioxide.

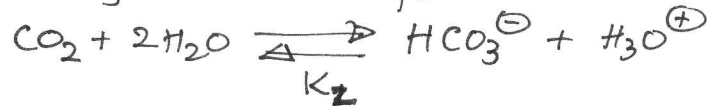
Tabellenboekje, tabel 11:

Bij  $T = 25^\circ\text{C}$  en  $p = 1\text{ atm}$ .

- $\text{NH}_3$ : 623 l lost op in 1 l water
- $\text{CO}_2$ : 0,753 l lost op in 1 l water

d) " $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ "

Een  $\text{CO}_2$ -oplossing in water heeft een zuur karakter:



tabel 11 (zie c): 0,753 l  $\text{CO}_2(\text{g})$  lost op in 1 l water ( $25^\circ\text{C}$ )  
 tabel 1: ( $25^\circ\text{C}$ ) 1 mol GAS = 22,4 l  
 in een verzadigde oplossing geldt:  $[\text{CO}_2] = \frac{0,753}{22,4} \approx 0,034 \text{ mol/l}$

Voor het evenwicht geldt:

$$K_2 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]}$$

daarbij is  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCO}_3^-]$

volgens tabel 26 is  $K_2 = 3,5 \cdot 10^{-7}$

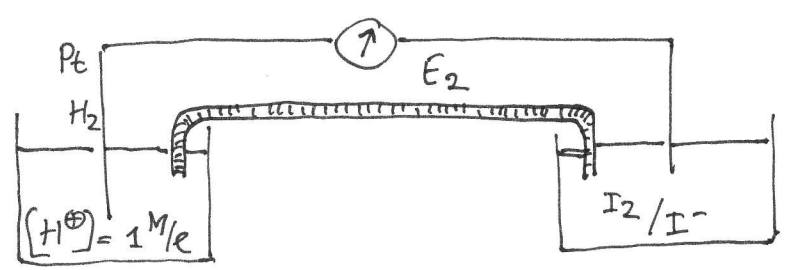
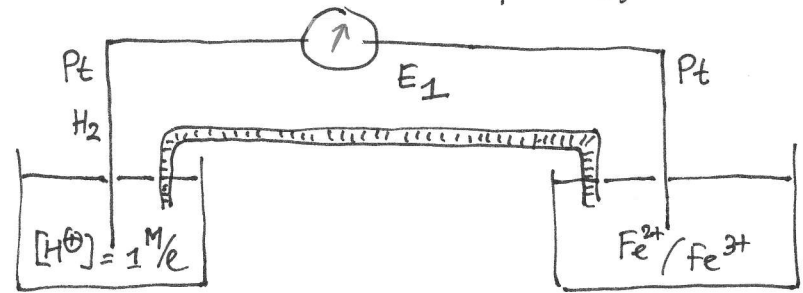
$$\rightarrow 3,5 \cdot 10^{-7} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{0,034} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 1,2 \cdot 10^{-8}$$

$$\text{dus } -2 \log[\text{H}_3\text{O}^+] = 8 - \log 1,2$$

$$2 \cdot \text{pH} = 8 - 0,80 = 7,20$$

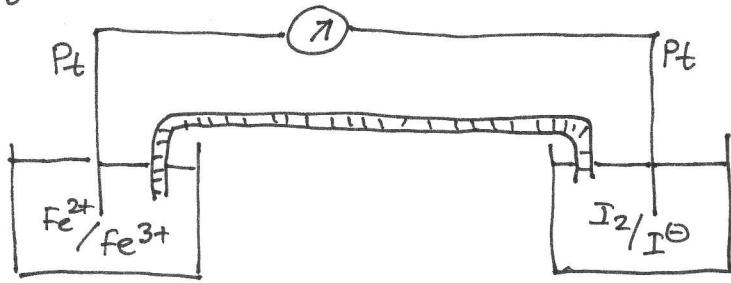
$$\rightarrow \text{pH} = 3,6$$

3 2



zoutbrug

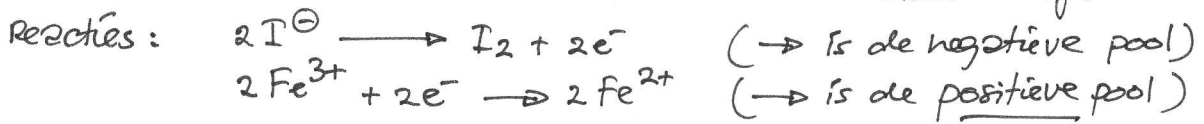
b) meting:



tabel 25 (normaalpotentials):

$$E_0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = + 0,75 \text{ V}$$

$$E_0(\text{I}_2/\text{I}^-) = + 0,58 \text{ V} \rightarrow \text{is "onedeler", dus staat } e^- \text{ af.}$$



c) gegeven:  $\Delta E = 0,23 \text{ V}$

$$\text{dus: } 0,75 + \frac{0,06}{1} \log \frac{1}{1} - 0,58 - \frac{0,06}{2} \log \frac{[\text{I}_2]}{0,01} = 0,23$$

$$\rightarrow 0,03 \log [\text{I}_2] - 0,03 \log 10^{-2} = -0,23 - 0,58 + 0,75$$

$$\rightarrow 0,03 \log [\text{I}_2] = -0,06 - 0,06 = -0,12$$

$$\rightarrow \log [\text{I}_2] = -\frac{0,12}{0,03} = -4$$

$$\rightarrow [\text{I}_2] = 10^{-4} \text{ mol I}_2/\text{l}$$

d) De stroomsterkte neemt af tot evenwicht is bereikt.

Dan geldt:  $E_1 = E_2$ , dus:

$$0,75 + \frac{0,06}{2} \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]^2}{[\text{Fe}^{2+}]^2} = 0,58 + \frac{0,06}{2} \log \frac{[\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2}$$

Het evenwicht is:  $2 \text{I}^- + 2 \text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2 \text{Fe}^{2+}$

$$K = \frac{[\text{I}_2] \cdot [\text{Fe}^{2+}]^2}{[\text{I}^-]^2 \cdot [\text{Fe}^{3+}]^2}$$

$$\rightarrow \frac{0,06}{2} \log \frac{[\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2} - \frac{0,06}{2} \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]^2}{[\text{Fe}^{2+}]^2} = 0,75 - 0,58 = 0,17$$

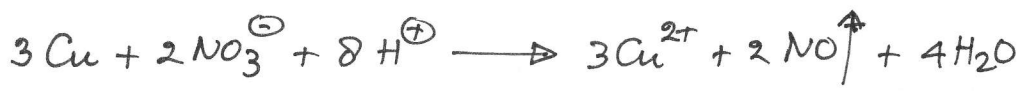
$$\rightarrow \log \frac{[\text{I}_2] \cdot [\text{Fe}^{2+}]^2}{[\text{I}^-]^2 \cdot [\text{Fe}^{3+}]^2} = \log K = \frac{0,17 \cdot 2}{0,06} = 5,666 \dots$$

$$\rightarrow K = 4,63 \cdot 10^5$$

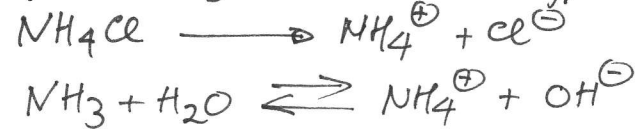
④ ② NO is bestendig bij kamertemperatuur  
 vanwege de (hoge) activeringsenergie  
 van de dissociatiereactie.  
 $2 \text{NO} \rightleftharpoons \text{N}_2 + \text{O}_2$  (in evenwicht met lucht  $\text{N}_2/\text{O}_2$ )

Bij zeer hoge T verschuift het evenwicht naar links, omdat  
 (wet van't Hoff/Le Chatelier) de reactie naar links endotherm is

⑤ b) Reactie van metaal, met verdund salpeterzuur  
 → Cu, want dan is er geen  $\text{H}_2$ -ontwikkeling.



⑤ ② 2 mol  $\text{NH}_4\text{Cl}$  oplossen in 1 l water → en ontstaat  $\text{NH}_4^+$ .  
 Door toevoegen van  $\text{NH}_3$  ontstaat een buffer-oplossing



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

(tabel 26 (Ionisatieconstanten):  
 →  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$   $\text{p}K_2 = 9,2$   
 →  $\text{p}K_b = 4,8$ )

$$-\log K_b = -\log [\text{OH}^-] - \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

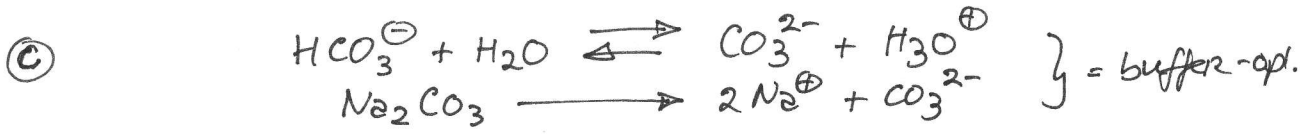
$$\text{p}K_b = \text{pOH} - \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

$$4,8 = 4,8 - \log 2 + \log [\text{NH}_3]$$

$$\rightarrow \log [\text{NH}_3] = \log 2 \rightarrow [\text{NH}_3] = 2 \text{ mol/l}$$

tabel 1: 1 mol GAS = 22,4 l bij  $T = 273 \text{ K}$   
 → bij 298 K (25°C) is 2 mol GAS  $\frac{298}{273} \cdot 44,8 = 49 \text{ l NH}_3(\text{g})$

⑥ Bij hogere concentraties van de componenten zijn dus méér  
 deeltjes aanwezig om toevoering van zuur/base "op te vangen".



tabel 26:  $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$  :  $\text{p}K_2 = 10,2$

(6.)

$$K_2 = \frac{[\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{\oplus}]}{[\text{HCO}_3^{\ominus}]}$$

$$\rightarrow \text{p}K_2 = \text{pH} - \log \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^{\ominus}]}$$

$$10,2 = 9,2 - \log \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{2} \rightarrow \log \frac{2}{[\text{CO}_3^{2-}]} = 1$$

$$\text{dus: } \frac{2}{[\text{CO}_3^{2-}]} = 10$$

$$\rightarrow [\text{CO}_3^{2-}] = 0,2 \text{ mol/l}$$

Deze heeft dus een zwakkere bufferende werking dan die onder (2), omdat minder "component"-deeltjes aanwezig zijn; kleinere [ ].

John van den Bergert