



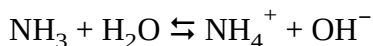
Module 1

Zuren en basen
Energie
Reactiesnelheid
Evenwichten

UITWERKINGEN

Ammoniak

- 01** Een oplossing met $\text{pH} > 7$ is basisch. Hierin komen ionen OH^- voor. Deze worden gevormd door reactie van NH_3 met water:



Omdat NH_3 een zwakke base is (zie tabel 49), staat er een evenwichtspijl.

- 02** Je begint met 0,120 mol NH_3 (in 1,0 L). Uit de gegeven pH kun je uitrekenen hoeveel mol OH^- er ontstaat. Je weet dan ook hoeveel mol NH_3 er over blijft en dit kun je omzetten in een percentage.

Er geldt: $\text{pH} + \text{pOH} = 14,00$ en $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$ (zie tabel 38A).

Dus $\text{pOH} = 14,00 - \text{pH} = 14,00 - 11,0 = 3,0$

en $[\text{OH}^-] = 10^{-3,0} = 1,0 \cdot 10^{-3}$ mol per liter.

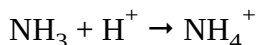
Van de 0,120 mol NH_3 wordt er $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol (= 0,0010 mol) omgezet.

Er blijft over: $0,120 - 0,0010 = 0,119$ mol NH_3 .

Dat is $\frac{0,119}{0,120} \times 100\% = 99,2\%$.

- 03** Zoutzuur is een oplossing van HCl in water (zie tabel 66A). Het is een sterk zuur (zie tabel 49), dus wordt het als H^+ genoteerd in de reactievergelijking.

Ammoniak is een zwakke base (zie tabel 49) en noteer je ongesplitst (dat blijkt ook uit het antwoord van onderdeel 2, want 99,2% van de ammoniakmoleculen zijn ongesplitst):



- 04** Je moet hiervoor eerst het aantal mol (of mmol) van NH_3 weten. Dit volgt uit het volume (25,0 mL) en de molariteit ($0,120 \text{ M} \triangleq 0,120 \text{ mol L}^{-1} \triangleq 0,120 \text{ mmol mL}^{-1}$).

Er geldt: $\text{volume} \times \text{molariteit} = \text{aantal (m)mol}$

Dus $25,0 \text{ mL} \times 0,120 \text{ mmol mL}^{-1} = 3,00 \text{ mmol NH}_3$.

Dan kun je, via de molverhouding, het aantal mmol H^+ (= aantal mmol HCl) berekenen.

De molverhouding volgt uit de reactievergelijking bij onderdeel 3 en die is 1 : 1.

Er is dus 3,00 mmol HCl nodig.

Ook nu geldt weer: $\text{volume} \times \text{molariteit} = \text{aantal (m)mol}$.

Het volume is onbekend, dus $\text{volume} = \frac{\text{aantal mmol}}{\text{molariteit}} = \frac{3,00 \text{ mmol}}{0,20 \text{ mmol mL}^{-1}} = 15 \text{ mL}$.

Zwavelzuur

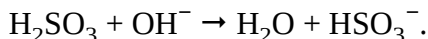
- 05** $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$
 $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- 06** $\text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HSO}_4^-$
 Je moet hier geen H^+ ionen laten ontstaan. Het gaat hier alleen om het oplossen van het zout en niet om de protolyse van HSO_4^- .
- 07** $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$ (zie tabel 38A), dus $[\text{H}^+] = 10^{-1,54} = 0,029 \text{ M}$.
 Dit betekent dat 0,029 mol van de oorspronkelijke 0,10 mol HSO_4^- een H^+ heeft afgestaan (per liter).
 Procentueel is dat: $\frac{0,029}{0,10} \times 100\% = 29\%$
- 08** In de oplossing van NaHSO_4 vindt het volgende evenwicht plaats (zie onderdeel 5):
 $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
 Als de ontstane SO_4^{2-} ionen in contact komen van Ba^{2+} uit de oplossing van BaCl_2 , zal er een neerslag van BaSO_4 ontstaan (zie tabel 45A).
 $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$
- 09** In de oplossing van NaHSO_4 vindt het volgende evenwicht plaats (zie onderdeel 5):
 $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
 Door de reactie met Ba^{2+} worden de SO_4^{2-} ionen aan dit evenwicht onttrokken. Er is dan sprake van een *aflopend evenwicht*. Er zal steeds meer HSO_4^- worden omgezet, waarbij ook steeds meer H^+ ontstaat. Deze toename van H^+ zorgt voor een daling van de pH.

Zwavedioxide

- 10** $2 \text{C}_2\text{H}_5\text{SH} + 9 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{SO}_2$
- 11** $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$ (zie tabel 38A), dus $[\text{H}^+] = 10^{-3,50} = 3,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.
 Gegeven: $\text{H}_2\text{SO}_4 : \text{H}^+ = 1 : 2$. Er is dus $\frac{3,2 \cdot 10^{-4}}{2} = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2\text{SO}_4$ opgelost in 1,0 liter regenwater $\triangleq 0,16 \text{ mmol}$.
 Molmassa H_2SO_4 : $98,079 \text{ g mol}^{-1} \triangleq 98,079 \text{ mg mmol}^{-1}$.
 Aantal mg H_2SO_4 : $0,16 \text{ mmol} \times 98,079 \text{ mg mmol}^{-1} = 16 \text{ mg}$.
- 12** Zuur regenwater bevat ionen H^+ (ook van andere zuren dan zwavelzuur).
 Calciumcarbonaat is CaCO_3 en is een slecht oplosbaar zout. Het carbonaation is de base en kan 2 H^+ opnemen. Hierbij ontstaat H_2CO_3 dat uiteenvalt in H_2O en CO_2 :
 $2 \text{H}^+ + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- 13** In zuurder regenwater is de concentratie H^+ groter. Er zijn dan meer effectieve botsingen mogelijk, waardoor de reactie sneller verloopt.
- 14** Er zijn twee mogelijkheden waarbij SO_2 *snel* kan worden omgezet.

1. Met een zuur-basereactie.

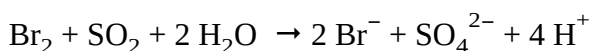
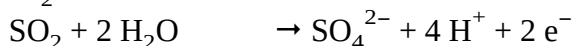
In tabel 49 staat de combinatie $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$ aangegeven als het zwakke zuur H_2SO_3 . Met loog (bevat ionen OH^-) kan het worden omgezet volgens:



Ook goed is: $\text{SO}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{HSO}_3^-$.

2. Met een redoxreactie (zie tabel 48).

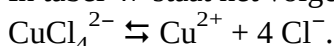
SO_2 kan als reductor reageren met broom (in de vorm van broomwater):



Complexe ionen



- 16 In tabel 47 staat het volgende evenwicht:



De ligging van het evenwicht bepaalt of er vooral ionen Cu^{2+} (blauw) of vooral ionen CuCl_4^{2-} (geel) aanwezig zijn.

In geconcentreerd zoutzuur is de concentratie Cl^- hoog. Dit zorgt er voor dat het evenwicht wat meer naar links verschuift. Er ontstaan (meer) ionen CuCl_4^{2-} . De gele kleur van de ionen CuCl_4^{2-} en de blauwe kleur van de ionen Cu^{2+} zorgen samen voor een groene kleur.

N.B. In feite hebben de ionen geen kleur. Door elektronenovergangen in combinatie met de watermoleculen om de ionen wordt een bepaalde kleur waargenomen.

- 17 Endotherm betekent dat er warmte nodig is. Deze warmte zal aan de omgeving worden onttrokken. De omgeving (hier: de oplossing) wordt kouder. Dit is te meten met een thermometer. Die zal een temperatuurdaling laten zien.

Reactiesnelheid

- 18 Zoutzuur bevat ionen H^+ . Calciumcarbonaat is CaCO_3 en is een slecht oplosbaar zout. Het carbonaation is de base en kan 2 H^+ opnemen. Hierbij ontstaat H_2CO_3 dat uiteenvalt in H_2O en CO_2 : $2 \text{H}^+ + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- 19 Ze gebruiken een overmaat zoutzuur. De hoeveelheid gas die ontstaat wordt dan bepaald door de hoeveelheid calciumcarbonaat die ze gebruiken. En ze gebruiken allemaal 5,0 gram calciumcarbonaat.
- 20 Vergelijk Loes en Ruud: Allebei dezelfde temperatuur, maar gepoederd calcium-carbonaat heeft een groter oppervlak dan brokjes calciumcarbonaat. Bij Ruud gaat de reactie sneller dan bij Loes.

Vergelijk Ruud en Frans: ze gebruiken allebei gepoederd calciumcarbonaat, maar bij Frans is de temperatuur hoger. Dit zorgt voor een snellere reactie.

De snelste reactie wordt weergegeven door de grafiek die het snelste stijgt. Dus I hoort bij Frans, II hoort bij Ruud en III hoort bij Loes.

Onbekend zuur

- 21** De leerlinge constateert dat bij het destilleren de temperatuur constant blijft. Dit wijst er op dat de stof een *kookpunt* heeft en dus een zuivere stof is. Onzuivere stoffen die gedestilleerd worden, vertonen een *kooktraject*.
- 22** In tabel 52 A kun je vinden dat thymolblauw geel is boven $\text{pH} = 2,8$ en beneden $\text{pH} = 8,0$ en dat methylooranje rood is beneden $\text{pH} = 3,2$. De oplossing voldoet alleen aan beide voorwaarden als $2,8 \leq \text{pH} \leq 3,2$.
- 23** Een kenmerk van een sterk zuur is dat de pH stijgt met één eenheid als de oplossing $10\times$ wordt verdund. Als de pH met minder dan één eenheid stijgt, is het zuur zwak. Dat laatste zie je ook in de tabel. De oplossing is steeds $10\times$ verdund, maar de pH stijgt met iets meer dan een halve eenheid.
- 24** Als het zuur één ion H^+ kan afstaan, zal het met natronloog (= oplossing van NaOH in water; zie tabel 66A) reageren in de molverhouding 1 : 1.
Aantal mmol NaOH : $26,60 \times 0,100 = 2,66$ mmol, dus was er ook 2,66 mmol van het zuur aanwezig $\triangleq 2,66 \cdot 10^{-3}$ mol.
De zure oplossing bevat 10,0 gram zuur per liter; hiervan wordt 25,0 mL (= 0,025 L) gebruikt.
Aantal g gebruikt zuur: $0,025 \text{ L} \times 10,0 \text{ g L}^{-1} = 0,250 \text{ g}$.
Dit komt overeen met $2,66 \cdot 10^{-3}$ mol.
$$\text{Molmassa} = \frac{\text{aantal gram}}{\text{aantal mol}} = \frac{0,250 \text{ g}}{2,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} = 94,0 \text{ gram per mol.}$$

Salmiak

- 25** Ammoniumchloride.
- 26** In tabel 57 staan vormingswarmten in J per mol. Dit zijn waarden die gelden voor de reactie van de genoemde verbinding *uit de elementen*.
De stoffen die voor de pijl staan ga je (denkbeeldig) ontleden in de elementen. Voor de ontledingswarmte moet je het teken omdraaien (+ wordt – en – wordt +).
De stoffen die na de pijl staan ga je (denkbeeldig) vormen uit de elementen.
De optelsom van deze waarden is de gevraagde reactiewarmte.
- $$\begin{array}{lcl}
 \text{HCl:} & \Delta E_{\text{ontleding}} & = +0,923 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1} \\
 \text{NH}_3: & \Delta E_{\text{ontleding}} & = +0,459 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1} \\
 \text{NH}_4\text{Cl:} & \Delta E_{\text{vorming}} & = -3,14 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1} \\
 & & \hline
 & \Delta E_{\text{reactie}} & = -1,76 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}
 \end{array}$$
- 27** Er geldt: $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,50} = 0,0316 \text{ mol per liter}$.
Aantal mol opgelost HCl per 250 mL (= 0,250 L): $0,250 \times 0,0316 = 7,91 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.
Aantal mL HCl: $7,91 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \times 24,0 \text{ L mol}^{-1} \times 1000 = 190 \text{ mL} = 190 \text{ cm}^3$.
- 28** HCl is een sterk zuur. Het splitst volledig in ionen. De leerling zou gelijk hebben als NH_3 een sterke base is. Maar NH_3 is een zwakke base: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$.
Omdat NH_3 een zwakke base, zal de oplossing minder basisch zijn dan wanneer NH_3 een sterke base zou zijn. Minder basisch betekent een minder hoge pH.
De pH van de oplossing zal dus lager zijn dan 12,50.
- 29** Zie onderdeel 26: een negatieve waarde voor $\Delta E_{\text{reactie}}$ betekent een exotherm proces. Er wordt vanuit de stof beredeneerd: Bij een exotherm proces raakt de stof energie kwijt die aan de omgeving wordt afgestaan. De omgeving wordt hierdoor warmer. Ook in oplossing zal de reactie tussen H^+ en NH_3 exotherm zijn. Er wordt een temperatuurstijging waargenomen.

Zilveroxide

- 30** Tussen $t = 20 \text{ s}$ en $t = 40 \text{ s}$ loopt de grafiek steiler dan tussen $t = 40 \text{ s}$ en $t = 60 \text{ s}$.
Er wordt in de 20 seconden tussen $t = 20 \text{ s}$ en $t = 40 \text{ s}$ meer zuurstof gevormd dan in de 20 seconden tussen $t = 40 \text{ s}$ en $t = 60 \text{ s}$. Meer zuurstof per seconde betekent een snellere reactie.
- 31** Aflezen uit de grafiek: er ontstaat maximaal 4,5 mmol O_2 . $\text{Ag}_2\text{O} : \text{O}_2 = 2 : 1$
Er was dus $2 \times 4,5 = 9,0 \text{ mmol Ag}_2\text{O}$ aanwezig $\cong 9,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.
Molmassa $\text{Ag}_2\text{O} = 231,74 \text{ gram mol}^{-1}$.
Aantal gram Ag_2O : $9,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \times 231,74 \text{ gram mol}^{-1} = 2,1 \text{ gram}$.

Blikje voedsel

- 32** $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
- 33** Uit O^{2-} (in CaO) is OH^- ontstaan. O^{2-} heeft dus een H^+ opgenomen.
Uit H_2O is ook OH^- ontstaan. H_2O heeft dus een H^+ afgestaan.
Het is een zuur-basereactie waarbij H_2O het zuur is en O^{2-} (in de vorm van CaO) de base.
- 34** Er staat gegeven dat de reactie gebruikt wordt om voedsel op te warmen. Dat betekent dat de reactie warmte moet afgeven. Het is dus een exotherme reactie.
- 35** De temperatuurstijging bedraagt $70 - 20 = 50\text{ }^\circ\text{C}$.
Hiervoor is nodig: $50 \times 3,9\text{ kJ} = 195\text{ kJ}$.
Dit wordt geleverd door $\frac{195\text{ kJ}}{65\text{ kJ mol}^{-1}} = 3,0\text{ mol CaO}$.
Molmassa $\text{CaO} = 56,077\text{ gram mol}^{-1}$.
Aantal gram CaO : $3,0 \times 56,077 = 1,7 \cdot 10^2\text{ gram}$.

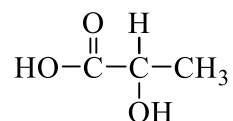
Tandpasta

- 36** Calciumcarbonaat = CaCO_3 en bevat de base CO_3^{2-} . Deze base neutraliseert de aanwezige ionen H^+ zodat de pH verhoogd wordt.
Reactievergelijking: $\text{CaCO}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{HCO}_3^-$.
LET OP: deze reactievergelijking is anders dan die bij onderdeel 12 en 18. Het gaat hier om een geringe $[\text{H}^+]$ afkomstig van zwakke zuren.
- 37** Arginine is een aminozuur. Het bevat de zuurgroep (COOH), maar ook de amino-groep (NH_2). De aminogroep is basisch (vergelijk met NH_3). In de structuurformule van arginine is één zuurgroep aanwezig, maar daarnaast twee NH_2 -groepen en twee NH -groepen. De basische groepen zijn duidelijk in de meerderheid, dus kan arginine bijdragen tot een verhoging van de pH.
- 38** Je kunt een willekeurige waarde voor $[\text{H}^+]$ nemen, bijvoorbeeld $0,10\text{ M}$. De pH is dan $-\log(0,10) = 1,00$.
Als je $[\text{H}^+]$ halveert, krijg je $0,050\text{ M}$. De pH is dan $-\log(0,050) = 1,30$.
De pH is dus met $1,30 - 1,00 = 0,30$ eenheden gestegen.

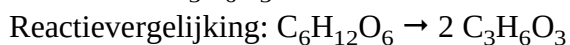
N.B. Dat je een willekeurige waarde voor $[\text{H}^+]$ kunt nemen blijkt als je het wiskundig oplost.
Stel je $[\text{H}^+] = x$, dan geldt voor de toename van de pH:

$$\Delta\text{pH} = -\log(\tfrac{1}{2}x) - -\log(x) = \log(x) - \log(\tfrac{1}{2}x) = \log\left(\frac{x}{\frac{1}{2}x}\right) = \log 2 = 0,30.$$

- 39 In tabel 66 D staat dat hydroxy een OH-groep is. Deze wordt als voorvoegsel genoemd, omdat de zuurgroep belangrijker is (staat hoger in tabel 66 D).



- 40 Melkzuur = $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$.



- 41 Dit kan op twee manieren:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(6,0 \cdot 10^{-6}) = 5,22.$$

Dit is lager dan 5,6. Amylase is dan niet meer actief.

OF

$$\text{Bij pH} = 5,6 \text{ geldt: } [\text{H}^+] = 10^{-5,6} = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ M.}$$

$6,0 \cdot 10^{-6} \text{ M} > 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ M}$, dus bij deze hogere $[\text{H}^+]$ is amylase niet meer actief

- 42 $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$

- 43 Het deeltje HPO_4^{2-} kan zowel zuur als base zijn. In de opgave staat dat door HPO_4^{2-} de pH in de mond hoger wordt. HPO_4^{2-} moet dus met water als base reageren, waarbij OH^- ontstaat: $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$.