

Samenvatting Scheikunde H4

Door: Immanuel Bendahan

Dit hoofdstuk gaat over het meten aan reacties.

Inhoudsopgave

| | |
|---|----------|
| § 1 Zure en basische oplossingen | 1 |
| <i>De pH-waarde</i> | <i>1</i> |
| § 2 Reactiewarmte | 2 |
| <i>Metten van energie</i> | <i>3</i> |
| § 3 Reactiesnelheid | 3 |
| § 4 Massa | 4 |
| § 5 Rekenen aan reacties..... | 4 |

§ 1 Zure en basische oplossingen

Een zure oplossing is een oplossing van een zuur in water. Een basische oplossing is een oplossing van een base in water.

Een zure oplossing smaakt meestal zuur en heeft een typische geur. Een basische oplossing voelt meestal zeepachtig aan.

De pH-waarde

De pH-waarde van een (waterige) oplossing geeft aan hoe zuur of hoe basisch een bepaalde oplossing is. Als een oplossing een pH van 7 heeft, wordt het een neutrale oplossing genoemd. Deze oplossing is niet zuur en niet basisch.

Een zure oplossing heeft altijd een pH-waarde lager dan 7. Een basische oplossing heeft altijd een pH-waarde hoger dan 7.

De pH-waarde van een oplossing wordt bepaald door middel van indicatoroplossingen. Deze indicatoroplossingen veranderen van kleur afhankelijk van de pH-waarde. Deze worden ook wel pH-indicatoren genoemd (zie afbeelding). Naast indicatoroplossingen als pH-indicatoren is er ook nog universeel indicatorpapier, daarop zijn meerdere indicatorstoffen aangebracht die elk een bepaalde kleur aannemen, afhankelijk van de pH-waarde.

| indicator | kleur bij lagere pH-waarden | omslagtraject | | kleur bij hogere pH-waarden |
|------------------|-----------------------------|---------------|-----------|-----------------------------|
| | | pH-waarde | mengkleur | |
| thymolblauw | rood | 1,2-2,8 | oranje | geel |
| methyloranje | rood | 3,2-4,4 | oranje | oranjegeel |
| broomthymolblauw | geel | 6,0-7,6 | groen | blauw |
| fenolrood | geel | 6,6-8,0 | oranje | rood |
| fenolftaleïen | kleurloos | 8,2-10,0 | roze | paars-rood |

Als een zure en een basische oplossing worden gemengd, vindt er een zuur-basereactie plaats. Hierbij neutraliseren ze elkaars pH-waarde. Als twee oplossingen ervoor zorgen dat de pH-waarde bij het neutraliseren 7 wordt, noemen we het een neutralisatiereactie. Je kan een neutralisatiereactie gebruiken om de pH-waarde van een oplossing te bepalen, alleen noemen we de neutralisatiereactie dan wel een titratie.

§ 2 Reactiewarmte

Energie komt in verschillende vormen voor, die weer kunnen worden omgezet in andere energievormen. Bij het omzetten geldt wel de **wet van behoud van energie**. Deze natuurwet houdt in dat er geen energie verloren gaat bij het omzetten van de ene energievorm naar de ander. Voorbeeld: doe je 10 W elektrische energie in een lamp dan komt die 10 W energie uit de lamp als licht en warmte.

Je kan chemische reacties in twee groepen verdelen als je het hebt over hun energie-effect: **endotherme reacties** en **exotherme reacties**.

Reacties waarbij energie vrijkomt, noemen we exotherme reacties. Reacties waarbij voortdurend energie moet worden toegevoegd om de reactie op gang te houden, noemen we endotherme reacties.

Voorbeelden:

Exotherme reactie: het verbranden van hout, als je het hout eenmaal hebt aangestoken blijft het branden.

Bij een exotherme reactie wordt de chemische energie omgezet in een andere energievorm. Hierbij zullen de reactieproducten minder chemische energie bevatten dan de beginstoffen.

Endotherme reactie: het smelten van ijs, als je ophoudt met het verwarmen van het ijs stopt het ijs met smelten. Je moet het ijs dus blijven verhitten (warmte is een vorm van energie) om het te laten smelten.

De afname van de chemische energie wordt aangeduid met het symbool ΔE . De Griekse letter Δ (delta) staat voor het verschil tussen twee waarden.

De **reactiewarmte**, ΔE , is de energie die vrijkomt of de energie die nodig is voor een chemische reactie. De reactiewarmte wordt uitgedrukt in joule per mol (J/mol). Een exotherme reactie heeft altijd een ΔE kleiner dan nul ($\Delta E < 0$). Een endotherme reactie heeft een ΔE groter dan nul ($\Delta E > 0$).

Formule voor het bereken van ΔE :

$$\Delta E = E_{\text{reactieproducten}} - E_{\text{beginstoffen}}$$

De energie die nodig is om een reactie op gang te brengen noemen we **activeringsenergie** en wordt aangeduid met E_{act} . Bij een exotherme reactie zal de reactie door de zelfgevoerde energie bij E_{act} op gang blijven. Bij een endotherme reactie moet er ook na E_{act} energie worden toegevoegd.

Metten van energie

Met een warmtemeter kan de verbrandingswarmte van een stof worden bepaald. Doordat de warmtemeter goed geïsoleerd is, wordt vrijwel alle geproduceerde warmte door het water worden opgenomen. Hierdoor kan je de verbrandingswarmte in joule per kilogram brandstof berekenen. Je maakt hierbij gebruik van de stoffeigenschap van water: de **soortelijke warmte**. De soortelijke warmte is de hoeveelheid warmte in joule die nodig is om een kilogram van een stof met een kelvin (K) te laten stijgen.

Hiervoor gebruiken we de formule:

$$Q = c * m * \Delta T$$

De letters in deze formule staan voor het volgende:

- Q = de hoeveelheid warmte die wordt opgenomen of afgestaan,
- c = de soortelijke warmte van de stof,
- m = de massa van de stof in kg gebruikt bij de test,
- ΔT = de temperatuurverandering ($T_{eind} - T_{begin}$) in K.

§ 3 Reactiesnelheid

De **reactiesnelheid** van een chemische reactie is de snelheid waarmee de reactieproducten worden gevormd of de snelheid waarmee de beginstoffen verdwijnen. Beide kan je meten en toepassen in dezelfde formule:

$$s = \frac{\Delta n}{V * \Delta t}$$

De letters in deze formule staan voor het volgende:

- s = de gemiddelde reactiesnelheid,
- Δn = de toe- of afname in mol van de reactieproducten of beginstoffen,
- V = het volume in liters,
- Δt = het tijdsverschil tussen begin en eind van de meting in seconden.

Je kan een reactie op vier manieren versnellen:

1. De **temperatuur** verhogen.
2. De **concentratie** van de beginstoffen verhogen.
3. De beginstoffen fijner verdelen.
4. Een geschikte **katalysator** gebruiken.

Om te begrijpen hoe deze vier manieren een reactie kunnen versnellen, moet als eerst duidelijk worden hoe een reactie werkt. Een reactie werkt door middel van het **botsende-deeltjesmodel**. Hierbij gaat men ervan uit dat om een reactie succesvol te maken moleculen met elkaar moeten botsen. Als molecuul A tegen molecuul BC botst met voldoende snelheid en op de juiste plek. Ontstaat er een **effectieve botsing**, A en BC worden even ABC en daarna wordt de atoombinding tussen B en C verbroken, die tot een chemische reactie leidt.

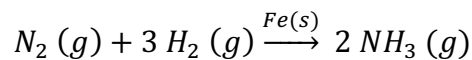
Hierdoor is het ook effectief om de temperatuur te verhogen om een reactie sneller te laten leiden, hierdoor neemt de kans tot effectieve botsingen toe, want de moleculen bewegen heftiger.

De concentratie van een stof verhogen heeft ook te maken met het botsende-deeltjesmodel, want bij een hogere concentratie zitten de moleculen dichter op elkaar en is er meer kans op een effectieve botsing.

De **verdelingsgraad** van de beginstoffen verhogen heeft ook nut, dit komt omdat er dan meer contact oppervlak ontstaat. Zie het als een blok hout, als je deze brandt alleen de buitenkant. Als je het blok hout versnipperd brandt ook de binnenkant mee.

De katalysator laat reacties sneller verlopen. De katalysator zelf wordt niet verbruikt tijdens een reactie en wordt daarom ook boven de reactiepijl geschreven.

Voorbeeld:

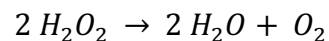


Waarom de katalysator de reactiesnelheid beïnvloed kan niet worden verklaard met het botsend-deeltjes, maar wel door middel van een energiediagram. Een katalysator verlaagt namelijk de activeringsenergie zodat de reactie sneller kan verlopen.

§ 4 Massa

Eeuwenlang dachten mensen dat bij een chemische reactie massa verdween, maar Antoine Lavoisier dacht daar anders over. Hij bewees met behulp van Martinus van Marum (een Nederlander) dat de **wet van massabehoud** of de **wet van Lavoisier** klopte. Door de wet van massabehoud kunnen we ook reactievergelijkingen makkelijk kloppend maken, want er zijn altijd evenveel moleculen links als rechts van de pijl.

Voorbeeld:



Ook weegt alles wat links van de pijl is evenveel als alles wat rechts van de pijl is

§ 5 Rekenen aan reacties

Je kan het aantal mol dat er in een bepaald aantal gram stof zit makkelijk berekenen door middel van de **molverhouding**, zie de onderstaande formule.

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Hierin is n het aantal mol dat je nodig hebt van een bepaalde stof, N het aantal moleculen dat je van een bepaalde stof hebt in een bepaald aantal gram en N_A is de constante van Avogadro ($6,02 * 10^{23}$).

Een alternatief voor de bovenstaande formule is de onderstaande:

$$n = \frac{m}{M}$$

Hierin staat n voor het aantal mol dat je nodig hebt, m voor de massa in grammen en M is de molaire massa van de stof in grammen per mol (g/mol)