**VAVO 4H scheikunde samenvatting H6 Reacties**

Bij alle chemische reacties komt er energie vrij of is er energie nodig.

Bij een exotherme reactie komt er energie vrij omdat de reagerende stoffen energie afstaan aan de omgeving.

Bij een endotherme reactie moet voortdurend energie worden toegevoerd want de reagerende stoffen nemen energie op uit de omgeving.

Wet van behoud van energie: de totale hoeveelheid energie blijft altijd gelijk.

Bij een reactie verdwijnen beginstoffen en ontstaan reactieproducten.

In een energiediagram worden de energieniveaus van een reactie weergegeven.



De activeringsenergie is de energie die nodig is om de bindingen in de deeltjes van de beginstoffen te verbreken. (Eact). Wanneer de activeringsenergie kleiner is dan de energie die vrijkomt, komt er dus energie vrij en is er sprake van een exotherme reactie. De reactiewarmte is de hoeveelheid energie die vrijkomt of de hoeveelheid energie die nodig is bij de chemische reactie (ΔE).

Bij een exotherme reactie: ΔE < 0

Bij een endotherme reactie: ΔE > 0

Reactiewarmte bepalen kan met Q=cmΔT in J. Hierbij kan er wel warmte aan de omgeving ontsnappen.

De reactiewarmte kan bij iedere reactie bepaald worden met de vormingswarmte.

De vormingswarmte is de hoeveelheid energie die vrijkomt bij het vormen van 1 mol van een verbinding uit de elementen. (J/mol). Als de vormingswarmte negatief is, komt er energie vrij.

reactiewarmte=vormingswarmte reactieproducten-vormingswarmte beginstoffen.

Voorbeeld:

Bereken reactiewarmte voor verbranding van methaan?

CH4+2O2→ CO2+2H2O

reactiewarmte=vormingswarmte CO2+2xvormingswartme H2O - vormingswarmte CH4 =

-3,935x10⁵J/mol + 2x -2,86x10⁵ J/mol - -0,76x105 J/mol = 8,90x105 J/mol.

Botsende-deeltjesmodel:

moleculen van stoffen zijn voortdurend in beweging en botsen tegen elkaar, hierdoor ontstaan nieuwe stoffen. Een effectieve botsing is een botsing tussen moleculen die tot een reactie leidt. Hoe meer effectieve botsingen er per tijdseenheid plaatsvinden, hoe sneller de reactie verloopt.

De reactiesnelheid is afhankelijk van:

* de soort stof: sommige stoffen hebben de eigenschap sneller te reageren dan andere stoffen. Deze factor heeft alleen te maken met de stofeigenschappen van de reagerende stoffen en niet met het aantal botsingen.
* aanwezigheid van katalysator: dit is een stof die ervoor zorgt dat een reactie sneller verloopt. De katalysator verlaagt de activeringsenergie.
* de concentratie: de concentratie is een maat voor hoe dicht de moleculen of ionen bij elkaar zitten in een bepaald volume. Dit kan variëren in gasmengsels en oplossingen. Hoe dichter de deeltjes bij elkaar zitten, hoe vaker ze per tijdseenheid zullen botsen. Dit leidt tot een grotere kans op effectieve botsingen en dus een hogere reactiesnelheid.
* de verdelingsgraad: dit geeft aan hoe fijn een stof verdeeld is. Hoe groter het contactoppervlak, hoe meer botsingen en ook hoe meer effectieve botsingen per tijdseenheid zullen plaatsvinden. Hoe groter de verdelingsgraad hoe sneller de reactie.
* de temperatuur: bij een verhoging van de temperatuur zullen de moleculen sneller gaan bewegen, de moleculen zullen per tijdseenheid vaker gaan botsen. De kans op effectieve botsingen is dan ook weer groter. Bij een verhoging van 10 graden Celcius verdubbelt de reactiesnelheid.

De reactiesnelheid s wordt uitgedrukt in het aantal mol stof dat per liter per seconde (mol/l/s) verdwijnt of ontstaat. $s=\frac{Δ[A]}{Δt}$

Tijdens het verloop van de reactie zal de reactiesnelheid afnemen doordat de concentraties van de beginstoffen afnemen.

Een omkeerbare reactie is een reactie die beide kanten op kan lopen. Ook het energie-effect is omgekeerd.

Als de heen- en teruggaande reactie met dezelfde snelheid verlopen, is het evenwicht bereikt. De concentraties van alle stoffen blijven gelijk.

Dynamisch evenwicht: beide reacties vinden plaats, maar doordat ze met dezelfde snelheid plaatsvinden worden er per seconde evenveel moleculen gevormd als afgebroken.

Bij een homogeen evenwicht bevinden alle stoffen die bij het evenwicht zijn betrokken zich in dezelfde fase, bij een heterogeen evenwicht komen verschillende fasen voor.

Met evenwichtsreacties kun je berekenen hoeveel er van de beginstoffen is overgebleven.\*

Voor de reactie 2A+B$⇔$C+D geldt de evenwichtsvoorwaarde $K=\frac{[C][D]}{[A]^{2}[B]}$

De evenwichtsvoorwaarde K is alleen afhankelijk van de temperatuur.

Door een stof toe te voegen of weg te nemen uit een evenwicht, wordt dit evenwicht verstoord. Het zal zich gaan herstellen totdat weer aan de evenwichtsvoorwaarde wordt voldaan.

Door een stof te onttrekken uit een evenwicht, kan de reactie aflopend worden gemaakt.

Door verhoging van de temperatuur zal de endotherme reactie sneller gaan verlopen dan de exotherme reactie en zal er een nieuwe evenwichtstoestand ontstaan (en andersom)