

Samenvatting scheikunde HAVO redox, zuren en basen

Zuren en basen



Een **zuur** is een deeltje dat H^+ af kan staan.

Een **base** is een deeltje dat H^+ op kan nemen.

Zuren vallen in water uit elkaar in ionen. Deze **zuren** moet je kennen:

Zoutzuur*	$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$
Zwavelzuur	$H_2SO_4 \rightarrow 2 H^+ + SO_4^{2-}$
Salpeterzuur	$HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$
Koolzuur	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H_2O + CO_2$

Koolzuur is niet stabiel, het valt uit elkaar in H_2O en CO_2

Fosforzuur H_3PO_4

Let goed op bij zwavelzuur: als je bijvoorbeeld 1,0 mol H_2SO_4 in 1,0 liter water oplost is de concentratie H^+ in de oplossing 2,0 mol/liter.



***Je noteert sterke zuren in opgesplitste vorm. Zoutzuur noteer je dus als: $H^+ + Cl^-$. HCl is een gas en heet waterstofchloride, zoutzuur is de naam van een oplossing. Dit geldt ook voor geconcentreerd of verdund zwavelzuur en geconcentreerd of verdund salpeterzuur.**

De volgende **basen** moet je kennen:

OH^-	hydroxide
HCO_3^-	waterstofcarbonaat (dit kan ook als zuur reageren als je een sterke base toevoegt)
CO_3^{2-}	carbonaat
CH_3COO^-	ethanoaat (of acetaat)
O^{2-}	oxide
NH_3	ammoniak
$-NH_2$ groep	amino-groep, deze wordt een $-NH_3^+$ groep als hij H^+ opneemt.

HCO_3^- reageert als base als je een zuur erbij doet: $HCO_3^- + H^+ \rightleftharpoons H_2O + CO_2$
(het H_2CO_3 dat ontstaat valt uit elkaar in H_2O en CO_2)

HCO_3^- reageert als zuur als je een base erbij doet: $HCO_3^- + OH^- \rightleftharpoons H_2O + CO_3^{2-}$

Een zure oplossing is een oplossing die H^+ bevat, de pH is kleiner dan 7.

Een basische oplossing is een oplossing die OH^- bevat, de pH is groter dan 7.

Bij het verdunnen van een zure of basische oplossing gaat de pH richting 7, de concentratie van het zuur of de base wordt kleiner.

[pH en pOH rekenen aan zure en basische oplossingen bij scheikunde \(youtube.com\)](#)

In zure oplossingen ($pH < 7$) reken je met H^+ :

$pH = -\log [H^+]$ $[H^+]$ is de concentratie H^+ in mol/liter.

Voorbeeld 1: Sjakie lost 0,40 mol HCl op in 500 mL water. Bereken de pH.

HCl valt in water uit elkaar in H^+ en Cl^- .

$[H^+] = 0,40 \text{ mol} / 0,500 \text{ liter} = 0,80 \text{ mol/liter}$.

$pH = -\log [H^+] = -\log 0,80 = 0,10$.



Voorbeeld 2: Bereken de concentratie waterstofionen in maagzuur van pH = 2,1.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 2,1$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-2,1} = 8 \times 10^{-3} \text{ mol/liter}$$

gebruik inverse log op je rekenmachine, let op het minteken.

Bij pH (en pOH) waarden tellen alleen de cijfers achter de komma als significante cijfers. 2,1 heeft dus 1 significant cijfer, daarom geef je antwoord in 1 significant cijfer.

Voorbeeld 3: Bereken de pH van 20 mL 4,0 M salpeterzuur.

$[\text{H}^+] = 4,0 \text{ M}$. Het gaat om de concentratie, het doet er niet toe dat er 100 mL van de oplossing is.

$$\text{pH} = -\log 4,0 = -0,60.$$

De pH kan dus een negatief getal zijn.

In basische oplossingen (pH>7) reken je met OH^- :

Hierbij reken je eerst de pOH uit, daarmee kun je de pH berekenen.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad (\text{zie ook binas tabel 38A})$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14,00$$

Voorbeeld 1: Bereken de pH van natronloog van 0,20 mol/liter.

Natronloog is een oplossing van natriumhydroxide in water (tabel 66A), dus $\text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$. Dus $[\text{OH}^-] = 0,20 \text{ mol/liter}$.

$$\text{pOH} = -\log 0,20 = 0,70.$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14,00. \text{ Dus } \text{pH} = 14,00 - 0,70 = 13,30.$$

Voorbeeld 2: Bereken $[\text{OH}^-]$ in een oplossing van pH = 11,0.

Het is een basische oplossing dus we gaan rekenen met de pOH.

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

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \text{ dus } [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}.$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-3,0} = 1 \times 10^{-3} \text{ mol/liter}.$$

Let op: bij pOH-waarden is net als bij pH-waarden het aantal decimalen (cijfers achter de komma) het aantal significante cijfers.

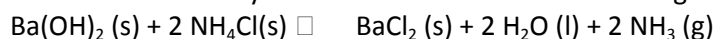
Indicatoren

Om de pH van een oplossing te meten kun je een pH-meter gebruiken. Ook kun je universeelindicator, op pH-papier gebruiken. Je kunt ook een idee van de pH krijgen met indicatoren. Zie tabel 52A. Kijk bijvoorbeeld naar broomthymolblauw. Als de pH lager dan 6,0 is, is deze indicator geel. Is de pH hoger dan 7,6 dan is de indicator blauw. Als de pH tussen 6,0 en 7,6 in ligt ontstaat een mengkleur, hier is dat groen. Je kunt de pH ook meten met een pH-meter. Lakmoes is ook een bekende indicator, kijk in binas tabel 52A.

Zuur-base reacties

Bij een zuur-base reactie reageert een zuur met een base. Het zuur staat H^+ af aan de base.

Voorbeeld: Bariumhydroxide en ammoniumchloride reageren met elkaar volgens:

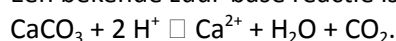


Leg uit welk deeltje als zuur reageert en welk deeltje als base reageert.

De NH_4^+ (ammonium) ionen in ammoniumchloride staan H^+ af en reageren dus als zuur.

De OH^- (hydroxide) ionen in bariumhydroxide nemen H^+ op en reageren dus als base.

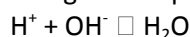
Een bekende zuur-base reactie is die tussen calciumcarbonaat en een zuur:



De base CO_3^{2-} neemt 2 H^+ op, er ontstaat H_2CO_3 dat uit elkaar valt in H_2O en CO_2 .

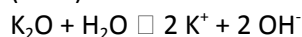


Een bekende zuur base reacties is de neutralisatiereactie. Als je natronloog en zoutzuur bij elkaar doet, ontstaat water. Als je zoutzuur en natronloog in de juiste verhouding mengt, ontstaat een mengsel met pH=7. Gebruik je een overmaat zuur, dan blijft H^+ over en is de pH <7.



Zuur-base reacties herkennen

Een zuur-base reactie kun je herkennen aan het feit dat er voor de pijl een deeltje (zuur) staat dat een H^+ afgeeft aan een andere deeltje voor de pijl (base).



Dit is een zuur-base reactie omdat H_2O als zuur een H^+ afstaat aan de base O^{2-} . O^{2-} (het oxide-ion) reageert dus als base omdat het H^+ opneemt. Het gaat er dus niet om dat er een base ontstaat, het gaat erom dat er een deeltje is dat een H^+ opneemt.



Redox (binas tabel 48)

Oxidator: deeltje dat elektronen opneemt.

Reductor: deeltje dat elektronen afstaat.



Een redoxreactie is een reactie waarbij elektronenoverdracht plaatsvindt van een reductor, die de elektronen afstaat naar een oxidator, die de elektronen opneemt.

In een halfreactie van een oxidator staan de elektronen links van de pijl.

In een halfreactie van een reductor staan de elektronen rechts van de pijl.

In een totale redoxreactie komen nooit elektronen voor. De oxidator neemt altijd evenveel elektronen op als de reductor afstaat. Let er bij het optellen van halfreacties op dat je deeltjes die links en rechts van de pijl voorkomen, bijvoorbeeld H^+ en H_2O , tegen elkaar wegstreept.

Dit is dus niet goed: $H_2O_2 + 2 H^+ + SO_2 + 2 H_2O \rightarrow 2 H_2O + SO_4^{2-} + 4 H^+$

En dit wel: $H_2O_2 + SO_2 \rightarrow SO_4^{2-} + 2 H^+$



Let er bij elke halfreactie en totale reactie op dat de totale lading links van de pijl gelijk is aan de totale lading rechts van de pijl.

De oxidator voor de pijl is altijd sterker dan de oxidator na de pijl. Ook de

reductor voor de pijl is altijd sterker dan de reductor na de pijl. Een

redoxreactie vindt alleen spontaan plaats als de halfreactie van de oxidator in tabel 48 boven de halfreactie van de reductor staat.

Hier staat uitleg hoe je stoffen en oplossingen noteert.

Soms staat een halfreactie niet in binas, maar moet je die zelf opstellen. De stoffen staan dan al in de vraag gegeven. Je maakt de reactievergelijkingen kloppend. Als extra en laatste stap zorg je ervoor dat de lading links en rechts van de pijl gelijk is door het juiste aantal elektronen erbij te zetten. Let er wel op dat alle deeltjes in de halfreactievergelijking wel aanwezig moeten zijn, H^+ is alleen aanwezig in zuur milieu. Een vergelijking met H^+ voor de pijl kan dus niet plaatsvinden in neutraal of basisch milieu.

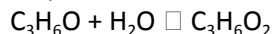


Voorbeeld propanal (C_3H_6O) wordt in oplossing omgezet in propaanzuur. In de halfreactie komt ook water en H^+ voor.

Stap 1 Noteer de formules van propanal en propaanzuur aan de juiste kant van de pijl:



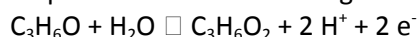
Stap 2 maak met H_2O de zuurstofbalans in orde.



Stap 3 maak met H^+ (of in basisch milieu met OH^- of H_2O) de waterstofbalans in orde.



Stap 4 Maak met e^- de lading aan beide kanten van de pijl gelijk.



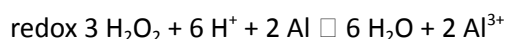
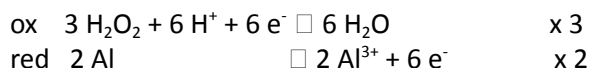
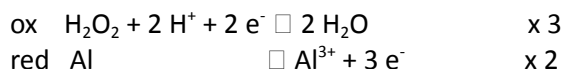
De formules van bekende stoffen bij redoxreacties zoals het permanganaat (MnO_4^-), het dichromaation ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) en waterstofperoxide (H_2O_2) kun je vinden in tabel 66B. Als een oplossing aangezuurd is kun je ook een halfreactie uit tabel 48 nemen met H^+ erin, dat kan niet als de oplossing neutraal of basisch is want dan is er geen H^+ .



Bij redoxreacties in oplossing doen Na^+ en K^+ nooit mee, dit zijn dus tribune-ionen en die komen niet in de reactievergelijking.

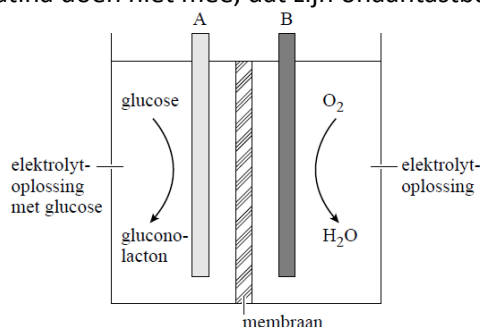
Let op ijzer, Fe^{2+} kan een oxidator zijn, dan wordt het Fe . Fe^{2+} kan ook een reductor zijn dan wordt het Fe^{3+} .

Voorbeeld: een aangezuurde waterstofperoxide-oplossing wordt gemengd met aluminium.



Elektrochemische cel/batterij/brandstofcel

Bij een elektrochemische cel hebben de oxidator en reductor niet rechtstreeks contact met elkaar, de elektronen gaan van de reductor naar de oxidator via de elektroden en een draad. De redoxreactie verloopt spontaan, er is geen spanningsbron nodig. De elektrochemische cel levert energie. De oxidator staat in tabel 48 boven de reductor. Als de oxidator en reductor in verschillende bekgelazen zitten is er een zoutbrug nodig om een gesloten stroomkring te krijgen. In plaats van twee bekgelazen en een zoutbrug kun je ook een bak met twee ruimten die door een membraan zijn gescheiden nemen. Soms kan de elektrode ook mee doen, bijvoorbeeld koper kan als reductor reageren aan de negatieve elektrode. Elektroden van koolstof en platina doen niet mee, dat zijn onaantastbare elektroden.



Bij de positieve elektrode reageert de oxidator, bij de negatieve elektrode reageert de reductor. De elektronen gaan door de draad van de negatieve elektrode naar de positieve elektrode. De elektroden en verbindingsdraad zijn gemaakt van metalen, vrije elektronen zorgen voor stroomgeleiding. In de oplossing zorgen ionen



voor stroomgeleiding.

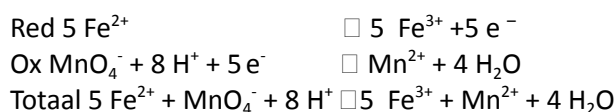
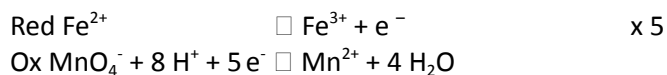
Een batterij is een elektrochemische cel. Bij het opladen van een batterij vinden de omgekeerde halfreacties plaats vergeleken met de situatie waarin de batterij stroom levert. [Hier staan meer voorbeelden](#) van elektrochemische cellen.



Voorbeeld:

Je maakt een elektrochemische cel met aan de ene kant een ijzer(II)nitraatoplossing en aan de andere kant een aangezuurde kaliumpermanganaatoplossing. De elektroden zijn gemaakt van koolstof. Geef de halfreacties en totaalreactie.

Aanwezige deeltjes: Fe^{2+} , NO_3^- , H_2O , H^+ , K^+ , MnO_4^- , C.



De koolstofelektrode die in de aangezuurde kaliumpermanganaatoplossing staat is de positieve elektrode, omdat daar de oxidator reageert. De elektronen stromen van reductor naar oxidator, dus vanaf de elektrode in de ijzer(II)nitraatoplossing naar de elektrode in de aangezuurde kaliumpermanganaatoplossing.

Stel dat er $2,0 \times 10^{-4}$ mol elektronen per seconde door deze elektrochemische cel gaat. Bereken dan hoeveel mol Mn^{2+} er na 10 minuten is ontstaan.

$$600 \text{ s} \times 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol/s} = 0,12 \text{ mol elektronen}$$

In de halfreactie kun je zien dat de verhouding is 5 mol e^- : 1 mol Mn^{2+}

Dus $0,12/5 = 0,024$ mol Mn^{2+} is dan ontstaan.

Brandstofcel

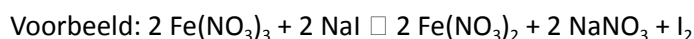
De brandstofcel is een elektrochemische cel waarbij in de ene halfcel zuurstof als oxidator reageert en in de andere halfcel een brandstof als reductor reageert. Dit is dus een verbrandingsreactie op afstand. Omdat de temperatuur lager is dan in een verbrandingsmotor, worden er geen giftige stikstofoxiden gevormd. Waterstof en wordt hierbij vaak als brandstof gebruikt.



Edele metalen reageren niet met zuurstof en zijn zwakke reductoren. Onedele metalen reageren met zuurstof uit de lucht, dat noem je corrosie. Bij ijzer noem je corrosie roesten. Bij aluminium ontstaat dan aluminiumoxide, het oxidelaagje beschermt het aluminium dat er onder zit tegen verdere corrosie.



Je kunt [een reactie herkennen als redoxreactie](#) als er deeltjes zijn die van lading veranderen.



Dit is een redoxreactie, Fe^{3+} wordt Fe^{2+} en was dus oxidator, I^- wordt I_2 en was dus reductor.

Nog een voorbeeld:



Dit is geen redoxreactie, er zijn geen deeltjes die van lading veranderen, het is een zuur base reactie omdat NH_4^+ een H^+ overdraagt aan OH^- .

Verbranding

Een verbranding is een reactie met zuurstof. De brandstof is de reductor en zuurstof is de oxidator. Hierbij ontstaan de oxiden van de elementen van de brandstof.