

1 REDOXREACTIES

1.1 Het opstellen van vergelijkingen van redoxreacties

Een aantal begrippen die we eerder besproken hebben, zullen we hier nog eens kort doornemen, alvorens we overgaan op de grondslagen van de permanganometrie en de jodometrie.

■ De valentie en het oxidatiegetal

Onder de valentie van een element verstaan we het aantal elektronen dat opgenomen of afgestaan kan worden door een atoom van dat element. Dit is gelijk aan de lading van een (enkelvoudig) ion.

De valentie van chloor is bv. -1 en de valentie van magnesium is +2.

Bij samengestelde ionen kan men niet spreken van de lading van de samenstellende atomen omdat deze met atoombindingen zijn gebonden. Om bij redoxreacties de systematiek van elektronenopname en -afgifte toch goed te kunnen doorzien, wordt meestal met het begrip oxidatiegetal gewerkt.

Het oxidatiegetal is de denkbeeldige lading van een atoom in een binding als we alle gemeenschappelijke elektronenparen toekennen aan het meest electronegatieve atoom.

Het oxidatiegetal van een atoom hangt af van de verbinding waarin het voorkomt en moet voor iedere verbinding worden berekend uit de aantallen atomen en de lading van het betreffende deeltje.

Voorbeeld 1.1

Bereken het oxidatiegetal van chloor in ClO_3^- .

Zuurstof is het meest electronegatief en heeft oxidatiegetal -2. Het oxidatiegetal (OG) van chloor wordt dan zo berekend:

$$1 \times \text{OG}(\text{Cl}) + 3 \times \text{OG}(\text{O}) = -1 \longrightarrow \text{OG}(\text{Cl}) = -1 + 6 = +5$$

Tijdens het verlopen van een redoxreactie worden er elektronen overgedragen van de reductor naar de oxidator.

Volgens afspraak is:

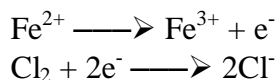
»»» **de oxidator: deeltje dat elektronen opneemt**

»»» **de reductor: deeltje dat elektronen afstaat**

Tijdens een redoxreactie wordt het oxidatiegetal van de oxidator daarom lager en dat van de reductor hoger.

Voorbeeld 1.2

Bij de reactie tussen Fe^{2+} -ionen en chloorgas is chloor de oxidator en Fe^{2+} de reductor.
De twee halfreacties zijn:



Zoals duidelijk is te zien verandert het oxidatiegetal van ijzer (de reductor) in deze reactie van +2 naar +3. Het oxidatiegetal van chloor (oxidator) verandert van 0 naar -1.

■ Het opstellen van de vergelijking van een halfreactie

Wanneer je zelf halfreacties van een redoxvergelijking wilt opstellen moeten er minstens bekend zijn:

- de formule van de oxidator en zijn geconjugeerde reductor (bv. Cl_2 en Cl^-) of van de reductor en zijn geconjugeerde oxidator (bv. Fe^{2+} en Fe^{3+})
- het milieu waarin de reactie plaats vindt (zuur, basisch of neutraal).

De halfreactie kan in drie stappen afgeleid worden:

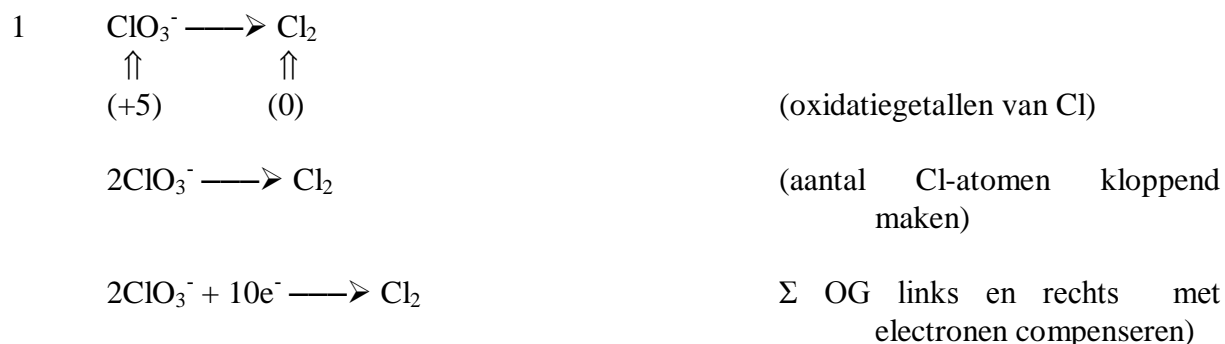
- 1 Bereken de oxidatiegetallen van de atomen.
Er is altijd één element waarvan het oxidatiegetal verandert. Maak de aantallen atomen van dit element kloppend.
Bereken de som van de oxidatiegetallen van dit element aan beide kanten van de pijl en compenseer het verschil met elektronen.
- 2 Bereken de totale lading links en rechts van de pijl.
Compenseer het verschil met H_3O^+ of OH^- (afhankelijk van het milieu).
- 3 Maak de aantallen atomen links en rechts kloppend met H_2O .

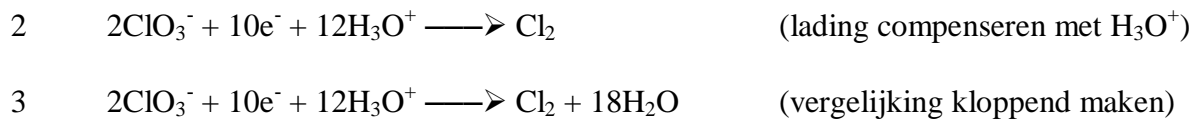
»»» **Controleer je oplossing altijd:**

- aantallen atomen moeten kloppen.
- totale lading links en rechts moet gelijk zijn.

Voorbeeld 1.3

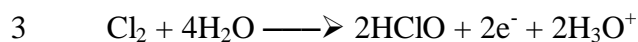
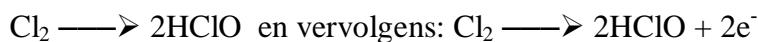
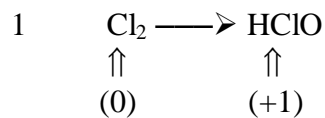
De reductie van ClO_3^- tot Cl_2 in (zout)zuur milieu.





Voorbeeld 1.4

De oxidatie van Cl_2 tot HClO in zuur milieu.

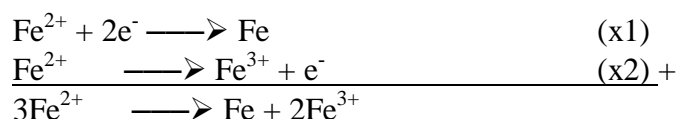


■ Autoredoxreacties

Bij een autoredoxreactie is één deeltjessoort zowel oxidator als reductor. Bij reactie zal het ene deeltje hiervan dus elektronen opnemen, terwijl het andere deeltje (van dezelfde soort) dan elektronen afstaat.

Voorbeeld 1.5

De reactie van Fe^{2+} tot Fe^{3+} en Fe . De halfreacties zijn:



Een bekend voorbeeld is de autoredoxreactie van H_2O_2 . Zuurstof heeft in H_2O_2 oxidatiegetal -1. Het kan echter ook oxidatiegetal -2 of 0 hebben.

Bij de autoredoxreactie van H_2O_2 verandert in het ene deeltje (de oxidator) het oxidatiegetal van zuurstof van -1 naar -2 en in het andere deeltje (de reductor) van -1 naar 0:

»»»» **in basisch (of neutraal) milieu ontstaat OH^- en O_2 .**
 »»»» **in zuur (of neutraal) milieu ontstaat H_2O en O_2 .**