

# Oxidatie en reductie

## 1. Oxidatie en reductie – Oxidator en reductor

De begrippen oxidatie en reductie zijn samen met een groeiend inzicht in de chemische binding geëvolueerd.  
Een overzicht.

### Zuurstof

Oxidatie = reactie waarbij zuurstof wordt gebonden

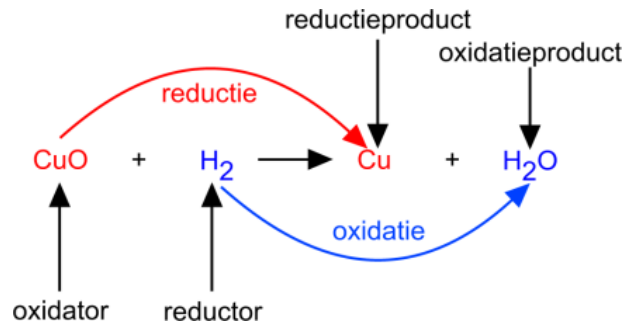
Reductie = reactie waarbij zuurstof wordt onttrokken

Oxidator = stof die de zuurstof levert die nodig is voor een oxidatie en daarbij zelf gereduceerd wordt

Reductor = stof die de zuurstof onttrekt en daarbij zelf geoxideerd wordt

Oxidatieproduct = stof die ontstaat door oxidatie van de reductor

Reductieproduct = stof die ontstaat door reductie van de oxidator



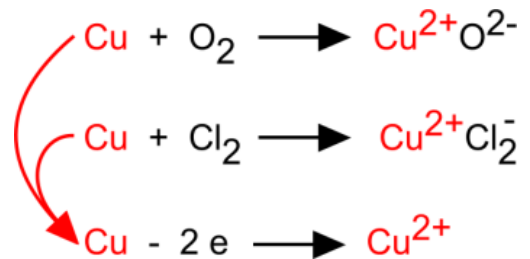
### Elektronen

Oxidatie = reactie waarbij één of meer elektronen worden afgegeven

Reductie = reactie waarbij één of meer elektronen worden opgenomen

Oxidator = stof die de elektronen opneemt en daarbij zelf gereduceerd wordt

Reductor = stof die de elektronen afgeeft en daarbij zelf geoxideerd wordt



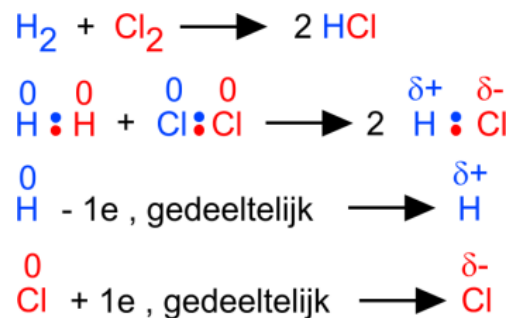
### Elektronen, gedeeltelijk

Oxidatie = reactie waarbij één of meer elektronen worden afgegeven, ook al is dat slechts gedeeltelijk

Reductie = reactie waarbij één of meer elektronen worden opgenomen, ook al is dat slechts gedeeltelijk

Oxidator = stof die de elektronen opneemt, zelfs gedeeltelijk, en daarbij zelf gereduceerd wordt

Reductor = stof die de elektronen afgeeft, zelfs gedeeltelijk, en daarbij zelf geoxideerd wordt

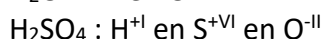
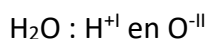
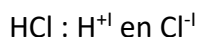
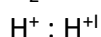


## 2. Oxidatiegetal - Oxidatietrapp

Het oxidatiegetal OG van een element in een deeltje is een algebraïsch getal, meestal voorgesteld met een Romeins cijfer, dat aangeeft hoeveel elektronen het element heeft afgegeven (+) of opgenomen (-), volledig of gedeeltelijk. (Soms wordt ook een Arabisch cijfer, voorafgegaan door een ladingsteken, gebruikt: +3 bijvoorbeeld.)

Het oxidatiegetal OG is de lading die het element zou krijgen indien de elektronenverschuiving volledig zou zijn. Anders gezegd: Het oxidatiegetal, de oxidatiegraad of de oxidatietrapp is het getal dat weergeeft over hoeveel elektronen een atoom meer (negatieve oxidatiegetal) of minder (positieve oxidatiegetal) beschikt dan in de ongebonden toestand.

Voorbeelden



Oxidatie = reactie waarbij het oxidatiegetal stijgt

Reductie = reactie waarbij het oxidatiegetal daalt

### Regels voor het bepalen van het oxidatiegetal

#### Regel 1

In **verbindingen** is het OG van de elementen van de groepen

I<sub>a</sub> **ALTIJD +I**

II<sub>a</sub> **ALTIJD +II**

III<sub>a</sub> **ALTIJD +III**

#### Regel 2

In **verbindingen** is het OG van

H **MEESTAL +I** (Hydriden: -I)

O **MEESTAL -II** (Peroxiden: -I) (OF<sub>2</sub>: +II)

F **ALTIJD -I**

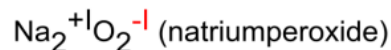
#### Hydriden

Hydriden zijn verbindingen waarin H als OT -I heeft.



#### Peroxiden

Peroxiden zijn verbindingen waarin O als OT -I heeft.



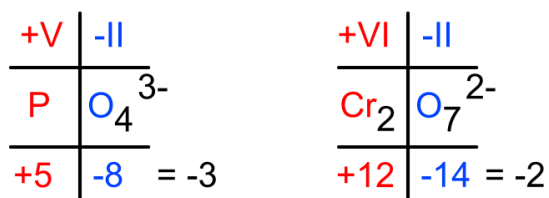
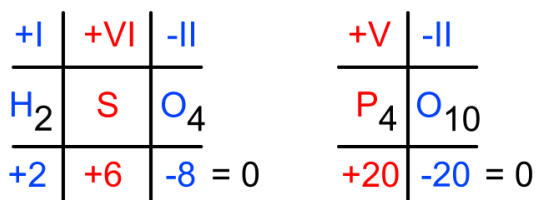
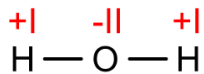
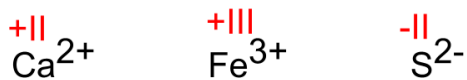
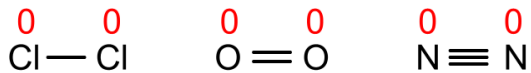
#### Regel 3

De **som van de OG**-en is gelijk aan

**0** in een neutraal deeltje (atoom/molecule/formule-eenheid)

**lading** van het deeltje in een geladen deeltje (mono- of polyatomisch ion)

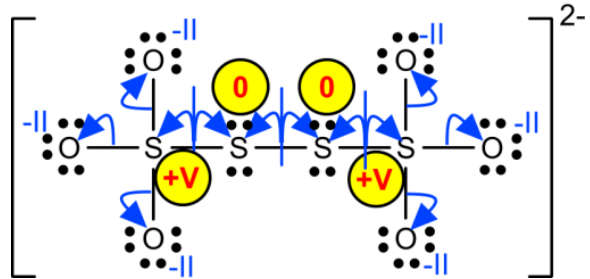
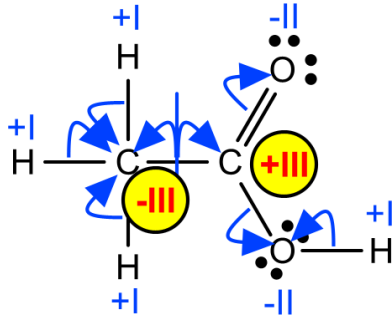
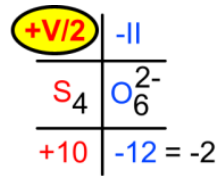
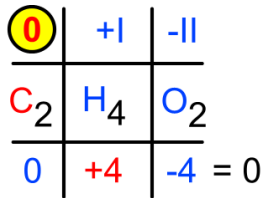
## Voorbeelden



Vinden we, in samengestelde deeltjes, met behulp van bovenstaande regels als OG van een element **0** (nul) of een **breuk**, dan schakelen we best over op de lewisstructuur van het deeltje om van daaruit het OG te berekenen.

Voor de berekening van het aantal elektronen waarover een atoom beschikt moeten volgende regels toegepast worden:

- niet-bindende elektronenparen horen bij het atoom waarbij ze staan
- bindende elektronenparen worden toegekend aan het meest elektronegatieve atoom in de binding
- een elektronenpaar tussen twee atomen met gelijke elektronegatieve waarde (identieke atomen bijv.) wordt verdeeld over de twee atomen.



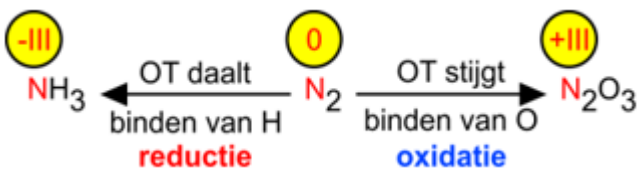
### 3. Redoxreacties en oxidatiegetallen

De oxidatie en de reductie zijn samen met een groeiend inzicht in de chemische binding geëvolueerd.

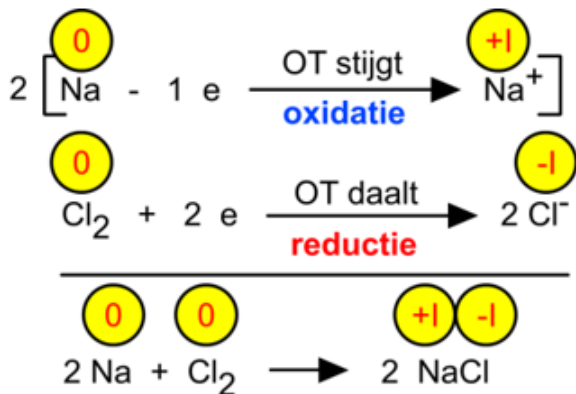
Een oxidatie noemde men oorspronkelijk het binden van zuurstofatomen, later ook het onttrekken van waterstofatomen, een reductie het onttrekken van zuurstofatomen, later ook het binden van waterstofatomen.

Later rangschikte men bij de oxidaties ook reacties, waarin de rol van zuurstof door allerlei niet-metalen zoals chloor en zwavel werd overgenomen. Bij de reducties kwamen reacties waarin de rol van waterstof door koolstof en metalen zoals aluminium werd overgenomen.

Stilaan begon men oxidatie als het afgeven van elektronen en reductie als het opnemen van elektronen te aanzien.



Bovenstaand overzicht laat het verband zien tussen OG-veranderingen en oxidatie en reductie in de oorspronkelijke betekenis.



Het reactieverloop van de vorming van NaCl uit natriummetaal en chloorgas, toont duidelijk het verband aan tussen OG-veranderingen en elektronenuitwisselingen.

Vermits geen vrije elektronen kunnen voorkomen moeten de elektronen die vrijkomen bij de oxidatiedeelreactie integraal verdwijnen in de reductiedeelreactie. Dit geeft ons de mogelijkheid om redoxreacties van coëfficiënten te voorzien.

## 4. Oxidatoren en reductoren

### Oxidator

Werkt oxiderend, m.a.w. oxideert een andere stof en wordt zelf gereduceerd.

Kan zuurstof afgeven – Kan waterstof opnemen.

Kan elektronen opnemen.

Bevat een element waarvan het OG kan dalen.

### Reductor

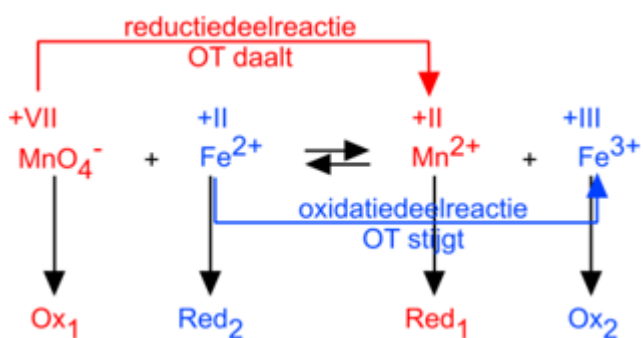
Werkt reducerend, m.a.w. reduceert een andere stof en wordt zelf geoxideerd.

Kan zuurstof opnemen – Kan waterstof afgeven.

Kan elektronen afgeven.

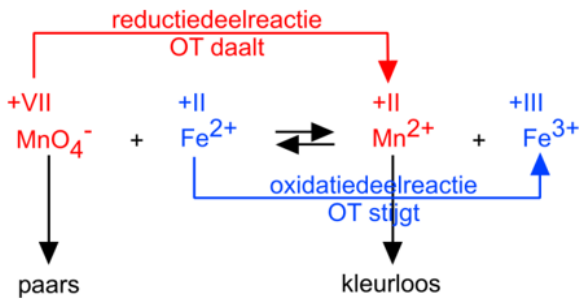
Bevat een element waarvan het OG kan stijgen.

## 5. Redoxkoppels



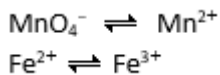
Opdat men zou kunnen spreken van een redoxreactie moeten er minstens twee redoxkoppels aanwezig zijn. Vermits vrije elektronen niet kunnen voorkomen moeten alle elektronen, die vrijkomen bij de oxidatiedeelreactie, verdwijnen via de reductiedeelreactie. Zo kan men redoxreacties van voorgetallen voorzien.

## 6. Redoxreacties in zuur milieu



Er bestaan verschillende methodes om een redoxreactie van de juiste coëfficiënten te voorzien. We bespreken de meest eenvoudige.

**1** Schrijf de essentiële begin- en eindproducten van beide deelreacties op. Houd rekening met eventuele elektrolytische dissociatie in water.

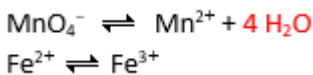


**2** Balanceer eerst de atomen waarvan het OG verandert.

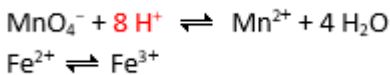
Dit is in orde. Zowel voor Mn als voor Fe staan er in het linker- en rechterlid evenveel atomen.

**3** Balanceer de O- en H-atomen in elke deelreactie.

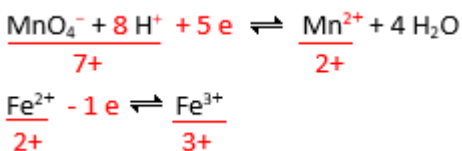
Waar O tekort is, voeg je evenveel H<sub>2</sub>O toe.



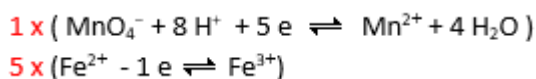
Waar H tekort is voeg je evenveel H<sup>+</sup> toe.



**4** Balanceer de ladingen door in het linkerlid elektronen bij te schrijven of af te trekken.



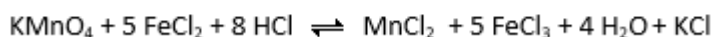
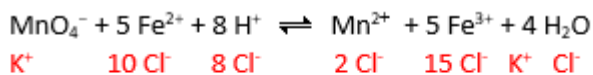
**5** Vermenigvuldig elke deelreactie zodat het aantal uitgewisselde elektronen in beide deelreacties gelijk wordt.



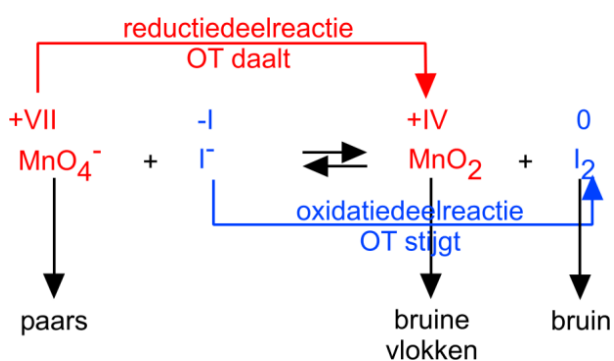
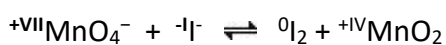
6 Sommeer beide deelreacties en vereenvoudig eventueel de voorgetallen in de totale redoxreactie.



We kunnen nu ook de stoffenvergelijking schrijven. Daarvoor voegen we in het linkerlid de nodige ionen toe, die we dan uiteraard ook in het rechterlid noteren:

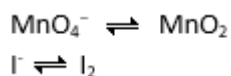


## 7. Redoxreacties in basisch milieu

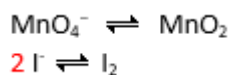


Er bestaan verschillende methodes om een redoxreactie van de juiste coëfficiënten te voorzien. We bespreken de meest eenvoudige.

1 Schrijf de essentiële begin- en eindproducten van beide deelreacties op. Houd rekening met eventuele elektrolytische dissociatie in water.

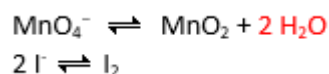


2 Balanceer eerst de atomen waarvan het OG verandert.

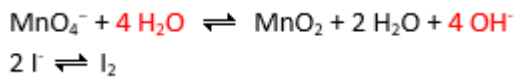


3 Balanceer de O- en H-atomen in elke deelreactie.

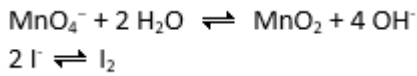
Waar O tekort is, voeg je evenveel H<sub>2</sub>O toe.



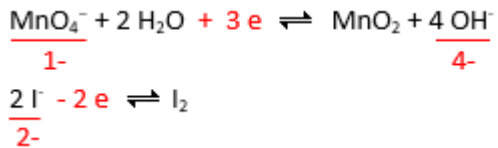
Waar H tekort is voeg je evenveel H<sub>2</sub>O toe en aan de andere kant evenveel OH<sup>-</sup>.



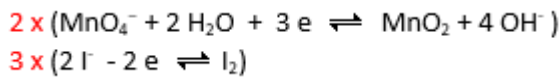
Na vereenvoudigen wordt dit:



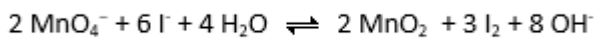
4 Balanceer de ladingen door in het linkerlid elektronen bij te schrijven of af te trekken.



5 Vermenigvuldig elke deelreactie zodat het aantal uitgewisselde elektronen in beide deelreacties gelijk wordt.



6 Sommeer beide deelreacties en vereenvoudig eventueel de voorgetallen in de totale redoxreactie.



We kunnen nu ook de stoffenvergelijking schrijven. Daarvoor voegen we in het linkerlid de nodige ionen toe, die we dan uiteraard ook in het rechterlid noteren:

