Oxidoreductiereacties

Een **oxidatie** is een chemische reactie waarbij het oxidatiegetal van een atoom in een verbinding *toeneemt*.
Een **reductie** is een chemische reactie waarbij het oxidatiegetal van een atoom in een verbinding *afneemt*.

Een **oxidoreductiereactie** is een combinatie van een oxidatie en een reductie. Het is een chemische rectie waarbij minstens één atoom in oxidatiegetal toeneemt (geoxideerd wordt) en minstens één atoom in oxidatiegetal afneemt (gereduceerd wordt).

Voorbeeld 1.

De reactie $2\,\mathrm{KClO_3} \longrightarrow 2\,\mathrm{KCl} + 3\,\mathrm{O_2}$ is een redoxreactie.

De oxidatiegetallen zijn $2\,\mathrm{K^{I}Cl^{V}O_3^{-II}} \longrightarrow 2\,\mathrm{K^{I}Cl^{-I}} + 3\,\mathrm{O_2^{0}}$

Zowel het chloor- als het zuurstofatoom veranderen van OG, en deze reactie is dus een redoxreactie.

De reactie $\mathrm{SO_2} + \mathrm{H_2O} \longrightarrow \mathrm{H_2SO_3}$ is geen redoxreactie.

De oxidatiegetallen zijn $\mathrm{S^{IV}O_2^{-II}} + \mathrm{H_2^{I}O^{-II}} \longrightarrow \mathrm{H_2^{I}S^{IV}O_3^{-II}}$

Alle atomen hebben hetzelfde OG voor en na de reactie. Deze reactie is dus geen redoxreactie.

In een redoxreactie noemen we:

- het **oxidans** of **oxidator** de verbinding die de *reductie ondergaat*. Het oxidans bevat dus minstens één atoom dat daalt in OG.
- het **reductans** of **reductor** de verbinding die de *oxidatie ondergaat*. Het reductans bevat dus minstens één atoom dat stijgt in OG.

De veranderingen in OG van oxidans en reductans betekenen dat er tijdens de oxidoreductiereactie elektronen van het reductans worden overgedragen aan het oxidans. Daarom noemen we een oxidoreductiereactie ook wel een **elektrontransferreactie**.

De eigenschappen van oxidans en reductans kunnen als volgt worden samengevat:

oxidans (OX)	$\longleftrightarrow$	**reductans (RED)**
doet oxideren		*doet* reduceren
wordt gereduceerd		*wordt geoxideerd*
want neemt elektronen *op*		want geeft elektronen *af*
en *daalt* dus in oxidatiegetal		en *stijgt* dus in oxidatiegetal

Tabel 1 – Vergelijking van de eigenschappen van een oxidans en een reductans.

Uitweiding 1 (Oxideren, zuurstof en roesten)**.** De definities van oxidatie en reductie zijn doorheen de geschiedenis van de chemie erg geëvolueerd. De oorspronkelijke betekenis van oxideren is 'binden met zuurstof' (dus met O-atomen, van het Latijn oxigenium), en dergelijke bindingen tonen zich bijvoorbeeld bij ijzer als roesten. Later werd dat vervangen door 'elektronen afstaan', en tegenwoordig definiëren we oxideren als 'van oxidatiegetal veranderen', dus '(eventueel gedeeltelijk) elektronen afstaan'.

Elke redoxreactie kan worden opgedeeld in **twee deelreacties**, ook wel **halfreacties** genoemd: de deelreactie die de oxidatie weergeeft van één element, en de deelreactie die de reductie weergeeft van een ander element.

CC BY-NC-SA 4.0

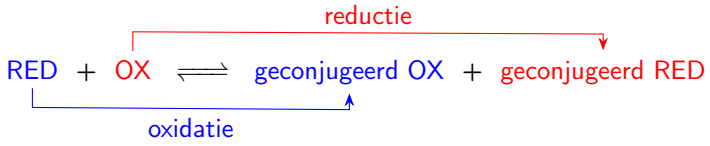
Oxidoreductiereacties

	oxidatie-deelreactie	reductie-deelreactie
ΔOG:	OG neemt toe	OG neemt af
elektronen:	afgeven van elektronen	opnemen van elektronen
essentieel deeltje:	reductans	oxidans
redoxproces:	wordt geoxideerd	wordt gereduceerd
voorstelling:	$\boxed{\text{RED} \rightleftharpoons \text{geconjugeerd OX} + x\ \text{e}^-}$	$\boxed{\text{OX} + x\ \text{e}^- \rightleftharpoons \text{geconjugeerd RED}}$

Het optellen van beide deelreacties levert de redoxreactie (waarbij de elektronen links en rechts worden geschrapt):

$$\begin{array}{lll} & \text{RED} & \rightleftharpoons \text{ geconjugeerd OX} + x\ \text{e}^- \\ + & \text{OX} + x\ \text{e}^- & \rightleftharpoons \text{ geconjugeerd RED} \\ \hline \text{geeft} & \text{RED} + \text{OX} & \rightleftharpoons \text{ geconjugeerd OX} + \text{geconjugeerd RED} \end{array}$$

Een veelgebruikte alternatieve weergave voor redoxreacties is met behulp van **redoxbruggen**: pijlen boven en onder de reactievergelijking die de oxidatie en reductie weergeven.



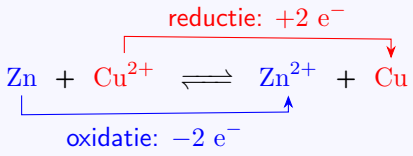
Voorbeeld 2.

We illustreren dit met een eenvoudig voorbeeld. Wanneer je zink (Zn) in contact brengt met een oplossing waarin zich Cu^{2+}-ionen bevinden zal er een redoxreactie optreden. Zn is het reductans: het geeft elektronen af aan het oxidans Cu^{2+}. Daarbij wordt Zn zelf geoxideerd tot het geconjugeerd oxidans Zn^{2+}. Het oxidans Cu^{2+} neemt de elektronen van zink op en wordt gereduceerd tot het geconjugeerd reductans Cu.

Met behulp van deelreacties schrijven we dit als:

$$\begin{array}{lll} & \text{Zn} & \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\ \text{e}^- \\ + & \text{Cu}^{2+} + 2\ \text{e}^- & \rightleftharpoons \text{Cu} \\ \hline \text{geeft} & \text{Zn} + \text{Cu}^{2+} & \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{Cu} \end{array}$$

Met redoxbruggen geven we dit als volgt weer:



Om de reactiecoëfficiënten te bepalen in een redoxreactie volstaat de methode van Bottomley niet altijd. Immers, om de methode van Bottomley te kunnen gebruiken moet het aantal te bepalen coëfficiënten kleiner of gelijk zijn aan het aantal verschillende atomen vermeerderd met één. Dat is voor redoxreacties niet altijd het geval. Maar voor redoxreacties kan je de reactiecoëfficiënten ook bepalen met zowel de

CC BY-NC-SA 4.0

methode van de oxidatiegetallen als met de **methode van de deelreacties**. Beide methodes worden verder uitgelegd.

Oefening 1. Zijn de onderstaande reacties redoxreacties?

(a) $\mathrm{Fe} + \mathrm{S} \longrightarrow \mathrm{FeS}$ | Ja | Nee |

(b) $\mathrm{SO_3} + \mathrm{H_2O} \longrightarrow \mathrm{H_2SO_4}$ | Ja | Nee |

(c) $\mathrm{H_2} + \mathrm{Br_2} \longrightarrow 2\,\mathrm{HBr}$ | Ja | Nee |

(d) $2\,\mathrm{SO_2} + \mathrm{O_2} \longrightarrow 2\,\mathrm{SO_3}$ | Ja | Nee |

(e) $\mathrm{OH^-} + \mathrm{H_3O^+} \longrightarrow 2\,\mathrm{H_2O}$ | Ja | Nee |

Oefening 2. In het hoogovenproces reageert ijzererts ($\mathrm{Fe_2O_3}$) met koolstofmonoxide (CO) tot ijzermetaal en koolstofdioxide ($\mathrm{CO_2}$) volgens de reactie:

$$\mathrm{Fe_2O_3} + 3\,\mathrm{CO} \longrightarrow 2\,\mathrm{Fe} + 3\,\mathrm{CO_2}$$

(a) In deze reactie is het reductans: | $\mathrm{Fe_2O_3}$ | CO | Fe | $\mathrm{CO_2}$ |

(b) het oxidans is | $\mathrm{Fe_2O_3}$ | CO | Fe | $\mathrm{CO_2}$ |

(c) Hoe verandert het oxidatiegetal van O in deze reactie? | Het stijgt | Het daalt | Het blijft gelijk |

(d) Hoe verandert het oxidatiegetal van Fe in deze reactie? | Het stijgt | Het daalt | Het blijft gelijk |
Het oxidatiegetal verandert van ..... naar .....
(Vul de getallen in zonder Romeinse cijfers te gebruiken.)

(e) Hoe verandert het oxidatiegetal van C in deze reactie? | Het stijgt | Het daalt | Het blijft gelijk |
Het oxidatiegetal verandert van ..... naar .....

CC BY-NC-SA 4.0
KU Leuven (2026/02/20H.36)