Redoxvergelijking via redoxbruggen

Voor redoxreacties kan je de reactiecoëfficiënten bepalen met de zogenaamde **methode van de oxidatiegetallen**, die via de redoxbrug de elektronenbalans, ladingsbalans en atoombalans in evenwicht brengt.

We leggen deze methode van de oxidatiegetallen uit via een reactie die $\mathrm{KMnO_4}$ en $\mathrm{K_2SO_3}$ omzet naar $\mathrm{MnO_2}$ en $\mathrm{K_2SO_4}$ *in basisch midden*. Je kan het probleem ook formuleren als: vervolledig volgende redoxreactie:

$$\mathrm{KMnO_4 + K_2SO_3 \rightleftharpoons MnO_2 + K_2SO_4}$$

De methode werkt als volgt:

Stap 1: Splits de sterke elektrolyten in ionen (in een waterige oplossing).

Sterke elektrolyten, dat zijn verbindingen die in waterig midden volledig dissociëren zoals sterke zuren en basen en goed oplosbare zouten, moeten als ionen geschreven worden. Vervolgens schrijf je de oxidoreductiereactie enkel met de deeltjes die effectief aan de reactie deelnemen, waarbij deze deeltjes geschreven worden zoals ze voorkomen in het reactiemidden.

$\mathrm{KMnO_4}$, $\mathrm{K_2SO_3}$, en $\mathrm{K_2SO_4}$ zijn sterke elektrolyten en splitsen in ionen.

$$\mathrm{K^+ + MnO_4^- + 2\,K^+ + SO_3^{2-} \rightleftharpoons MnO_2 + 2\,K^+ + SO_4^{2-}}$$
$$\mathrm{MnO_4^- + SO_3^{2-} \rightleftharpoons MnO_2 + SO_4^{2-}}$$

Stap 2: Bepaal de atomen die veranderen van oxidatiegetal (OG).

Bepaal van elk atoom in elk deeltje het oxidatiegetal, en behoud enkel de deeltjes die een atoom bevatten waarvan het oxidatiegetal verandert.

$$\mathrm{\overset{+VII}{Mn}O_4^- + \overset{+IV}{S}O_3^{2-} \rightleftharpoons \overset{+IV}{Mn}O_2 + \overset{+VI}{S}O_4^{2-}}$$

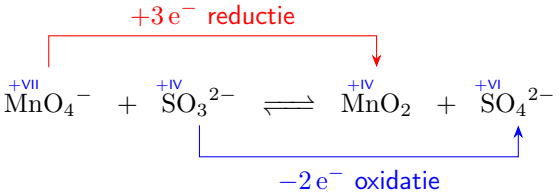
Zuurstof heeft in alle verbindingen een OG gelijk aan -II

Stap 3: Breng de atoombalans in orde van de atomen die van oxidatiegetal veranderen.

Aan de kant van de reagentia en producten zijn er telkens evenveel Mn- en S-atomen. De atoombalans voor deze elementen is dus reeds in orde.

Stap 4: Stel de redoxbruggen op en vermeld het aantal uitgewisselde $\mathrm{e^-}$ bij elke brug.

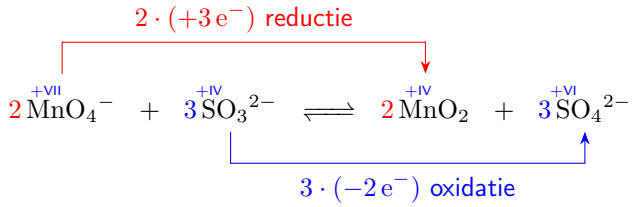
De reductie en oxidatie deelreactie worden afzonderlijk aangeven via de redoxbrug. Het aantal uitgewisselde elektronen wordt aangegeven per deelreactie, rekening houdend met de coëfficiënt van het betrokken element.



CC BY-NC-SA 4.0

Stap 5: Breng de ELEKTRONENBALANS in orde.

Het aantal elektronen dat in de reductie deelreactie wordt opgenomen moet gelijk zijn aan het aantal elektronen dat in de oxidatie deelreactie wordt afgegeven. Het aantal uitgewisselde elektronen wordt in evenwicht gebracht door te vermenigvuldigen met het kleinste gemeen veelvoud. Plaats het getal dat je toepast als coëfficiënt voor het bijbehorende reagens en reactieproduct.



Stap 6: Breng de LADINGSBALANS in orde.

In een **zuur** midden voeg je H^+ **ionen** toe aan de kant waar positieve ladingen tekort zijn.

In een **basisch** midden voeg je OH^- **ionen** toe aan de kant waar negatieve ladingen te kort zijn.

De hoeveelheid lading aan beide kanten van de reactievergelijking moet in evenwicht gebracht worden. De ladingsbalans brengen we in orde door ofwel H^+-ionen (zuur midden) toe te voegen ofwel OH^--ionen (basisch midden) toe te voegen, afhankelijk van het midden waarin de reactie plaatsvindt.

Redoxreactie in basisch midden:

	$2\,MnO_4^-$ + $3\,SO_3^{2-}$	$\rightleftharpoons$	$2\,MnO_2$ + $3\,SO_4^{2-}$
Ladingsbalans VOOR:	-8		-6
basisch midden:			$+\,2\,OH^-$

	$2\,MnO_4^-$ + $3\,SO_3^{2-}$	$\rightleftharpoons$	$2\,MnO_2$ + $3\,SO_4^{2-}$ + $2\,OH^-$
Ladingsbalans NA:	-8		-8

Stap 7: Breng de ATOOMBALANS in orde.

Het aantal O- en H-atomen wordt in evenwicht gebracht door toevoegen van watermoleculen. De reactie die je nu verkregen hebt, is de **essentiële reactievergelijking**.

Redoxreactie in basisch midden:

	$2\,MnO_4^-$ + $3\,SO_3^{2-}$	$\rightleftharpoons$	$2\,MnO_2$ + $3\,SO_4^{2-}$ + $2\,OH^-$
aantal O-atomen:	17		18
aantal H-atomen:	0		2
atoombalans:	$+\,1\,H_2O$		

De **essentiële redoxreactie** in basisch midden is dus:

$$2\,MnO_4^- + 3\,SO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons 2\,MnO_2 + 3\,SO_4^{2-} + 2\,OH^-$$

CC BY-NC-SA 4.0
KU Leuven (2026/02/20H.34)

Stap 8: Schrijf indien mogelijk de redoxreactievergelijking opnieuw MOLECULAIR.
Vervang de ionen door moleculen door aan beide kanten geschikte tegenionen toe te voegen.

Door tegenionen toe te voegen schrijf je de essentiële redoxreactie als een moleculaire reactievergelijking:

$$2\,MnO_4^- + 3\,SO_3^{2-} + H_2O + 8\,K^+ \rightleftharpoons 2\,MnO_2 + 3\,SO_4^{2-} + 2\,OH^- + 8\,K^+$$

en dus is de **moleculaire redoxreactie in basisch midden**

$$2\,KMnO_4 + 3\,K_2SO_3 + H_2O \rightleftharpoons 2\,MnO_2 + 3\,K_2SO_4 + 2\,KOH$$

Oefening 1. Vervolledig volgende reactievergelijking. Maak gebruik van redoxbruggen. De reactie vindt plaats in zuur midden.

$$Cr_2O_7^{2-} + Cu \longrightarrow Cr^{3+} + Cu^{2+}$$

CC BY-NC-SA 4.0