

Redoxreacties

Dit document geeft wat achtergrondinformatie over redoxchemie en helpt je bij:

- het opstellen van een totaalreactie voor een redoxreactie
- het bepalen van de mate waarin de redoxreactie verloopt
- het opstellen van een halfreactie die niet in Binas 48 staat

Definities van reductor, oxidator, redoxreactie

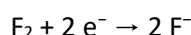
Reductor: deeltje dat een of meer elektronen (e^-) af kan staan

Oxidator: deeltje dat een of meer elektronen op kan nemen

Redoxreactie: reactie waarbij elektronenoverdracht (van reductor naar oxidator) plaatsvindt

Halfreactie, redoxkoppel, oxidatorsterkte

Je kunt met een reactievergelijking beschrijven dat een oxidator elektronen opneemt en dat een reductor elektronen afstaat. Zo'n vergelijking noemen we een **halfreactie**. Een voorbeeld:



De elektronen (e^-) staan in een halfreactie altijd, per definitie, aan de kant van de oxidator. Dus aan bovenstaande halfreactie kun je zien dat fluor (F_2), de oxidator is. Het fluoride-ion (F^-) dat gevormd wordt, is de **geconjugeerde reductor** van F_2 . Evenzo kunnen we F_2 de **geconjugeerde oxidator** van F^- noemen. Een geconjugerd oxidator/reductorpaar noemen we een **redoxkoppel**. In bovenstaande halfreactie noteren we het redoxkoppel als F_2/F^- . Je benoemt in het redoxkoppel eerst de oxidator en dan de reductor. Dus als een halfreactie andersom geschreven is, bijvoorbeeld $Li \rightarrow Li^+ + e^-$, dan wordt het redoxkoppel genoteerd als Li^+/Li .

Van een groot aantal redoxkoppels zijn de halfreacties (en standaardelektrodepotentialen, V_0) gegeven in Binas 48 op volgorde van afnemende **oxidatorsterkte**. Sterke oxidatoren staan linksboven en sterke reductoren rechtsonder. Dit betekent dat F_2 de sterkste oxidator is en Li^+ de zwakste oxidator. Li (metallisch lithium) is de sterkste reductor en F^- de zwakste reductor.

Stappenplan bij het opstellen van een totaalreactie

1. Maak een deeltjesinventarisatie (bij oplossingen is H_2O onderdeel van de inventarisatie). Als je te maken hebt met een aangezuurde oplossing noteer je ook H^+ en bij basische oplossingen noteer je ook OH^- .
2. Identificeer m.b.v. Binas 48 de sterkste oxidator en de sterkste reductor. In sommige opgaven heb je te maken met een reductor of een oxidator waarvan de halfreactie niet in Binas staat, zodat je deze zelf moet opstellen. Dit staat in het laatste deel van dit document beschreven.
3. Schrijf de halfreactie van de oxidator en daaronder die van de reductor op. Voor de oxidator kun je precies de halfreactie uit Binas overnemen, voor de reductor draai je hem om.
4. Vermenigvuldig, indien nodig, één of beide halfreacties met een geheel getal zodat hetzelfde aantal elektronen voorkomt in beide halfreacties en tel de (vermenigvuldigde) halfreacties bij elkaar op. Neem de elektronen niet over in de totaalreactie.
5. Controleer of eventueel nog dezelfde deeltjes links en rechts van de pijl staan die (gedeeltelijk) tegen elkaar kunnen worden weggestreept en doe een laatste controle

Bepalen in welke mate een redoxreactie verloopt

Met behulp van de standaardelektrodepotentialen (V_0) in Binas 48 kunnen we bepalen in welke mate een redoxreactie verloopt. Enigszins kort door de bocht: een redoxreactie verloopt als V_0 van het redoxkoppel dat hoort bij de oxidator ($V_0(\text{ox})$) groter is dan V_0 van het redoxkoppel dat hoort bij de reductor ($V_0(\text{red})$). Je moet dus ΔV_0 , het verschil in standaardelektrodepotentialen, uitrekenen:

$$\Delta V_0 = V_0(\text{ox}) - V_0(\text{red})$$

We maken nu onderscheid tussen de volgende situaties:

- $\Delta V_0 \geq 0,30 \text{ V}$ de redoxreactie is vrijwel aflopend
- $-0,30 \text{ V} < \Delta V_0 < 0,30 \text{ V}$ de redoxreactie is een evenwichtsreactie
- $\Delta V_0 \leq -0,30 \text{ V}$ de redoxreactie verloopt vrijwel niet

Voorbeeldopgaven

(a) Geef de reactievergelijking voor de reactie van natriumthiosulfaatoplossing met joodwater en geef aan in welke mate de reactie verloopt.

1. Deeltjesinventarisatie: Na^+ , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, I_2 , H_2O
2. De sterkste oxidator is I_2 en de sterkste reductor is $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
3. Halfreactie oxidator: $\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^-$
Halfreactie reductor: $2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{e}^-$
4. Beide halfreacties bevatten 2e^- , dus er hoeft niet te worden vermenigvuldigd
Totaalreactie: $\text{I}_2 + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2 \text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$
5. Controle: geen deeltjes die weggestreept kunnen worden, dus we zijn klaar

$\Delta V_0 = V_0(\text{ox}) - V_0(\text{red}) = 0,54 \text{ V} - 0,10 \text{ V} = 0,44 \text{ V}$, dus de redoxreactie is vrijwel aflopend.

(b) Geef de reactievergelijking voor de reactie van aangezuurde kaliumpermanganaatoplossing met oxaalzuuroplossing.

1. Deeltjesinventarisatie: K^+ , MnO_4^- , H^+ , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, H_2O
2. De sterkste oxidator is $\text{MnO}_4^-/\text{H}^+$ en de sterkste reductor is $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
3. Halfreactie oxidator: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$
Halfreactie reductor: $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$
4. Om hetzelfde aantal e^- in beide halfreacties te krijgen, vermenigvuldigen we de halfreactie van de oxidator met 2 en die van de reductor met 5.
Totaalreactie: $2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O} + 10 \text{CO}_2 + 10 \text{H}^+$
5. Controle: H^+ komt links en rechts van de pijl voor; van beide kanten verwijderen we 10H^+
Totaalreactie: $2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O} + 10 \text{CO}_2$

(c) Geef de reactievergelijking voor de reactie van ijzer met overmaat broomwater

1. Deeltjesinventarisatie: Fe(s), Br₂, H₂O
2. De sterkste oxidator is Br₂ en de sterkste reductor is Fe

Bijzonderheid: in Binas 48 zie je dat Fe reageert volgens de halfreactie $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$.

Het gevormde Fe²⁺ is in deze omstandigheden ook een reductor (volgens $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$), want V_0 van het redoxkoppel Br₂/Br⁻ is groter dan V_0 van het redoxkoppel Fe³⁺/Fe²⁺.

We combineren daarom de twee opeenvolgende halfreacties tot $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^-$.

3. Halfreactie oxidator: $\text{Br}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^-$
Halfreactie reductor: $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^-$
4. Totaalreactie: $3 \text{Br}_2 + 2 \text{Fe(s)} \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+} + 6 \text{Br}^-$
5. Controle: geen deeltjes die weggestreept kunnen worden, dus we zijn klaar

Opstellen van een halfreactie die niet in Binas staat

Je krijgt altijd een beginstof en een product gegeven. Stappenplan:

1. Noteer de beginstof, reactiepijl en het product
2. Je gebruikt nu H₂O, H⁺ en/of OH⁻ als hulpdeeltjes. Let hierbij op het volgende:
 - a. Zuur milieu: je mag H⁺ en evt. H₂O gebruiken, maar laat geen OH⁻ ontstaan
 - b. Basisch milieu: je mag OH⁻ en evt. H₂O gebruiken, maar laat geen H⁺ ontstaan
 - c. Neutraal milieu: gebruik H₂O; er mag H⁺ of OH⁻ ontstaan
3. Maak de halfreactie kloppend zonder op de lading te letten
4. Maak de ladingsbalans kloppend door links of rechts elektronen toe te voegen

Voorbeeldopgaven

(d) Geef de halfreactie voor de omzetting van MnO₂ tot MnO₄⁻ in basisch milieu

1. $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^-$
2. Basisch milieu, dus gebruik OH⁻ links van de pijl voor O-balans. Nu zijn H-atomen geïntroduceerd, dus rechts van de pijl H₂O gebruiken: $\text{MnO}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$
3. Kloppend maken (behalve lading): $\text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^- \rightarrow \text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O}$
4. Ladingsbalans kloppend: $\text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^- \rightarrow \text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^-$

(e) Geef de halfreactie voor de omzetting van CH₄ tot CO₂ in neutraal milieu

1. $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2$
2. Neutraal milieu, dus gebruik H₂O links van de pijl voor O-balans. Nu zijn H-atomen geïntroduceerd, dus rechts van de pijl H⁺ gebruiken:
 $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}^+$
3. Kloppend maken (behalve lading): $\text{CH}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + 8 \text{H}^+$
4. Ladingsbalans kloppend: $\text{CH}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + 8 \text{H}^+ + 8 \text{e}^-$