



## §9.2 Redoxreacties (1)

---

### Het voorspellen van redoxreacties met behulp van standaard elektrodepotentialen

In tabel 48 is ook een kolom opgenomen met zogenaamde standaard elektrodepotentialen, uitgedrukt in volt.

De getalwaarden hiervan kun je gebruiken als maat voor de sterkte van oxidatoren en reductoren.

Voor  $U_0$  van oxidatoren geldt dat een hoge waarde van  $U_0$  overeenkomt met een grote oxidatorsterkte.

Een grote reductorsterkte daarentegen correspondeert met een lage waarde van  $U_0$ .

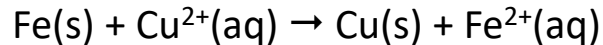


## §9.2 Redoxreacties (2)

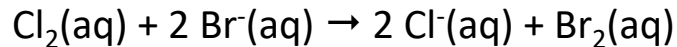
---

***Hoe groter  $U_0$ , hoe sterker de oxidator is en hoe zwakker zijn bijbehorende reductor.***

Voorbeeld

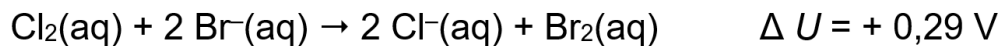
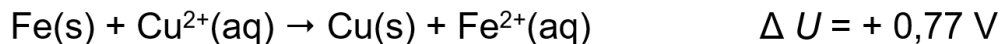


(aan een  $\text{CuSO}_4$ -oplossing werd staalwol toegevoegd; de staalwol werd rood gekleurd door afzetting van een laagje Cu)



(aan een kleurloze KBr-oplossing is chloorwater toegevoegd; de oplossing kleurde bruin)

De standaard elektrodepotentialen van de redoxkoppels zijn:





## §9.2 Redoxreacties (3)

---

Het blijkt dat een aflopende reactie optreedt als het verschil tussen de betreffende elektrodepotentialen,  $\Delta U_0$ , groter is dan 0,3 V.

De volgende vuistregel blijkt te gelden voor elke combinatie van een oxidator en een reductor:

- de reactie is aflopend als  $U_0(\text{ox1}, \text{red1}) > U_0(\text{ox2}, \text{red2})$ ,  
in de praktijk moet het verschil  $\Delta U \geq 0,3 \text{ V}$  zijn;
- de reactie verloopt niet als  $U_0(\text{ox1}, \text{red1}) < U_0(\text{ox2}, \text{red2})$ ,  
in de praktijk moet het verschil  $\Delta U \leq -0,3 \text{ V}$  zijn;
- er stelt zich een evenwicht in als  $-0,3 \text{ V} \leq \Delta U \leq 0,3 \text{ V}$ .

Let erop dat je bij deze methode altijd de halfreactie van de oxidator bovenaan zet.



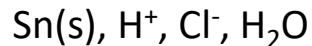
## §9.2 Redoxreacties (4)

---

Voorbeeld

Geef met behulp van halfreacties de vergelijking voor de redoxreactie die optreedt wanneer tin wordt overgoten met 1,0 M zoutzuur

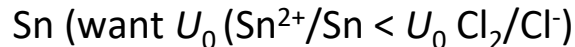
1 Inventarisatie deeltjes:



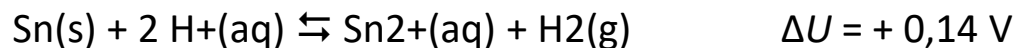
2 Zoek de sterkste ox:



3 Zoek de sterkste red:



4 Schrijf de halfreacties met  $V_0$  waarden op:



5 Ga na of de redoxreactie aflopend, een evenwicht is of niet verloopt

Er stelt zich een evenwicht in, omdat  $- 0,3 \text{ V} \leq \Delta U \leq 0,3 \text{ V}$



## §9.2 Redoxreacties (4)

---

Nog een paar opmerkingen

H<sub>2</sub>O kan zowel optreden als ox en red

ox: in neutraal of basisch milieu):  $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$

red:  $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$

Verdund salpeterzuur:  $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$

Geconcentreerd salpeterzuur:  $\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Negeer  $\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + 2 \text{OH}^-$



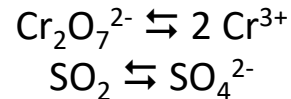
## §9.2 Redoxreacties (5)

### Het opstellen van redoxreacties

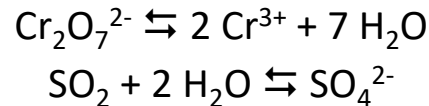
#### Voorbeeld

Wanneer zwaveldioxide in een met azijnzuur aangezuurde oplossing van kaliumdichromaat ( $K_2Cr_2O_7$ ) wordt geleid, verandert de kleur van de oplossing van oranje – veroorzaakt door de dichromaat-ionen – in groen, de kleur van chroom(III)ionen. Tevens kunnen na de reactie in de oplossing sulfaat-ionen worden aangetoond.

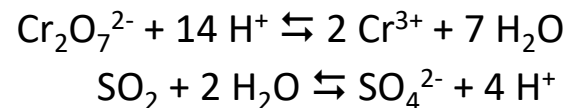
1 Stel de *redoxkoppels* op en zorg dat het aantal atomen van elk element, met uitzondering van waterstof- en zuurstofatomen, links en rechts even groot is.



2 Maak de *zuurstofbalans* kloppend met  $H_2O$



3a Maak de *waterstofbalans* kloppend met  $H^+$



(3b Voeg in *neutraal en basisch* milieu aan beide kanten evenveel  $OH^-$  toe als er  $H^+$  in de vergelijkingen staan: de aanwezige  $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ )



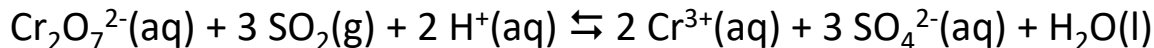
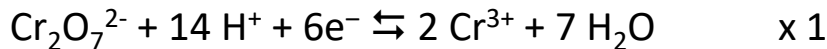
## §9.2 Redoxreacties (6)

---

4 Vul de ontbrekende *ladingen* aan met  $e^-$



5 *Vermenigvuldig de coëfficiënten* zodanig dat het aantal opgenomen elektronen gelijk is aan het aantal afgestane elektronen en tel tenslotte beide halreacties op. Vermeld ook de toestanden.



Stel de volgende halfreacties op:

- 1 De omzetting van  $\text{ClO}_3^-$  in  $\text{Cl}_2$  in een zure oplossing
- 2 De omzetting van  $\text{CrO}_4^{2-}$  in  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  in een neutrale oplossing
- 3 De omzetting  $\text{H}_2\text{BO}_3^-$  in  $\text{B}$  in een neutrale oplossing
- 4 De omzetting  $\text{Ga}$  in  $\text{H}_2\text{GaO}_3^-$  in een basische oplossing
- 5 De omzetting  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  in  $\text{Sb}_2\text{O}_5$  in een zure oplossing
- 6 De omzetting  $\text{H}_5\text{IO}_6$  in  $\text{IO}_3^-$  in een zure oplossing
- 7 De omzetting van  $\text{FeO}_4^-$  in  $\text{Fe}^{3+}$  in een zure oplossing
- 8 De omzetting van  $\text{WO}_3$  in  $\text{W}_2\text{O}_5$  in neutrale oplossing.