

Noter om redoxreaktioner

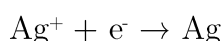
Oxidation

I en oxidation af et grundstof afgives elektroner og oxidationstallet stiger. Eksempelvis med tin:



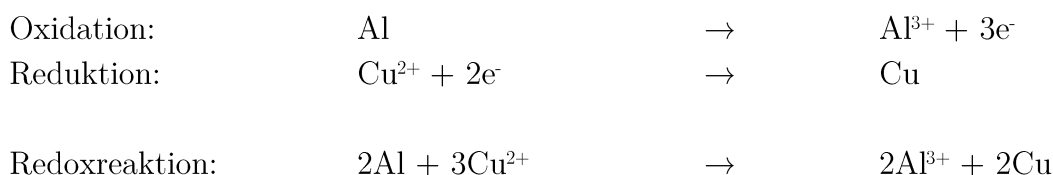
Reduktion

I en reduktion af et grundstof optages elektroner og oxidationstallet falder. Eksempelvis med sølv(I):



Redoxreaktion

I en redoxreaktion skal der både oxideres og reduceres et grundstof. Antallet af elektroner der flyttes skal passe, så der ikke er nogle frie elektroner. Eksempelvis reaktionen mellem kobber(II) og aluminium:



Bemærk at den samlede ladning altid er ens på begge side, her 6+.

Spændingsrækken

Spændingsrækken oplister de neutrale metaller efter hvor reaktionsvillige de er. Længst til venstre er de reaktionsvillig uædle metaller, som gerne vil oxideres. Længst til højre er de ædle metaller.



Spændingsrækken kan bruges til at afgøre om reaktioner er spontane eller kræver energitilførsel. De er spontane hvis det mest ædle metal dannes på sin neutrale form og det mest reaktionsvillige dannes som ion.



Bemærk alle metaller til venstre for H₂ kan opløses i syre, da de oxideres af H⁺.

Oxidationstal

Oxidationstallet for et grundstof kan typisk udregnes ud fra følgende regler, og skrives med romertal:

- Oxidationstallet af alle atomer i en forbindelse skal til samme give forbindelsens ladning.
- H har oxidationstallet +I
- O har oxidationstallet -II

Eksempelvis for nitrogen i NO_3^-

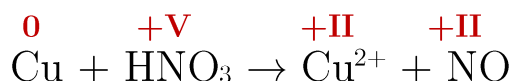
$$\begin{aligned} \text{N} + \text{O} \cdot 3 &= -1 \\ \text{N} + (-2) \cdot 3 &= -1 \\ \text{N} + (-6) &= -1 \\ \text{N} &= 5 = +\text{V} \end{aligned}$$

Redoxafstemning

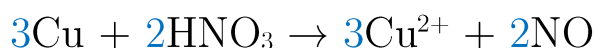
Når man redoxafstemmer følger man denne procedure:

1. **Angiv grundstoffernes oxidationstal.**
2. **Afstem oxidation og reduktion (opgang og nedgang i oxidationstal).**
3. **Optæl ladning og afstem med H^+ (sur) eller OH^- (basisk).**
4. **Optæl H og O og afstem med H_2O .**

Eksempel med ikke afstemt redoxreaktion i sur opløsning, $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO}$



$$\begin{array}{l} \text{Cu} \uparrow 2 \quad \boxed{\cdot 3} = 6 \\ \text{N} \downarrow 3 \quad \boxed{\cdot 2} = 6 \end{array}$$

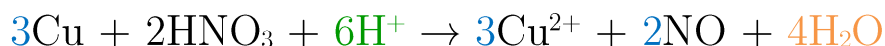


Ladning

Venstre	Højre
0	$3 \cdot (+2) = +6$
$\boxed{+6\text{H}^+}$	



	Venstre	Højre
O	$2 \cdot 3 = 6$	2
H	$2 \cdot 1 + 6 \cdot 1 = 8$	0
		$\boxed{+4\text{H}_2\text{O}}$



¹ Den mere præcise regel er at H er +I så længe det er bundet til noget mere elektronegativt, og O er -II så længe det er bundet til noget mindre elektronegativt. For begge grundstoffer er det dog ofte i tilfælde.