

**Oxidatoren:** deeltjes die elektronen opnemen.

**Reductor:** deeltjes die elektronen afstaan.

Binas tabel 48

Een RedOx reactie loopt alleen als het standaard-elektronenpotentiaal groter is dan 0,3. Groter dan 0,3 dan is de reactie aflopend, tussen -0,3 en 0,3 is het een evenwicht, niet ideaal en kleiner dan -0,3 betekent dat de reactie niet verloopt. Maar eigenlijk zeggen we al vanaf 0,3 dat de reactie niet verloopt. Het elektronen-potentiaal is ook in V de spanning die kan lopen bij een batterij. Dus bij een elektronen-potentiaal verschil van 0,5 loopt er dus, moet er wel een batterij ontstaan, een spanning van 0,5 V.

$$V_{\text{ox}} - V_{\text{red}} > 0,3$$

**Oxidatiegetal** is eigenlijk de lading, een zuurstofatoom heeft (over het algemeen) altijd een lading van -II, in plaats van lading dat we schrijven als 2-, schrijf je het oxidatiegetal in romeinse cijfers en als wiskundige cijfers, dus -III en niet 3-. Andere algemene waarden is dat waterstof altijd +I is en zwavel altijd +VI is. Maar dit hangt natuurlijk af van de formule waarin het staat.  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

2x Na +I

4x O -II

Geeft dat S wel +VI moet zijn om uit te komen op 0.

We gebruiken de oxidatiegetallen voor het opschrijven van half reacties die niet in BiNaS staan. Om dat te doen moet je tenminste weten wat er voor de pijl staat en achter, minimaal 2 stoffen dus, bijvoorbeeld:

---

### Oxidatoren opstellen (reactie)

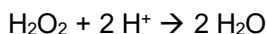


**Stap 1** Is dan om de alle andere elementen behalve H en O gelijk te maken, in dit geval bestaat dat niet.

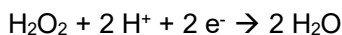
**Stap 2** De O gelijk maken doormiddel van  $\text{H}_2\text{O}$



**Stap 3** H gelijk maken



**Stap 4** Elektronen lading gelijk maken



Maar het bovenstaande voorbeeld is in een zuur milieu, kenmerkend door de  $\text{H}^+$ , als we het in een basisch milieu moeten doen ziet het er zo uit.



**Stap 1** Is dan om de alle andere elementen behalve H en O gelijk te maken, in dit geval bestaat dat niet.

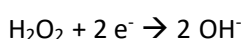
**Stap 2** De O gelijk maken doormiddel van  $\text{OH}^-$  en  $\text{H}_2\text{O}$



**Stap 3** H gelijk maken (door  $\text{H}_2\text{O}$  weg te strepen)



**Stap 4** Elektronen lading gelijk maken



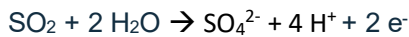
### Reductoren opstellen (reactie)



**Stap 1** Alles behalve O en H gelijk maken, niet nodig want S = S.

**Stap 2** O gelijk maken door  $\text{H}_2\text{O}$



**Stap 3** H gelijk maken**Stap 4** Elektronen lading gelijk maken**En in basisch milieu**

**Stap 1** Alles behalve O en H gelijk maken, niet nodig want S = S.

**Stap 2** O gelijk maken door OH



**Stap 3** H gelijk maken door H<sub>2</sub>O



**Stap 4** Gelijk maken van elektronen lading

**Concluderend:**

Het opstellen van een onbekende half reacties kan op dus op twee manieren:

- In een zuur milieu wordt een O met twee H<sup>+</sup> omgezet tot H<sub>2</sub>O.
- In een neutraal of basisch milieu wordt een O met een H<sub>2</sub>O omgezet tot twee OH<sup>-</sup>.

---

Roesten heet in de scheikunde **corroderen**, hoe erg het corrodeert hangt onder andere af van de **edelheid**. Om roest te voorkomen op belangrijke gebieden zijn er opofferingsmetalen, dat zijn metalen die sneller reageren dan de rest van het oppervlak, hierdoor blijft het belangrijkere gedeelte intact. Dit komt meestal doordat het opofferingsmetaal graag elektronen afstaat en daardoor langzaam afbrokkelt.

Bij brandstoffen is de reductor altijd de brandstof en dus de plus pool, en zuurstof altijd de oxidator en daarmee de min pool. Je kan daarmee dus vrij snel stellen dat de elektronen altijd van brandstof naar zuurstof lopen. Mits er een degelijke zoutbrug is die beide stoffen kunnen laten reageren en ionen kunnen vervoeren. Bij oplaadbare batterijen verloopt de reactie andersom doordat je er elektronen tegen in stuurt, dit werkt alleen als de elektronenstroom sterker is dan de reactie die optreedt. Aangezien het de reactie tegenduwt. Daarom wordt de batterij ook erg warm als je het oplaadt.