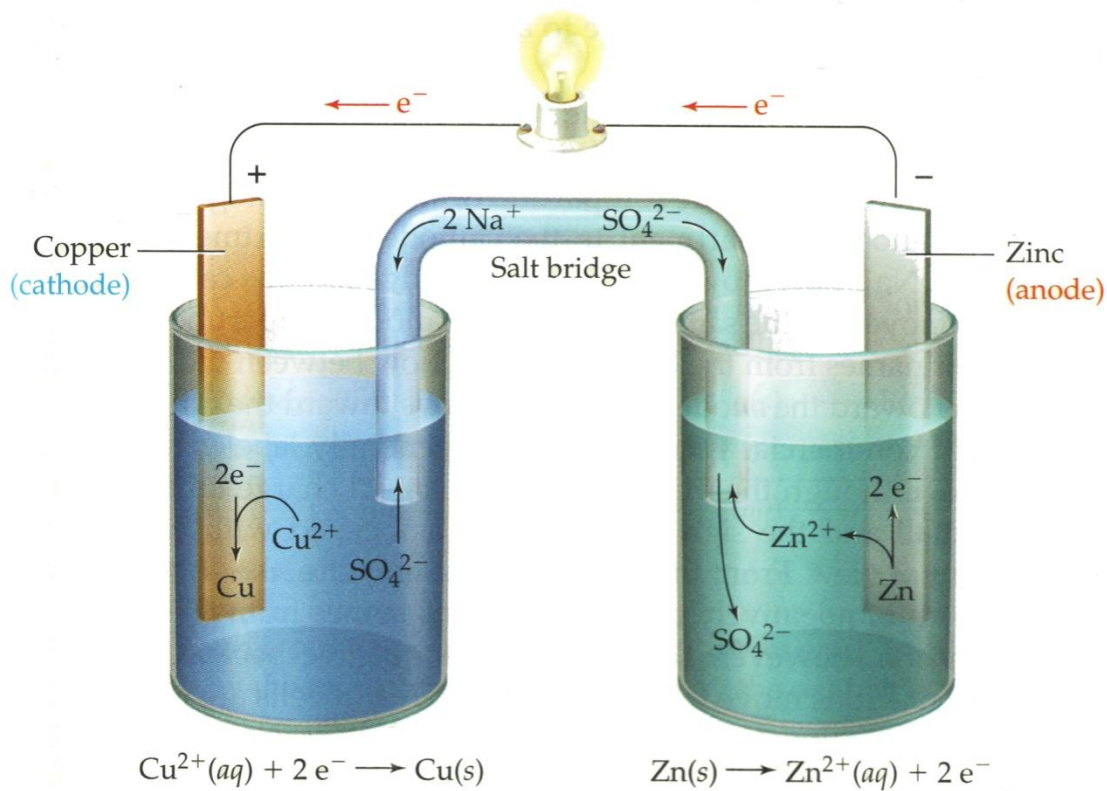




Redoxreacties

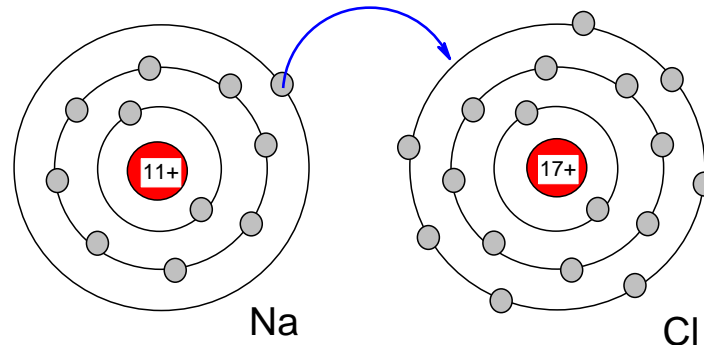




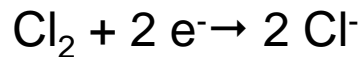
Elektronenoverdracht (1)

Een bekende reactie is: $2 \text{Na(s)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{NaCl(s)}$ (oude notatie: Na^+Cl^-)

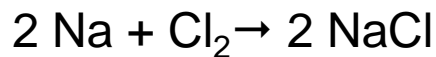
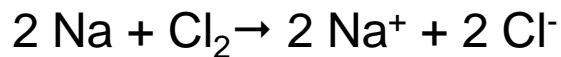
Hierbij is sprake van **elektronenoverdracht**. Dit kan als volgt worden voorgesteld:



De reactie kan worden opgesplitst in zogenaamde **halfreacties**:



Na optellen volgt er:

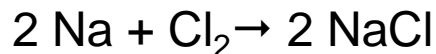
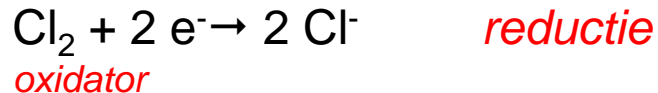
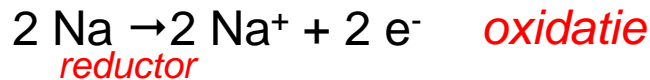


Reacties waarbij **elektronenoverdracht** plaatsvindt heten **redoxreacties**



Elektronenoverdracht (2)

Het zelfde voorbeeld nog een keer, maar nu met namen van deeltjes en halfreacties



Samenvatting:

reductor (red) = deeltje dat elektronen kan afstaan

oxidator (ox) = deeltje dat elektronen kan opnemen

reductie = elektronenopname

oxidatie = elektronenafgifte

oxidator wordt gereduceerd

reductor wordt geoxideerd

Bij *redoxreacties* *verandert* de *lading* van de atomen, aantal *afgestane e⁻* = aantal *opgenomen e⁻* en *lading voor de pijl* = *lading na de pijl*.



Elektronenoverdracht (3)

Nog een voorbeeld.

Stel m.b.v. halfreacties de vergelijking op van de reactie tussen aluminium en zoutzuur.

Strategie:

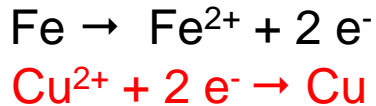
- Schrijf de halfreactie van de red op: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$ *oxidatie*
red
- Schrijf de halfreactie van de ox op: (zoutzuur is een oplossing van HCl(g), dus $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$):
 $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ *reductie*
ox
- Afgestane e^- = opgenomen e^- :
 $2 [\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-] \Leftrightarrow 2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 6 \text{e}^-$
 $3 [2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2] \Leftrightarrow 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{H}_2$
- Tel beide halfreacties op:
 $2 \text{Al}(\text{s}) + 6 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$



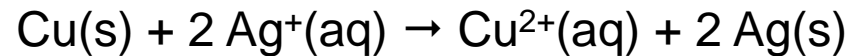
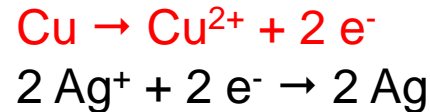
Redoxreacties met metalen (1)

Metaal reageert met metaalion van een ander element:

Proef 12



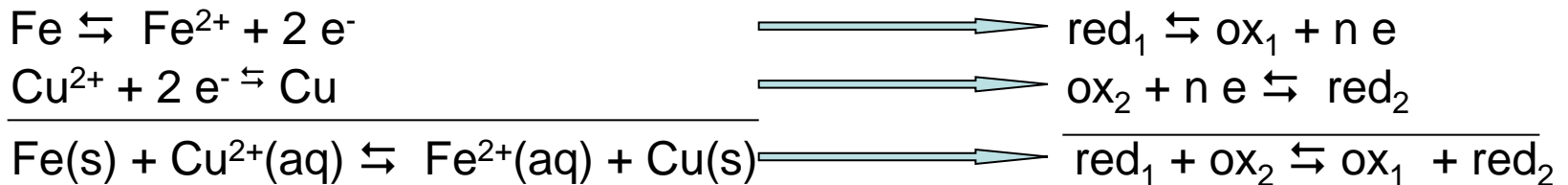
Proef 15



Uit deze proeven blijkt dat *halfreacties omkeerbaar* zijn.

Bovendien zijn het evenwichtsreacties (wordt niet aangetoond)

Algemene schema redoxreacties:





Als je bij proef 12 aan Fe^{2+} ionen Cu toevoegt, verloopt de reactie niet.

Conclusie: Fe is sterkere *red* dan Cu en Cu^{2+} is sterkere *ox* dan Fe^{2+} .



Redoxreacties met metalen (2)

Aan de hand van soortgelijke proeven als 12,14 en 15 kun je een reeks opstellen waarbij element (*red*) en ion van dat element (*ox*) naar sterkte gerangschikt zijn

sterk	<u>oxidatoren</u>	<u>reductoren</u>	zwak (edel)
	$\text{Au}^{3+} + 3 e \rightleftharpoons$	Au	
	$\text{Ag}^+ + e \rightleftharpoons$	Ag	
	$\text{Hg}^+ + e \rightleftharpoons$	Hg	
	$\text{Cu}^{2+} + 2 e \rightleftharpoons$	Cu	
	$2 \text{H}^+ + 2 e \rightleftharpoons$	H_2	
	$\text{Pb}^{2+} + 2 e \rightleftharpoons$	Pb	
	$\text{Fe}^{2+} + 2 e \rightleftharpoons$	Fe	
	$\text{Zn}^{2+} + 2 e \rightleftharpoons$	Zn	
	$\text{Al}^{3+} + 3 e \rightleftharpoons$	Al	
	$\text{Mg}^{2+} + 2 e \rightleftharpoons$	Mg	
	$\text{Na}^+ + e \rightleftharpoons$	Na	
	$\text{Ca}^{2+} + 2 e \rightleftharpoons$	Ca	
	$\text{Ba}^{2+} + 2 e \rightleftharpoons$	Ba	
	$\text{K}^+ + e \rightleftharpoons$	K	
	zwak		



Redoxreacties met metalen (3)

Bij een redoxreactie zijn de ox en de red voor de pijl sterker dan de ox en de red na de pijl.

Met andere woorden:

Als een **ox** met een **red** wordt samengebracht, **kan** er een **reactie** verlopen **als** de halfreactie van de **ox** **boven** de halfreactie van de **red** staat.

Kan koper met zoutzuur reageren? Zo ja, geef de RV.

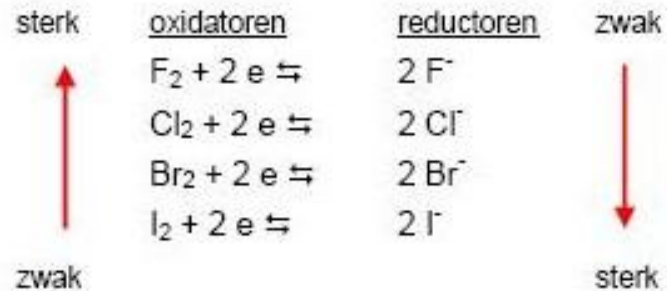
Kan lood met zoutzuur reageren? Zo ja, geef de RV.

Conclusie: *Alle metalen die boven waterstof staan, reageren niet met H^+ alle andere metalen (onder H_2) reageren met H^+ .*



Redoxreacties met niet-metalen

De oxidatorsterkte van de halogenen komt overeen met de volgorde in groep 17 van het periodiek systeem (zie opdracht 38)





Het voorspellen en opstellen van redoxreacties (1)

Voor het voorspellen van redoxreacties maken we gebruik van tabel 48.

De oxidatoren zijn van boven naar beneden gerangschikt in afnemende sterkte. (Vergelijk de figuren op sheet 6 en 8.)

De rangschikking van de sterkte van de reductoren is dus omgekeerd en neemt van onder naar boven toe. (Een sterke ox_1 gaat samen met een zwakke red_1 .)

Ga van de volgende reactie na of ze verlopen (alle concentraties van de oplosbare stoffen zijn 1 M).

Geef de halfreacties en de totale reactievergelijkingen.



Het voorspellen en opstellen van redoxreacties (2)

a. Mg(s) en een zwavelzuuroplossing

Strategie:

1. Inventariseer de deeltjes: H_2O , Mg(s) , $\text{H}^+(\text{aq})$ en $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
2. Zoek de (sterkste) *ox*: $\text{H}^+(\text{aq})$
(SO_4^{2-} is alleen *ox* in warm gec. H_2SO_4 ; zie BINAS)
3. Zoek de (sterkste) *red*: Mg
4. Ga in tabel 48 na of halfreactie ox_1 boven halfreactie red_2 staat
De halfreactie van H^+ staat boven die van Mg , dus zal de reactie verlopen
5. Schrijf de halfreacties op:
 $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$
 $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$
6. Leid hieruit de redoxreactie af:

 $\text{Mg(s)} + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$



Het voorspellen en opstellen van redoxreacties (3)

b. Broom + ijzer(II)chloride oplossing

1. Inventariseer de deeltjes: $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, $\text{Br}_2(\text{aq})$, $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ en $\text{Cl}^-(\text{aq})$
2. Zoek de (sterkste) *ox*: $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, Br_2 (staat ver boven Fe^{2+} en H_2O)
3. Zoek de (sterkste) *red*: Fe^{2+} (staat ver onder Cl^- en H_2O)
4. Ga in tabel 48 na of halfreactie ox_1 boven halfreactie red_2 staat
De halfreactie van Br_2 (ox_1) staat boven die van Fe^{2+} (red_2), dus zal de reactie verlopen
5. Schrijf de halfreacties op:
$$\text{Br}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^-$$
$$2 \times [\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-]$$

6. Leid hieruit de redoxreactie af:
$$\text{Br}_2(\text{aq}) + 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Br}^-(\text{aq}) + 2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq})$$



Het voorspellen en opstellen van redoxreacties (4)

c. Ag + zoutzuur

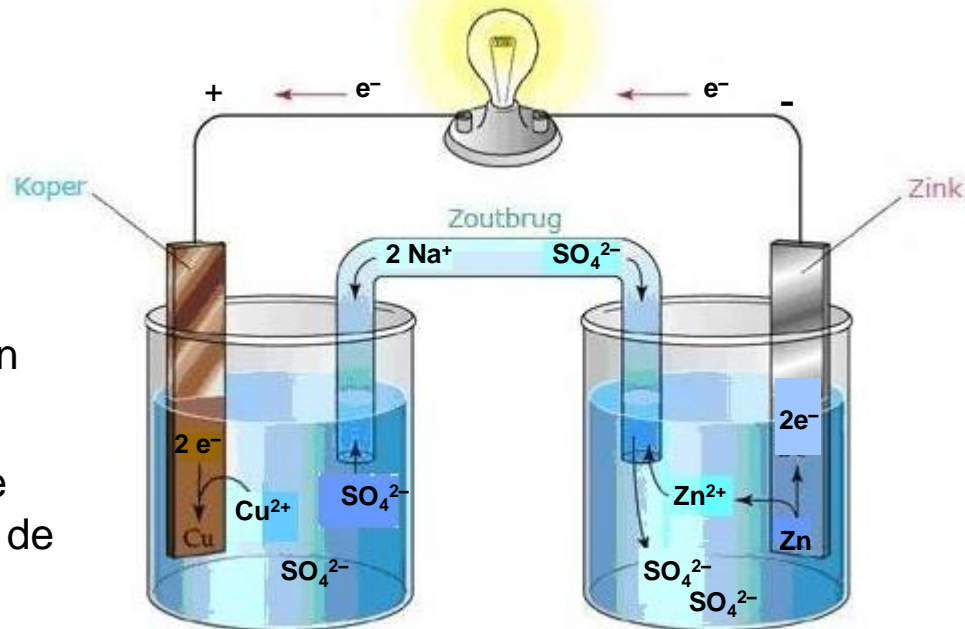
- | | |
|--|--|
| 1. Inventariseer de deeltjes: | $\text{H}_2\text{O}(\text{l}), \text{Ag}(\text{s}) \text{H}^+(\text{aq})$ en $\text{Cl}^-(\text{aq})$ |
| 2. Zoek de (sterkste) <i>ox</i> : | H^+ |
| 3. Zoek de (sterkste) <i>red</i> : | $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ Ag (staat ver onder Cl^- en H_2O) |
| 4. Ga in tabel 48 na of halfreactie ox_1 boven halfreactie red_2 staat | De halfreactie van H^+ (ox_1) staat onder die van Ag (red_2), dus zal de reactie niet verlopen |

Hoe kun je nagaan of een reactie een redoxreactie is?



Galvanische cel

Daniell-cel is een voorbeeld van een zogenaamde *stroomleverende (galvanische) cel* en is gebaseerd op de redoxreactie: $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$
De elektronenoverdracht verloopt niet direct, maar via een stroomdraad



Er zijn twee soorten elektroden:
elektroden die mee *reageren* (zoals bij de Daniell-cel) en

onaantastbare elektroden (Pt en C)

