
Basisscheikunde voor het hbo

A.G.A. van der Meer

Eerste druk

Oplage 2019

Syntax Media – Utrecht

Inhoud

Aan de student		9
1	Stoffen	11
	1.1	Kleine deeltjes 11
	1.2	Vast, vloeibaar of gas 13
	1.3	Mengsels en zuivere stoffen 14
	1.4	Scheiden van mengsels 18
	1.5	Rekenen met stoffen 21
2	Atomen	28
	2.1	Het atoom 28
	2.2	Elektronenverdeling 31
	2.3	Isotopen 37
	2.4	Radioactiviteit 38
	2.5	Atoommassa 40
3	Chemische binding	44
	3.1	Gebonden deeltjes 44
	3.2	Atoombinding (covalente binding) 45
	3.3	Namen van anorganische moleculaire stoffen 48
	3.4	Elektronegativiteit 49
	3.5	Waterstofbrug 53
	3.6	Ionbinding 56
	3.7	Naamgeving ionen 58
	3.8	Metaalbinding 60
4	De mol	62
	4.1	Atoommassa 62
	4.2	Molecuulmassa 63
	4.3	Mol 63
	4.4	Rekenen met de mol 64
	4.5	Massa, mol en reacties 67
5	Chemische reacties	71
	5.1	De reactievergelijking 71
	5.2	Reacties in ionen 73
	5.3	Reacties in soorten 76
	5.4	Warmte-effect 78
	5.5	Reactiesnelheid 80

6	Chemisch evenwicht	83
6.1	Reacties in evenwicht	83
6.2	De evenwichtsvoorwaarde	84
6.3	Evenwichten in soorten	86
6.4	Het principe van de kleinste dwang	88
6.5	Rekenen met het evenwicht	90
7	Zouten	93
7.1	Ionen	93
7.2	Oplosbaarheid van zouten	93
7.3	Kristalwater	97
7.4	Dubbelzouten	99
8	Zuren en basen	102
8.1	Zuren	102
8.2	Protolyse in stappen	106
8.3	Base	107
8.4	Geconjugeerde zuren en basen	109
8.5	Het autoprotolyse-evenwicht van water	112
8.6	Zuiver water	113
8.7	Zure oplossingen	113
8.8	Een oplossing van een sterk hydroxide	114
8.9	pH	114
8.10	Zwakke zuren en basen	117
8.11	Bufferoplossingen	119
8.12	Zuur/basetitraties	121
9	Koolwaterstoffen	125
9.1	Algemeen	125
9.2	Verzadigde koolwaterstoffen	126
9.3	Ruimtelijke bouw	130
9.4	Cycloalkanen	134
9.5	Formules	134
9.6	Onverzadigde koolwaterstoffen	135
9.7	Aromatische koolwaterstoffen	138
10	Functionele groepen	140
10.1	Algemeen	140
10.2	Halogeenalkanen	140
10.3	Alkanolen, de hydroxylgroep	143
10.4	Alkanalen, alkanonen, de carbonylgroep	145

10.5	Alkaanzuren, de carboxylgroep	148
10.6	Naamgeving	150
11	Biomoleculen	155
11.1	Algemeen	155
11.2	Koolhydraten	155
11.3	Monosachariden	156
11.4	Disachariden	158
11.5	Polysachariden	160
11.6	Oliën en vetten	163
11.7	α -Aminozuren	167
11.8	Eiwitten	169
12	Polymeren	175
12.1	Algemeen	175
12.2	Bereiding	178
12.3	Structuur en eigenschappen	181
12.4	Bekende kunststoffen	182
13	Redoxreacties	189
13.1	Oxidatie	189
13.2	Redoxreacties	190
13.3	Oxidatoren en reductoren	192
13.4	Spanningsreeks	193
13.5	Chemie en elektriciteit	197
13.6	Rekenen met redox	201
13.7	Titreren met redox	202
14	Chemische processen	206
14.1	Algemeen	206
14.2	Duurzaamheid	210
15	Milieu en veiligheid	215
15.1	Milieu	215
15.2	Veiligheid	219
	Bijlagen	223
	Register	229

Aan de student

Dit boek is bedoeld voor studenten die niet of met een matig resultaat havo-scheikunde-examen hebben gedaan en kiezen voor een vervolgopleiding waarvoor een goede scheikundebasis nodig is. Zij kunnen met dit boek in relatief korte tijd door zelfstudie hun scheikundekennis op peil brengen.

Op veel hogescholen worden zomercursussen gegeven om deficiënties weg te werken of om vakkennis op te frissen. Ook bieden verschillende zelfstandige onderwijsinstellingen bijles en examentraining aan. Dit boek is voor al deze cursussen geschikt.

Natuurlijk is het niet mogelijk om twee jaar bovenbouw scheikunde in twee maanden te doen. Maar, waar een wil is, is een weg en in de beperking toont zich de meester. Dit boek beperkt zich dan ook tot de kern van de havo-examenstof scheikunde, dat wil zeggen de onderwerpen die voor een goed inzicht nodig zijn.

Deze keuze is niet het enige verschil met een gewoon scheikundeboek voor de havo. Een aantal onderwerpen wordt met iets meer diepgang beschreven dan voor het havo-examen nodig is. Het gaat dan om die onderwerpen die in een vervolgopleiding belangrijk zijn, bijvoorbeeld chemisch evenwicht, koolhydraten, eiwitten, vetten, zuren en basen.

We hopen dat dit boek een goede opstap naar je nieuwe vervolgopleiding is. Je kunt het boek ook gebruiken als naslagwerk tijdens de opleiding, als in de beginfase van de opleiding de stappen aan de grote kant zijn en je de aansluiting dreigt te missen.

Met de opgaven in het boek kun je zelf toetsen of je de theorie beheerst. De uitgebreide uitwerkingen zijn daarvoor ook belangrijk. Ze zijn te vinden op de website van de uitgeverij: www.syntaxmedia.nl/basisscheikunde. Hier vind je ook voor elk hoofdstuk een test met feedback.

Op- en aanmerkingen en verbeterpunten zijn van harte welkom via de uitgeverij: info@syntaxmedia.nl.

Fons van der Meer
januari 2017

Samengevat

- Elk atoom heeft een kleine kern met een *positieve* lading. De positieve lading komt door protonen, elk proton heeft één elementaire positieve lading.
- De kern heeft ook neutronen, neutronen hebben geen lading.
- Rond de kern – op afstand – is er de elektronenwolk, elk elektron heeft één elementaire *negatieve* lading.
- In een neutraal atoom is het aantal protonen in de kern gelijk aan het aantal elektronen er omheen.

Het aantal elementaire deeltjes in het atoom wordt vaak bij het atoomsymbool vermeld. Het elementsymbool heeft dan een *atoomnummer* en een *massagetal*:



X = elementsymbool

A = massagetal = som protonen en neutronen

Z = atoomnummer = aantal protonen

Voorbeeld ${}^{12}_6\text{C}$

C = koolstof

12 = massagetal Dus protonen + neutronen = 12

6 = atoomnummer Dus 6 protonen en ook 6 elektronen in het atoom.

In de kern zitten ook: $12 - 6 = 6$ neutronen.

Ion

Een atoom kan elektronen opnemen of afstaan.

Bijvoorbeeld: het berylliumatoom ${}^9_4\text{Be}$.

Beryllium heeft 4 protonen in de kern. Een neutraal berylliumatoom heeft dan ook 4 elektronen. Beryllium kan gemakkelijk 2 elektronen weggeven. Er ontstaat dan een ion.

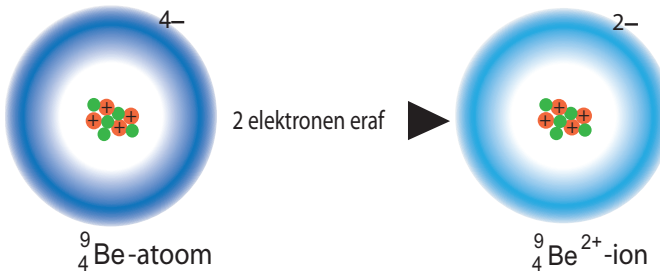
Er zijn 2 elektronen weg. Dat zijn 2 negatieve ladingen.

Totale lading van het beryllium-ion:

- 4+ in de kern
- 2- aan elektronen
- opgeteld: 2+.

2.2 Elektronenverdeling

Het berylliumion heeft een 2-pluslading. Er is dan een 2+-ion: Be^{2+} .



Het berylliumatoom wordt 2^+ -ion.

In een neutraal atoom is het aantal elektronen gelijk aan het aantal protonen.

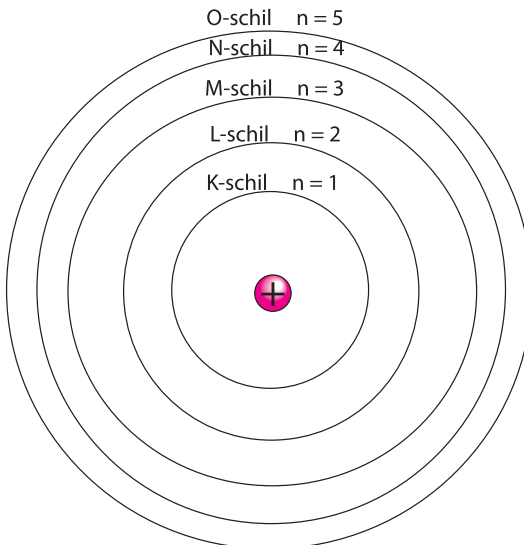
Een negatief ion heeft een (of meer) elektron(en) teveel.

Een positief ion komt een (of meer) elektron(en) tekort.

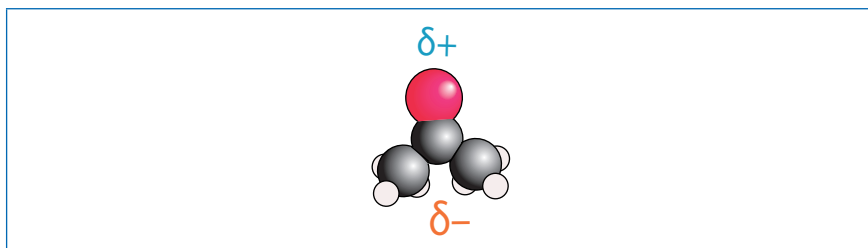
- ◆ Ion: atoom (of groepje atomen) met elektronen te veel of te weinig.

2.2 Elektronenverdeling

Elektronen zijn verdeeld over verschillende *schillen*. Deze schillen worden aangeduid met de letters K, L, M, N, O, maar ook met het 'hoofdkwantumgetal': n . Voor elke schil krijgt n een andere waarde. Van binnen naar buiten oplopend: $n = 1, 2, 3, \dots$

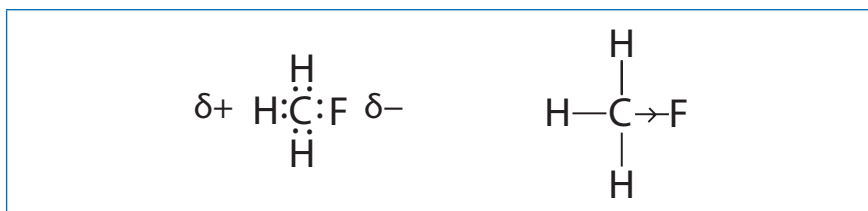


De hoofdschillen in het atoom.



Aceton is een polair molecuul.

Het molecuul in zijn geheel is neutraal. Er is in het molecuul een verschuiving van lading. Het bindend elektronenpaar zit niet precies midden tussen de atomen. De ladingsverschuiving geven we aan met: δ^- , *delta min*. Dit betekent: een beetje negatief. Zo geven we iets positief aan met: δ^+ . In fluormethaan bijvoorbeeld is de lading verschoven naar het F-atoom:



In fluormethaan is de lading verschoven naar het F-atoom.

De bindende elektronen zijn verschoven in de richting van het fluoraatoom. We kunnen dit aangeven in een structuurformule met een pijltje. Het resultaat is dat fluor te veel negatieve lading heeft en koolstof te weinig. Fluor wordt negatief, koolstof positief.

Monofluormethaan heeft dus dipoolmoleculen.

Is het bindend elektronenpaar verschoven dan is het een *polaircovalente binding*.

We kunnen het gedrag van atomen te voorspellen met de *elektronegativiteitswaarde* van het atoom. Hoe hoger de EN-waarde des te sterker de neiging om elektronenparen te binden.

◆ **EN-waarde: neiging om bindende elektronen aan te trekken.**

De EN-waarde neemt toe van links onder in het periodiek systeem tot rechts boven.

3.4 Elektronegativiteit

1																			18
1	H																		He
2	Li	Be																	
3	Na	Mg																	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac																

EN-waardeverloop in het periodiek systeem.

EN-waarden van enkele elementen:

H 2,1 Be 1,5 C 2,5 O 3,5
Li 1,0 B 2,0 N 3,1 F 4,1

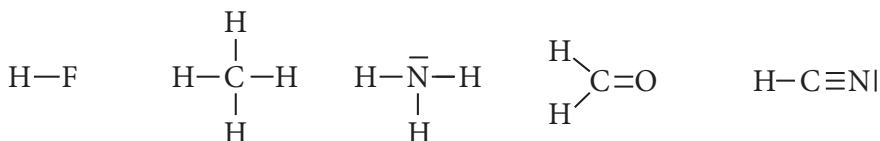
Stel: twee atomen maken een binding door een elektronenpaar. Als er een verschil is in EN-waarde is de binding polair.

Voorbeeld F-F EN-waardeverschil: 0,0 dus: zuiver covalent.

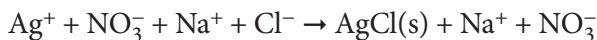
H-F EN-waardeverschil: 4,1 - 2,1 = 2,0 dus: polaircovalent.

- het atoom met de hoogste EN-waarde wordt iets negatief;
- het atoom met de laagste EN-waarde wordt iets positief;
- hoe groter het EN-waardeverschil, des te sterker de dipool.

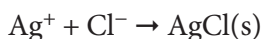
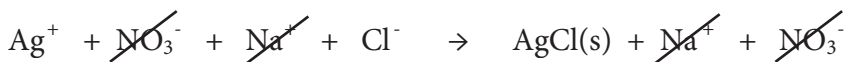
Opgave 4 Welk atoom wordt enigszins positief, welk enigszins negatief in de volgende moleculen?



AgNO_3 en NaCl zijn opgelost in water, gesplitst in ionen. We kunnen de reactie daarom ook in ionen schrijven:



Als we de losse ionen die links en rechts hetzelfde zijn tegen elkaar wegstrepen, ontstaat:



Opgave 2 De volgende reacties vinden plaats in waterige oplossingen. Schrijf de reacties in ionen, dat wil zeggen: laat de ionen die niet werkelijk aan de reactie deelnemen weg.

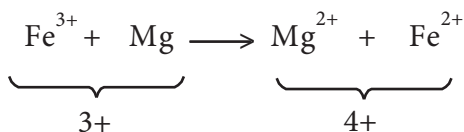
- $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl(s)} + \text{NaNO}_3$
- $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Pb(NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2 \text{NaNO}_3$
- $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3(\text{g})$
- $2 \text{NaOH} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2(\text{s}) + 2 \text{NaCl}$

Ionenvergelijking kloppend maken

Bij het kloppend maken van reactievergelijkingen zorgen we ervoor dat links en rechts evenveel van dezelfde atomen voorkomen (*wet van behoud van massa*).

Als er ionen in de reactievergelijking voorkomen, is er een extra eis waaraan de vergelijking moet voldoen: elektrische neutraliteit. Dat wil zeggen: er kan geen elektrische lading ontstaan en er kan geen elektrische lading verdwijnen. Aan de linkerkant van de pijl moet evenveel lading staan als aan de rechterkant.

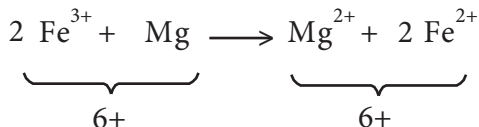
Voorbeeld



Voor wat betreft het aantal deeltjes klopt de vergelijking al, links en rechts staan evenveel deeltjes Fe en Mg. Maar de lading klopt niet. Links is de lading: 3+. Rechts is de lading: 4+.

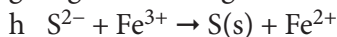
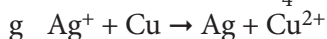
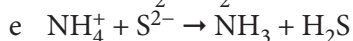
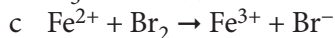
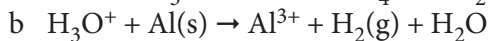
5.2 Reacties in ionen

Als we deeltjes in aantal veranderen, moet dat links en rechts in dezelfde mate gebeuren, omdat de reactieverhouding immers al klopt. We hebben links meer lading nodig, dus het ligt voor de hand om meer ijzerionen te nemen. We verdubbelen het aantal ijzerionen links én rechts:

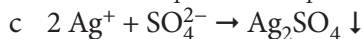
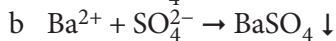
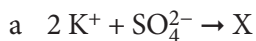
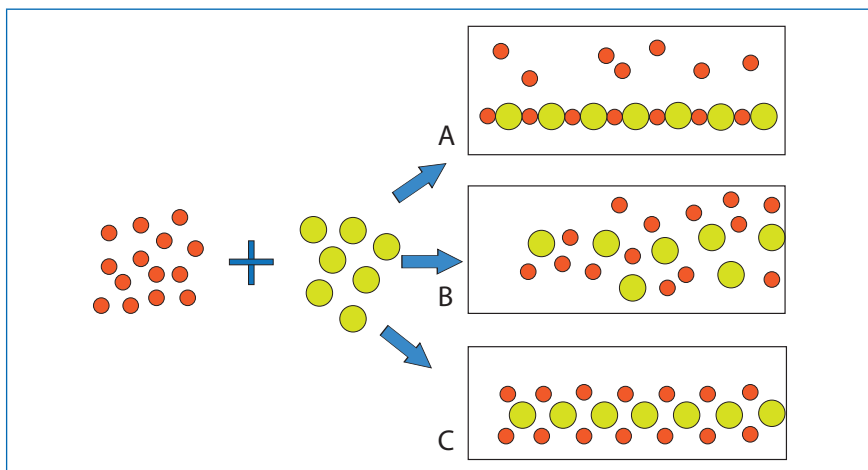


Nu is de lading links: 6+ en rechts: 6+. De vergelijking klopt.

Opgave 3 Maak de volgende reactievergelijkingen kloppend:

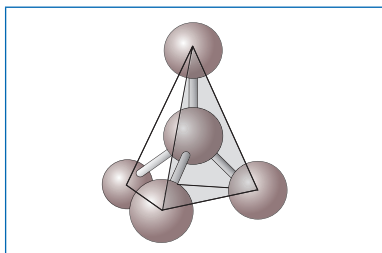


Opgave 4 Welke van de onderstaande reacties past het best bij de reacties A, B en C in de volgende afbeelding?



9.3 Ruimtelijke bouw

Het koolstofatoom kan vier bindingen vormen. Als dit vier enkelvoudige bindingen zijn, is het atoom het midden van een tetraëder.



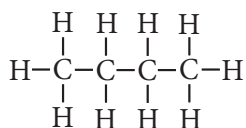
Tetraëdrische omhulling van het koolstofatoom.

Elke binding wijst naar een hoekpunt van de tetraëder. Koolstofketens hebben daardoor de vorm van een zigzagpatroon

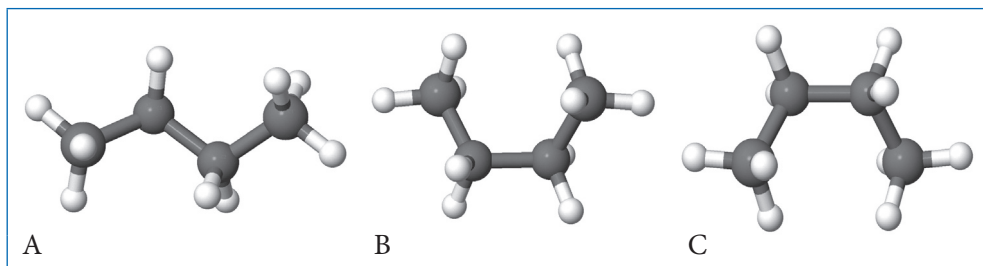
Aan een *enkele binding* is een atoom of atoomgroep vrij draaibaar. Zo kan een molecuul in vele toevallige ruimtelijke toestanden verkeren. Een toevallige ruimtelijke toestand noemen we een *conformatie*.

◆ **Conformatie: toevallige ruimtelijke toestand van een molecuul.**

We tekenen de moleculen vaak in een plat vlak, bijvoorbeeld butaan:



In werkelijkheid is ieder C-atoom dus het middelpunt van een tetraëder zoals in deze en de volgende afbeelding te zien is. De atomen zijn om de bindingen draaibaar.



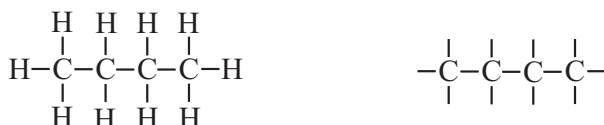
Conformaties van butaan.

Structuur A stelt butaan voor, maar B stelt ook butaan voor en C ook. Het zijn verschillende *conformaties* van hetzelfde molecuul. Door de vrije draaiing rond de bindingen zijn er van een organisch molecuul heel veel conformaties mogelijk. Het zijn toevallige ruimtelijke toestanden van het molecuul.

Structuur en structuurisomerie

Om de bouw van een molecuul weer te geven gebruiken we structuurformules. De structuurformule is een afbeelding in een plat vlak waar in elk bindend elektronenpaar wordt voorgesteld door een streepje.

Zo wordt de structuurformule van butaan:

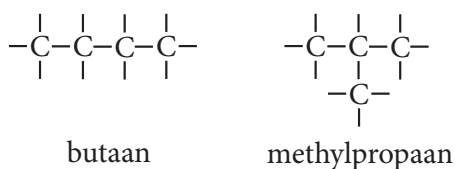


structuurformule butaan

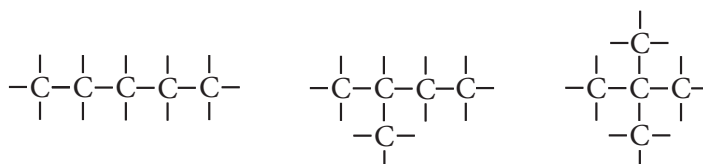
zonder waterstofatomen

- ◆ **Structuur:** de volgorde van de atomen en de wijze waarop zij gebonden zijn.

De structuur van een molecuul kun je alleen veranderen door bindingen te verbreken. Vaak is het mogelijk om voor één brutoformule meer dan één structuur te geven. Zo kunnen we voor de brutoformule van butaan (C_4H_{10}) de onderstaande structuren tekenen:



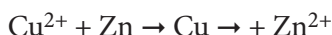
De twee structuren zijn verschillende stoffen. Butaan is een andere stof dan methylpropan. Bijvoorbeeld het kookpunt van butaan is $-0,5\text{ }^\circ\text{C}$, terwijl dat van methylpropan $-12\text{ }^\circ\text{C}$ is. Voor de brutoformule C_5H_{12} kunnen we drie verschillende structuren tekenen:



We noemen deze volgorde de *verdringingsreeks* van de metalen.

- Kalium, barium, calcium en natrium zijn zeer onedel, ze reageren spontaan met zuurstof en water. Deze metalen worden daarom in minerale olie bewaard.
- Magnesium, aluminium, zink en ijzer zijn onedel, maar reageren bij kamertemperatuur niet meer met water. Ze reageren wel vlot met zuren.
- Nikkel, tin en lood reageren alleen met sterke zuren.
- Koper, kwik en zilver reageren niet (of heel langzaam) met sterke zuren.
- Platina en goud zijn de *edele metalen* die zich zeer moeilijk laten oxideren.

Verdringing: indien je een onedel metaal in contact brengt met een oplossing van een edeler metaalion, gaat het minder edele metaal over in de ion vorm. Het meer edele metaal wordt gereduceerd en slaat in vaste vorm neer:



Het minder edele metaal zink is dus in staat het opgeloste koper als het ware uit de oplossing te verdringen. Zo komen we aan de naam 'verdringingsreeks'. Elk metaal in de reeks kan een metaalion dat in de reeks *links* van hem staat, reduceren.

Opgave 6 Geef zelf de reactie (in waterige oplossing) tussen:

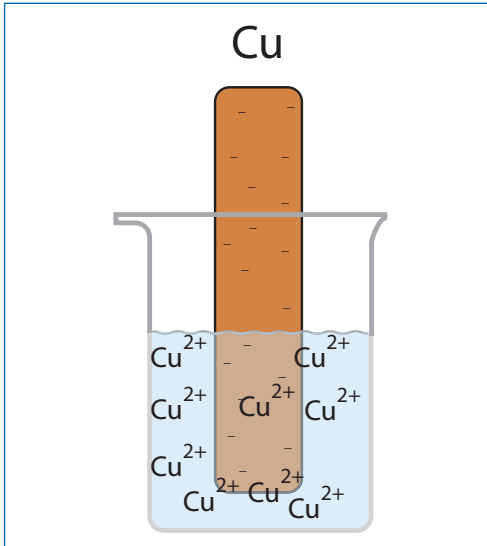
- a magnesium en zilvernitraat
- b aluminium en lood(II)chloride
- c ijzer en koper(II)nitraat
- d tin en aluminiumchloride
- e zink en tin(II)chloride
- f magnesium en nikkelsulfaat

De neiging om een positief ion te vormen heeft tot gevolg dat het metaal in water enigszins in ionvorm oplost. De elektronen blijven hierbij achter in het metaal:



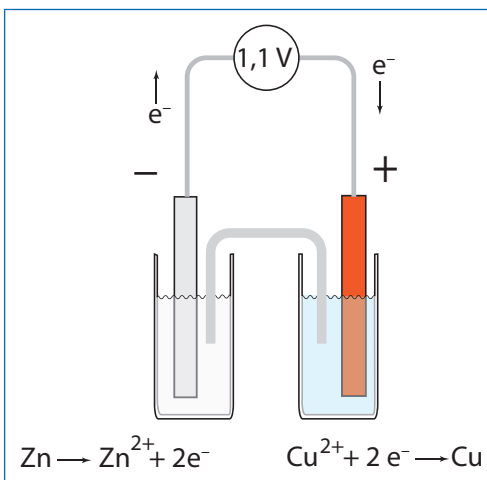
13.4 Spanningsreeks

Koper vertoont dit verschijnsel in geringere mate dan ijzer. Ijzer weer minder dan magnesium, enzovoort. Het vaste metaal wordt door de achterblijvende elektronen steeds iets negatief geladen. We zeggen dat de koperstaaf een negatieve *potentiaal* krijgt ten opzichte van de oplossing waar deze in staat:



Elektrische lading op een koperplaatje in water.

Plaatsen we twee verschillende metalen in de oplossing, bijvoorbeeld een plaatje koper en een plaatje zink, dan worden beide plaatjes negatief, maar zink het sterkst. Zink is negatief ten opzichte van koper:



Galvanische cel met Zn en Cu.