

## Samenvatting stoffen en bindingen vwo scheikunde

### Atomen

Op het periodiek systeem staan zo'n 118 atoomsoorten. Atomen zijn opgebouwd uit drie soorten deeltjes: [protonen, neutronen en elektronen](#).

| deeltje  | plaats in atoom | lading | massa           |
|----------|-----------------|--------|-----------------|
| Proton   | kern            | 1 +    | 1 u             |
| Neutron  | kern            | 0      | 1 u             |
| Elektron | elektronenwolk  | 1 -    | verwaarloosbaar |

Elk atoomsoort heeft zijn eigen aantal protonen, dit aantal protonen noem je het atoomnummer. Het atoomnummer kun je vinden in tabel 40A en 99. In het periodiek zijn de elementen oplopend op atoomnummer gesorteerd. Elementen met vergelijkbare eigenschappen staan in het periodiek systeem onder elkaar. Vier groepen uit het periodiek systeem moet je kennen, groep 1 (behalve waterstof) zijn de alkali-metalen, groep 2 zijn de aardalkali-metalen, groep 17 de halogenen en groep 18 de edelgassen.

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

De massa van een atoom wordt bepaald door het aantal protonen en het aantal neutronen, de som hiervan noem je het massagetal van een atoom. De gemiddelde atoommassa van alle atomen vind je in tabel 99. Dit zijn vaak geen ronde getallen omdat er van de meeste atomen varianten met een verschillend aantal neutronen voorkomen. Zulke varianten noem je **isotopen**. Van chloor komen (zie tabel 25) in de natuur twee isotopen voor: Cl-35 (17 protonen en 18 neutronen) en Cl-37 (17 protonen en 20 neutronen). Het verschil zit dus in het aantal neutronen. Isotopen hebben (behalve de atoommassa) precies dezelfde eigenschappen. De gemiddelde atoommassa van chloor vind je in tabel 99, die kun je ook berekenen m.b.v. tabel 25:  $0,755 \times 34,96885 + 0,245 \times 36,96590 = 35,45$ . Elektronen zijn verdeeld over schillen.. Het aantal elektronen in de buitenste schil is het aantal valentie-elektronen. Linksonder een element in tabel 99 vind je de elektronenconfiguratie, dat wil zeggen hoe de elektronen zijn verdeeld over de schillen. Bij zuurstof staat in binas 2,6; O heeft dus 6 valentie-elektronen.



### [Stoffen, moleculen, atomen, ionen en bindingen](#)

Een zuivere stof bestaat uit één stof en één soort moleculen. Mengsels bestaan uit meer dan één stof en dus meerdere soorten moleculen. In de vierde klas bleek dat zouten niet uit moleculen bestaan maar uit ionen. Metalen bestaan uit metaalatomen. Zuivere stoffen hebben een smeltpunt en kookpunt, dit betekent dat de temperatuur niet verandert tijdens het koken of smelten. Mengsels hebben een kooktraject en smelttraject, dit betekent dat de temperatuur wel verandert tijdens het koken en smelten.

Er zijn dus drie groepen stoffen:

1. moleculaire stoffen: bestaan uit niet-metaalatomen en zijn opgebouwd uit moleculen. Moleculen bestaan uit atomen.
2. metalen: bestaan uit metaalatomen
3. zouten: bestaan uit metaalatomen en niet-metaalatomen en zijn opgebouwd uit ionen.

Metalen en zouten bestaan dus niet uit moleculen.

In de volgende tabel staan de belangrijkste verschillen tussen de drie groepen:

|              | Moleculaire stoffen      | Metalen             | Zouten                            |
|--------------|--------------------------|---------------------|-----------------------------------|
| bestaan uit: | alleen niet-metaalatomen | alleen metaalatomen | metaalatomen en niet-metaalatomen |



|                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                  |                                      |                                                                                                                             |                                                                                                                           |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <b>opgebouwd uit:</b>                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                            | moleculen of losse atomen            | positieve metaalionen bij elkaar gehouden door vrije elektronen                                                             | ionen                                                                                                                     |
| <b>bindingen</b><br><br><br><br><a href="#">-atoombinding</a> , tussen atomen binnen een molecuul (sterk)<br><br><a href="#">vanderwaalsbinding</a> , tussen moleculen, vrij zwak, sterker bij grotere moleculen<br><br>waterstofbruggen, tussen moleculen met –OH of –NH groep (vrij sterk) |                                      | <a href="#">metaalbinding</a> (sterk)<br> | <a href="#">ionbinding</a> (sterk)<br> |
| <b>stroomgeleiding</b>                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                           | niet                                 | in vaste of vloeibare fase                                                                                                  | in vloeibare fase of opgelost in water                                                                                    |
| <b>stroomgeleiding door:</b>                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                     | niet van toepassing                  | vrije elektronen                                                                                                            | vrije ionen                                                                                                               |
| <b>soort formule</b>                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                             | molecuulformule en structuurformule  | symbool van het metaal                                                                                                      | verhoudingsformule bv $K_2S$ .                                                                                            |
| <b>smeltpunt/kookpunt</b>                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                        | relatief laag                        | hoog                                                                                                                        | hoog                                                                                                                      |
| <b>oplosbaarheid</b>                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                             | wisselend (zie bij waterstofbruggen) | onoplosbaar                                                                                                                 | sommige zouten zijn oplosbaar in water, tabel 45A                                                                         |
| <a href="#">rooster (vaste stof)</a><br>                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                      | molecuulrooster of atoomrooster      | metaalrooster                                                                                                               | ionrooster                                                                                                                |

Bij welke groep een stof hoort, kun je dus experimenteel bepalen door te kijken in welke fase een stof stroom geleidt.

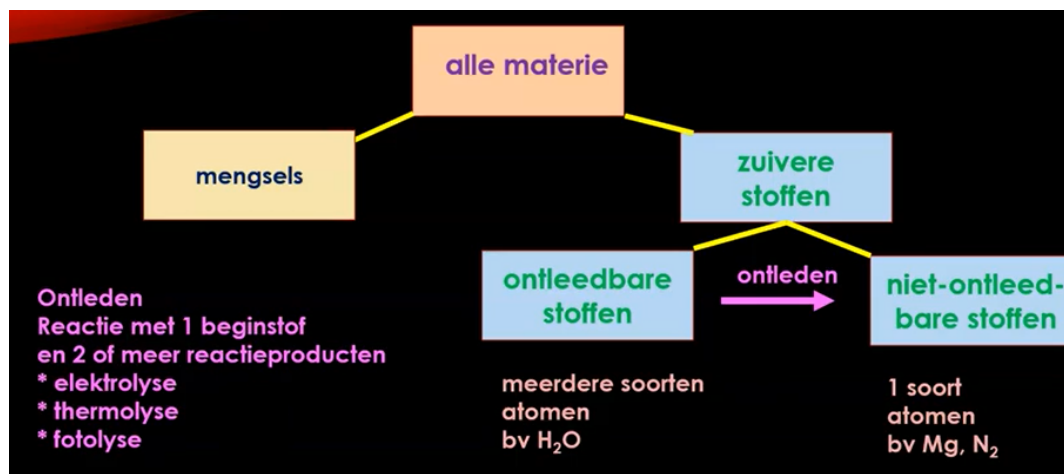
[Hier kun je een bindingenquiz doen.](#)

## Moleculaire stoffen

Moleculaire stoffen bestaan uit alleen niet-metaalatomen en zijn opgebouwd uit moleculen.

Er zijn twee soorten moleculaire stoffen: ontleedbare stoffen en niet-ontleedbare stoffen.

Ontleedbare stoffen bestaan uit twee of meer atoomsoorten, terwijl niet-ontleedbare stoffen uit slechts één soort atomen bestaan.



### Ontleedbare stoffen

Voor de naamgeving van de ontleedbare stoffen worden Griekse telwoorden gebruikt, zie binas 66C.

Als het tweede element O is, eindigt de naam op oxide, SO<sub>2</sub> is bijvoorbeeld zwaveldioxide.

Als het tweede element S is, eindigt de naam op sulfide, H<sub>2</sub>S is bijvoorbeeld diwaterstofsulfide.

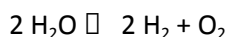
### Niet-ontleedbare stoffen

De meeste niet-ontleedbare stoffen hebben als formule de afkorting van het element, bijvoorbeeld He (g), Al (s) en K (s). Er zijn 7 uitzonderingen, dit zijn elementen die **als niet-ontleedbare stof** met z'n tweetjes zijn: Br<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, een ezelsbruggetje hiervoor is **Britt Organiseert Feest In Het Nieuwe Clubhuis**. Kijk bij twijfel in binas 40A.

Als je een stof wilt ontleden, is daarvoor energie nodig, ontledingsreacties zijn endotherme reacties.

Er zijn drie soorten ontledingsreacties, genoemd naar de vorm van energie die ervoor nodig is:

- elektrolyse (elektrische energie is nodig) bijvoorbeeld de elektrolyse van water:



- thermolyse (energie in de vorm van warmte is nodig).
- fotolyse (energie in de vorm van licht is nodig), bijvoorbeeld de ontleding van zilverchloride op fotopapier:  $2 \text{AgCl} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cl}_2$

Van moleculaire stoffen kun je een structuurformule tekenen. Hierbij is het belangrijk dat elk atoomsoort altijd een vast aantal bindingen aangaat, dit is de covalentie van dat atoomsoort.

Covalentie 1 : H, F, Cl, Br, I

Covalentie 2: O, S, Se

Covalentie 3: N, P

Covalentie 4: C, Si



De streepjes in de structuurformules stellen atoombindingen voor, dit is een gemeenschappelijk elektronenpaar dat de kernen aan elkaar bindt. De atoombinding is sterk, het verbreken van atoombindingen kost (veel) energie. Hieruit volgt dat ontledingsreacties endotherme reacties zijn. Atoombindingen

worden alleen [verbroken](#) bij chemische reacties, niet bij een fase-overgang of het oplossen van een stof.

Tussen moleculen zijn er molecuulbindingen die meestal [vanderwaalsbindingen](#) worden genoemd. Hiermee kun je bijvoorbeeld op [microniveau](#) het kookpunt van een stof voorspellen. Hoe groter de moleculen, hoe sterker de vanderwaalsbindingen zijn. Het verbreken van bindingen tussen de moleculen gebeurt als je van de vloeibare fase naar de gasfase gaat. Stoffen met grotere moleculen hebben een hoger kookpunt omdat het veel energie kost om de vanderwaalsbindingen tussen de moleculen te verbreken. Bij het verdampen van een moleculaire stof worden dus vanderwaalsbindingen verbroken. Ook waterstofbruggen hebben invloed op het kookpunt, zie verder op.



### [Polaire atoombinding](#)



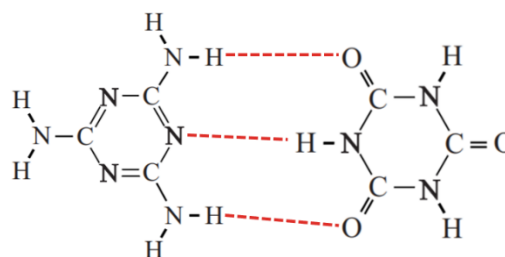
In tabel 40A van binas kun je van elk atoomsoort de **elektronegativiteit** vinden. Hoe groter de elektronegativiteit, hoe sterker een atoomsoort elektronen aantrekt. Als het verschil in elektronegativiteit tussen twee atomen aan beide kanten van een atoombinding groter is dan 0,4, dan is deze atoombinding een polaire atoombinding. Het atoom met de grootste elektronegativiteit krijgt dan een kleine negatieve lading en het andere atoom een kleine positieve lading.

### [Waterstofbruggen](#)

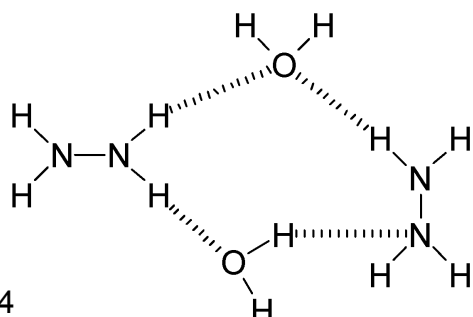


Watermoleculen kunnen onderling waterstofbruggen vormen. De O-H binding is een polaire binding, de O-atomen die een beetje negatief geladen zijn worden aangetrokken door H-atomen van andere moleculen. De H-atomen zijn een beetje positief geladen. Zo'n molecuul waarbij het ene deel een beetje positief geladen is en het andere deel een beetje negatief geladen, noem je een dipoolmolecuul. In een dipoolmolecuul komen altijd polaire atoombindingen voor. Stoffen die bestaan uit dipoolmoleculen noem je polaire stoffen.

Zo'n waterstofbrug geven we met een gestippelde lijn aan. Moleculen met een -O-H groep en/of een -N-H groep kunnen onderling waterstofbruggen vormen. Stoffen die uit dit soort moleculen bestaan lossen goed in elkaar op. De H is steeds een beetje positief geladen. Let op: H-atomen die aan een C-atoom vast zitten doen nooit mee met waterstofbruggen. Een waterstofbrug is dus altijd tussen een O of N en een H die aan een andere O of N vast zit. Een O of N die aan een C gebonden is, kan ook waterstofbruggen vormen met een H die aan een O of N vast zit.



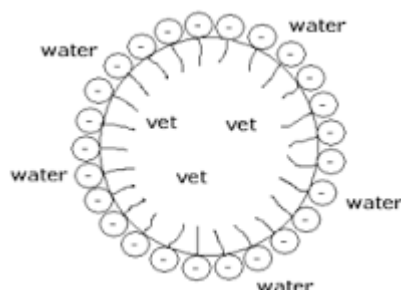
Voorbeeld: de raketbrandstof hydrazine,  $\text{N}_2\text{H}_4$  is goed oplosbaar in water omdat de moleculen waterstofbruggen met elkaar kunnen vormen.



De waterstofbrug is een vrij sterke binding. Water is een klein molecuul maar heeft toch een vrij hoog kookpunt, dit komt doordat bij het koken van een stof de bindingen tussen de moleculen verbroken moeten worden en het veel energie kost de sterke waterstofbruggen tussen de watermoleculen te verbreken.

Moleculaire stoffen waarvan de moleculen geen waterstofbruggen kunnen vormen, lossen slecht op in water maar lossen goed op in elkaar (soort zoekt soort). Hexaan lost dus slecht op in water maar lost wel goed op in pentaan.

Een zeep bestaat uit moleculen met een kop die goed oplost in water (hydrofiel) en een staart die slecht oplost in water (hydrofoob). De staart kan vetdeeltjes binden, hierbij worden micellen gevormd:



Op deze manier kun je met water met zeep vetvlekken verwijderen.

Waterstofbruggen zorgen voor oppervlaktespanning, hierdoor kan een punaise bijvoorbeeld op water drijven. Stoffen die de waterstofbruggen aan de oppervlakte verbreken en dus de oppervlaktespanning verlagen noemen we detergentia. Zeep is een detergent.

## Bindingshoeken



[VSEPR](#) (Valentie-Schil-Elektronen-Paar-Repulsie)-theorie:

Als een atoom 4 enkele bindingen/niet-bindende elektronenparen om zich heen heeft, maken deze 4 bindingen/elektronenparen hoeken van  $109^\circ$  met elkaar. Dat geldt bijvoorbeeld voor de hoeken in een  $\text{CH}_4$  molecuul. De structuur is dan een tetraëder. Ook het zuurstofatoom in water heeft een 4-omringing (2 bindingen met H-atomen en 2 niet-bindende elektronenparen), daarom is de hoek H-O-H in een watermolecuul (ongeveer)  $109^\circ$ .

Cyclopropan is bijvoorbeeld niet zo stabiel/vrij reactief.

De C-atomen hebben 4 enkele bindingen om zich heen. In een driehoek zijn de hoeken  $60^\circ$ . Dat is veel minder dan  $109^\circ$  en daarom is cyclopropan niet zo stabiel.

Als een atoom een dubbele binding en 2 enkele bindingen/niet-bindende elektronenparen om zich heen heeft, zijn de bindingshoeken  $120^\circ$ . Etheen is een voorbeeld van zo'n stof. Etheen is een "plat" molecuul, alle atomen liggen in hetzelfde vlak.

Als een atoom een drievoudige binding en een enkele binding/niet-bindend elektronenpaar heeft, is de bindingshoek  $180^\circ$ . Ethyn is een voorbeeld van zo'n stof. Als een atoom twee dubbele bindingen vormt, bijvoorbeeld koolstofdioxide, is de bindingshoek ook  $180^\circ$ .

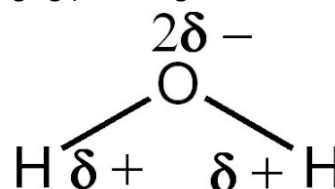
Hiermee en met de elektronegativiteit kun je voorspellen of een molecuul een dipoolmolecuul is.

$\text{CO}_2$  is geen dipool en water wel. Dat komt door de symmetrie in  $\text{CO}_2$ , het centrum van  $\delta^+$  en  $\delta^-$  valt samen en daarom is het geen dipool.



## Zouten

Zouten zijn opgebouwd uit ionen. Bijna alle zouten bestaan uit metaalatomen en niet-metaalatomen. De ammoniumzouten, bijvoorbeeld ammoniumchloride, zijn



een uitzondering hierop. Deze zouten bestaan alleen uit niet-metaalatomen. Net als alle andere zouten zijn ze natuurlijk wel opgebouwd uit ionen.

Ionen zijn geladen atomen of groepjes atomen. Ze hebben een lading omdat het aantal protonen niet gelijk is aan het aantal elektronen. Positieve ionen hebben één of meer elektronen te weinig. Negatieve ionen hebben één of meer elektronen te veel.

Ionen kun je vinden in tabel 40A en 66B. Hydroxide ( $\text{OH}^-$ ) en sulfide ( $\text{S}^{2-}$ ) kun je niet in binas vinden. Let op: sommige metaalionen kunnen verschillende ladingen hebben, zo heb je  $\text{Fe}^{2+}$  en  $\text{Fe}^{3+}$ . Of het in een zout om  $\text{Fe}^{2+}$  of  $\text{Fe}^{3+}$  gaat, kun je in de naam zien aan het Romeinse cijfer II of III. In de naam van een zout komt altijd eerst de naam van het positieve ion, dan eventueel een Romeins cijfer en dan de naam van het negatieve ion. Ijzer(III)oxide is dus de naam van  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  is ijzer(II)hydroxide. Chloor is  $\text{Cl}_2$  en geen ion, chloride is  $\text{Cl}^-$  en wel een ion.

In tabel 45A kun je zien of een zout goed oplosbaar is, de g in deze tabel staat voor goed oplosbaar, de m voor matig oplosbaar en de s voor slecht oplosbaar. Als een zout in water oplost, valt het uit elkaar in losse ionen. In de oplossing komen dus vrije ionen voor, een oplossing van een zout kan dus stroom geleiden. [Het oplossen van een zout](#) kun je in een vergelijking weergeven:



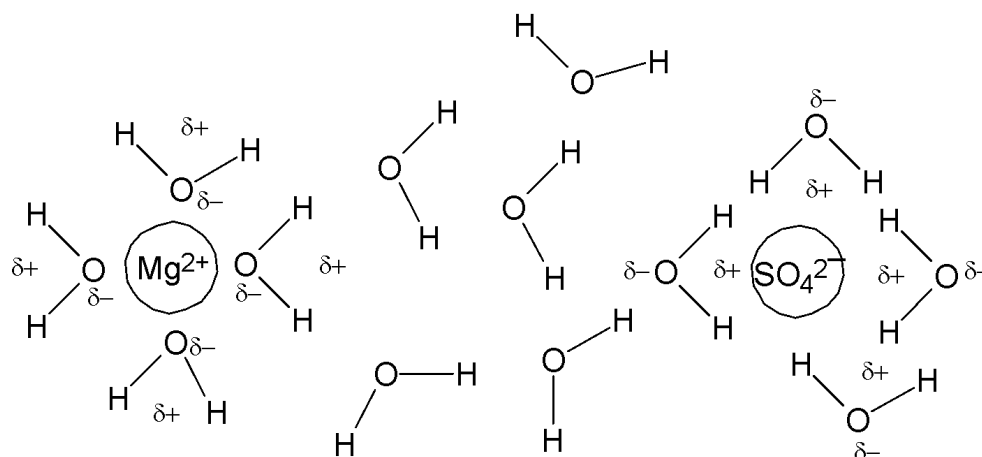
Het oplossen van ijzer(III)nitraat:  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 (\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{NO}_3^- (\text{aq})$

Er zijn drie oplossingen van zouten die je moet leren (zie tabel 66A):

- natronloog:  $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$  (dus geen NaOH omdat het een oplossing is!)
- kaliloog:  $\text{K}^+ + \text{OH}^-$
- kalkwater:  $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$

Of zouten op kunnen lossen in water kun je dus vinden in tabel 45A. De ionen worden gehydrateerd in oplossing, omgeven door watermoleculen. De bindingen tussen H en O in watermoleculen zijn polaire atoombindingen. De O-atomen trekken wat harder aan de elektronen die de binding tussen H en O vormen dan de H-atomen. De O-atomen zijn een beetje negatief geladen en de H-atomen zijn een beetje positief geladen.

Een oplossing van magnesiumsulfaat in water:

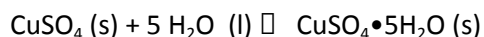


De bindingen die gevormd worden tussen een ion (bv  $\text{Mg}^{2+}$ ) en een dipoolmolecuul (bv  $\text{H}_2\text{O}$ ) zijn ion-dipoolbindingen. De magnesiumionen en sulfationen zijn in deze oplossingen gehydrateerd.

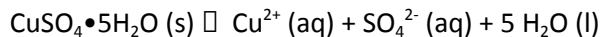
Sommige zouten hebben in het kristalrooster watermoleculen tussen de ionen. Zo'n zout wordt een [hydraat](#) genoemd. Een voorbeeld hiervan is blauw



kopersulfaat:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . De systematische naam van blauw kopersulfaat is koper(II)sulfaatpentahydraat. Penta is Grieks voor 5 (binas 66C). Hier maak je gebruik van bij het aantonen van water. Wit kopersulfaat,  $\text{CuSO}_4$ , wordt blauw als je water toevoegt:



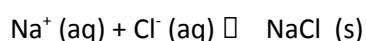
Als je veel water toevoegt dan lost het blauwe kopersulfaat op:



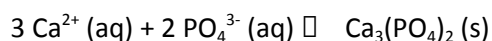
Kristalwater kun je verwijderen door te verhitten, zo kun je van blauw kopersulfaat weer wit

kopersulfaat maken:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} (\text{s}) \rightarrow \text{CuSO}_4 (\text{s}) + 5 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

Indampen van een zoutoplossing is eigenlijk het omgekeerde van een zout oplossen in water. De reactievergelijking van indampen is dus het omgekeerde van de reactievergelijking van het oplossen van dat zout. Het indampen van een keukenzout (natriumchloride) oplossing noteer je dus zo:



Als je twee oplossingen van zouten bij elkaar doet kan er een neerslag ontstaan. Bij het samenvoegen van calciumchloride-oplossing en natriumfosfaatoplossing krijg je bijvoorbeeld:



Kleuren van stoffen, ionen en ionen die door water zijn gehydrateerd, vind je in tabel 65B.

## **Metalen**

Metalen bestaan uit metaalatomen die niet aan elkaar zitten in moleculen. Metalen geleiden stroom. Dat kun je op microniveau verklaren doordat de valentie-elektronen vrij kunnen bewegen. De metaalrestionen zijn positief geladen en worden bij elkaar gehouden door de negatief geladen elektronen. Deze binding heet de metaalbinding en is sterk. Metalen smelten pas bij hoge temperatuur.

Groepen metaalatomen vormen kleine kristallen met een metaalrooster, dit is het mesoniveau. Deze kristallen kunnen verschuiven ten opzichte van elkaar en daardoor is een metaal vervormbaar. Bij een legering zitten meerdere atoomsoorten door elkaar, er zijn dan twee of meer metalen in vloeibare vorm met elkaar gemengd. Bij een legering zitten er "fouten" in het metaalrooster omdat niet alle metaalatomen even groot zijn. De lagen metaalatomen schuiven dan minder makkelijk over elkaar. Legeringen zijn hierdoor meestal harder en minder buigzaam dan zuivere metalen. Legeringen die erg hard zijn, kun je vaak moeilijk vervormen. Dat betekent dat het materiaal barst als je er bijvoorbeeld met een hamer op slaat.

## **Keramische materialen**

Dit zijn harde vaste stoffen met een hoog smeltpunt zoals diamant. Diamant heeft een atoomrooster van koolstofatomen (zie binas 67E). De atomen zijn via covalente bindingen aan elkaar gebonden. Je krijgt zo een netwerk en een materiaal dat erg hard is.

Er zijn ook keramische materialen met een ionrooster. De ionen kunnen daarin niet bewegen en er is geen stroomgeleiding. Als er roosterfouten in het ionrooster zitten, kunnen er gaten in het ionrooster ontstaan en kun je een vast zout krijgen dat de stroom geleidt.

## **Composieten**

Composieten bestaan uit verschillende materialen. Deze materialen zijn op mesoniveau met elkaar gemengd. Een composiet kan uit laagjes bestaan, of korrels of vezels die met elkaar zijn gemengd. Je kunt hierdoor hele stevige materialen maken.

