

Scheikunde Chemie Overal 4vwo samenvatting H4, H5, H3.7

Zouten.

Zout: neutraal geladen samenstelling van positief en negatief geladen ionen.

Ion: een positief of negatief geladen deeltje.

Ontstaan van zout:

1. Reactie tussen een metaal- en een niet-metaalatom.
2. De metaalatomen staan één of meerdere elektronen af aan de niet-metaalatomen.
3. De positieve en negatieve ionen die hierbij ontstaan worden gerangschikt in een ionrooster.

Ionbinding: elektrostatische binding tussen positieve en negatieve ionen in een ionrooster. De sterkte van de ionbinding is afhankelijk van de soort ionen in het ionrooster (dus in het zout). Omdat de ionbinding een hele sterke binding is (vergeleken met vanderwaalsbinding of waterstofbrug) hebben zouten een hoog kookpunt.

Ionen en naamgeving.

Twee soorten ionen:

- **Enkelvoudige ionen:** ionen die uit één atoomsoort bestaan (bv. ijzer(II)ion: Fe^{2+}).
- **Samengestelde ionen:** ionen die uit meerdere atoomsoorten bestaan (bv. ammoniumion: NH_4^+).

De lading van een ion is te vinden in **Binas tabel 40A**. Indexvoorvoegsels zijn te vinden in **Binas tabel 66C**.

Ionen die je moet kennen (staan niet in de Binas):

- Oxide-ion: O^{2-}
- Sulfide-ion: S^{2-}
- Hydroxide-ion: OH^-

Een **hydroxide**: een samengesteld **JON** met hydroxide erin.

Naamgeving van zouten:

- **Systematische naam:** de naam van het positieve ion voorop, gevolg door de naam van het negatieve ion. Bv.: ijzer(II)oxide = $\text{FeO} = \text{Fe}^{2+} + \text{O}^{2-}$.
- **Triviale naam:** een naam die in de praktijk vaak wordt gebruikt (**Binas tabel 66A**).
- **Verhoudingsformule:** de verhoudingen van de ionen in een zout. Bv. FeO heeft 1 Fe^{2+} ion en 1 O^{2-} ion.

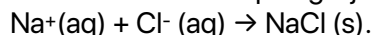
Sommige ionen hebben ook een speciale naam. Deze staan in **Binas tabel 66B**.

Oplossen en indampen.

Oplosvergelijking: vergelijking voor het oplossen van stoffen waarbij een zout als vaste stof in water verandert in losse ionen, bv. $\text{NaCl (s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$.

Indampen: manier om opgeloste zouten weer van het water te scheiden door het water te verdampen. Hierdoor trekken de losse pos. en neg. ionen elkaar weer aan waardoor er een vaste stof ontstaat.

Indampvergelijking: reactievergelijking voor het bij elkaar voegen van losse ionen, opgelost in water, tot een zout. Een indampvergelijking is gewoon een omgekeerde oplosvergelijking, bv.



Let op: bij losse ionen geef je de lading altijd aan!

Oplosbaarheid: de hoeveelheid stof die kan oplossen in een oplosmiddel bij een bepaalde temperatuur. (**Binas tabel 45A**).

Opnemen kristalwater in ionrooster	Afstaan kristalwater
Exotherm proces (warmte komt vrij)	Endotherm proces

Verzadigde oplossing: een oplossing waarin de maximale hoeveelheid van een stof is opgelost. Als dit niet het geval is heet het een **onverzadigde oplossing**.

Vier metaaloxiden die met water reageren: Na_2O , K_2O , CaO en BaO . Hierbij ontstaan hydroxide-ionen (bijv. $\text{CaO (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Ca}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{OH}^- \text{ (aq)}$).

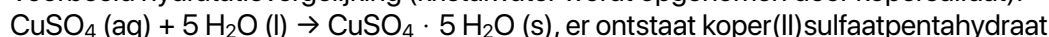
Hydratatie.

Hydratatie: het omringen van ionen door watermoleculen. Dit gebeurt bij het oplossen van een zout, waarbij de ionen los van elkaar komen en worden gehydrateerd (omringd door watermoleculen).

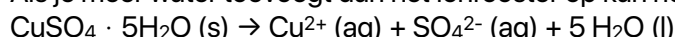
Kristalwater: water dat is opgenomen in het kristalrooster van een stof.

Zouthydraten: zouten die watermoleculen in hun ionrooster hebben.

Voorbeeld hydratatievergelijking (kristalwater wordt opgenomen door kopersulfaat):



Als je meer water toevoegt dan het ionrooster op kan nemen, lost het kopersulfaat op in water:



Molariteit. [Klik hier voor de rekenvoorbeelden.](#)

Molariteit (symbool M): het aantal mol opgeloste stof per liter oplossing.

De molariteit van een deeltje wordt weergegeven met vierkante haken om de formule van het deeltje, bijvoorbeeld $[\text{Na}^+] \approx 3,19 \text{ M}$.

Molair volume. [Klik hier voor de rekenvoorbeelden.](#)

Wet van Avogadro 🥑: bij een constante temperatuur en druk bevatten gelijke volumes van verschillende gasen evenveel moleculen en dus evenveel mol.

Molair volume (V_m): het volume van 1 mol gas onder bepaalde omstandigheden. In formule uitgedrukt:

$$- 1,00 \text{ mol gas} \triangleq (1,00 \cdot V_m) \text{ dm}^3$$

Voor de duidelijkheid zou ik dit altijd in een verhoudingstabel zetten!

- Hoe hoger de temperatuur, des te hoger V_m (gas zet uit bij verhoging temperatuur).
- Hoe hoger de druk, des te lager V_m (moleculen worden dichter naar elkaar toe gedrukt).

Standaarddruk (p_0) = $1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ (zie **Binas tabel 7A**).

Recap: regelgeving significante cijfers.

1. Telwaarden hebben geen invloed op de nauwkeurigheid van het antwoord.
2. Bij optellen/afrekken is het aantal cijfers achter de komma van een uitkomst gelijk aan het kleinste aantal cijfers achter de komma waarmee de berekening is uitgevoerd.
3. Bij vermenigvuldigen/delen heeft de uitkomst van de berekening evenveel significante cijfers als de gemeten waarde met het kleinste aantal significante cijfers.
4. Nullen waarmee een getal begint zijn nooit significant.

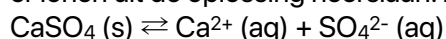
Neerslagreacties: theorie.

In Binas tabel 45A staan ook ionen die combineren met de letter s: ze reageren. Bij het reageren van twee ionen ontstaat er een neerslagreactie met als reactieproduct een zout. Als je twee oplossingen met meerdere ionen bij elkaar voegt waarna er neerslag ontstaat en je wil erachter komen welke twee ionen hebben gereageerd, stel je een oplosbaarheidstabel op, bijvoorbeeld:

	NO_3^-	I^-
Pb^{2+}	g	s
K^+	g	g

Neerslagvergelijking: $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{I}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{PbI}_2(\text{s})$. In dit geval reageren de kalium en het jodium met elkaar tot de **neerslag** loodjodide. De **tribune-ionen** zijn dan NO_3^{-} en K^{+} , dit zijn de ionen die niet meedoen aan de neerslagreactie. K^{+} (kalium) en NO_3^{-} (nitraat) ionen lossen bovendien altijd goed op!

Chemisch evenwicht: type van dynamisch evenwicht, er verlopen twee omkeerbare reacties tegelijkertijd met dezelfde snelheid. De concentraties van de stoffen zijn constant. In een oplossing waarin een neerslagreactie heeft plaatsgevonden, betekent dit dat er evenveel ionen uit de neerslag weer oplossen als dat er ionen uit de oplossing neerslaan. Een voorbeeld hiervan is:



Twee soorten dynamisch evenwicht:

- **Heterogeen evenwicht:** evenwichtstoestand waarin de stoffen die deelnemen zich niet allemaal in dezelfde toestand (s, l, g, aq) bevinden. Een chemisch evenwicht is dus ook een heterogeen evenwicht.
- **Homogeen evenwicht:** evenwichtstoestand waarin de stoffen die deelnemen zich allemaal in dezelfde toestand bevinden.

Voor de duidelijkheid: in Binas tabel 45A werken we nu alleen met *g* (goed oplosbaar in water), *s* (slecht oplosbaar in water) en *r* (reageert in water, met o.a. OH^{-} als reactieproduct). De rest moet je niet op letten!

Rekenen aan reacties. [Klik hier voor de rekenvoorbeelden.](#)

De coëfficiënten in een reactievergelijking geven de **molverhouding** (stoichiometrische verhouding) aan waarin de beginstoffen verdwijnen en opstaan.

Overmaat: de aanwezigheid van een van de beginstoffen na de reactie. Deze stof is *in overmaat*.

Neerslagreacties: toepassen.

Drie belangrijke toepassingen van neerslagreacties:

1. Een ionsoort verwijderen uit een oplossing
 - De neerslag uit de neerslagreactie filtreer je en het filtraat kan geloosd worden.
 - Goed oplosbare stoffen om ionen uit een oplossing te verwijderen:
 - Positief geladen ionen verwijderen: oplossing van natrium-, kalium of ammoniumzout.
 - Negatief geladen ionen verwijderen: nitraat.

	CO_3^{2-}
Hg^{2+}	s
Na^{+}	g

2. Een zout maken
 - **Slecht oplosbaar zout maken:** doe je door het samenvoegen van twee oplossingen die ionsoorten bevatten van het zout dat je wilt maken en andere ionsoorten die geen neerslag geven. De gevormde neerslag is een zout.
 - **Goed oplosbaar zout maken:** maak je op dezelfde manier, maar nu zijn de ionsoorten die niet reageren het zout dat je wilt maken. Na filtreren houd je alleen nog maar de oplossing over, zonder de neerslag. Vervolgens damp je de oplossing in, waarna je het goed oplosbare zout overhoudt
3. Een ionsoort aantonen in een oplossing
 - Een ionsoort in een oplossing kan aangetoond worden door er een oplossing aan toe te voegen met een ion dat uitsluitend reageert met de aan te tonen ionsoort.

Hard water: water dat veel Ca^{2+} en/of Mg^{2+} ionen bevat. Hoe hoger de concentraties van deze ionen, des te harder het water is. Hard water kan problemen geven indien het wordt verwarmd (kalkaanslag op badkamervloer, ketelsteen in vaatwasser en koffiezetapparaat). Om hard water te ontharden, kun je **natronloog** toevoegen.

Rekenvoorbeelden.

Molariteit:

Rekenvoorbeeld 2

Volgens Binas tabel 44 is de oplosbaarheid van het gas zuurstof in water van 293 K $1,38 \cdot 10^{-3}$ mol L⁻¹. Hoeveel gram zuurstof ontwijkt er per liter water als dit op een zonnige dag in temperatuur stijgt tot 40 °C?

Zoals je weet neemt de oplosbaarheid van een gas in een oplosmiddel af naarmate de temperatuur van het oplosmiddel stijgt. Dit zie je ook als je Binas tabel 44 bekijkt.

De oplosbaarheid van zuurstof in water bij 40 °C (= 313 K) bedraagt $1,03 \cdot 10^{-3}$ mol L⁻¹.

Per liter water ontwijkt er $1,38 \cdot 10^{-3}$ mol L⁻¹ - $1,03 \cdot 10^{-3}$ mol L⁻¹ = $0,35 \cdot 10^{-3}$ mol L⁻¹.

De molaire massa van zuurstof is 32,00 g mol⁻¹.

mol	1,00	$0,35 \cdot 10^{-3}$
gram	32,00	x

$$x = \frac{0,35 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \times 32,00 \text{ g}}{1,00 \text{ mol}} = 0,0112 \text{ g zuurstof}$$

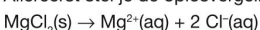
Afgerond op het juiste aantal significante cijfers ontwijkt er 0,011 g zuurstof per liter water.

Het afnemen van de hoeveelheid zuurstof in het water heeft gevolgen voor de vissen. Om vissterfte voorkomen wordt het water soms belucht, zie figuur 4.34.

Rekenvoorbeeld 3

Je lost 25 g magnesiumchloride op tot 2,0 L oplossing. Bereken de molariteit van de oplossing en de concentratie van de magnesiumionen en de chloride-ionen.

Allereerst stel je de oplosvergelijking op:



Voor ieder Mg²⁺-ion dat ontstaat tijdens het oplossen, komen tegelijkertijd twee Cl⁻-ionen vrij. De concentratie van de Cl⁻-ionen (aq) is dus tweemaal zo groot als de concentratie van de Mg²⁺-ionen (aq). Je rekent eerst 25 g MgCl₂ om naar mol, de molaire massa van MgCl₂ is 95,22 g mol⁻¹.

mol	1,00	x
gram	95,22	25

$$x = \frac{25 \text{ g} \times 1,00 \text{ mol}}{95,22 \text{ g}} = 0,2625 \text{ mol MgCl}_2$$

Uit de coëfficiënten van de oplosvergelijking lees je af dat er 0,2625 mol Mg²⁺-ionen en (2 × 0,2625) = 0,5251 mol Cl⁻-ionen zijn ontstaan.

De molariteit van de MgCl₂-oplossing is dan

$$\frac{0,2625 \text{ mol}}{2,0 \text{ L}} = 0,13 \text{ mol L}^{-1}.$$

De concentratie van de magnesiumionen en de chloride-ionen is:

$$[\text{Mg}^{2+}(\text{aq})] = \frac{0,2625 \text{ mol}}{2,0 \text{ L}} = 0,13 \text{ mol L}^{-1}.$$

$$[\text{Cl}^{-}(\text{aq})] = \frac{0,5251 \text{ mol}}{2,0 \text{ L}} = 0,26 \text{ mol L}^{-1}.$$

Molair volume:

Rekenvoorbeeld 1

Het volume van een mol gas is onder bepaalde omstandigheden 24,5 dm³ mol⁻¹.

a Hoeveel liter neemt 2,5 mol stikstofgas in?

b Hoeveel liter neemt 2,5 mol koolstofdioxidegas in?

Je moet van mol gas naar aantal liters, dus naar aantal dm³. Je moet dus vermenigvuldigen met V_m.

a	mol gas	1,00	2,5
	dm ³ gas	24,5	x

$$x = \frac{2,5 \text{ mol} \times 24,5 \text{ dm}^3}{1,00 \text{ mol}} = 61 \text{ L}$$

Het eindantwoord moet in twee significante cijfers omdat dit het kleinste aantal significante cijfers in de gemeten waarden is.

b Ook 61 L. Het maakt niet uit welk gas je hebt, bij gelijke omstandigheden neemt ieder gas een gelijk volume in.

Rekenvoorbeeld 2

Onder bepaalde omstandigheden is het molair volume van een gas 30,0 dm³ mol⁻¹. Hoe groot is de massa van 10,0 dm³ stikstof onder deze omstandigheden?

Eerst moet je in het omrekeningschema van dm³ gas naar mol gas. Je moet dus delen door V_m.

mol gas	1,00	x
dm ³ gas	30,0	10,0

$$x = \frac{1,00 \text{ mol} \times 10,0 \text{ dm}^3}{30,0 \text{ dm}^3} = 0,3333 \text{ mol N}_2$$

Vervolgens moet je van mol naar gram, dus vermenigvuldigen met de molaire massa van stikstof.

mol	1,00	0,3333
gram	28,02	x

$$x = \frac{0,3333 \text{ mol} \times 28,02 \text{ g}}{1,00 \text{ mol}} = 9,34 \text{ g N}_2$$

We hebben in de berekening aantal mol N₂ nog niet op drie significante cijfers afgerond, omdat we nog met deze waarde verder rekenen. Afronden op het juiste aantal significante cijfers doe je altijd pas na alle delingen en vermenigvuldigingen. In dit geval rond je af op drie significante cijfers.

Rekenen aan reacties deel 1:

Rekenvoorbeeld 1

Ga door berekening na dat er bij de omzetting van 2,0 g koper(II)oxide 1,6 g koper ontstaat.

Bij berekeningen aan reacties voer je een aantal stappen uit.

Stap 1: stel de reactievergelijking op;

Stap 2: reken de massa of het volume van de gegeven stof om naar het aantal mol;

Stap 3: leid de molverhouding af;

Stap 4: bereken het aantal mol gevraagde stof;

Stap 5: reken het aantal mol stof om naar de gevraagde eenheid.

Stap 1: de reactievergelijking:



Stap 2: bereken hoeveel mol CuO overeenkomt met 2,0 g.

De molaire massa van CuO is 79,55 g mol⁻¹.

mol	1,00	x
gram	79,55	2,0

$$x = \frac{1,00 \text{ mol} \times 2,0 \text{ g}}{79,55 \text{ g}} = 0,02514 \text{ mol CuO}$$

Stap 3: leid de molverhouding af.

De molverhouding CuO : Cu = 4 : 4 = 1 : 1.

Stap 4: bereken het aantal mol Cu.

Er ontstaat 0,02514 mol Cu.

Stap 5: reken de hoeveelheid koper van mol om naar gram.

De molaire massa van Cu is 63,55 g mol⁻¹.

mol	1,00	0,02514
gram	63,55	x

$$x = \frac{0,02514 \text{ mol} \times 63,55 \text{ g}}{1,00 \text{ mol}} = 1,6 \text{ g Cu}$$

Uit 2,0 g koper(II)oxide is 1,6 g koper te maken. Deze *berekende* hoeveelheid komt overeen met de *experimenteel* bepaalde hoeveelheid.

Rekenvoorbeeld 2

Je kunt ook uitrekenen hoeveel dm³ methaan er heeft gereageerd.

Bereken hoeveel dm³ methaan heeft gereageerd met 2,0 g koper(II)oxide. Stel V_m op 24,0 dm³ mol⁻¹.

Stap 1 en stap 2 heb je al gedaan, 2,0 g CuO komt overeen met 0,02514 mol CuO.

Stap 3: leid de molverhouding af.

De molverhouding CuO : CH₄ = 4 : 1.

Stap 4: bereken het aantal mol CH₄.

$$\text{Het aantal mol CH}_4 \text{ is: } \frac{0,02514}{4} = 0,006285 \text{ mol CH}_4.$$

Stap 5: reken de hoeveelheid methaan van mol om naar dm³ gas.

dm ³ gas	24,0	x
mol gas	1,00	0,006285

$$x = \frac{0,006285 \text{ mol} \times 24,0 \text{ dm}^3}{1,00 \text{ mol}} = 0,15 \text{ dm}^3$$

2,0 g koper(II)oxide reageert met 0,15 dm³ methaan.

Rekenen aan reacties deel 2 (rekenen aan zouten):

Rekenen aan zouten

Met het stappenplan kun je ook rekenen aan neerslagreacties. Als je een overmaat van een oplossing van koper(II)nitraat toevoegt aan een oplossing van natriumsulfide, kun je uitrekenen hoeveel mol neerslag er ontstaat. Je kunt dan ook uitrekenen hoeveel mol koper(II)ionen er na de reactie over is. Bij de berekening moet je er wel op letten dat je niet alleen het aantal mol stof moet uitrekenen dat je oplost, maar ook het aantal mol ionen dat in de oplossing aanwezig is. De berekening staat hieronder uitgebreid voorgedaan in rekenvoorbeeld 3. De uitwerking van de drie deelvragen van het rekenvoorbeeld is opgesplitst in drie aparte kaders.

Rekenvoorbeeld 3

Je maakt een oplossing van koper(II)nitraat door 6,2 g op te lossen in 250 mL water.

- a** Bereken hoeveel mol Cu^{2+} en NO_3^- er in de oplossing aanwezig is.

Vervolgens maak je een oplossing van natriumsulfide door 1,4 g op te lossen in 250 mL water.

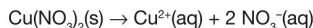
- b** Bereken hoeveel mol Na^+ en S^{2-} er in de oplossing aanwezig is.

De twee oplossingen worden samengevoegd. Er ontstaat een neerslag. Als je dit neerslag een tijdje laat staan, zie je boven de neerslag een lichtblauwe heldere oplossing.

- c** Bereken hoeveel mol koper(II)sulfide ontstaat en hoeveel mol overmaat koper(II)ionen er in het mengsel aanwezig is, nadat de oplossingen zijn samengevoegd.

Uitwerking rekenvoorbeeld 3a

Stap 1: de oplosvergelijking is:



Stap 2: bereken hoeveel mol koper(II)nitraat overeenkomt met 6,2 g en daarna hoeveel mol ionen er ontstaan.

De molaire massa van $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ is $187,5 \text{ g mol}^{-1}$.

mol	1,00	x
gram	187,5	6,2

$$x = \frac{6,2 \text{ g} \times 1,00 \text{ mol}}{187,5 \text{ g}} = 3,307 \cdot 10^{-2} \text{ mol Cu}(\text{NO}_3)_2$$

Stap 3: leid de molverhouding af.

De molverhouding $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 : \text{Cu}^{2+} : \text{NO}_3^- = 1 : 1 : 2$.

Stap 4: bereken het aantal mol Cu^{2+} en NO_3^- .

Het aantal mol $\text{Cu}^{2+} = 3,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$, het aantal mol NO_3^- is $3,307 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \times 2 = 6,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

Uitwerking rekenvoorbeeld 3b

Stap 1: de oplosvergelijking is:



Stap 2: bereken hoeveel mol natriumsulfide overeenkomt met 1,4 g en daarna hoeveel mol ionen er ontstaan.

De molaire massa van Na_2S is $78,04 \text{ g mol}^{-1}$.

mol	1,00	x
gram	78,04	1,4

$$x = \frac{1,4 \text{ g} \times 1,00 \text{ mol}}{78,04 \text{ g}} = 1,794 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Stap 3: leid de molverhouding af.

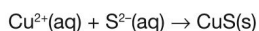
De molverhouding $\text{Na}_2\text{S} : \text{Na}^+ : \text{S}^{2-} = 1 : 2 : 1$.

Stap 4: bereken het aantal mol Na^+ en S^{2-} .

Het aantal mol $\text{Na}^+ = 1,794 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \times 2 = 3,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$, het aantal mol $\text{S}^{2-} = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

Uitwerking rekenvoorbeeld 3c

Stap 1: de neerslagreactie is:



Stap 2: deze stap heb je berekend bij vraag a en b.

Stap 3: leid de molverhouding af.

De molverhouding $\text{Cu}^{2+} : \text{S}^{2-} : \text{CuS} = 1 : 1 : 1$.

Stap 4: bereken het aantal mol CuS en het aantal mol Cu^{2+} .

Als $1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol S}^{2-}$ gereageerd heeft, dan is er $1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol CuS}$ ontstaan en er is nog $3,3 \cdot 10^{-2} - 1,8 \cdot 10^{-2} = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol Cu}^{2+}$ over.