

Zouten: naamgeving en formules

Dit document geeft wat achtergrondinformatie over zouten en de naamgeving van zouten en ionen. Het beschrijft hoe je te werk kunt gaan bij het bepalen van de formule van een zout als de naam gegeven is (en andersom).

Definities en achtergrond

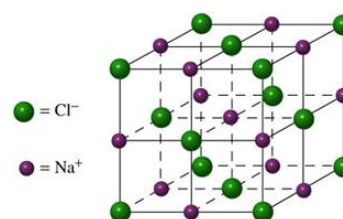
Zout: stof die uit positieve en negatieve ionen bestaat

Ion: positief of negatief geladen deeltje

Enkelvoudig ion: ion dat uit één atoomsoort bestaat (Na^+ , Ba^{2+} , Cl^- , O^{2-} , etc.)

Samengesteld ion: ion dat uit meerdere atoomsoorten bestaat (NH_4^+ , CO_3^{2-} , etc.)

Zouten zijn bijna altijd vaste stoffen bij kamertemperatuur. In een vast zout zijn de ionen regelmatig gerangschikt; zo'n rangschikking heet een **ionrooster**. Een deel van het ionrooster van keukenzout is rechts afgebeeld. De streepjes die in de figuur zijn getrokken tussen de positieve en negatieve ionen zijn geen atoombindingen, maar **ionbindingen**. In de vaste fase geleiden zouten geen stroom, want de ionen zijn niet vrij beweegbaar. In de vloeibare fase geleiden zouten wel stroom, omdat de ionen kunnen bewegen. Om dezelfde reden geleiden oplossingen van zouten ook stroom.



Een zoutformule bevat meestal¹ zowel een metaal en een niet-metaal als atoomsoorten. Dat kun je bijvoorbeeld zien aan NaCl, de formule van natriumchloride (triviale naam: keukenzout). In een zoutformule worden de ladingen voor het gemak weggelaten, maar de ladingen zijn er wel: NaCl is dus eigenlijk Na^+Cl^- . Realiseer je ook dat NaCl geen molecuulformule is, want er bestaan geen losse NaCl moleculen, zoals de figuur rechtsboven laat zien. De zoutformule is een **verhoudingsformule**: de formule geeft aan in welke verhouding de ionen in het rooster voorkomen. Bij het opstellen van de verhoudingsformule van een zout maak je gebruik van het feit dat een zout geen netto lading heeft. Dat betekent dat er evenveel positieve als negatieve lading moet zijn.

Naamgeving en formules van ionen en zouten

Enkelvoudige ionen

Een enkelvoudig ion ontstaat doordat een atoom elektronen afstaat of opneemt. Enkelvoudige ionen gevormd uit metaal-atomen zijn altijd positief geladen. Enkelvoudige ionen gevormd uit niet-metaal-atomen zijn meestal negatief geladen (uitzondering: H^+). Je kunt de **elektrovalentie**, die in Binas 99 rechtsboven elk element is gegeven, gebruiken om te bepalen welke ionen uit een atoom kunnen ontstaan. Zo kun je zien dat uit Mg het ion Mg^{2+} kan ontstaan, dat uit Fe het ion Fe^{2+} of Fe^{3+} kan ontstaan, dat uit O het ion O^{2-} kan ontstaan en dat uit Cl (eigenlijk Cl_2) het ion Cl^- kan ontstaan.²

Tabel 1 bevat enkele formules van enkelvoudige ionen en hun namen. Voor de naamgeving van een enkelvoudig positief ion zet je simpelweg 'ion' achter de naam van het element. Als een metaal-atoom meerdere elektrovalenties heeft, wordt de lading van het metaalion met Romeinse cijfers (I, II, III, IV, etc.) aangegeven. Voor de naamgeving van een enkelvoudige negatief ion wordt 'ide-ion' achter de naam van het element gezet (let op: bij O^{2-} en S^{2-} is de stam ook anders).

¹ Ammoniumchloride (NH_4Cl) is een zout, hoewel in de formule alleen niet-metalen voorkomen

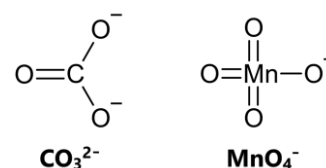
² Bij S, Se, Cl, Br en I kun je de positieve elektrovalenties in Binas 99 negeren

Tabel 1. Formules en namen van enkele enkelvoudige ionen

positieve ionen		negatieve ionen	
formule	naam	formule	naam
Na ⁺	natriumion	O ²⁻	oxide-ion
Mg ²⁺	magnesiumion	S ²⁻	sulfide-ion
Fe ³⁺	ijzer(III)ion	F ⁻	fluoride-ion
Pb ⁴⁺	lood(IV)ion	Br ⁻	bromide-ion

Samengestelde ionen

In Binas 66B vind je de formules en namen van veelgebruikte samengestelde ionen (het hydroxide-ion, OH⁻, wordt daar niet vermeld). Officieel hoor je nog wel 'ion' achter de naam te zetten: NH₄⁺ is dus ammoniumion, CO₃²⁻ is carbonaation, MnO₄⁻ is permanganaation, etc. De atomen van een samengesteld ion zijn door middel van atoombindingen aan elkaar gebonden. Dit is rechts geïllustreerd voor het carbonaation en het permanganaation. Je ziet ook aan het permanganaation dat een samengesteld negatief ion een metaal als atoomsoort kan bevatten.



Zouten

Bij de naamgeving van zouten wordt de naam van het positieve ion voor de naam van het negatieve ion gezet, waarbij 'ion' wordt weggelaten. Het zout dat bestaat uit bariumionen (Ba²⁺) en chloride-ionen (Cl⁻) heet dus bariumchloride, het zout dat bestaat uit ammoniumionen (NH₄⁺) en carbonaationen (CO₃²⁻) heet ammoniumcarbonaat, het zout dat bestaat uit kaliumionen (K⁺) en permanganaationen (MnO₄⁻) heet kaliumpermanganaat, etc.

In de verhoudingsformules van zouten wordt altijd eerst het positieve ion vermeld en daarna het negatieve ion. De verhouding van de ionen is zodanig dat een zout elektrisch neutraal is. Bariumchloride is BaCl₂, ammoniumcarbonaat is (NH₄)₂CO₃, kaliumpermanganaat is KMnO₄, etc.

Opstellen van de verhoudingsformule van een zout bij gegeven naam

Het kan in het begin handig zijn om het volgende stappenplan te doorlopen:

1. Schrijf de namen en formules op van de ionen waaruit het zout bestaat
2. Geef aan welke verhouding van de ionen nodig is voor een elektrisch neutraal zout
3. Geef de verhoudingsformule van het zout (let op eventuele haakjes)

Voorbeeldopgaven

(a) Geef de verhoudingsformule van calciumchloride

1. Calciumchloride bestaat uit calciumionen (Ca²⁺) en chloride-ionen (Cl⁻)
2. Een Ca²⁺ : Cl⁻ verhouding van 1 : 2 levert een elektrisch neutraal zout op
3. De verhoudingsformule is CaCl₂

(b) Geef de verhoudingsformule van ijzer(III)oxide

1. IJzer(III)oxide bestaat uit ijzer(III)ionen (Fe³⁺) en oxide-ionen (O²⁻)
2. Een Fe³⁺ : O²⁻ verhouding van 2 : 3 levert een elektrisch neutraal zout op
3. De verhoudingsformule is Fe₂O₃

(c) Geef de verhoudingsformule van calciumfosfaat

1. Calciumfosfaat bestaat uit calciumionen (Ca²⁺) en fosfaationen (PO₄³⁻)
2. Een Ca²⁺ : PO₄³⁻ verhouding van 3 : 2 levert een elektrisch neutraal zout op
3. De verhoudingsformule is Ca₃(PO₄)₂.

Bepalen van de naam van een zout bij gegeven verhoudingsformule

1. Schrijf de formules en namen op van de ionen waaruit het zout bestaat.
(Als een metaalatom meerdere elektrovalenties heeft, kun je met behulp van de negatieve ionen bepalen wat de lading van het metaalion moet zijn.)
2. Geef de naam van het zout

Voorbeeldopgaven

(d) Geef de naam van LiCl

1. LiCl bestaat uit Li⁺ (lithiumion) en Cl⁻ (chloride-ion)
2. De naam van LiCl is lithiumchloride

(e) Geef de naam van K₂Cr₂O₇

1. K₂Cr₂O₇ bestaat uit K⁺ (kaliumion) en Cr₂O₇²⁻ (dichromaat, Binas 66B)
2. De naam van K₂Cr₂O₇ is kaliumdichromaat

(f) Geef de naam van Pb(NO₂)₂

1. Lood (Pb) is een metaal met meerdere elektrovalenties (+2 en +4). Het negatieve ion is NO₂⁻ (nitrietion, Binas 66B). Aangezien de formule aangeeft dat de Pbⁿ⁺ : NO₂⁻ verhouding 1 : 2 is, moet het om Pb²⁺ (lood(II)ion) gaan.
2. De naam van Pb(NO₂)₂ is lood(II)nitriet

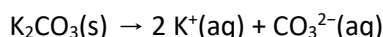
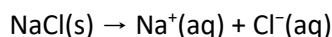
(g) Geef de naam van Fe₂(SO₄)₃

1. IJzer (Fe) is een metaal met meerdere elektrovalenties (+2 en +3). Het negatieve ion is SO₄²⁻ (sulfaat, Binas 66B). Aangezien de formule aangeeft dat de Feⁿ⁺ : SO₄²⁻ verhouding 2 : 3 is, moet het om Fe³⁺ (ijzer(III)ion) gaan.
2. De naam van Fe₂(SO₄)₃ is ijzer(III)sulfaat

Oplossingen van zouten

Sommige zouten, zoals bijvoorbeeld natriumchloride, zijn goed oplosbaar in water. Bij het oplossen van een zout in water omringen watermoleculen de ionen, zodat de ionen worden losgemaakt uit het ionrooster. Het omringen van ionen door watermoleculen heet **hydratatie**. In Binas 45A kun je voor een aantal zouten aflezen of ze goed, slecht of matig oplosbaar zijn.

Het oplossen van een zout in water kan worden weergegeven in een **oplosvergelijking**. Links van de pijl staat het vaste, onopgeloste zout. Rechts van de pijl staan de ionen; (aq) wordt gebruikt om aan te geven dat de ionen gehydrateerd zijn. Hieronder zie je de oplosvergelijking voor het oplossen van natriumchloride en van kaliumcarbonaat.



Het lijkt misschien alsof de ionen pas geproduceerd worden bij het oplossen, maar de ionen bestaan ook al in het onopgeloste zout. Let op dat je in een oplosvergelijking links van de pijl geen H₂O plaatst.³ Wel mag je eventueel 'oplossen' boven de pijl schrijven.

³ Er zijn ook enkele zouten die *reageren* met water, zoals bijvoorbeeld natriumoxide (Na₂O). Dit geeft de reactievergelijking Na₂O(s) + H₂O(l) → 2 Na⁺(aq) + 2 OH⁻(aq). Dit is strikt genomen geen oplosvergelijking.