Hoofdstuk 4 – Zouten

# 1 – formules en naamgeving van zouten

De **ionbinding** is de aantrekkingskracht tussen de negatieve en positieve ionen in een zout. Deze binding is heel sterk en dus zijn bijna alle zouten bij kamertemperatuur vast. Zouten zitten in een **ionrooster,** hierdoor zijn ze bros (niet buigbaar). Een verstoring in het ionrooster zorgt ervoor dat het zout breekt. In de vaste fase geleiden zouten geen stroom, in de vloeibare en opgeloste toestand wel, omdat de geladen ionen dan vrij kunnen bewegen.

Een zout:

* Sterk, niet vervormbaar materiaal
* Geleid stroom in vloeibare/opgeloste toestand

**Enkelvoudige ionen** bestaan uit 1 atoom 🡪 bijvoorbeeld Na+, Cl-  (Binas tabel 99)

**Samengestelde ionen** bestaan uit meer dan 1 atoom, de atomen zijn dan met atoombindingen aan elkaar verbonden 🡪 bijvoorbeeld CO32-, OH-  (binas tabel 66B)

Zouten zijn altijd in een bepaalde verhouding, zodat de totale lading van het ion 0 is (neutraal), dit is de **verhoudingsformule**

*Bijvoorbeeld:*

*Calcium met chloor*

*Ca2+ en Cl- het moet neutraal zijn, als het zo zou staan is het 1+, want -1++2 = 1+*

*Dus het wordt CaCl2 want hierdoor zijn er 2- en 2+ 🡪 0 = neutraal*

De verhouding waarin de ionen voorkomen wordt dus bepaald door de lading van de ionen

Voor de naamgeving van een ion kijk je naar de namen van de individuele atomen, als een atoom meerdere ladingen zou kunnen hebben zet je erachter met romeinse cijfers welke je bedoelt. De volgorde is eerst het positieve ion en erachter het negatieve ion

*Bijvoorbeeld:*

*CaCl2 de zouten zijn Ca = calcium Cl = chloor*

*Dus dit wordt calciumchloor*

# 2 – oplosbaarheid van zouten

Bij het oplossen van een zout in water kan er een heldere oplossing ontstaan. Als een zout wordt opgelost valt het uiteen in losse ionen, de ionbindingen worden verbroken en het ionrooster wordt afgebroken.



Een ion kan een binding aangaan met een watermolecuul, dit heet een **ion-dipoolbinding.** Als een ion wordt omringd door watermoleculen noem je dit **hydratatie.**

Oplossen is geen chemische reactie, er ontstaan geen nieuwe stof, het zout veranderd alleen van fase. In een oplosvergelijking komt er dus geen water aan pas.

**Oplosvergelijking:**

Bijvoorbeeld:

NaCl (s) 🡪 Na+ (aq) + Cl- (aq)

Bij een indamp vergelijking gebeurt het omgekeerde, ionen raken een watermantel kwijt en gaan in het ionrooster

**Indampvergelijking:**

Bijvoorbeeld:

Na+ (aq) + Cl- (aq) 🡪 NaCl (s)

Niet alle zouten zijn oplosbaar in water, in Binas 45A staat de oplosbaarheid van veel voorkomende ionenparen.

Sommige zouten hebben een triviale naam, hier kan je weinig mee, dus in binas tabel 66A kun je kijken wat de systematische naam van het zout is.

# 3 – bijzondere zouten

Een zout waarin **kristalwater** zit heet een **hydraat**. Kristalwater is dus water dat in een vaste stof zit ingebouwd. De watermoleculen zijn in het kristalrooster ingebouwd, dus is een hydraat een zuivere stof. Het aantal watermoleculen dat erin zit wordt weergegeven in de naam van het hydraat en de verhoudingsformule : calciumsulfaatdihydraat 🡪 CaSO4 ∙ 2 H2O

*Berekenen hoeveel water er in een hydraat zit:*

*Het hydraat bariumchloride heeft een onbekende hoeveelheid kristalwater in zich. Er wordt 1,222 gram van het hydraat verhit, na het verhitten blijft er 1,042 gram poeder over.*

*Bereken hoeveel x er zit in BaCl2 ∙ x H2O*

*BaCl2 zonder water is 1,042 gram*

*n = m/M n = 1,042 / 208,23 = 0,005 mol bariumchloride*

*Er is 1,222- 1,042 = 0,180 gram water*

*n = m/M n = 0,180 / 18,015 = 0,00999 mol water*

*0,00999 / 0,005 = 1,998 ≈ 2*

*Dus er zitten 2 watermoleculen in*

Sommige hydraten hebben andere stofeigenschappen dan watervrije zouten. Ze kunnen bijvoorbeeld een andere kleur krijgen als ze gehydrateerd worden (Binas tabel 65B)

Een **dubbelzout** is een zout waarin in het ionrooster 3 of meer verschillende ionen zitten.

Er zijn bijzondere negatieve ionen. Dit zijn samengestelde negatieve ionen, bijvoorbeeld:

ijzer(II)dichromaat 🡪 hiervan weet je dat de lading van het ijzerion 2+ is, dus de lading van dichromaat moet 2- zijn.

Veel van deze speciale ionen staan in Binas tabel 66B

# 4 – rekenen aan zoutoplossingen

De concentratie drukt uit hoeveel van een stof is opgelost per hoeveelheid oplossing. Dit wordt uitgedrukt in mol/L, dit is de **molariteit.**

Om dit uit te rekenen heb je de formule:

M = n/V M = molariteit in mol/L

n = het aantal mol

V = het aantal liter

Wat de specifieke molariteit van een zout is kan je bepalen door naar de reactievergelijking te kijken

Pb(NO3)2 🡪 Pb2++ 2 NO3-

Als er 1 mol Pb(NO3)2 zou zijn, dan is er 2 mol NO3 en 1 mol Pb, want de verhouding is 1:1:2

Een **neerslagreactie** is een reactie waarbij verschillende zoutoplossingen in water worden gedaan, maar niet alle van deze zouten op kunnen lossen. Hierdoor ontstaat er een vaste stof in het water 🡪 de neerslag. Je kan in binas tabel 45A opzoeken welke zouten met elkaar een neerslag vormen, als ze slecht met elkaar oplossen wordt er neerslag gevormd

*Bijvoorbeeld:*

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | *F-* | *I-* |
| *Ag+* | *G* | *S* |
| *Na+* | *G* | *G* |

*Een AgF oplossing wordt gemengd met een NaI oplossing*

*Dus Ag en I lossen niet goed op met elkaar*

*Ag++ I- 🡪 AgI*