

Hoofdstuk 3: Zuren, basen en zouten

1. INLEIDING

Gedurende de geschiedenis van de scheikunde is er gepoogd om op allerlei manieren een classificatie van de verbindingen op te stellen. Hiervoor gaat men uit van overeenkomsten in chemisch gedrag en hieruit distilleert men dan een fundamentele algemene regel, die de basis vormt voor het begrijpen van de fenomenen.

In dit hoofdstuk gaan we verder in op de verbindingen die gekend zijn als **ZUREN** en **BASEN**.

In de loop der tijden zijn er door chemici verschillende operationele definities voor zuren en basen voorgesteld. Al deze definities zijn nuttig gebleken en elke definitie heeft zijn voordelen. Het grootste verschil is hierin gelegen dat de meest recente definities een ruimer kader creëren en zo meer verbindingen in de classificatie omvatten.

2. DE VROEGSTE CONCEPTEN

Boyle definieerde in 1680 zuren als verbindingen die bepaalde kleurstoffen van blauw naar rood lieten verkleuren en die deze eigenschap verloren na contact met alkali. (de term 'alkali' voor 'basisch' komt uit het Arabisch en betekent : as van planten.)

Later definieerde men zuren als stoffen die een zure smaak hebben en bij contact met kalksteen koolzuurgas vrijmaken.

In 1787 stelde Lavoisier dan weer voor om zuren te definiëren als stoffen die zuurstof bevatten.

Maar in 1810 toonde Davy aan dat HCl enkel waterstof en chloor bevatte en zijn werk leidde tot de opvatting dat zuren eerder moeten gezien worden als stoffen die waterstof bevatten i.p.v. zuurstof.

3. ZUREN EN BASEN VOLGENS ARRHENIUS

Arrhenius onderzocht het gedrag van opgeloste stoffen en hun geleidbaarheid. Hij stelde dat oplossingen elektrisch geleidend zijn als de opgeloste stoffen ontbonden zijn in positieve en negatieve ionen.

Zijn indeling van zuren en basen is gebaseerd op de ionen die gevormd worden als stoffen in water oplossen.

Volgens Arrhenius is een stof die waterstofionen (H^+ , protonen) produceert in waterige oplossing een zuur.

Een base is een stof die hydroxyl-ionen produceert (OH^-). Het proton is verantwoordelijk voor de zure eigenschappen van zuren en de hydroxyl-ionen voor de basische eigenschappen van basen.

Bijvoorbeeld:

In water opgelost splitst de HCl molecule en vormt 2 ionen: H^+ en Cl^- .

Aangezien er H^+ ionen gevormd worden is HCl een zuur.

Analoog voor NaOH: hier worden de ionen Na^+ en OH^- gevormd.

Aangezien er hydroxyl-ionen gevormd worden is NaOH een base.

4. ZUREN EN BASEN VOLGENS BRÖNSTEDT

Een van de problemen met de definitie van zuren en basen volgens Arrhenius is dat voor basische eigenschappen de aanwezigheid van hydroxyl-ionen vereist is.

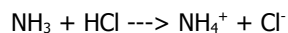
Maar er zijn heel wat verbindingen die zuren neutraliseren en geen hydroxyl-ionen bevatten. De meest bekende stof is wel ammoniak (NH_3).

Daarom stelde Brønstedt in 1923 voor om zuren en basen als volgt te definiëren:

Een zuur is een verbinding die protonen kan afgeven.

Een base is een verbinding die protonen kan opnemen.

Voorbeeld:



Hierbij neemt NH_3 een proton op en is dus een base, terwijl HCl een proton afgeeft en dus een zuur is.

Evenzo is NH_4^+ dus een zuur en Cl^- een base.

5. ZUREN EN BASEN VOLGENS LEWIS

De meest uitgebreide definitie van zuur en base is deze van Lewis.

Volgens Lewis is een base een stof die een ongepaard elektronenpaar heeft en die dit elektronepaar kan gebruiken om een covalente binding te vormen met een atoom, molecule of ion.

Een zuur is dan een stof die een ongepaard elektronenpaar kan opnemen van een base.

Ten opzichte van Brönstedt geeft de Lewis definitie weinig verschil wat de basen betreft, maar wel wat betreft de zuren, die heel wat uitgebreider worden.

Een voorbeeld:

BF_3 is volgens Brönstedts definitie geen zuur, maar wel volgens Lewis.

Bij de reactie $\text{BF}_3 + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{BF}_3\text{-NH}_3$ geeft NH_3 zijn ongepaard elektronenpaar en BF_3 neemt dit aan met de vorming van een covalente binding.

OPMERKING:

Toch wordt in de meeste gevallen het zuur-base model van Brönstedt gebruikt vanwege zijn eenvoud. Het model van Lewis wordt dan gebruikt als het echt noodzakelijk is.

6. NAAMGEVING VAN ZUREN EN BASEN

6. 1. Binaire zuren

Bij binaire zuren bestaat de zuurrest uit een niet-metaal. Onder normale omstandigheden van druk en temperatuur komen ze meestal voor als gas of in het geval van HF als zeer vluchtige vloeistof.

Naam van een binair zuur = **waterstof + naam van het niet-metaal + -ide**

Voorbeelden:

HF wordt waterstoffluoride

HCl wordt waterstofchloride (gebruikelijke naam voor waterige oplossing van HCl: zoutzuur)

HBr wordt waterstofbromide

HI wordt waterstofjodide

H_2S wordt diwaterstofsulfide

HCN wordt waterstofcyanide (gebruikersnaam = blauwzuur)

HCN is geen zuiver binair zuur aangezien de zuurrest normaliter uit één niet-metaal bestaat. Daarom wordt HCN ook vaak een pseudobinair zuur genoemd.

6.2. Ternaire zuren of Oxo-zuren

Deze zuren bestaan uit waterstof en een zuurrest die naast het niet-metaal één of meerdere zuurstofatomen bevat. Onder normale omstandigheden van druk en temperatuur komen ze meestal voor als een vloeistof of als een laagsmeltende vaste stof (bijvoorbeeld fosforzuur). Het is echter ook mogelijk dat zij niet in zuivere toestand te isoleren zijn en alleen in opgeloste vorm voorkomen.

Naam oxo-zuur: **waterstof + niet-metaal + -aat**
of

Naam oxo-zuur: **naam van niet-metaal + zuur**

Voorbeelden :

Koolstof (Carbon) vormt H_2CO_3

De naam wordt diwaterstofcarbonaat of koolzuur

Met halogenen (Chloor, Fluor, Broom en Jood) kunnen meerdere oxo-zuren gevormd worden. Chloor vormt zo HClO , HClO_2 , HClO_3 en HClO_4 . De oxidatiegetallen van Cl in deze verbindingen zijn +1, +3, +5 en +7 en de naamgeving weerspiegelt deze verschillen.

HClO_3 (Ox=+5) is (om historische redenen) het *standaard*-zuur waterstofchloraat of chloorzuur

De 'substandaard' uitgangen -ig voor het zuur en -iet voor het zout duiden aan dat het oxidatiegetal twee lager is dan bij het standaardzuur:

HClO_2 (Ox= +3: één zuurstof minder) is waterstofchlor*iet* of chlor*ig*zuur;

De voorvoegsels per- en hypo- (of onder-) duiden respectievelijk een oxidatiegetal boven de standaard en onder de substandaard aan:

HClO_4 (Ox= +7: één zuurstof meer dan standaard) is waterstofperchloraat of perchloorzuur;

HClO (Ox=+1: een zuurstof minder dan substandaard) is waterstofhypochlor*iet* of hypochlor*ig*zuur.

Bij andere centrale atomen is het aantal oxidatiestappen vaak niet zo uitgebreid en de naamgeving is ook niet volledig regelmatig te noemen.

Chemische taal is net als alle taal onderhevig aan historische eigenaardigheden. Vaak is er wel een standaard en een substandaard te onderkennen.

De hoogste oxidatietoestand is vaak de standaard maar zeker niet altijd !!

HNO_3 is salpeterzuur of waterstofnitraat (Ox= +5)

HNO_2 (één zuurstof minder) is salpeter*ig*zuur of waterstofnitriet (Ox=+3)

H_3PO_4 is fosforzuur of waterstoffosfaat

H_3PO_3 (één zuurstof minder) is fosfor*ig*zuur of waterstoffosfiet

Ook op overgangsmetalen met hoge oxidatiegetallen wordt deze terminologie toegepast, bijvoorbeeld:

MnO_4^- : (Ox=+7) *perm*anganaat

MnO_4^{2-} : (Ox=+6) manganaat

Er zijn ook mangan*ieten* zoals CaMnO_3 met Ox=+4.

6.3. Andere ternaire zuren

Zuurstof is niet het enige sterk elektronegatieve element dat aanleiding geeft tot de vorming van ternaire zouten. Ook fluor, chloor, broom, zwavel, seleen enz. kunnen deze rol vervullen.

Zo geeft HF samen met UF_6 het sterke zuur HUF_7 , heptafluoro-uraanzuur en zijn zouten de heptafluoro-uranaten. HCl met AuCl_3 geeft HAuCl_4 en zijn zouten de chloroauraten.

De benaming is vergelijkbaar met die van de oxozuren, waarbij het atoom dat de rol van zuurstof speelt aangegeven wordt door een voorvoegsel fluoro-, chloro- enz.

Voor zwavel is er een eigen voorvoegsel: thio-.

Een fosfaat met zwavel in plaats van zuurstof zoals $\text{Pd}_3(\text{PS}_4)_2$ heet dus palladium*thio*fosfaat.

Opmerking : *sommige van de meer 'exotische' zuurresten komen alleen voor als zouten en het is soms niet mogelijk om het zuur zelf te isoleren.*

6.4. Basen

Naamgeving van de metaalhydroxiden: **naam van het metaal + hydroxide.**

Voorbeelden :

NaOH = natriumhydroxide
een oplossing van natriumhydroxide in water wordt natronloog genoemd

KOH = kaliumhydroxide
een oplossing van kaliumhydroxide in water wordt kaliloog genoemd

Ba(OH)₂ = bariumhydroxide
een oplossing van bariumhydroxide in water wordt barietwater genoemd

Ca(OH)₂ = calciumhydroxide
een oplossing van calciumhydroxide in water wordt kalkwater genoemd

7. NAAMGEVING VAN ZOUTEN

7.1. Wat is een zout?

Zouten zijn stoffen die bestaan uit metaalatonen en niet-metaalatonen. Zouten zijn opgebouwd uit positieve en negatieve ionen. De metaalatonen leveren altijd de positieve ionen. De niet-metaalatonen leveren altijd de negatieve ionen.

7.2. Naamgeving van zouten

De naam van een zout krijg je door de namen van het positieve en het negatieve ion achter elkaar te plaatsen.

Voorbeelden

- Na₂CO₃ : natriumcarbonaat
- NH₄Cl : ammoniumchloride
- Fe(NO₃)₃ : ijzer(III)nitraat
- Pb(OH)₂ : lood(II)hydroxide

7.3. Formules

Hierboven hebben we al gezien hoe je de samenstelling van een zout kunt aangeven, namelijk door middel van een zogenaamde verhoudingsformule.

In een zout zijn de positieve en negatieve ionen in een zodanige verhouding aanwezig, dat de stof als geheel neutraal van lading is.

Voorbeelden

Een zout bevat Na⁺-ionen en Br⁻-ionen. Om evenveel pluslading als minlading te krijgen moet de verhouding tussen de ionen 1:1 zijn. De verhoudingsformule wordt dus NaBr.

Een zout bevat Ca²⁺-ionen en Cl⁻-ionen. Om evenveel pluslading als minlading te krijgen moet de verhouding tussen de ionen 1:2 zijn. De verhoudingsformule wordt dus CaCl₂.

Een zout bevat Ba²⁺-ionen en NO₃⁻-ionen. Om evenveel pluslading als minlading te krijgen moet de verhouding tussen de ionen 1:2 zijn. De verhoudingsformule wordt dus Ba(NO₃)₂. Let op de haakjes die om het nitraation staan.

Een zout bevat Al³⁺-ionen en SO₄²⁻-ionen. Om evenveel pluslading als minlading te krijgen moet de verhouding tussen de ionen 2:3 zijn. De verhoudingsformule wordt dus Al₂(SO₄)₃.

8. NAAMGEVING VAN OXIDEN

8.1. Oxiden

worden gewoonlijk aangegeven door 'oxide' dat voorafgegaan wordt door mono- , di-, tri- , of tetr- om aan te geven dat er respectievelijk 1, 2, 3 of 4 zuurstofatomen bij betrokken zijn.

Twee andere vormen van oxides zijn peroxide [O_2^{2-}] en superoxide [O_2^-].
In deze laatste vormen heeft zuurstof een hogere oxidatietrap dan in gewone oxiden.

8.2. Types van oxiden

Oxiden van de meer elektropositieve elementen (groepen I en II van de tabel van Mendeleev) zijn basisch en ze worden basische anhydriden genoemd.

Voorbeeld :

Natrium vormt met zuurstof natriumoxide (Na_2O) en als we dit in water brengen bekommen we NaOH (= een sterke base).

**Oxiden van de elektropositieve elementen (rechterkant van de tabel) zijn zuur.
Ze worden daarom zure anhydriden genoemd en in water opgelost vormen ze oxozuren.**

Voorbeeld :

zwavel vormt bij verbranding SO_3 of zwaveltrioxide.

In water opgelost krijgen we H_2SO_4 = diwaterstofsulfaat (= zwavelzuur).

Sommige oxiden kunnen naargelang de omstandigheden zowel basisch als zuur reageren.

Deze noemen we **amfotere oxiden**.

Een voorbeeld hiervan is aluminiumoxide Al_2O_3

Opmerking :

Sommige oxiden uit de middengroep reageren neutraal en vertonen geen zure of basische eigenschappen.