

ZUREN EN BASEN

Samenvatting voor het HAVO

versie december 2017

INHOUDSOPGAVE

1. Vooraf
2. Algemeen
3. Zuren
4. Basen
5. Het waterevenwicht
6. Definities pH en pOH
7. pH BEREKENINGEN
 - 7.1. Algemeen
 - 7.2. Water
 - 7.3. Oplossing van een sterk zuur of sterke base
 - 7.3.1. Sterk zuur
 - 7.3.2. Sterke base
 - 7.4. Oplossing met meer dan één zuur of base
 - 7.5. Significante cijfers
8. Reactie tussen een zuur en een base
9. VOORBEELDEN

Dit document is samengesteld ter ondersteuning van het vak scheikunde voor HAVO. Het dient als richtlijn en is niet bedoeld als vervanging of complete weergave van de les- en examenstof, noch als indicatie van de (eind)exameneisen.

Wijzigingen, spel-, typ- en zetfouten voorbehouden.

Alle rechten voorbehouden. Vermenigvuldiging en distributie van dit document is uitsluitend toegestaan voor persoonlijk gebruik. Enig ander gebruik is zonder voorafgaande schriftelijke toestemming van de auteur niet toegestaan.

Voor zover het maken van kopieën is toegestaan op grond van de Nederlandse Auteurswet 1912, art. 16 en 17, dient men de daarvoor verschuldigde vergoedingen aan de auteur te voldoen.

©2008-2017 R.C.M. Jakobs, Arnhem
rob@rob-jakobs.nl

ZUREN EN BASEN

1. Vooraf

- Als hier wordt gesproken over een oplossing, zonder nadere aanduiding, dan wordt een oplossing in water bedoeld.
- Alle ionen dienen in waterige oplossingen eigenlijk als gehydrateerde ionen ("aq") te worden genoteerd. Om de formules overzichtelijk te houden, wordt de toevoeging "aq" hier meestal achterwege gelaten. Ook is voor vaste stoffen de aanduiding "s" achterwege gelaten.
- Deze samenvatting maakt gebruik van het 'nieuwe' BINAS tabellenboek (zesde editie).

2. Algemeen

Een zuur is een verbinding (deeltje) die (dat) een proton (H^+ -ion) **af kan staan**. In de formule van een zuur moet daarom altijd minstens één H-atoom voorkomen. Ionen (geladen deeltjes) kunnen ook zuren zijn.

Voorbeelden van zuren: HCl , H_2SO_4 , $HCOOH$, H_2O , NH_4^+ , HSO_4^- , HPO_4^{2-}

Een base is een verbinding (deeltje) die (dat) een proton (H^+ -ion) **op kan nemen**. In de formule van een base hoeft geen H-atoom voor te komen. Ionen (geladen deeltjes) kunnen ook basen zijn (in feite zijn de meeste basen in BINAS ionen).

Voorbeelden van basen: NH_3 , CH_3NH_2 , H_2O , SO_4^{2-} , HSO_4^- , HPO_4^{2-}

Sommige deeltjes kunnen zich als zuur en als base gedragen, dat wil zeggen zij kunnen zowel een proton (H^+ -ion) opnemen als afstaan. Voorbeelden: H_2O , HSO_4^- en HPO_4^{2-} . Zulke deeltjes noemt men amfolyten.

3. Zuren

Het opstellen van de reactievergelijking voor een zuur in een waterige oplossing, laat je het zuur altijd één H^+ -ion afsplitsen.

Voorbeeld: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

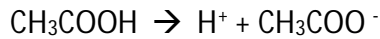
HCl raakt hier één H^+ -ion kwijt, dus ontstaat er een deeltje dat één H-atoom en één plus-lading minder heeft.

In dit voorbeeld is de splitsing van HCl geheel aflopend. In een oplossing van HCl in water staan alle HCl-deeltjes hun H^+ -ion af. In de oplossing bevinden zich dan alleen de ionen Cl^- en H^+ en natuurlijk H_2O .

Een zuur waarvan alle deeltjes hun H^+ -ion af staan, noemen we een sterk zuur.

Dit heeft niets te maken met hoe zuur de oplossing 'smaakt'. Ook in een sterk verdunde oplossing van HCl hebben alle HCl-moleculen hun H⁺-ion afgestaan ("sterk zuur"), maar toch smaakt deze minder zuur dan een geconcentreerde oplossing.

Er zijn ook zuren, die hun H⁺-ion minder makkelijk af staan, bijvoorbeeld azijnzuur (ethaanzuur, CH₃COOH).



maar omdat azijnzuur zijn H⁺-ion niet zo graag af staat, zal een deel van de CH₃COOH moleculen hun H⁺-ion blijven vasthouden.

De bovenstaande reactievergelijking is dus niet aflopend en in een oplossing van azijnzuur bevinden zich dan naast de ionen CH₃COO⁻ en H⁺ dan ook nog CH₃COOH moleculen (en natuurlijk H₂O moleculen).

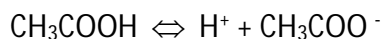
Een zuur waarvan slechts een deel van de deeltjes hun H⁺-ion af staan, noemen we een zwak zuur.

Dit betekent niet, dat een oplossing van een zwak zuur altijd minder zuur smaakt. Dat hangt ervan af hoeveel zuur je oplost.

Omdat het azijnzuurmolecuul minder graag zijn H⁺-ion af staat, zullen er CH₃COO⁻ ionen zijn die het afgestane H⁺-ion weer 'terugpakken' om zo CH₃COOH te vormen.

Met andere woorden: de bovenstaande reactie loopt niet alleen van links naar rechts, maar ook van rechts naar links.

We moeten de reactie van azijnzuur met water dus eigenlijk als een evenwichtsreactie opschrijven:



In de BINAS tabel 49 staan de zuren op de linker helft van de bladzijde.

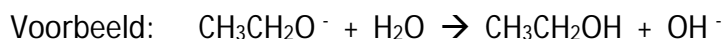
Alle zuren die in de tabel boven H₃O⁺ (zie noot) staan (en H₃O⁺ zelf) zijn sterke zuren. Deze zuren splitsen in water dus volledig in een H⁺-ion en het overgebleven zuurrest-ion.

Noot: H₃O⁺ is eigenlijk H⁺_(aq), en stelt een H⁺ ion voor dat met één watermolecuul heeft gereageerd.

4. Basen

Het opstellen van de reactievergelijking voor een base in een waterige oplossing, laat je de base altijd reageren met één watermolecuul (H₂O).

De base neemt één H⁺-ion op, dat door het watermolecuul wordt afgestaan. Dus eigenlijk reageert het watermolecuul dan als zuur.



CH₃CH₂O⁻ ontvangt één H⁺-ion, dus het krijgt één H-atoom en één plus-lading erbij.

H₂O raakt één H⁺-ion kwijt, dus ontstaat er een deeltje dat één H-atoom en één plus-lading minder heeft.

In dit voorbeeld is de reactie van CH₃CH₂O⁻ met water geheel aflopend. In een oplossing van CH₃CH₂O⁻ in water nemen alle CH₃CH₂O⁻ deeltjes een H⁺-ion op. In de oplossing bevinden zich dan alleen het ion OH⁻, het gevormde CH₃CH₂OH en natuurlijk H₂O, dat zijn de overgebleven watermoleculen die geen H⁺-ion hebben afgestaan.

Een base waarvan alle deeltjes een H⁺-ion opnemen, noemen we een sterke base.

Ook hier heeft dit niets te maken met hoe basisch de oplossing smaakt.

Een basische oplossing smaakt overigens over het algemeen *zeep-achtig*.

Er zijn ook basen, die minder makkelijk een H⁺-ion opnemen, bijvoorbeeld ammoniak (NH₃). Ook deze base laat je met één watermolecuul reageren:



maar omdat ammoniak niet zo graag een H⁺-ion opneemt, zal een deel van de NH₃ moleculen geen H⁺-ion krijgen.

De bovenstaande reactievergelijking is dus niet aflopend en in een oplossing van ammoniak in water (die heet ammonia) bevinden zich dan naast de ionen NH₄⁺ en OH⁻ dan ook nog NH₃ moleculen (en natuurlijk de overgebleven H₂O moleculen).

Een base waarvan slechts een deel van de deeltjes een H⁺-ion opnemen, noemen we een zwakke base.

Omdat het ammoniakmolecuul minder graag een H⁺-ion opneemt, zullen er NH₄⁺ ionen zijn die het opgenomen H⁺-ion weer 'teruggeven' om zo weer NH₃ te vormen.

Met andere woorden: de bovenstaande reactie loopt niet alleen van links naar rechts, maar ook van rechts naar links.

We moeten de reactie van ammoniak met water dus eigenlijk als een evenwichtsreactie opschrijven:



In de BINAS tabel 49 staan de basen op de rechter helft van de bladzijde.

Alle basen die in de tabel onder OH⁻ staan (en OH⁻ zelf) zijn sterke basen. Deze reageren dus aflopend met water (evenwicht geheel naar rechts).

5. Het waterevenwicht

Het watermolecuul kan als zuur en als base reageren (het is dus een amfolyt).

Als we kijken hoe een watermolecuul zich als een zuur gedraagt, moeten we het - net als bij andere zuren - één H⁺ ion laten afsplitsen:



Als het H₂O molecuul een H⁺ ion af staat, ontstaat naast het H⁺ ion ook de base OH⁻.

Omdat H₂O volgens BINAS een zwak zuur is, hebben we de reactie maar meteen als een evenwicht genoteerd. Dit wordt het waterevenwicht genoemd.

Voor het waterevenwicht geldt een evenwichtsconstante, de zogenaamde waterconstante K_w :

$$K_w = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] \quad (1)$$

Bij een temperatuur van 298 K is de waarde van K_w gelijk aan 10⁻¹⁴.

DE FORMULE (1) VOOR K_w GELDT ALTIJD (als het evenwicht zich heeft ingesteld)

Bij een andere temperatuur heeft K_w wel een andere waarde.

6. Definities pH en pOH

In de scheikunde bedoelt men met het voorvoegsel "p" steeds "de negatieve logaritme van..." (logaritme met grondtal 10).

De pH en pOH zijn als volgt gedefinieerd (dwz dit is een afspraak en geldt dus altijd):

$$\text{pH} = -\log([\text{H}^+]) \quad [\text{H}^+] \text{ uitgedrukt in mol L}^{-1}.$$

$$\text{Hieruit volgt dat} \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \quad (2)$$

$$\text{pOH} = -\log([\text{OH}^-]) \quad [\text{OH}^-] \text{ uitgedrukt in mol L}^{-1}.$$

$$\text{Hieruit volgt dat} \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \quad (3)$$

Uit de waterconstante K_w (formule 1) volgt, bij een temperatuur van 298 K:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (4)$$

LET OP: Bij een andere temperatuur heeft K_w een andere waarde.

Dan is pH + pOH nog steeds constant, maar niet meer gelijk aan 14.

7. pH BEREKENINGEN

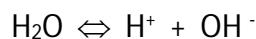
7.1. Algemeen

Alle oplossingen zijn oplossingen in water, tenzij anders vermeld.

De formule $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ geldt (bij $T=298\text{K}$) altijd !

7.2. Water

Het watermolecuul kan splitsen volgens



In zuiver water zijn de hoeveelheden H^+ en OH^- aan elkaar gelijk, want bij elk H^+ ion dat ontstaat, ontstaat ook een OH^- ion. De concentraties $[\text{H}^+]$ en $[\text{OH}^-]$ zijn daarmee ook gelijk. Het product van de concentraties $[\text{H}^+]$ en $[\text{OH}^-]$ moet gelijk zijn aan 10^{-14} (waterconstante, formule 1).

Hieruit volgt dat bij $T=298\text{K}$ voor zuiver water geldt: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$

De pH van zuiver water is hiermee gelijk aan 7.

Doordat de concentraties H^+ en OH^- ionen zo laag is, kan men zeggen dat het watermolecuul een zeer zwak zuur en een zeer zwakke base is. Het bovenstaande waterevenwicht ligt zeer ver naar links.

In opgaven over oplossingen van zuren of basen in water, verwaarloost men daarom de H^+ en OH^- ionen die uit het waterevenwicht ontstaan.

7.3. Oplossing van een sterk zuur of sterke base

7.3.1. Sterk zuur

Bij een sterk zuur staat elk zuurdeeltje (molecuul of ion) een H^+ ion af.

De concentratie H^+ is dan direct te berekenen uit de concentratie opgelost zuur.

Voorbeeld:

Een oplossing van 0,01 M salpeterzuur (HNO_3) in water.

Salpeterzuur is een sterk zuur (Binas) en dus staan alle HNO_3 moleculen hun H^+ ion af aan een watermolecuul.

Hierdoor ontstaat een oplossing die $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ H^+ ionen bevat

De pH van de oplossing is dan

$$\text{pH} = -\log([\text{H}^+]) = -\log(0,01) = 2,0$$

7.3.2. Sterke base

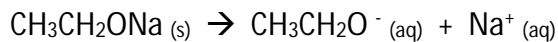
Bij een sterke base neemt elk basedeeltje (molecuul of ion) een H^+ ion op van een watermolecuul.

De concentratie OH^- is dan direct te berekenen uit de concentratie opgeloste base.

Voorbeeld:

Een oplossing van 0,02 M natriumethanolaat (CH_3CH_2ONa) in water.

Alle natriumzouten lossen goed op en er worden 0,02 M ethanolaat-ionen ($CH_3CH_2O^-$) en 0,02 M Na^+ ionen gevormd volgens:



Het ethanolaat-ion is een sterke base (Binas) en dus nemen alle ethanolaatmoleculen een H^+ ion op van een watermolecuul volgens:



Hierdoor ontstaat een oplossing die $0,02 \text{ mol L}^{-1} OH^-$ ionen bevat
De pOH van de oplossing is dan

$$pOH = -\log([OH^-]) = -\log(0,02) = 1,7$$

Als we de pH willen weten, maken we gebruik van formule 10:

$$pH = 14,0 - pOH = 12,3 \quad (\text{bij } T=298K !)$$

7.4. Oplossing met meer dan één zuur of base

Wanneer is er in een opgave waarschijnlijk sprake van een oplossing met meer dan één zuur of base?

1. Als uit de opgave niet specifiek blijkt dat er één bepaald zuur of base is opgelost.
2. Als er wordt gesproken over een pH die constant wordt gehouden. Dat gebeurt dan namelijk door toevoeging van een ander zuur of een andere base.
3. Als de opgave gaat over natuurlijke producten of oplossingen die niet nauwkeurig gedefinieerd zijn, zoals vruchtensappen of afvalwater.

Wat echter blijft, is het volgende:

Als een pH-waarde gegeven is, is de H^+ concentratie in de oplossing altijd bekend, want de definitie van pH blijft gelden, dus:

$$[H^+] = 10^{-pH} \quad ([H^+] \text{ uitgedrukt in mol L}^{-1})$$

7.5. Significante cijfers

Ook bij het berekenen van de pH moet je rekening houden met het juiste aantal significante cijfers. Doordat de pH door middel van een logaritme wordt berekend, geldt een andere regel dan dat je gewend bent:

De pH-waarde moet gegeven worden in een **aantal decimalen** dat gelijk is aan het **aantal significante** cijfers van de H⁺-concentratie. Voor de pOH-waarde geldt hetzelfde principe (zie voorbeeld).

Voorbeelden:

- Als [H⁺] = 0,0015 mol L⁻¹ (twee significante cijfers), dan is de pH gelijk aan 2,82 (twee decimalen).
- Als [OH⁻] = 0,0215 mol L⁻¹ (drie significante cijfers), dan is de pOH gelijk aan 1,668 (drie decimalen).

8. Reactie tussen zuren en basen

Tijdens de reactie tussen een zuur en een base neemt de base één of meer H⁺ ionen op. Deze H⁺ ionen komen van een zuur of uit een zure oplossing.

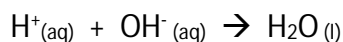
Het zuur en de base kunnen beide sterk of zwak zijn.

In de reactievergelijking noteer je alleen de deeltjes die reageren.

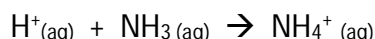
1. In een oplossing van een sterk zuur (bv HCl) reageren de H⁺ ionen.
2. In een oplossing van een sterke base reageren de OH⁻ ionen.
3. In een oplossing van een zwak zuur (bv CH₃COOH) reageert het opgeloste zuur.
4. In een oplossing van een zwakke base (bv NH₃) reageert de opgeloste base.
5. Als een zuivere stof (zuur of base) reageert terwijl deze niet in oplossing is, dan komt de complete formule van die stof in de reactievergelijking.

Voorbeelden:

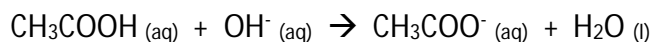
- Sterk zuur (oplossing van HCl) en sterke base (oplossing van NaOH):



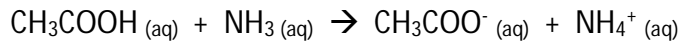
- Sterk zuur (oplossing van HCl) en zwakke base (oplossing van NH₃):



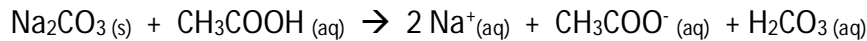
- Zwak zuur (oplossing van CH₃COOH) en sterke base (oplossing van NaOH):



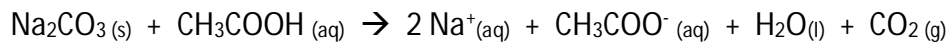
- Zwak zuur (oplossing van CH₃COOH) en zwakke base (oplossing van NH₃):



- Vast natriumcarbonaat (carbonaat is base) met oplossing van CH₃COOH :



H₂CO₃ (aq) ontleedt in dit voorbeeld in CO₂ (g) en H₂O (l) zodat de totaalreactie wordt:



9. REKENVOORBEELDEN

Voorbeeld 1

Bereken de pH van een oplossing van 0,20 M chloorzuur (HClO₃) in water (T=298K).

Chloorzuur is een éénwaardig sterk zuur. Alle HClO₃ moleculen staan dus hun H⁺ ion af.



Hierdoor ontstaat 0,20 mol L⁻¹ H⁺ ionen, waardoor [H⁺] = 0,20 mol L⁻¹.

pH = -log([H⁺]), **dus pH = 0,70.**

Bij deze uitkomst is rekening gehouden met het aantal significante cijfers (zie 7.5).

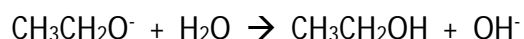
Voorbeeld 2

Bereken de pH van een oplossing van 0,1 M natriumethanolaat (CH₃CH₂ONa) in water (T=298K).

Oplosvergelijking: CH₃CH₂ONa (s) → CH₃CH₂O⁻ (aq) + Na⁺ (aq) (aflopend)

Natriumethanolaat lost goed op (het is een natriumzout), dus alles splitst in ionen. In de oplossing ontstaan in eerste instantie de ionen CH₃CH₂O⁻ en Na⁺.

Hiervan is CH₃CH₂O⁻ een éénwaardige sterke base, met andere woorden: de reactie



is aflopend en zo wordt [OH⁻] = 0,1 mol L⁻¹.

pOH = -log([OH⁻]), dus pOH = 1,0 en met pH = 14 - pOH wordt **pH = 13,0.**

Bij deze uitkomst is rekening gehouden met het aantal significante cijfers (zie 7.5).

Voorbeeld 3

Met brengt 25 mL van een oplossing van 0,1 M NaOH en 13 mL van een oplossing van 0,2 M HCl bij elkaar. Bereken de pH van het ontstane mengsel.

Bereken eerst de hoeveelheid H^+ en OH^- ionen in de twee afzonderlijke oplossingen:

In 1 liter 0,1 M NaOH zit 0,1 mol OH^-

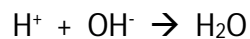
In 25 mL 0,1 M NaOH zit $0,1 \times 25 / 1000$ mol OH^- , oftewel $2,5 \times 10^{-3}$ mol OH^-

In 1 liter 0,2 M HCl zit 0,2 mol H^+

In 13 mL 0,2 M HCl zit $0,2 \times 13 / 1000$ mol H^+ , oftewel $2,6 \times 10^{-3}$ mol H^+

In het mengsel is dus een overmaat H^+ aanwezig.

H^+ en OH^- reageren in de molverhouding 1:1 volgens:



De $2,5 \times 10^{-3}$ mol OH^- ionen reageren met $2,5 \times 10^{-3}$ mol H^+ ionen, waardoor er $0,1 \times 10^{-3}$ mol H^+ ionen over blijven.

Deze $0,1 \times 10^{-3}$ mol H^+ ionen bevinden zich in $25 + 13 = 36$ mL oplossing.

De concentratie $[H^+]$ is dan $0,1 \times 10^{-3} \times 1000 / 36 = 2,8 \times 10^{-3}$ mol L^{-1} .

De pH is $-\log(2,8 \times 10^{-3}) = 2,55$ (twee decimalen)

Het mengsel is zuur en dat klopt omdat er een overmaat H^+ aanwezig was.