

ZUREN EN BASEN

Samenvatting voor het VWO

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 alleen één zwak zuur of één zwakke base
 - 7.5. Oplossing met meer dan één zuur of base
 - 7.6. Significante cijfers
8. Reactie tussen een zuur en een base
9. VOORBEELDEN

Dit document is samengesteld ter ondersteuning van het vak scheikunde voor het VWO. 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 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-atom 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-atom 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 reageren met één watermolecuul (H_2O).

Het zuur staat één H^+ -ion af, dat door het watermolecuul wordt opgenomen. Dus eigenlijk reageert het watermolecuul dan als base.

Voorbeeld: $HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$

HCl raakt hier één H^+ -ion kwijt, dus ontstaat er een deeltje dat één H-atom en één plus-lading minder heeft. H_2O ontvangt één H^+ -ion, dus het krijgt één H-atom en één plus-lading erbij.

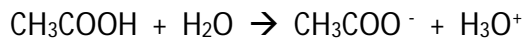
In dit voorbeeld is de reactie van HCl met water geheel aflopend. In een oplossing van HCl in water staan alle HCl -deeltjes hun H^+ -ion af. In de oplossing bevinden zich dan alleen de ionen Cl^- en H_3O^+ en natuurlijk H_2O , dat zijn de overgebleven watermoleculen die geen H^+ -ion hebben opgenomen.

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).

Ook dit zuur laat je met één watermolecuul reageren:



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 H₃O⁺ ook nog CH₃COOH moleculen (en natuurlijk de overgebleven H₂O moleculen).

Een zuur waarvan slechts een deel van de opgeloste 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:



Voor een evenwicht geldt de evenwichtsvoorwaarde (als het evenwicht zich tenminste heeft ingesteld):

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \times [\text{H}_2\text{O}]} \quad (1)$$

Als we links en rechts met [H₂O] vermenigvuldigen, dan staat er:

$$K \times [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (2)$$

De waterconcentratie verandert bij niet al te geconcentreerde oplossingen nauwelijks, die mogen we als constant veronderstellen (de waarde van $[H_2O]$ is voor zuiver water ongeveer 55 mol L^{-1}).

Als zowel de evenwichtsconstante als de waterconcentratie constant zijn, is hun product ook constant. Het product $K \times [H_2O]$ noemen we de zuurconstante K_z .

De formule voor K_z wordt dan:

$$K_z = \frac{[CH_3COO^-] \times [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \quad (3)$$

In de formule voor K_z worden alle concentraties uitgedrukt in mol L^{-1} .

DEZE FORMULE GELDT ALTIJD (als het evenwicht zich heeft ingesteld)

Bij een hogere waarde voor K_z ligt het evenwicht verder naar rechts, bij een lagere K_z waarde meer naar links.

De K_z -waarden zijn voor de verschillende zuren in BINAS tabel 49 vermeld (bij $T=298\text{K}$). Hoe groter de K_z -waarde, des te sterker is het zuur (oftewel des te groter het gedeelte van de moleculen/ionen dat een H^+ -ion af staat).

Let op: de waarden in BINAS zijn bij een temperatuur van $T=298\text{K}$. Bij een andere temperatuur zal K_z een andere waarde hebben.

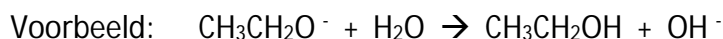
In de BINAS staan de zuren op de linker helft van de bladzijde, gerangschikt op aflopende K_z waarde. **Dus hoe hoger in de tabel, des te sterker het zuur.**

Alle zuren die in de tabel boven H_3O^+ staan (en H_3O^+ zelf) zijn sterke zuren. Deze reageren dus aflopend met water. Het vermelden van een K_z waarde heeft voor sterke zuren geen zin.

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 erbij krijgen.

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

Een base waarvan slechts een deel van de opgeloste 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:



Voor een evenwicht geldt de evenwichtsvoorwaarde (als het evenwicht zich tenminste heeft ingesteld):

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3] \times [\text{H}_2\text{O}]} \quad (4)$$

Als we links en rechts met $[\text{H}_2\text{O}]$ vermenigvuldigen, dan staat er:

$$K \times [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{NH}_4^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \quad (5)$$

Het product $K \times [\text{H}_2\text{O}]$ dat ook hier constant is, noemen we de baseconstante K_b .

De formule voor K_b wordt dan:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \quad (6)$$

In de formule voor K_b worden alle concentraties uitgedrukt in mol L^{-1} .

DEZE FORMULE GELDT ALTIJD (als het evenwicht zich heeft ingesteld)

Bij een hogere waarde voor K_b ligt het evenwicht verder naar rechts, bij een lagere K_b waarde meer naar links.

De K_b -waarden zijn voor de verschillende basen in BINAS tabel 49 vermeld (bij $T=298\text{K}$). Hoe groter de K_b -waarde, des te sterker is de base (oftewel des te groter het gedeelte van de moleculen/ionen dat een H^+ -ion opneemt).

Let op: de waarden in BINAS zijn bij een temperatuur van $T=298\text{K}$. Bij een andere temperatuur zal K_b een andere waarde hebben.

In de BINAS staan de basen op de rechter helft van de bladzijde, gerangschikt op toenemende K_b waarde. **Dus hoe lager in de tabel, des te sterker de base.**

Alle basen die in de tabel onder OH^- staan (en OH^- zelf) zijn sterke basen. Deze reageren dus aflopend met water. Het vermelden van een K_b waarde heeft voor sterke basen geen zin.

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 - laten reageren met één watermolecuul:



Het eerste H₂O molecuul (helemaal links) is het zuur dat een H⁺ ion af staat. Er blijft dan OH⁻ over. Het tweede H₂O molecuul (links van de pijl) neemt het H⁺ ion op en reageert dus als base.

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

Ook voor het waterevenwicht geldt een evenwichtsconstante en na omrekening leidt dit tot de zogenaamde waterconstante K_w :

$$K_w = [\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (7)$$

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

DE FORMULE VOOR K_w GELDT ALTIJD (als het evenwicht zich heeft ingesteld)
Bij een andere temperatuur heeft K_w wel een andere waarde (dus alleen 10⁻¹⁴ bij 298 K).

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):

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) \quad [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ uitgedrukt in mol L}^{-1}.$$

$$\text{Hieruit volgt dat} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \quad (8)$$

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

$$\text{Hieruit volgt dat} \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \quad (9)$$

Uit de waterconstante K_w (formule 7) volgt dan bij een temperatuur van 298 K:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (10)$$

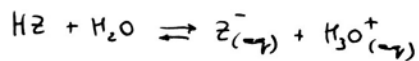
LET OP: Bij een andere temperatuur heeft K_w een andere waarde.
Dan is de pH + pOH nog steeds constant, maar niet meer gelijk aan 14.

7. pH BEREKENINGEN

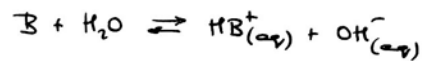
7.1. Algemeen

Als algemene notatie voor een zuur gebruiken we **HZ** en voor een base **B**
Alle oplossingen zijn oplossingen in water.

De onderstaande formules gelden in een waterige oplossing **ALTIJD** (let op: de evenwichtsconstanten K_z en K_b gelden bij een bepaalde temperatuur; deze zijn meestal gegeven bij $T=298K$).



$$K_z = \frac{[Z^-][H_3O^+]}{[HZ]}$$



$$K_b = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B]}$$

$$[H_3O^+] * [OH^-] = 10^{-14}$$

$$pH + pOH = 14$$

Voor de vergelijking $pH + pOH = 14$ is blijkbaar als temperatuur $T=298K$ genomen.
Als er voldoende gegevens bekend zijn, kunnen de onbekenden in een (wiskundige) vergelijking worden opgelost.

Heb je te maken met een sterk zuur of een sterke base, dan hebben de formules voor K_z en K_b geen zin, omdat voor sterke zuren en basen het 'evenwicht' geheel naar rechts afloopt.
De formule $pH + pOH = 14$ blijft (bij $T=298K$) altijd gelden !

7.2. Water

Het watermolecuul is zowel een zuur als een base (een zogenaamd amfolyt).
Als we een watermolecuul als zuur laten reageren met een ander molecuul, dan krijgen we de volgende evenwichtsvergelijking:



Het ene watermolecuul reageert hier als zuur, de ander als base.

In zuiver water zijn de hoeveelheden OH^- en H_3O^+ ionen aan elkaar gelijk, want bij elk OH^- ion dat ontstaat, wordt ook een H_3O^+ ion gevormd. Hun concentraties zijn daarmee ook gelijk.

Bij $T=298K$ moet het product van de concentraties $[OH^-]$ en $[H_3O^+]$ gelijk zijn aan 10^{-14} (waterconstante, formule 7).

Hieruit volgt dat bij $T=298K$ voor zuiver water geldt: $[OH^-] = [H_3O^+] = 10^{-7}$

De pH van zuiver water is bij deze temperatuur hiermee gelijk aan 7.

Doordat de concentraties OH^- en H_3O^+ 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 OH^- en H_3O^+ ionen die uit het waterevenwicht zijn 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 aan een watermolecuul.

De concentratie H_3O^+ 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_3O^+ ionen bevat

De pH van de oplossing is dan

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(0,01) = 2,0$$

7.3.2. Sterke base

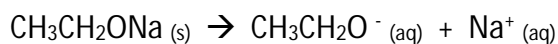
Bij een sterke base neemt elk basedeeltje (molecuul of ion) een H^+ ion op van een watermolecuul.

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

Voorbeeld:

Een oplossing van 0,02 M natriumethanolaat ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{ONa}$) in water.

Alle natriumzouten lossen goed op en er worden 0,02 M ethanolaat-ionen ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^-$) 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

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

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

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

7.4. Oplossing met alleen één zwak zuur of één zwakke base

Indien er in een oplossing maar **één zwak zuur of één zwakke base** aanwezig is, kunnen bovenstaande formules omgewerkt worden tot

$$K_z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HZ}]_0 - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$K_B = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{B}]_0 - [\text{OH}^-]}$$

$$\text{Als } [\text{HZ}]_0 \gg [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$K_z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HZ}]_0} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_z * [\text{HZ}]_0}$$

$$\text{Als } [\text{B}]_0 \gg [\text{OH}^-]$$

$$K_B = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{B}]_0} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{K_B * [\text{B}]_0}$$

In bovenstaande formules stellen $[\text{HZ}]_0$ en $[\text{B}]_0$ de de **concentratie van de oorspronkelijk opgeloste hoeveelheid** zuur of base voor (uitgedrukt in mol L⁻¹).

Uit de gevonden waarden van $[\text{H}_3\text{O}^+]$ of $[\text{OH}^-]$ kan dan op de bekende wijze de pH worden berekend.

LET OP !!

1. Deze formules mag men alleen gebruiken indien in de oplossing uitsluitend één zuur of één base aanwezig is.
2. Het verwaarlozen van $[\text{H}_3\text{O}^+]$ of $[\text{OH}^-]$ in de noemer van K_z of K_B mag alleen als deze concentraties ook **daadwerkelijk** klein zijn ten opzichte van $[\text{HZ}]_0$ of $[\text{B}]_0$.
Het is aan te bevelen deze verwaarlozing te vermelden en achteraf te controleren.
3. Je kunt de bovenste vergelijkingen ook oplossen met behulp van een grafische rekenmachine, zonder dat je hoeft te kijken of - bijvoorbeeld bij een zuur - $[\text{H}_3\text{O}^+]$ voldoende klein is ten opzichte van $[\text{HZ}]_0$.
Bij een concentratie $[\text{HZ}]_0 = 0,0100$ en $K_z = 1,8 \times 10^{-5}$ (als voorbeeld) bepaal je dan het snijpunt (intersect) van de twee grafieken Y_1 en Y_2 met

$$Y_1 = X^2 / (0,0100 - X) \quad \text{hierin is } X \text{ gelijk aan } [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$Y_2 = 1,8 \times 10^{-5}$$

7.5. Oplossing met meer dan één zuur of base

Voor deze oplossingen mag je de bovenstaande omgewerkte/vereenvoudigde formules in paragraaf 7.4 niet gebruiken.

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_3O^+ concentratie in de oplossing altijd bekend, want de definitie van pH blijft gelden, dus:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \quad (\text{uitgedrukt in mol L}^{-1})$$

7.6. 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_3O^+ -concentratie. Voor de pOH-waarde geldt hetzelfde principe (zie voorbeeld).

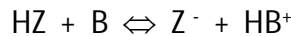
Voorbeelden:

- Als $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0015 \text{ mol L}^{-1}$ (twee significante cijfers), dan is de pH gelijk aan 2,82 (twee decimalen).
- Als $[\text{OH}^-] = 0,0215 \text{ mol L}^{-1}$ (drie significante cijfers), dan is de pOH gelijk aan 1,668 (drie decimalen).

8. Reactie tussen een zuur en een base

Stel we laten zuur HZ reageren met base B.

We weten niet of er sprake is van een sterk zuur HZ en/of een sterke base B, dus schrijven we de reactie (voor de zekerheid) op als een evenwicht:



Hierin zijn HZ en HB^+ zuren; B en Z^- zijn basen.

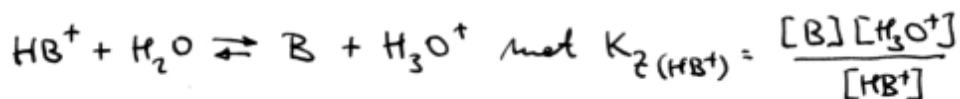
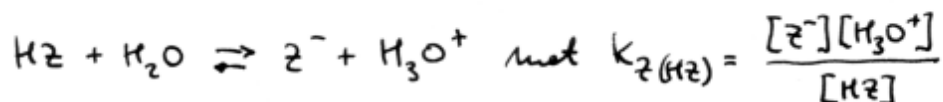
Voor het evenwicht geldt de evenwichtsvoorwaarde:

$$K = \frac{[\text{Z}^-] \times [\text{HB}^+]}{[\text{HZ}] \times [\text{B}]}$$

Teller en noemer van de bovenstaande concentratiebreuk mogen we vermenigvuldigen met hetzelfde getal, bijvoorbeeld met $[\text{H}_3\text{O}^+]$. Eigenlijk vermenigvuldigen we de breuk dan met 1 en hierdoor verandert deze niet.

$$K = \frac{[\text{Z}^-][\text{HB}^+]}{[\text{HZ}][\text{B}]} = \frac{[\text{Z}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HZ}]} \cdot \frac{[\text{HB}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{B}]} \quad (11)$$

We schrijven de reacties voor de zuren HZ en HB^+ met een watermolecuul nog eens apart op:



Als je nu goed naar formule 11 kijkt, staat daar eigenlijk:

$$K = K_{z(\text{HZ})} \cdot \frac{1}{K_{z(\text{HB}^+)}} = \frac{K_{z(\text{HZ})}}{K_{z(\text{HB}^+)}} \quad (12)$$

waarin:

$K_{z(\text{Z})}$ = de zuurconstante voor het zuur HZ.

$K_{z(\text{HB}^+)}$ = de zuurconstante voor het zuur HB^+ .

Als HZ een sterker zuur is dan HB^+ , dan is $K_{z(\text{HZ})}$ groter dan $K_{z(\text{HB}^+)}$ en volgt uit formule 12 dat de evenwichtsconstante K groter dan 1 is. Het zuur-base evenwicht ligt dan aan de rechterkant.

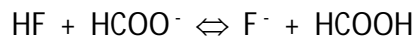
Is HZ een zwakker zuur dan HB^+ , dan is $K_{z(\text{HZ})}$ kleiner dan $K_{z(\text{HB}^+)}$ en volgt uit formule 12 dat de evenwichtsconstante K kleiner is dan 1. Het zuur-base evenwicht ligt dan aan de linkerkant.

Populair gezegd: Als HZ een sterker zuur is dan HB^+ , wint HZ het van HB^+ en ligt het evenwichts rechts. Is HZ een zwakker zuur dan HB^+ , dan wint HB^+ het van HZ en ligt het evenwichts links.

Voorbeeld

We nemen nu als voorbeeld de reactie (bij $T=298\text{K}$) tussen het zuur waterstoffluoride (HF) met het formiaat-ion (HCOO^-) als base.

Het formiaat-ion krijgen we door bijvoorbeeld het zout natriumformiaat (HCOONa) op te lossen.



Bij het formiaat-ion als base hoort het geconjugeerde zuur HCOOH.

Uit BINAS weten we:

Voor HF: $K_z = 6,3 \times 10^{-4}$

Voor HCOOH: $K_z = 1,8 \times 10^{-4}$

Uit formule 12 volgt dan voor de evenwichtsconstante van de reactie:

$$K = 6,3 \times 10^{-4} / 1,8 \times 10^{-4} = 3,5$$

Het betreffende evenwicht ligt **naar rechts**.

Men kan dit ook verklaren door het feit dat HF een sterker zuur is dan HCOOH (want HF "staat hoger in de BINAS tabel").

Als je voor verschillende zuren en basen de evenwichtsconstante uitrekent op de zojuist beschreven manier, dan zal blijken dat:

1. Een reactie tussen een sterk zuur en een sterke base geheel aflopend is (dwz het evenwicht ligt geheel rechts).
2. Een reactie tussen een sterk zuur en een zwakke base, of een zwak zuur en een sterke base vrijwel geheel aflopend is.
Dus als 'een van de twee' sterk is, zal de reactie vrijwel aflopend zijn.
3. Een reactie tussen een zwak zuur en een zwakke base leidt tot een evenwicht.

Noot

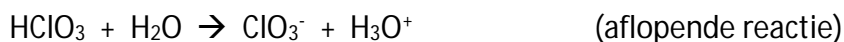
Als er meer gegevens over het bovenstaande zuur-base-evenwicht bekend zijn, zou je de evenwichtsconcentraties precies kunnen uitrekenen. Deze berekening is niet anders dan bij 'gewone' evenwichten, waarbij de evenwichtsconstante K bekend (of berekend) is. Dergelijke berekeningen horen echter niet tot de eindexamenstof.

9. VOORBEELDEN

Voorbeeld 1

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

Chloorzuur is een sterk éénwaardig zuur ($K_z \gg 1$). Alle HClO₃ moleculen staan dus hun H⁺ ion af.



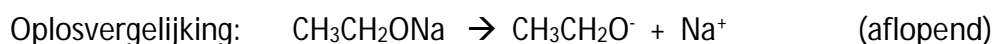
Hierdoor ontstaat 0,20 mol L⁻¹ H₃O⁺ ionen, waardoor $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,20 \text{ mol L}^{-1}$.

$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$, dus **pH = 0,70**.

Bij deze uitkomst is rekening gehouden met het aantal significante cijfers (zie 7.6).

Voorbeeld 2

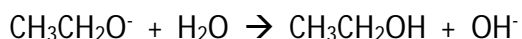
Bereken de pH van een oplossing van 0,1 M natriumethanolaat (CH₃CH₂ONa) in water (T=298K).



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 ($K_b \gg 1$), met andere woorden: de reactie



is aflopend en zo wordt $[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$.

$\text{pOH} = -\log([\text{OH}^-])$, dus $\text{pOH} = 1,0$ en met $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$ wordt **pH = 13,0**.

Bij deze uitkomst is rekening gehouden met het aantal significante cijfers (zie 7.6).

Voorbeeld 3

Bereken de pH van huishoudazijn. Huishoudazijn is een oplossing van 5% ethaanzuur (CH_3COOH) in water. De oplossing heeft een soortelijke massa van $1,0 \text{ kg dm}^{-3}$.

5% ethaanzuur betekent een oplossing van 5 massa % ethaanzuur.

1,0 Liter huishoudazijn heeft een massa van 1,0 kg (1000 g) en bestaat dan uit 950 gram water en 50 gram ethaanzuur.

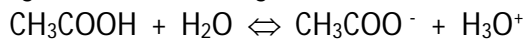
Met andere woorden, de oorspronkelijk opgeloste hoeveelheid ethaanzuur is 50 gram L^{-1} (5% van 1000 g).

De molmassa van ethaanzuur is $60,05 \text{ gram mol}^{-1}$, dus een concentratie van 50 gram L^{-1} komt overeen met $50 / 60,05 = 0,833 \text{ mol L}^{-1}$ ethaanzuur.

We hebben te maken met een oplossing van één (zwak) zuur in water met:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = 0,833 \text{ mol L}^{-1}$$

In de oplossing stelt zich het volgende evenwicht in:



met $K_z = 1,7 \times 10^{-5}$ (BINAS)

Aangezien het zuur CH_3COOH het enige zuur in de oplossing is, mogen we de formules uit paragraaf 7.4. gebruiken, oftewel:

$$K_z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 - [\text{H}_3\text{O}^+]} = 1,7 \times 10^{-5} \quad (12)$$

Met $[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = 0,833 \text{ mol L}^{-1}$, zijnde de opgeloste concentratie ethaanzuur.

Verwaarlozing van $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ten opzichte van $[\text{CH}_3\text{COOH}]_0$ en invulling van $[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = 0,833 \text{ mol L}^{-1}$ levert op:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,76 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

De pH van de oplossing is daarmee:

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]), \text{ dus } \text{pH} = 2,4$$

Bij deze uitkomst is rekening gehouden met het aantal significante cijfers (5% ethaanzuur).

Is de verwaarlozing van $[H_3O^+]$ ten opzichte van $[CH_3COOH]_0$ in formule 12 hier eigenlijk wel geoorloofd ?

Vul de gevonden waarde voor $[H_3O^+]$ en $[CH_3COOH]_0$ weer in de noemer van formule 12 in en laat $[H_3O^+]$ in de teller staan:

$$K_z = \frac{[H_3O^+]^2}{0,833 - 3,76 \times 10^{-3}} = 1,7 \times 10^{-5}$$

Reken nu $[H_3O^+]$ opnieuw uit.

Er volgt dan $[H_3O^+] = 3,75 \times 10^{-3}$ wat weer een pH geeft van 2,4 (denk aan de significante cijfers). De verwaarlozing was dus geoorloofd.

Indien de 'nieuwe' pH-waarde na deze herhaalde berekening significant anders is, moet van de 'nieuwe' $[H_3O^+]$ worden uitgegaan, waarbij deze opnieuw in formule 12 moet worden gestopt en op dezelfde wijze weer een nieuwe pH worden uitgerekend. Dit doe je steeds totdat de uitkomst voor de pH niet meer verandert. Een dergelijke berekenwijze noemt men een iteratie.