

## 8 Zuren

### Indicatoren

Een *zuur-base-indicator* is een stof waarmee je aan de hand van de kleur kunt bepalen of een oplossing zuur of basisch of neutraal is. Een oplossing is *zuur* bij een  $\text{pH} < 7$ , *basisch* bij een  $\text{pH} > 7$  en *neutraal* bij een  $\text{pH} = 7$ . In Binas tabel 52A zijn een aantal indicatoren te vinden met het bijbehorende *omslagtraject*.

### Zuren

Een zuur is een moleculaire stof waarvan de moleculen  $\text{H}^+$ -ionen (ofwel protonen) kunnen afstaan. De zuren in de tabel hiernaast moet je (her)kennen. Zie ook tabel 66B.

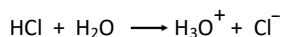
naam zuur	formule zuur
waterstofchloride	HCl
zwavelzuur	$\text{H}_2\text{SO}_4$
salpeterzuur	$\text{HNO}_3$
fosforzuur	$\text{H}_3\text{PO}_4$
azijnzuur/ethaanzuur	$\text{CH}_3\text{COOH}$
koolzuur	$\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (' $\text{H}_2\text{CO}_3$ ')

### Zure oplossingen

Als een zuur wordt opgelost in water, *ioniseert* het zuur. Hierbij staat het zuur  $\text{H}^+$ -ionen af aan watermoleculen. Het gevormde  $\text{H}_3\text{O}^+$ -ion heet het *oxoniumion*.

Een *sterk zuur* is een zuur dat bij oplossen in water volledig ioniseert. Het is een *aflopende reactie*.

*Reactievergelijking voor het ioniseren van het sterke zuur waterstofchloride:*



Omdat er in een oplossing van een sterk zuur geen moleculen van het opgeloste zuur aanwezig zijn, worden in de notatie voor de oplossing alleen de ionen vermeld.

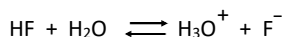
*Notatie voor een HCl-oplossing:*



*Zoutzuur* is een oplossing van het sterke zuur HCl. Notatie voor zoutzuur is dus:  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ .

Een *zwak zuur* is een zuur dat bij het oplossen in water voor een klein deel ioniseert. Er ontstaat een *evenwicht*. Het geleidingsvermogen is dus kleiner dan een oplossing van een sterk zuur van dezelfde molariteit.

*Evenwichtsvergelijking voor het ioniseren van het zwakke zuur HF:*



Omdat er in een oplossing van een zwak zuur (veel) meer moleculen van het opgeloste zuur aanwezig zijn dan ionen, wordt in de notatie voor de oplossing van een zwak zuur alleen het zuurmolecuul vermeld.

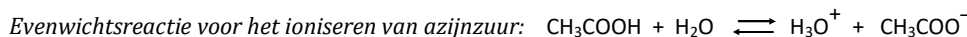
*Notatie voor een waterstoffluoride-oplossing:* HF of  $\text{HF}(\text{aq})$

*Meerwaardig* zwakke zuren staan in water maar **één**  $\text{H}^+$ -ion af.



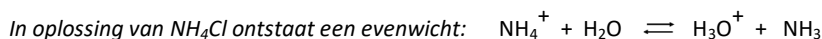
### Organische zuren

Een *organisch zuur* ofwel een *carbonzuur* is een stof met een koolstofketen en een  $-\text{COOH}$  groep. Het H-atoom in deze zuurgroep kan worden afgestaan als  $\text{H}^+$ -ion. Er ontstaat dan  $-\text{COO}^-$ . (H-atomen gebonden aan C-atomen kunnen nooit een  $\text{H}^+$ -ion afstaan.)



### $\text{NH}_4^+$

Het *ammoniumion* is een zwak zuur.

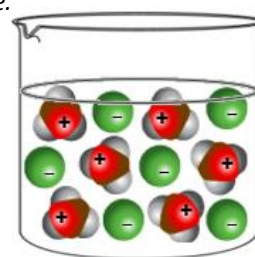
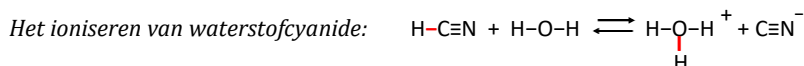


### Bindingen die verbroken en gevormd worden bij het oplossen en ioniseren van zuren in water.

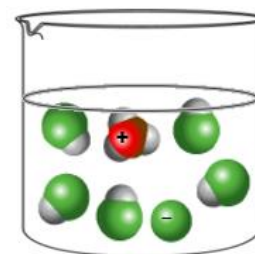
Bij het oplossen van een (vast of vloeibaar) zuur wordt de vanderwaalsbinding tussen de moleculen van het zuur verbroken (en evt. dipool-dipoolbinding en H-brug).



Bij het ioniseren wordt de (polaire) atoombinding verbroken van het H-atoom dat afsplitst. Een polaire atoombinding wordt gevormd tussen het H-atoom en het zuurstofatoom van een watermolecuul.



oplossing van HCl



oplossing van HF

## CO<sub>2</sub>

Koolstofdioxide bevat geen H-atomen maar als het wordt opgelost in water ontstaat er toch een zure oplossing. Een H<sub>2</sub>O-molecuul en een CO<sub>2</sub>-molecuul vormen samen namelijk het zwakke zuur *koolzuur*, H<sub>2</sub>O + CO<sub>2</sub>. Koolzuur wordt ook wel genoteerd als 'H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>' (instabiel zuur).

Het ioniseren van koolzuur:  $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$  ofwel  $\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$   
*koolzuur* of: 'H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>' + H<sub>2</sub>O  $\rightleftharpoons$  H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> + HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>

### Tabel 49

In Binas tabel 49 staan een aantal sterke zuren (t/m H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) en zwakke zuren (tot aan H<sub>2</sub>O).

### pH berekenen

De pH van een oplossing bereken je met:  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ .

Bij gegeven pH bereken je de concentratie H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> met  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ .

Het aantal *significante cijfers* in de pH is het aantal decimalen.

#### Rekenvoorbeeld 1

**a** De [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] in een oplossing is 2,4 · 10<sup>-2</sup> mol L<sup>-1</sup>. Bereken de pH.

**b** Een oplossing heeft een pH van 3,20. Bereken de [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>].

Uitwerkingen:

**a**  $\text{pH} = -\log 2,4 \cdot 10^{-2} = 1,619788 = 1,62$ .

**b**  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,20} = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ .

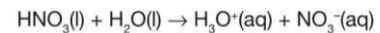
### Rekenen aan sterke zuren

Bij een oplossing van sterk zuur kan je de pH rechtstreeks berekenen uit de molariteit van de oplossing, want HZ : H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> = 1 : 1

#### Rekenvoorbeeld 2

Je hebt een 1,2 · 10<sup>-2</sup> M salpeterzuuroplossing. Bereken de pH.

Salpeterzuur is een sterk zuur, dus:



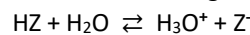
De [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] is gelijk aan de molariteit van de salpeterzuuroplossing, dus 1,2 · 10<sup>-2</sup> mol L<sup>-1</sup>.

De pH is dan:  $\text{pH} = -\log 1,2 \cdot 10^{-2} = 1,92$ .

Het antwoord moet in twee decimalen, omdat de concentratie in twee significante cijfers is gegeven.

### Rekenen aan zwakke zuren

In een oplossing van een zwak zuur treedt het volgende evenwicht op:



De *evenwichtsvoorwaarde* is:  $K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Z}^-]}{[\text{HZ}]} = K_z$

De evenwichtsconstante voor een evenwicht van een oplossing van een zwak zuur heet de *zuurconstante* K<sub>z</sub>.

In tabel 49 vind je de zuurconstanten van een aantal zwakke zuren tussen H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> en H<sub>2</sub>O.

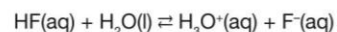
- Voor een oplossing van een zwak zuur kun je de pH berekenen als de molariteit van het zuur en K<sub>z</sub> gegeven zijn. Zie rekenvoorbeeld 3.
- De K<sub>z</sub> kun je berekenen als de pH en de molariteit gegeven zijn. Zie rekenvoorbeeld 4.
- Je kunt de molariteit van het zwakke zuur berekenen als de pH en K<sub>z</sub> gegeven zijn. Zie rekenvoorbeeld 5.

Maak gebruik van een overzichtstabel.

	[HZ]	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]	[Z <sup>-</sup> ]
Begin (t <sub>0</sub> )			
Omgezet			
Evenwicht (t <sub>ev</sub> )			

#### Rekenvoorbeeld 3

Een oplossing van HF heeft de molariteit 2,5 M. Bereken de pH.



De [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] is niet gelijk aan de molariteit van de oplossing. Omdat we niet weten hoeveel mol HF er reageert, stellen we deze hoeveelheid gelijk aan x. Er blijft dan 2,5 - x mol HF per liter over bij evenwicht. Er ontstaat x mol per liter aan H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> en aan F<sup>-</sup>.

	[HF]	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]	[F <sup>-</sup> ]
Begin (t <sub>0</sub> )	2,5	0	0
Omgezet	-x	+x	+x
Evenwicht (t <sub>ev</sub> )	2,5 - x	x	x

We kunnen deze gegevens invullen in de evenwichtsvoorwaarde, K<sub>z</sub> zoek je op in Binas tabel 49.

$$K_z = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

$$6,3 \cdot 10^{-4} = \frac{(x) \times (x)}{(2,5 - x)}$$

$$6,3 \cdot 10^{-4} = \frac{(x)^2}{(2,5 - x)}$$

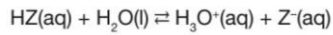
x = [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = 0,040 mol/L verwaarlozing was dus terecht.

De pH is -log 0,040 = 1,40

#### Rekenvoorbeeld 4

Een oplossing van een onbekend eenwaardig zwak zuur heeft de molariteit 2,1 M. De pH is gelijk aan 2,22. Bereken de  $K_z$  van dit onbekende zuur en bepaal met behulp van Binas tabel 49 welk zuur het kan zijn.

De pH = 2,22, dan is  $[H_3O^+] = 10^{-2,22} = 6,03 \cdot 10^{-3}$  mol L<sup>-1</sup>. We schrijven voor het onbekende zuur: HZ. De evenwichtsreactie is dan:



Omdat er  $6,03 \cdot 10^{-3}$  mol H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ontstaat, is er ook  $6,03 \cdot 10^{-3}$  mol Z<sup>-</sup> aanwezig. Er heeft dan  $6,03 \cdot 10^{-3}$  mol HZ gereageerd.

	[HZ]	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]	[Z <sup>-</sup> ]
Begin (t <sub>0</sub> )	2,1	0	0
Omgezet	-6,03.10 <sup>-3</sup>	+6,03.10 <sup>-3</sup>	+6,03.10 <sup>-3</sup>
Evenwicht (t <sub>ev</sub> )	2,1-6,03.10 <sup>-3</sup>	6,03.10 <sup>-3</sup>	6,03.10 <sup>-3</sup>

We kunnen deze gegevens invullen in de evenwichtsvoorwaarde:

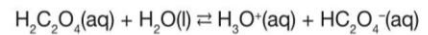
$$K_z = \frac{[H_3O^+][Z^-]}{[HZ]}$$

$$K_z = \frac{(6,03 \cdot 10^{-3}) \times (6,03 \cdot 10^{-3})}{2,1 - 6,03 \cdot 10^{-3}}$$

$K_z = 1,7 \cdot 10^{-5}$ . In Binas kun je zien dat het onbekende zuur ethaanzuur kan zijn.

#### Rekenvoorbeeld 5

Je hebt een onbekende hoeveelheid van het zwakke zuur oxaalzuur in 1,0 L water. De pH is gelijk aan 2,30. Bereken de molariteit van de oxaalzuuroplossing.



De  $[H_3O^+] = 10^{-2,30} = 5,0 \cdot 10^{-3}$  mol L<sup>-1</sup>.

De  $[H_3O^+]$  is gelijk aan de  $[HC_2O_4^-]$ .

	[H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ]	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ]	[HC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>-</sup> ]
Begin (t <sub>0</sub> )	x	0	0
Omgezet	-5,0.10 <sup>-3</sup>	+5,0.10 <sup>-3</sup>	+5,0.10 <sup>-3</sup>
Evenwicht (t <sub>ev</sub> )	x-5,0.10 <sup>-3</sup>	5,0.10 <sup>-3</sup>	5,0.10 <sup>-3</sup>

We kunnen deze gegevens invullen in de evenwichtsvoorwaarde:

$$K_z = \frac{[H_3O^+][HC_2O_4^-]}{[H_2C_2O_4]}$$

$$5,6 \cdot 10^{-2} = \frac{(5,0 \cdot 10^{-3}) \times (5,0 \cdot 10^{-3})}{(x - 5,0 \cdot 10^{-3})}$$

$$x - 5,0 \cdot 10^{-3} = \frac{2,5 \cdot 10^{-5}}{5,6 \cdot 10^{-2}}$$

$$x = 5,4 \cdot 10^{-3}$$

De molariteit van de oxaalzuuroplossing is dus  $5,4 \cdot 10^{-3}$  M.