

9 Basen

Basen

Een *base* is een deeltje dat H^+ -ionen kan opnemen. Basen zijn bijna altijd negatieve ionen. Deze basen kunnen dus aanwezig zijn in zouten. Uitzondering zijn moleculaire stoffen als NH_3 en aminen zoals $CH_3CH_2NH_2$. De basen in de tabel hiernaast moet je (her)kennen. Zie ook tabel 66B.

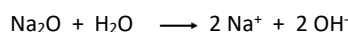
naam base	formule	naam base	formule
hydroxide-ion	OH^-	sulfide-ion	S^{2-}
oxide-ion	O^{2-}	sulfietion	SO_3^{2-}
carbonaation	CO_3^{2-}	fosfaation	PO_4^{3-}
waterstofcarbonaation	HCO_3^-	ammoniak	NH_3
ethanoaation	CH_3COO^-		

Basische oplossingen

Als een base wordt opgelost in water nemen de deeltjes H^+ -ionen op van watermoleculen. Hierbij ontstaan *hydroxide-ionen* (OH^-). Iedere basische oplossing bevat OH^- -ionen.

Een *sterke base* reageert *aflopend* met water. De belangrijkste is O^{2-} , aanwezig in o.a. Na_2O .

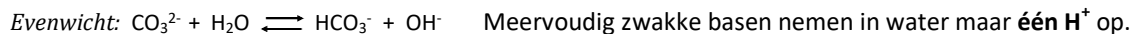
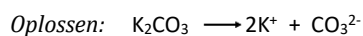
Reactievergelijking voor het reageren van natriumoxide en water:



De notatie voor deze basische oplossing is: $Na^+ + OH^-$

Een *zwakke base* is een base die bij het oplossen in water voor een klein deel reageert. Er ontstaat een evenwicht. Bij het opstellen van de evenwichtsvergelijking moet je eerst het zout oplossen.

Vergelijkingen als kaliumcarbonaat oplost in water:



Een oplossing van een zwakke base bevat relatief weinig ionen die rechts van de evenwichtspijlen staan. Daarom worden deze ionen niet in de notatie voor de oplossing van een zwakke base vermeld.

Notatie voor een oplossing van het zout kaliumcarbonaat: $2K^+ + CO_3^{2-}$ of $2K^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$

Notatie voor een oplossing van de moleculaire base ammoniak: NH_3 of $NH_3(aq)$

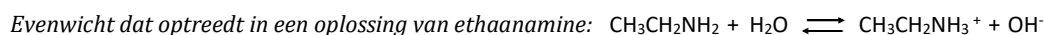
Als een slecht oplosbaar zout een basisch ion bevat, verloopt er geen reactie met water.

De oplossingen van basen in de tabel moet je kennen. Zie ook tabel 66A.

naam oplossing	formule
natronloog	$Na^+(aq) + OH^-(aq)$
ammonia	$NH_3(aq)$

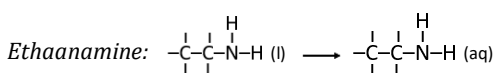
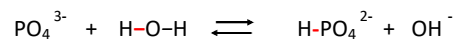
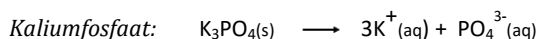
Aminen

De aminogroepen, $-NH_2$, in aminen zijn basische groepen en kunnen dus een H^+ -ion opnemen.

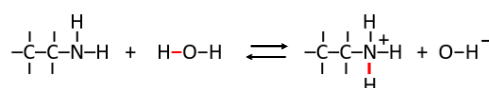


Bindingen die verbroken en gevormd worden bij het oplossen en ioniseren van basen in water

Bij het oplossen van een zout (met basisch ion) wordt de ionbinding verbroken. Bij het oplossen van een moleculaire base wordt de vanderwaalsbinding tussen de moleculen van de base verbroken (en evt. dipool-dipoolbinding en H-brug). Bij de reactie met water wordt een polaire atoombinding verbroken tussen een H-toom en een O-atoom waardoor een H^+ -ion zich afsplitst. Een (polaire) atoombinding wordt gevormd tussen dit H^+ -ion en de base.



oplossen



ioniseren

Tabel 49

In Binas tabel 49 staan een aantal sterke basen vanaf OH^- en zwakke basen tussen H_2O en OH^- .

pH berekenen van een basische oplossing

In water treedt het waterevenwicht op: $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

In zuiver water van 298 K is de pH gelijk aan 7,00 dus geldt: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$.

De bij het waterevenwicht behorende evenwichtsvoorwaarde is dus: $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$ bij 298 K. K_w is de *waterconstante*. Zie tabel 50A.

Uit de evenwichtsvoorwaarde kun je het verband afleiden tussen pH en pOH: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

De pOH bereken je met: $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$. Bij gegeven pOH bereken je de $[\text{OH}^-]$ met: $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$.

- Om de pH van een oplossing van een *sterke base* de pH te berekenen, bereken je eerst de pOH uit de $[\text{OH}^-]$ met $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$. Vervolgens kun je de pH berekenen met $\text{pH} + \text{pOH} = 14$. Zie rekenvoorbeeld 2.

Voor een zwakke base geldt: $\text{Z}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HZ} + \text{OH}^-$

De evenwichtsvoorwaarde is: $K_b = \frac{[\text{HZ}][\text{OH}^-]}{[\text{Z}^-]}$ K_b is de *baseconstante*.

In tabel 49 vind je de baseconstanten van een aantal zwakke basen: tussen H_2O en OH^- .

- Om de pH van een oplossing van een zwakke base te berekenen kun je eerst de pOH berekenen op dezelfde manier als de pH bij zwakke zuren (als de molariteit en de K_b gegeven zijn). Vervolgens kun je de pH berekenen met $\text{pH} + \text{pOH} = 14$. Zie rekenvoorbeeld 3.
- De molariteit van een oplossing van een zwakke base kun je berekenen als de pH en de K_b gegeven zijn. Zie samenvatting H8 rekenvoorbeeld 5.
- De K_b kan je berekenen als de pH en de molariteit gegeven zijn. Zie samenvatting van H8 rekenvoorbeeld 4.

Rekenvoorbeeld 1

Bereken de OH^- -concentratie, als je weet dat de pH van een basische oplossing 12,40 is.

$$\begin{aligned}\text{pH} + \text{pOH} &= 14,00 \\ 12,40 + \text{pOH} &= 14,00 \\ \text{pOH} &= 1,60 \\ [\text{OH}^-] &= 10^{-1,60} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}\end{aligned}$$

Rekenvoorbeeld 2

Je lost 2,3 g $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ op in water en vult aan tot 1,0 L. Bereken de pH.

$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ is een sterke base, dus:
 $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow$
 $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{C}_2\text{H}_3\text{OH}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

g	68,05	2,3
mol	1	x

 $x = 0,034 \text{ mol NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$

Er is dus ook 0,034 mol OH^- . Omdat het volume 1,0 L is, is de $[\text{OH}^-]$ 0,034 mol L^{-1} .

$$\begin{aligned}\text{pOH} &= -\log 0,034 = 1,47 \\ \text{pH} &= 14,00 - 1,47 = 12,53\end{aligned}$$

Rekenvoorbeeld 3

Je lost 2,3 g NaF op in water en vult aan tot 1,0 L. Bereken de pH.

NaF (zie figuur 9.14) is een goed oplosbaar zout:
 $\text{NaF}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$

F^- is een zwakke base:
 $\text{F}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HF}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

De molariteit van de oplossing is:

$$\begin{aligned}\frac{2,3 \text{ g}}{41,99 \text{ g mol}^{-1}} &= 0,0548 \text{ mol NaF in } 1,0 \text{ L} = \\ &0,0548 \text{ mol L}^{-1}\end{aligned}$$

De OH^- -ionenconcentratie is niet gelijk aan de molariteit van de oplossing. Omdat je niet weet hoeveel mol F^- er reageert, stel je deze hoeveelheid gelijk aan x:

	[F]	[HF]	[OH]
Begin (t_0)	0,0548	0	0
Omgezet	-x	+x	+x
Evenwicht (t_{ev})	0,0548 - x	x	x

Je kunt deze gegevens invullen in de evenwichtsvoorwaarde, K_b zoek je op in Binas tabel 49.

$$\begin{aligned}K_b &= \frac{[\text{OH}^-][\text{HF}]}{[\text{F}^-]} \\ 1,6 \cdot 10^{-11} &= \frac{x^2}{0,0548 - x}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}x &= 9,4 \cdot 10^{-7} \\ \text{pOH} &= -\log 9,4 \cdot 10^{-7} = 6,03 \\ \text{pH} &= 14,00 - 6,03 = 7,97\end{aligned}$$

Zuur-basereacties

Een zuur-basereactie is een reactie tussen een zuur en een base. Het zuur geeft H^+ -ionen (ofwel protonen) af aan de base. Je mag ervan uitgaan dat zuur-basereacties aflopend zijn. Alleen reacties van een zwak zuur of een zwakke base met water zijn evenwichten (waarbij één H^+ wordt overgedragen).

Stappenplan voor het opstellen van een zuur-base reactievergelijking

Stap 1: Geef de juiste notaties van de stoffen/oplossingen die bij elkaar worden gevoegd.

- Leer hiervoor bovenstaande tabellen en de tabel in de samenvatting van hoofdstuk 8.
- Maak onderscheid tussen een oplossing van een zwak en een sterk zuur of base.
- Maak onderscheid tussen een zuiver zuur en een oplossing van een zuur (of base).
- Maak onderscheid tussen een vast zout en een opgelost zout, dat een base bevat.

Stap 2: Noteer de formules van het deeltje dat het zuur is en het deeltje dat de base is.

- Een oplossing van CO_2 kun je schrijven als H_2CO_3 (zie tabel 49).

Stap 3: Stel vast hoeveel H^+ er wordt overgedragen.

- Bij een meerwaardig zuur wordt het maximale aantal H^+ overgedragen.
- Bij een negatief ion als base is het aantal H^+ dat wordt opgenomen gelijk aan de ionlading.
- NH_4^+ en H_3O^+ kunnen maar één H^+ ion afstaan.
- NH_3 en OH^- kunnen maar één H^+ ion opnemen (net als $-NH_2$ groepen in aminen).

Stap 4: Noteer de formules van de deeltjes die ontstaan.

- Ga ervan uit dat zuur-base reacties aflopend zijn.
- Als er H_2CO_3 ontstaat, splitst dit direct in H_2O en CO_2 (gasbelletjes, bruisen).

Stap 5: Maak de vergelijking kloppend.

Voorbeelden van reactievergelijkingen van zuur-basereacties.

1 reagerende stoffen	zoutzuur	natriumhydroxide	
kenmerken	HCl-oplossing sterk zuur	geen oplossing	
Stap 1: notaties	$H_3O^+ + Cl^-$	NaOH	
Stap 2: zuur en base	H_3O^+	NaOH	
Stap 3 + 4: hoeveel H^+	staat 1 H^+ af	neemt 1 H^+ op	$H_2O + Na^+$
Stap 5: kloppend	$H_3O^+ + NaOH \rightarrow 2H_2O + Na^+$		

2 reagerende stoffen	verdund fosforzuur	natronloog	
kenmerken	oplossing zwak zuur	NaOH-oplossing	
Stap 1: notaties	H_3PO_4	$Na^+ + OH^-$	
Stap 2: zuur en base	H_3PO_4	OH^-	
Stap 3 + 4: hoeveel H^+	staat 3 H^+ af	neemt 1 H^+ op	$PO_4^{3-} + H_2O$
Stap 5: kloppend	$H_3PO_4 + 3 OH^- \rightarrow PO_4^{3-} + 3H_2O$		

3 reagerende stoffen	zoutzuur	opl. natriumcarbonaat	
kenmerken	HCl-oplossing sterk zuur	oplossing zwakke base	
Stap 1: notaties	$H_3O^+ + Cl^-$	$2Na^+ + CO_3^{2-}$	
Stap 2: zuur en base	H_3O^+	CO_3^{2-}	
Stap 3 + 4: hoeveel H^+	staat 1 H^+ af	neemt 2 H^+ op	$H_2O + 'H_2CO_3'$
Stap 5: kloppend	$2H_3O^+ + CO_3^{2-} \rightarrow 2H_2O + 'H_2CO_3'$		
	$2H_3O^+ + CO_3^{2-} \rightarrow 3H_2O + CO_2$		

4 reagerende stoffen	verdund salpeterzuur	ammoniak	
kenmerken	oplossing sterk zuur	zuivere base	
Stap 1: notaties	$H_3O^+ + NO_3^-$	NH_3	
Stap 2: zuur en base	H_3O^+	NH_3	
Stap 3 + 4: hoeveel H^+	staat 1 H^+ af	neemt 1 H^+ op	$H_2O + NH_4^+$
Stap 5: kloppend	$H_3O^+ + NH_3 \rightarrow H_2O + NH_4^+$		

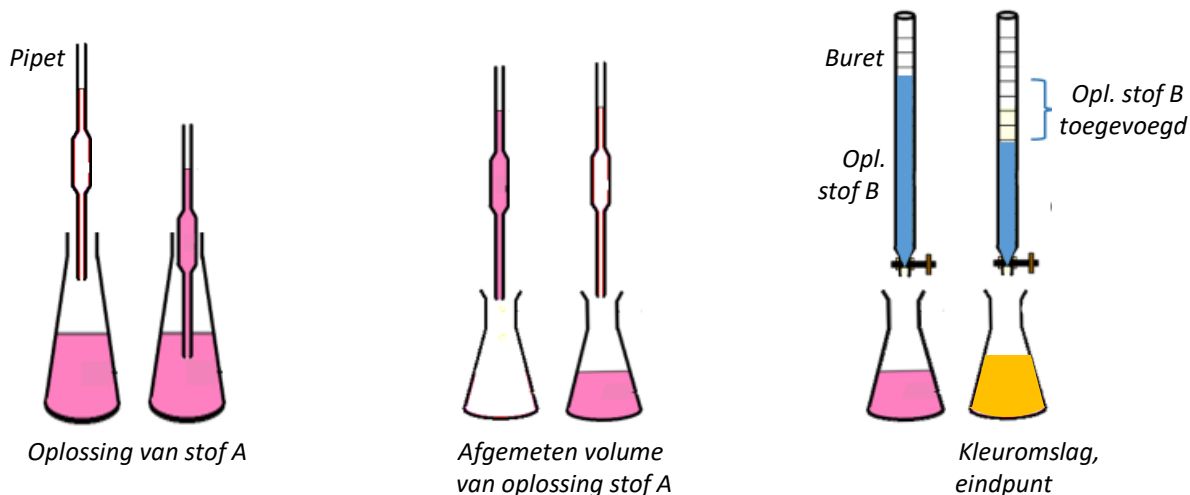
Titratie

Om de concentratie van een stof A in een oplossing te bepalen kan gebruik gemaakt worden van een titratie. Dit gebeurt door aan deze oplossing een andere oplossing van stof B, waarvan de concentratie bekend is, geleidelijk toe te voegen totdat er een kleurverandering optreedt. Dit is het eindpunt of equivalentiepunt van de titratie.

Op dat moment heeft alle stof A met stof B gereageerd.

Met een pipet wordt een nauwkeurig volume van de oplossing van stof A afgemeten.

Met een buret wordt een nauwkeurige hoeveelheid van een oplossing van stof B toegevoegd aan deze oplossing.



De molariteit van oplossing A kan nu berekend worden met:

- de toegevoegde hoeveelheid oplossing van stof B.
- de molariteit van stof B.
- de verhouding waarin A en B met elkaar reageren. Stel hiervoor de reactievergelijking op.
- het volume van de pipet.

Rekenvoorbeeld

Je titreert 10,00 mL zoutzuur van een onbekende molariteit met 0,1050 M natronloog. Voor deze titratie is 13,36 mL natronloog nodig om het equivalentiepunt te bereiken. Bereken de molariteit van het zoutzuur.

- 1 Je stelt de vergelijking op van de reactie die tijdens de titratie verloopt:
$$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
- 2 De toegevoegde 13,36 mL 0,1050 M natronloog bevat $0,01336 \times 0,1050 = 1,403 \cdot 10^{-3}$ mol OH^- -ionen. Er was dus voor het toevoegen $1,403 \cdot 10^{-3}$ mol H_3O^+ -ionen aanwezig.
- 3 Dit zit een volume van 10,00 mL, de molariteit van het zoutzuur is: $\frac{1,403 \cdot 10^{-3}}{0,01000} = 0,1403 \text{ mol L}^{-1}$.