De pH en pOH van een oplossing

Wanneer je een zuur in water oplost, ioniseert het en vormt het H_3O^+-ionen. De concentratie H_3O^+ bepaalt de **zuurgraad** van de oplossing. Hoe hoger de protonenconcentratie is, hoe zuurder de oplossing is. Deze concentraties zijn vaak zeer klein en omdat rekenen met negatieve exponenten onhandig is, gebruiken we als maat voor de zuurgraad de pH die gedefinieerd is in functie van de protonenconcentratie.

De pH van een oplossing is een maat van haar zuurgraad, namelijk de negatieve logaritme van de protonenconcentratie:

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+]_e$$

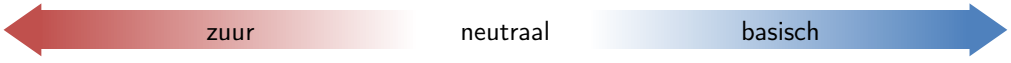
Op een analoge wijze is de pOH de negatieve logaritme van de hydroxide-ionenconcentratie:

$$\text{pOH} = -\log[OH^-]_e$$

Uit de autoprotolyse van water bij $25\,^\circ\text{C}$ werd afgeleid dat $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$, en dus:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

De waarden van pH variëren van 0 tot 14 en er zijn 3 zones afgebakend:



$[H_3O^+]_e$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$[OH-]_e$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
pOH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0

Je kan afleiden dat:

- hoe zuurder de oplossing is, hoe groter de concentratie aan H_3O^+-ionen, hoe lager de pH (en hoe hoger de pOH)
- hoe basischer de oplossing is, hoe groter de concentratie aan OH^--ionen, hoe hoger de pH (en hoe lager de pOH)

Oefening 1. Beschouw de volgende oplossingen met bijhorende pH of pOH-waarde.

- cola: $\text{pH} = 3,0$
- graanjenever: $\text{pOH} = 6,0$
- leidingwater: $\text{pH} = 6,5$
- vloeibaar wasmiddel: $\text{pOH} = 3,5$
- bier: $\text{pOH} = 9,0$

Rangschik deze naar toenemende H_3O^+ concentratie.

cola	graanjenever	leidingwater	wasmiddel	bier
cola	graanjenever	leidingwater	wasmiddel	bier
cola	graanjenever	leidingwater	wasmiddel	bier

cola	graanjenever	leidingwater	wasmiddel	bier
cola	graanjenever	leidingwater	wasmiddel	bier

CC BY-NC-SA 4.0

0.1 pH-berekeningen

Voor een oplossing van een **sterk zuur** kan je de pH als volgt berekenen:

Stappenplan

1. Schrijf de aflopende ionisatiereactie van het zuur op.
2. Bepaal de molaire concentratie van het zuur voor de start van de reactie.
3. Bepaal de hoeveelheid zuur die omgezet wordt, en de hoeveelheid protonen die gevormd worden tijdens de reactie. Voor een sterk zuur geldt $[\mathrm{H_3O^+}] = [\mathrm{HZ}]$.
4. Bereken de pH als $\mathrm{pH} = -\log[\mathrm{H_3O^+}]$

Voorbeeld 1. Bereken de pH van een oplossing die $10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$ $\mathrm{HNO_3}$ (salpeterzuur) bevat.

Uitwerking:

	$\mathrm{HNO_3}$	+ $\mathrm{H_2O}$	$\longrightarrow$	$\mathrm{NO_3^-}$	+ $\mathrm{H_3O^+}$
vóór	$10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$				
reactie	$-10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$			$+10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$	$+10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$
na	$0\,\mathrm{mol/L}$			$10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$	$10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$

en dus geldt $[\mathrm{H_3O^+}] = 10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$ en dus $\mathrm{pH} = -\log 10^{-3} = 3$

Voor een oplossing met een **sterke base** geldt volgende variant:

Stappenplan

1. Schrijf de aflopende ionisatie- of dissociatiereactie van de base op.
2. Bepaal de molaire concentratie van de base voor de start van de reactie.
3. Bepaal de hoeveelheid base die omgezet wordt, en de hoeveelheid hydroxide-ionen die gevormd worden tijdens de reactie. Goed oplosbare hydroxidebasen splitsen volledig in ionen.
4. Bereken de pOH als $\mathrm{pOH} = -\log[\mathrm{OH^-}]$
5. Bereken de pH als $\mathrm{pH} = 14 - \mathrm{pOH}$

Voorbeeld 2. Bereken de pH van een oplossing die $1{,}5 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$ $\mathrm{Ba(OH)_2}$ (bariumhydroxide) bevat.

Uitwerking:

	$\mathrm{Ba(OH)_2}$	$\longrightarrow$	$\mathrm{Ba^{2+}}$	+ $2\,\mathrm{OH^-}$
vóór	$1{,}5 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$			
reactie	$-1{,}5 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$		$+1{,}5 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$	$+2 \cdot (1{,}5 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol/L})$
na	$0\,\mathrm{mol/L}$		$1{,}5 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$	$3{,}0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$

en dus geldt $[\mathrm{OH^-}] = 3{,}0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$ en dus $\mathrm{pOH} = -\log[\mathrm{OH^-}] = -\log(3{,}0 \times 10^{-3}) = 2{,}52$

Dus $\mathrm{pH} = 14 - \mathrm{pOH} = 14 - 2{,}52 = 11{,}48$.

CC BY-NC-SA 4.0

De pH en pOH van een oplossing

Voor oplossingen met **zwakke zuren** bepaal je de pH met de zuurconstante K_z en berekeningen over het chemisch evenwicht.

Stappenplan

1. Schrijf de evenwichtsreactie voor de ionisatie van het zwakke zuur op.
2. Bepaal de molaire concentratie van het zuur voor de start van de reactie
3. Stel het reactieschema op om te bepalen hoeveel van het zwakke zuur wegreageert en hoeveel protonen er bij evenwicht gevormd worden. Noem deze onbekende hoeveelheid x.
4. Gebruik de formule van K_z om de onbekende hoeveelheid x te berekenen. Deze is gelijk aan de hoeveelheid gevormd $\mathrm{H_3O^+}$.
5. Bereken de pH als $\mathrm{pH} = -\log[\mathrm{H_3O^+}]$

Voorbeeld 3. Bereken de pH van een oplossing die $10^{-1}\,\mathrm{mol/L}$ $\mathrm{HNO_2}$ (salpeterigzuur) bevat. De zuurconstante van $\mathrm{HNO_2}$ is gelijk aan $4{,}5 \times 10^{-4}$.

Uitwerking:

	$\mathrm{HNO_2}$	+ $\mathrm{H_2O}$	$\rightleftharpoons$	$\mathrm{NO_2^-}$	+ $\mathrm{H_3O^+}$
vóór	$10^{-1}\,\mathrm{mol/L}$				
reactie	$-x$			$+x$	$+x$
bij evenwicht	$10^{-1} - x$			x	x

De onbekende x (met eenheid M) bereken je uit de definitie van K_z:

$$K_z = \frac{[\mathrm{NO_2^-}]_\mathrm{e} \cdot [\mathrm{H_3O^+}]_\mathrm{e}}{[\mathrm{HNO_2}]_\mathrm{e}} = \frac{x^2}{10^{-1} - x} = 4{,}5 \times 10^{-4}$$

De gelijkheid $\dfrac{x^2}{10^{-1} - x} = 4{,}5 \times 10^{-4}$ kan je door de noemer weg te werken omvormen tot de tweedegraadsvergelijking $x^2 = 4{,}5 \times 10^{-4} \cdot (10^{-1} - x)$ of $x^2 + 4{,}5 \times 10^{-4} \cdot x - 4{,}5 \times 10^{-5} = 0$, en via de discriminant vind je dat $x = [\mathrm{H_3O^+}] = 6{,}7 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$,
en dus $\mathrm{pH} = -\log(6{,}7 \times 10^{-3}) = 2{,}17$.

Voor oplossingen met **zwakke basen** geldt:

Stappenplan

1. Schrijf de aflopende ionisatie- of dissociatiereactie reactie van de base op.
2. Bepaal de molaire concentratie van de base voor de start van de reactie.
3. Stel het reactieschema op om te bepalen hoeveel van de zwakke base wegreageert en hoeveel hydroxide-ionen er bij evenwicht gevormd worden. Noem deze onbekende hoeveelheid x.
4. Gebruik de formule van K_b om de onbekende hoeveelheid x te berekenen. Deze is gelijk aan de hoeveelheid gevormd $\mathrm{OH^-}$.
5. Bereken de pOH als $\mathrm{pOH} = -\log[\mathrm{OH^-}]$
6. Bereken de pH als $\mathrm{pH} = 14 - \mathrm{pOH}$

CC BY-NC-SA 4.0

Voorbeeld 4. Bereken de pH van een oplossing die $10^{-1}\,\mathrm{mol/L}$ $\mathrm{NH_3}$ (ammoniak) bevat, waarbij de baseconstante van $\mathrm{NH_3}$ gegeven is als $K_\mathrm{b} = 1{,}8 \times 10^{-5}$.

Uitwerking:

	$\mathrm{NH_3}$	+ $\mathrm{H_2O}$	$\rightleftharpoons$	$\mathrm{NH_4^+}$	+ $\mathrm{OH^-}$
vóór	$10^{-1}\,\mathrm{mol/L}$				
reactie	$-x$			$+x$	$+x$
bij evenwicht	$10^{-1} - x$			x	x

De onbekende x (met eenheid M) bereken je met de definitie van K_b:

$$K_\mathrm{b} = \frac{[\mathrm{NH_4^+}]_\mathrm{e} \cdot [\mathrm{OH^-}]_\mathrm{e}}{[\mathrm{NH_3}]_\mathrm{e}} = \frac{x^2}{10^{-1} - x} = 1{,}8 \times 10^{-5}$$

en dus, na oplossen van de tweedegraadsvergelijking

$$x = [\mathrm{OH^-}] = 1{,}3 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol/L}$$

en dus

$$\mathrm{pOH} = -\log[\mathrm{OH^-}] = -\log(1{,}3 \times 10^{-3}) = 2{,}89$$

en dus $\mathrm{pH} = 14 - \mathrm{pOH} = 14 - 2{,}89 = 11{,}11$..

CC BY-NC-SA 4.0