



De website www.chemieleerkracht.be

Lesideeën: Begrippen pH, pOH, protonen-
en hydroxide concentratie

LINKS

- Leerinhoud [LINK](#)
- Lesvideo's [LINK1](#) – [LINK2](#) – [LINK3](#)
- Presentatie [LINK](#)
- Wikipedia [LINK](#)
- Oefeningen + Video [LINK](#)
- Proeven [LINK1](#) – [LINK2](#) - [LINK3](#)
- Testen bookwidgets [LINK1](#) – [LINK2](#)
- Simulatie [LINK](#) – werkblad [LINK](#)
- Wikiwijs [LINK](#)

Eindtermen:

Vertrekkend vanuit de nieuwe eindtermen tweede/derde graad chemie secundair onderwijs

6.31 De leerlingen leggen een verband tussen de zuurtegraad van een oplossing en de protonen- en hydroxideconcentraties.

- – pH
- – pH-begrip als zuurtegraad, protonen- en hydroxideconcentratie
- – pH-schaal

Verzamelen van alle aanwezige info op chemieleerkracht en dit structureren



Theorie

pH en pOH

Door Sørensen werd het begrip zuurheidsgraad of pH ingevoerd:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [\text{H}^+] \quad (6)$$

en, naar analogie hiermee, werd later ook pOH ingevoerd:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad (7)$$

Dit betekent dus dat in zuiver water geldt:

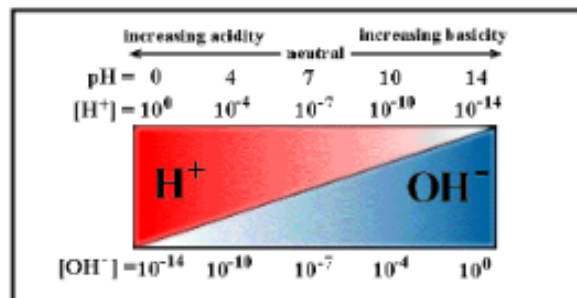
$$\text{pH} = \text{pOH} = 7$$

Elke oplossing waarin $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ mol/L noemen we een neutrale oplossing. De pH ervan is 7.

Is om één of andere reden $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, dan noemen we de oplossing een zure oplossing. De pH is dan kleiner dan 7. In het andere geval waarin $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ spreken we van een basische of alkalische oplossing. De pH ervan is groter dan 7.



Sørensen



Uit de betrekking $K_w = [\text{H}^+]_{\text{ev}} [\text{OH}^-]_{\text{ev}} = 10^{-14}$ volgt:
 $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ (8)



Definities

- **pH:** De pH is het negatief logaritme van de evenwichtsconcentratie aan H_3O^+ - ionen.

pH, Zuurgraad

pH	-1	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
pOH	15	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0	-1
	zeer sterke en/of geconcentreerde zure oplossingen			zure oplossingen				neutrale oplossingen			basische oplossingen				zeer sterke en/of geconcentreerde basische oplossingen		

Theorie stapsgewijs uitgelegd

M4V3 - pH

Omzettingen

- $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$
- $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$ $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$
- $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

ZURE OPLOSSINGEN

→ VEEL H^+

BASISCHE OPLOSSINGEN

→ VEEL OH^-

NEUTRALE OPLOSSINGEN

→ EVENVEEL H^+ ALS OH^-



Vanuit geprojecteerde formules

Theorie via opbouwend bordschema

Via oefeningen

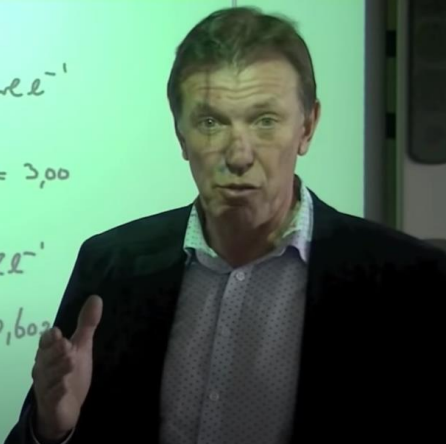
$\text{pH} = -\log \text{H}^+$

$[\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol l}^{-1}$

$\text{pH} = -\log 1,0 \times 10^{-3} = 3,00$

$[\text{H}^+] = 0,250 \text{ mol l}^{-1}$

$\text{pH} = -\log 0,250 = 0,602$



2. pH en pOH

- Sørensen: pH of zuurheidsgraad
 - $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [\text{H}^+]$
 - $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$
- Voor zuiver water: $\text{pH} = \text{pOH} = 7$
 - Neutrale oplossing: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \rightarrow \text{pH} = 7$
 - Zure oplossing: $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-] \rightarrow \text{pH} < 7$
 - Basische of alkalische opl: $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-] \rightarrow \text{pH} > 7$
- $\text{pH} + \text{pOH} = 14$



WIKIPEDIA
De vrije encyclopedie

Definitie

De **pH** is een maat voor de **zuurgraad** (ook wel **zuurtegraad**) van een **waterige oplossing**. De pH van een neutrale waterige oplossing ligt bij kamertemperatuur rond de 7. **Zure** oplossingen hebben een pH lager dan 7, en dus een hoge zuurgraad. **Basische** oplossingen hebben een pH hoger dan 7 en dus een lage zuurgraad.

Ontdekker

Het concept pH werd in **1909** geïntroduceerd door **Søren Sørensen** als P_H

Weetje

De exacte betekenis van de 'p' is niet bekend.^[3] Verklaringen lopen uiteen van *potentia hydrogenii* of *pondus hydrogenii*^[4] tot *Potenz* (*ouissance* (**Frans**) wat in alle talen "macht" met betrekking tot **machtsverheffen** betekent,^[5] want de pH-schaal is immers **logaritmisch**.

Inhoud

De pH is gelijk aan het tegengestelde van de **logaritme** (met grondtal 10) van de **concentratie** H_3O^+ (het **hydroxonium-ion**). De **eenheid** van concentratie is hierbij **mol/liter**. Omdat deze concentraties zeer klein kunnen worden, is het handiger om met een **logaritmische schaal** te werken. In formulevorm is de pH als volgt gedefinieerd:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Naast de pH-schaal bestaat ook de pOH-schaal. Waar de pH-schaal gerelateerd is aan de activiteit van H_3O^+ -ionen, is de pOH-schaal gerelateerd aan de activiteit van OH^- -ionen.

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

Uit het **autoprotolyse-evenwicht** van water volgt

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

Rekenvoorbeeld [bewerken | brontekst bewerken]

Wat is de pH-waarde van een oplossing met een H_3O^+ -concentratie van $6,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$?

De concentratie is een getal tussen 10^{-4} en 10^{-3} . Daarmee is een schatting te maken van de pH: die zal tussen de 3 en 4 liggen.

Een precieze berekening laat zien:

$$\text{pH} = -\log(6,5 \cdot 10^{-4}) = 3,19 \text{ zie } \textbf{Significant cijfer} \text{ voor uitleg over het aantal decimale cijfers.}$$

Toepassingen

- De aanduiding *pH-neutraal* op **cosmetische producten** betekent iets anders dan een pH van 7.^[bron?] Het geeft aan dat het product een pH heeft die overeenkomt met de natuurlijke pH van de **huid**. De natuurlijke pH van de huid is ongeveer 5,5. De meeste cosmetische producten zijn dan ook licht zuur (de **reclameterm** is: "pH-huidneutraal").
- Bij een te hoge of lage pH van de **bodem** waarin ze groeien worden veel voedingsstoffen moeilijk opneembaar voor planten. Gebreksverschijnselen zoals **chlorose** zijn in de praktijk vaker te wijten aan een ongunstige bodem-pH dan aan een effectief tekort in de bodem.^[bron?]



Oefeningen ingesproken

3. De pH van een oplossing bedraagt 3,27. Het volume van de oplossing bedraagt 1434 ml.

Hoeveel mol H^+ is er aanwezig in de oplossing?

De pH van een oplossing bedraagt 3,27. Het volume van de oplossing bedraagt 1434 mL.

Hoeveel mol H^+ is er aanwezig in de oplossing?

pH=3,27 dus $[\text{H}^+] = 10^{-3,27} = 5,37 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ en
 $V = 1,434 \text{ L}$ (Volume uitdrukken in L)

Er geldt: $c = n/V$ dus $n = cV$
(er zit een mol voor de centrale verwarming)

$= 5,37 \times 10^{-4} \times 1,434 = 7,7 \times 10^{-4} \text{ mol.}$

(2 significante cijfers want je ging uit van pH=3,27)



Proeven

PH Van Verschillende Soorten Water

1.Onderzoeksvraag

Verschilt de pH van plat, licht en fel bruisend water?

PH Van Zure Snoepjes

1.Onderzoeksvraag

Wat nemen we waar wanneer we een “zure mat” snoepje in water doen?

Metten Van PH Van Huishoudelijke Producten

1.Onderzoeksvraag

Welke pH hebben alledaagse producten?



[H ⁺]		pH
1	10 ⁰	0
1/10	10 ⁻¹	1
1/100	10 ⁻²	2
1/1.000	10 ⁻³	3
1/10.000	10 ⁻⁴	4
1/100.000	10 ⁻⁵	5
1/1.000.000	10 ⁻⁶	6
1/10.000.000	10 ⁻⁷	7
1/100.000.000	10 ⁻⁸	8
1/1.000.000.000	10 ⁻⁹	9
1/10.000.000.000	10 ⁻¹⁰	10
1/100.000.000.000	10 ⁻¹¹	11
1/1.000.000.000.000	10 ⁻¹²	12
1/10.000.000.000.000	10 ⁻¹³	13
1/100.000.000.000.000	10 ⁻¹⁴	14



Quizen -> bookwidgets

QUESTION 1

Welke oplossing heeft de hoogste concentratie hydroxide-ionen?

- ☐ a. Oplossing van een sterk zuur met molaire concentratie 10^{-6} mol/l
- ☐ b. Oplossing pOH 4
- ☐ c. Oplossing van een sterke base met molaire concentratie 10^{-5} mol/l
- ☐ d. Zuiver water

QUESTION 1

Orden in stijgende pH

pH 7,7

$[\text{H}^+] 10^{-6}$ mol/l

pOH 6

pH 3

pOH 3

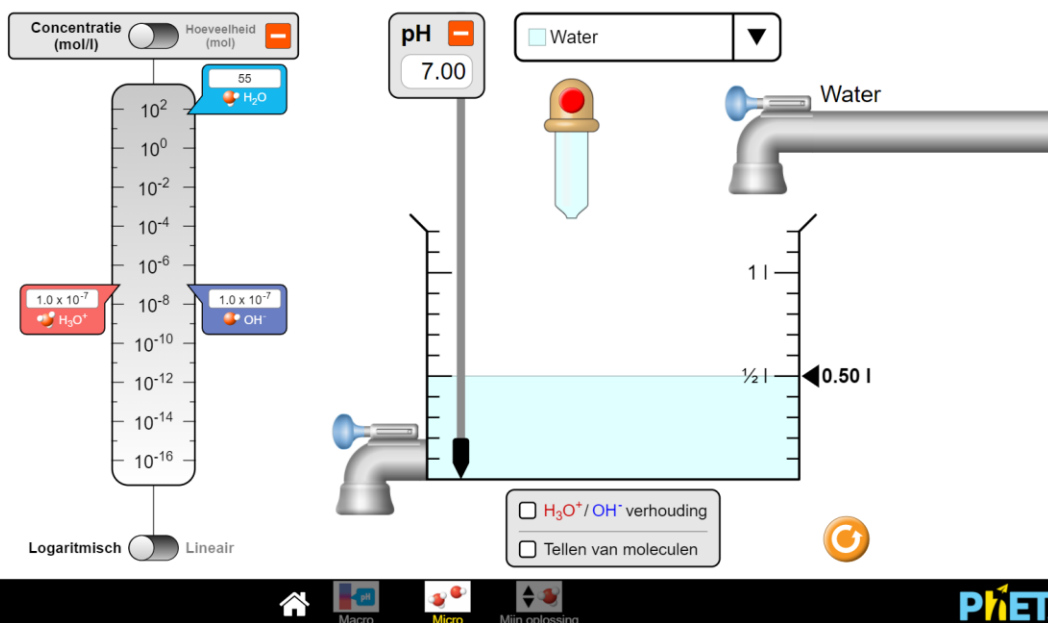
$[\text{OH}^-] 10^{-7}$ mol/l

QUESTION 3

Orden volgens stijgende pOH

- ☐ pOH 2,3
- ☐ $[\text{H}^+] 10^{-11}$ mol/l
- ☐ $[\text{OH}^-] 10^{-4}$ mol/l
- ☐ pH 5,5
- ☐ pOH 7,9
- ☐ pH 2,5

Animaties



Verder onderzoek naar de pH-schaal

Leidende vragen:

- Hoe beïnvloedt het toevoegen van water de pH van zuur- en basisoplossingen?
- Wat zijn de buitenste grenzen van de pH-schaal? Hoe laag en hoog de schaal en wat betekent dit?

Mijn oplossingsonderzoek

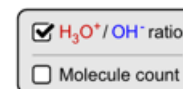
1. Navigeer naar de PhET "pH-schaal" Simulatie.

Link volgen: https://phet.colorado.edu/sims/html/ph-scale/latest/ph-scale_en.html

2. Klik op het vak "Mijn oplossing".



3. Klik op de $\text{H}_3\text{O}^+/\text{OH}^-$ verhouding vak gelegen onder het bekglas met de stof.



4. Bepaal de laagste die de pH-schaal kan gaan door de pH-waarde aan te passen. Wat is de laagste pH-waarde die u op de simulatie bereiken?



5. Teken een deeltjesdiagram van deze oplossing. Is deze oplossing erg zuur of zeer basisch?



De pH-schaal

Opmerking: u kunt een nummer invoeren met behulp van e-notatie.

Bijvoorbeeld: $1,3 \times 10^{-8}$ wordt ingevoerd als 1,3e-8.

pH		↔		$[\text{H}_3\text{O}^+]$ M.
	↕		↕	
		Enter		
pOH		↔		$[\text{OH}^-]$ M.

Inspiratie: wikiwijs

de pH

De concentratie H_3O^+ -ionen bepaalt de zuurgraad van een oplossing. Een oplossing is zuurder naarmate de H_3O^+ -concentratie groter is. Een gangbare maat voor de zuurgraad van een oplossing is de pH. Dit is de negatieve logaritme van de concentratie H_3O^+ -ionen:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]$$

Dus hoe zuurder de oplossing, des te lager is de pH-waarde. Aangezien de pH een logaritmische eenheid is, neemt de pH van een oplossing met één eenheid af als de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ een factor 10 groter wordt.

Voor basische oplossingen kunnen we de basegraad berekenen, maar normaal gebruiken we ook voor basische oplossingen de pH. Je kunt de basegraad (pOH) en de zuurgraad (pH) gemakkelijk in elkaar omrekenen omdat er een vast verband blijkt te zijn. Dit verband is af te leiden uit het *waterevenwicht*.

de pOH

Vergelijkbaar met het uitdrukken van de zuurgraad in de pH kunnen we de **basegraad** uitdrukken in de pOH :

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

Hoe basischer een oplossing, des te groter is $[\text{OH}^-]$ en des te lager is de pOH-waarde. Er bestaat een verband tussen de concentratie van H_3O^+ -ionen en die van OH^- -ionen, en dus ook tussen de zuurgraad en basegraad van oplossingen. Deze kunnen we afleiden uit de evenwichtsvoorwaarde die hoort bij het waterevenwicht:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-]$$

$$\log K_w = \log \{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-]\}$$

$$-\log K_w = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log [\text{OH}^-]$$

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH}$$

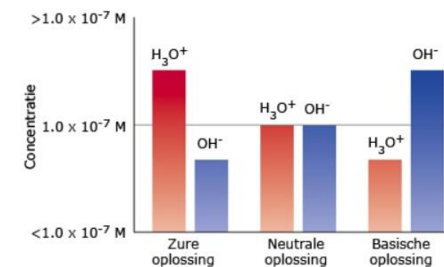
Bij 298 K geldt: $\text{p}K_w = -\log 1,0 \cdot 10^{-14} = 14,00$. Dus bij 298K geldt **pH + pOH = 14,00**. Zo kun je altijd de pH en pOH in elkaar omrekenen! Voor

Zuur, basisch of neutraal

Reacties van ionen gaan altijd razendsnel. Daardoor stelt het waterevenwicht zich in elke waterige oplossing direct in, welke stof we ook in water oplossen. Anders gezegd:

In elke waterige oplossing van 298 K is het product van de H_3O^+ - en OH^- -concentraties altijd $1,0 \cdot 10^{-14}$.

We onderscheiden zure, basische en neutrale oplossingen op grond van de relatieve H_3O^+ - en OH^- -concentraties:



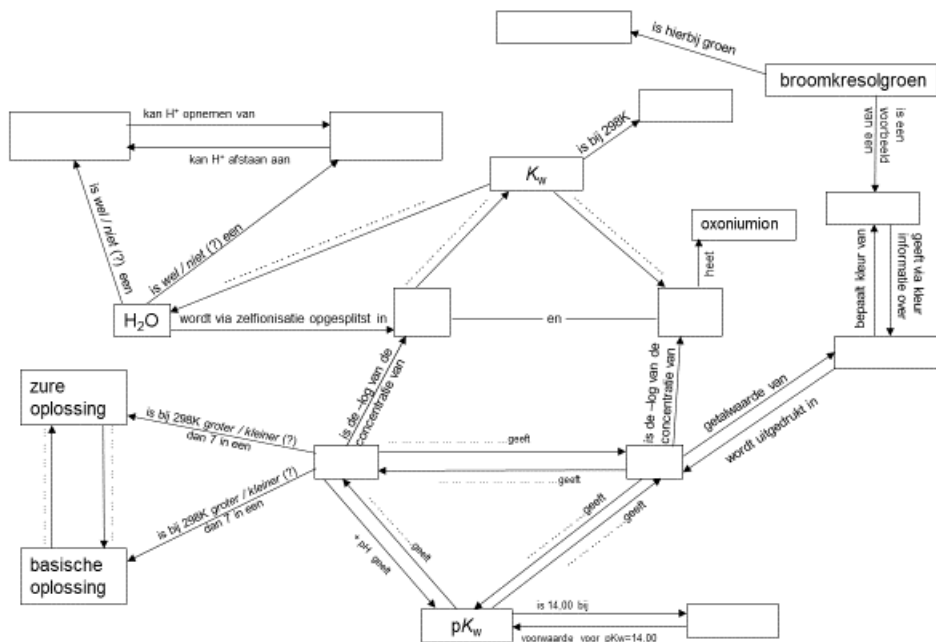
Bron: McMurry & Fay, Chemistry

Je kunt uit het bovenstaande plaatje goed zien dat we de drie soorten oplossingen kunnen beschrijven aan de hand van de concentraties H_3O^+ en/of OH^- . Kijk maar eens naar onderstaande overzicht. Daaruit blijkt bijvoorbeeld duidelijk dat óók een neutrale oplossing toch nog H_3O^+ en OH^- ionen bevat!

Oplossing	Relatieve $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en $[\text{OH}^-]$	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ in mol L ⁻¹	pH
Zuur	$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$	$> 1,0 \times 10^{-7}$	$< 7,0$
Basisch	$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$	$< 1,0 \times 10^{-7}$	$> 7,0$
Neutraal	$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$	$= 1,0 \times 10^{-7}$	7,0

Overzichtsschema

Invul-begrippenkaart bij het onderwerp Zuren en Basen



Antwoorden Invul-begrippenkaart bij het onderwerp Zuren en Basen

