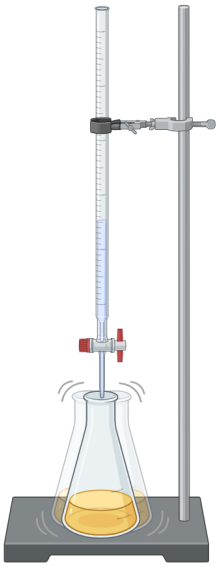
Zuur-base titratie

Titratie is een manier om de concentratie, vroeger ook *titer* genoemd, te bepalen van een zuur of base in een oplossing door een reactie uit te voeren tussen het te doseren zuur met een sterke base of tussen de te doseren base met een sterk zuur. Volgens een algemene werkwijze wordt aan een oplossing van een te doseren stof A met een gekend volume, druppelsgewijs een oplossing van een stof B, met gekende concentratie, toegevoegd tot alle stof A volledig is weggereageerd. Het zuur en base dienen zo gekozen te worden dat de zuur-basereactie aflopend is. De evenwichtsconstante van de zuur-basereactie moet dus zeer groot zijn.



Een **titratie** van een zuur of een base is een methode om een kwantitatieve bepaling te bekomen van de hoeveelheid zuur of base in een oplossing.

Het **equivalentiepunt** is het punt in de titratie waarop het te doseren zuur (of base) juist volledig is weggereageerd. Op dat ogenblik is het aantal zure en basische deeltjes toegevoegd aan het mengsel gelijk.

Hieruit kunnen we de **titratieformule** afleiden:

$$n_z = n_b$$
$$x \cdot c_z \cdot V_z = y \cdot c_b \cdot V_b$$

De factoren x en y in deze formule stellen het aantal protonen afgegeven per zure molecule of opgenomen per basisch molecule voor.

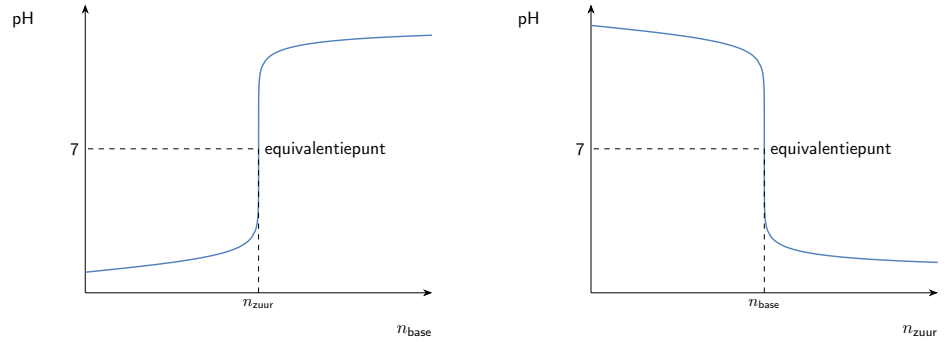
Met behulp van de titratieformule kan je de onbekende concentratie aan zuur of base berekenen.

Een **titratiecurve** geeft weer hoe de pH verandert door toevoegen van een sterke base aan het zuur of door toevoegen van een sterk zuur aan de base.

Onderstaande figuren geven de titratiecurves weer voor de titratie van een éénwaardig sterk zuur met een éénwaardige sterke base en de titratiecurve van een éénwaardig sterke base met een éénwaardig sterk zuur.

CC BY-NC-SA 4.0

Zuur-base titratie



Figuur 1 – Titratiecurve. Links: titratie van een sterk zure oplossing met een sterke base. Rechts: titratie van een sterke base met een sterk zuur.

De pH-indicator

Een **pH-indicator** is een chemische stof met zwak zure of zwak basische eigenschappen en waarvoor geldt dat de geprotoneerde (zwak zure) vorm een duidelijk verschillende kleur heeft ten opzichte van gedeprotoneerde (zwak basische) vorm.

Een pH-indicator verandert dus van kleur bij verschillende pH-waarden, en wordt gebruikt in zeer lage concentratie om tijdens een titratie het equivalentiepunt te bepalen. Het pH-gebied waarbij de indicator van kleur verandert noemen we het **pH- of kleuromslaggebied** van de indicator (zie Tabel 1). Voor een goed verloop van de titratie moet het equivalentiepunt van de titratie vallen in het kleuromslaggebied van de pH-indicator.

indicator	**pH** (0 2 4 6 8 10 12 14)	**zure vorm**	**basische vorm**	**pH-omslaggebied**
methyloranje		rood	geel	3,1 - 4,4
methylrood		rood	geel	4,4 - 6,2
lakmoes		rood	blauw	5,0 - 8,0
fenolftaleïne		kleurloos	roodviolet	8,2 - 9,8
thymolblauw		rood	geel	1,2 - 2,8
		geel	blauw	8,0 - 9,6

Tabel 1 – Zuur-baseindicatoren met pH-omslaggebied en kleurverandering.

Oefening 1. Er werd een titratie uitgevoerd van $50\,\mathrm{ml}$ HCl-oplossing met concentratie X. Tijdens de titratie werd een $0{,}30\,\mathrm{mol/L}$ NaOH-oplossing toegevoegd. Het equivalentiepunt werd bereikt na toevoeging van $21\,\mathrm{mL}$ NaOH-oplossing. Vervolledig onderstaande tekst over deze titratie met de meest passende opties.

Bij de start van de titratie zal de oplossing [zuur | neutraal | basisch] zijn. De pH [stijgt | daalt | blijft hetzelfde] zodra er base toegedruppeld wordt. Bij de start van de titratie zal een lakmoes-indicator [blauw | rood] kleuren.

Zodra het equivalentiepunt gepasseerd wordt zal de lakmoesindicator [blauw | rood] kleuren.

CC BY-NC-SA 4.0
KU Leuven (2026/02/20H.36)

Op het equivalentiepunt is er via de base-oplossing ..... mol $\mathrm{OH^-}$-deeltjes toegevoegd.

Aangezien dit de exacte hoeveelheid zure deeltjes in de originele oplossing was kunnen we berekenen dat de originele concentratie van de HCl-oplossing ..... $\mathrm{mol/L}$ was.

Bij het toevoegen van zeer grote hoeveelheden van de basische oplossing zal de pH nooit tot boven

7	10,52	13,48

stijgen.

Oefening 2. Bij de titratie van $50{,}0\,\mathrm{mL}$ zwavelzuur $\mathrm{H_2SO_4}$ met een $0{,}20\,\mathrm{mol/L}$ KOH-oplossing wordt het equivalentiepunt bereikt nadat $40{,}0\,\mathrm{mL}$ van deze oplossing is toegevoegd. De concentratie van de zwavelzuuroplossing is ..... $\mathrm{mol/L}$.

CC BY-NC-SA 4.0
KU Leuven (2026/02/20H.36)