

Titraties

Titraties worden vaak gebruikt voor **kwantitatieve analyse**. Dat betekent dat je door middel van een titratie de molariteit (in mol/L) of het gehalte (in g/L) van een stof kunt bepalen. De oplossing van de te analyseren stof wordt wel het **monster** genoemd. Bij titraties wordt nauwkeurig volumetrisch glaswerk gebruikt, zoals maatkolf, volumetrisch pipet en buret. Met een buret wordt het ene reagens voorzichtig toegevoegd aan het andere tot het **equivalentiepunt**: het punt waarop de reactie *precies* afgelopen is (soms wordt een **indicator** gebruikt om het equivalentiepunt zichtbaar te maken). Het principe van een titratie is dat je een bekend volume van een oplossing met onbekende molariteit laat reageren met een bekend volume van een oplossing met bekende molariteit. De onbekende molariteit is dan te berekenen.

Directe titraties

De meest eenvoudige titratie is de **directe titratie**: de te analyseren stof reageert rechtstreeks en snel met de andere stof.

Stappenplan voor rekenen aan directe titraties

1. Stel de relevante reactievergelijking (zuur-basereactie of redoxreactie) op. Handleidingen hiervoor zijn ook te vinden op mijn website.
2. Van één van de twee oplossingen krijg je altijd het gebruikte volume en de molariteit gegeven (meestal van de oplossing die in de buret zit). Met deze gegevens bereken je het aantal mol van de stof in die oplossing.
3. Met behulp van de molverhouding uit de reactievergelijking bereken je hoeveel mol van de te analyseren stof er aanwezig was in het monster
4. Met het volume van het monster en het aantal mol te analyseren stof bereken je de molariteit van de te analyseren stof (als het monster vóór de titratie is verdund, dan moet je hierna nog met de verdunningsfactor vermenigvuldigen)
5. Optioneel: indien het gehalte (in g/L) wordt gevraagd, reken je de molariteit om naar gehalte door met de molaire massa te vermenigvuldigen

Voorbeeldopgaven directe titraties

(a) Van zoutzuur bepaalt men de molariteit door middel van titratie. 10,00 mL zoutzuur wordt gepipetteerd in een erlenmeyer, enkele druppels broomthymolblauwoplossing worden toegevoegd als indicator en er wordt met 0,124 M natronloog getitreerd tot kleuromslag. De titratie wordt meerdere malen uitgevoerd en gemiddeld is 13,81 mL natronloog nodig. Bereken de molariteit van het zoutzuur.

1. Notatie zoutzuur: $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$. Notatie natronloog: $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
Zuur-basereactievergelijking: $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
2. 0,124 M natronloog betekent dat $[\text{OH}^-] = 0,124 \text{ mol/L}$. Het gebruikte volume natronloog is 13,81 mL = $1,381 \cdot 10^{-2} \text{ L}$.
 $n(\text{OH}^-) = [\text{OH}^-] \cdot V = 0,124 \text{ mol/L} \cdot 1,381 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 1,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
3. Uit de reactievergelijking blijkt dat H_3O^+ en OH^- in een 1 : 1 molverhouding reageren, dus er heeft $1,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ H_3O^+ gereageerd. $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-) = 1,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
4. Deze hoeveelheid H_3O^+ zit in een volume van 10,00 mL = $1,000 \cdot 10^{-2} \text{ L}$.
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = n(\text{H}_3\text{O}^+)/V = 1,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol}/(1,000 \cdot 10^{-2} \text{ L}) = 0,171 \text{ mol/L}$.
Antwoord: de molariteit van het zoutzuur is 0,171 M

(b) Van een kaliumpermanganaatoplossing bepaalt men de molariteit door een oxaalzuuroplossing met bekende molariteit te titreren met een kaliumpermanganaatoplossing. (In dit geval is van de oplossing in de buret, de KMnO_4 -oplossing, de molariteit onbekend.)

20,00 mL 0,155 M oxaalzuuroplossing wordt gepipetteerd in een erlenmeyer en hieraan wordt 20 mL 1 M zwavelzuuroplossing toegevoegd. De titratie wordt meerdere malen uitgevoerd en gemiddeld is 16,65 mL KMnO_4 -oplossing nodig. Bereken de molariteit en daarna ook het gehalte aan KMnO_4 in de KMnO_4 -oplossing.

- $\text{MnO}_4^-/\text{H}^+$ is de oxidator. Halfreactie: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ is de reductor. Halfreactie: $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$
De redoxreactie is dus: $2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O} + 10 \text{CO}_2$
- 0,155 M oxaalzuuroplossing betekent dat $[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4] = 0,155 \text{ mol/L}$. Het gebruikte volume van deze oplossing is 20,00 mL = $2,000 \cdot 10^{-2} \text{ L}$.
 $n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = [\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4] \cdot V = 0,155 \text{ mol/L} \cdot 2,000 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 3,10 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- Uit de reactievergelijking blijkt dat MnO_4^- en $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ in een 2 : 5 molverhouding reageren, dus $n(\text{MnO}_4^-) = 2/5 \cdot n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 2/5 \cdot 3,10 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 1,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- Deze hoeveelheid MnO_4^- zit in een volume van 16,65 mL = $1,665 \cdot 10^{-2} \text{ L}$.
 $[\text{MnO}_4^-] = n(\text{MnO}_4^-)/V = 1,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol}/(1,665 \cdot 10^{-2} \text{ L}) = 7,45 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.
Antwoord: we hebben te maken met een $7,45 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ KMnO_4 -oplossing.
- Om het gehalte te berekenen, vermenigvuldigen we met de molaire massa van KMnO_4 (158,03 g/mol). Het gehalte KMnO_4 is dus $7,45 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \cdot 158,03 \text{ g/mol} = 11,8 \text{ g/L}$.

Indirecte titraties

Bij een **indirecte titratie** wordt de te analyseren stof in de erlenmeyer eerst omgezet in een andere stof (laten we die stof B noemen), die vervolgens getitreerd wordt. Het is belangrijk dat de omzetting volledig en met 100% selectiviteit verloopt. Met de titratie bepaal je eigenlijk het aantal mol van stof B, maar deze is gerelateerd aan het aantal mol van de te analyseren stof.

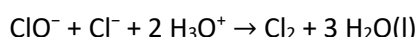
Als voorbeeld in opgave (c) op de volgende bladzijde wordt de titratie van bleekloog behandeld. Hier wordt de te analyseren stof eerst omgezet in jood (I_2), dat vervolgens getitreerd wordt met natriumthiosulfaatoplossing, zodat de hoeveelheid gevormd jood bepaald kan worden. Een indirecte titratie waarin eerst jood wordt gevormd heet ook wel een **jodometrische titratie**.

Stappenplan voor rekenen aan indirecte titraties

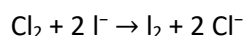
- Geef de reactievergelijking(en) voor de omzetting van de te analyseren stof in stof B. Soms krijg je deze reactievergelijking(en) in de opgave gegeven.
- Met behulp van de eerste drie stappen van het stappenplan van bladzijde 1 bereken je het aantal mol van stof B.
- Met behulp van de reactievergelijking van stap 1 bereken je hoeveel mol van de te analyseren stof er aanwezig was in het monster.
- Met het volume van het monster en het aantal mol te analyseren stof bereken je de molariteit van de te analyseren stof (als het monster vóór de titratie is verdund, dan moet je hierna nog met de verdunningsfactor vermenigvuldigen)
- Indien eventueel het gehalte (in g/L) wordt gevraagd: reken de molariteit om naar gehalte door met de molaire massa te vermenigvuldigen

Voorbeeldopgave indirecte titratie

(c) Bleekloog is een huishoudmiddel. Het is een oplossing die, onder andere, hypochlorietionen (ClO^-) en chloride-ionen bevat. Als je zuur toevoegt aan bleekloog, ontstaat chloor (Cl_2):



Het chloor dat op deze manier gebonden is in de ClO^- -ionen en Cl^- -ionen en onder zure omstandigheden kan worden vrijgemaakt wordt ook wel werkzaam chloor genoemd. Als bleekloog aan een overmaat aangezuurde kaliumjodide-oplossing wordt toegevoegd, reageert het ontstane chloor direct met jodide-ionen om jood te vormen:



Met een titratie met natriumthiosulfaatoplossing ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -oplossing) kan vervolgens de hoeveelheid jood, en daarmee dus de hoeveelheid werkzaam chloor, bepaald worden.

De bepaling wordt als volgt uitgevoerd. 25,00 mL van de te onderzoeken bleekloog wordt gepipetteerd in een maatkolf van 100,0 mL en deze wordt aangevuld met demiwater tot 100,0 mL. Van de verdunde oplossing wordt 25,00 mL gepipetteerd in een erlenmeyer, waaraan vervolgens een overmaat aangezuurde kaliumjodide-oplossing wordt toegevoegd. Er wordt getitreerd met een 0,523 M $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -oplossing. De bepaling wordt meerdere malen uitgevoerd en gemiddeld is 18,1 mL $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -oplossing nodig. Bereken het gehalte werkzaam chloor in de bleekloog. (*Bewerkte opgave uit Chemie Overal 5 vwo, 5^e editie*).

- $\text{ClO}^- + \text{Cl}^- + 2 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Cl}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 $\text{Cl}_2 + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{Cl}^-$
- Berekening van het aantal mol I_2 met behulp van de titratie met $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
 - 2.1. Reactievergelijking voor de redoxreactie tussen oxidator I_2 en reductor $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ is
 $\text{I}_2 + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2 \text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$
 - 2.2. 0,523 M $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -oplossing betekent dat $[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}] = 0,523 \text{ mol/L}$. Het gebruikte volume van deze oplossing is 18,1 mL = $1,81 \cdot 10^{-2} \text{ L}$.
 $n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}] \cdot V = 0,523 \text{ mol/L} \cdot 1,81 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 9,47 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
 - 2.3. Uit de reactievergelijking van stap 2.1 blijkt dat I_2 en $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ in een 1 : 2 molverhouding reageren, dus $n(\text{I}_2) = 1/2 \cdot n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 1/2 \cdot 9,47 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 4,73 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- In de tweede reactievergelijking van stap 1 zie je dat 1 mol I_2 gevormd wordt uit 1 mol Cl_2 , dus $n(\text{Cl}_2) = n(\text{I}_2) = 4,73 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- Deze hoeveelheid werkzaam chloor zit in een volume van 25,00 mL ($2,500 \cdot 10^{-2} \text{ L}$) van de verdunde (!) oplossing, dus $[\text{Cl}_2]_{\text{verdund}} = n(\text{Cl}_2)/V = 4,73 \cdot 10^{-3} \text{ mol}/(2,500 \cdot 10^{-2} \text{ L}) = 0,189 \text{ mol/L}$. In de eerste stap van het experiment is een verdunning toegepast. De verdunningsfactor is $100,0/25,00 = 4,000$. Dit betekent dat de originele oplossing 4,000 keer zo geconcentreerd is als de verdunde oplossing.
 $[\text{Cl}_2]_{\text{origineel}} = 4,000 \cdot [\text{Cl}_2]_{\text{verdund}} = 4,000 \cdot 0,189 \text{ mol/L} = 0,757 \text{ mol/L}$
- Om het gehalte werkzaam chloor in bleekloog te berekenen, vermenigvuldigen we met de molaire massa van Cl_2 (70,90 g/mol). Het gehalte werkzaam chloor is dus $0,757 \text{ mol/L} \cdot 70,90 \text{ g/mol} = 53,7 \text{ g/L}$.