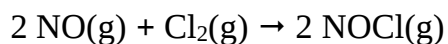


Nitrosylchloride

Bekijk de vergelijking voor de reactie tussen stikstofmono-oxide en chloor, waarbij nitrosylchloride ontstaat:



Voor deze reactie werden bij -10°C volgende reactiesnelheden gemeten in drie verschillende experimenten (zie figuur 1).

figuur 1

Experiment	[NO(g)] (mol·L ⁻¹)	[Cl ₂ (g)] (mol·L ⁻¹)	s (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
1	0,10	0,10	0,18
2	0,10	0,20	0,35
3	0,20	0,20	1,45

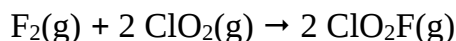
De algemene reactiesnelheidsvergelijking voor deze reactie is:

$$s = k \cdot [\text{NO}]^x \cdot [\text{Cl}_2]^y$$

- 1 Bepaal uit de gegevens de orde t.o.v. Cl₂.
- 2 Bepaal uit de gegevens de orde t.o.v. NO.
- 3 Bepaal nu de totale orde van de reactie.
- 4 Wat wordt dus de reactiesnelheidsvergelijking?
- 5 Geef de formule voor het berekenen van de reactiesnelheidsconstante, k .
- 6 Bereken k met de juiste eenheid.

Chlorylfluoride

Bekijk de vergelijking voor de reactie tussen chloordioxide en fluor, waarbij chlorylfluoride ontstaat:



- 7 Geef de reactiesnelheidsvergelijking en de orde voor deze reactie, uitgaande van bovenstaande reactievergelijking.

Er worden enkele experimenten gedaan om de reactiesnelheid te meten.

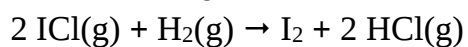
figuur 1

Experiment	[F ₂ (g)] (mol·L ⁻¹)	[ClO ₂ (g)] (mol·L ⁻¹)	s (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
1	0,10	0,010	1,2 · 10 ⁻³
2	0,10	0,040	4,8 · 10 ⁻³
3	0,20	0,010	2,4 · 10 ⁻³

- 8 Bepaal uit de gegevens de orde t.o.v. ClO₂.
- 9 Bepaal uit de gegevens de orde t.o.v. F₂.
- 10 Leg uit dat de reactie niet in één stap kan verlopen, zoals is aangegeven in de reactievergelijking.
- 11 Bedenk een mogelijke eerste stap voor een mechanisme, dat overeenkomt met de gegevens.
- 12 Geef vervolgens een tweede stap, die volgt op de stap die je hebt gegeven bij vraag 11.
- 13 Bereken *k* met de juiste eenheid.

Joodmonochloride met waterstof

Gegeven is de volgende reactie tussen joodmonochloride en waterstof:



Er worden enkele experimenten gedaan om de reactiesnelheid te meten, zie figuur 1.

figuur 1

Experiment	[ICl(g)] (mol·L ⁻¹)	[H ₂ (g)] (mol·L ⁻¹)	s (mol·L ⁻¹ ·s ⁻¹)
1	0,10	0,010	2,0 · 10 ⁻³
2	0,20	0,010	4,0 · 10 ⁻³
3	0,15	0,035	1,1 · 10 ⁻³
4	0,10	0,030	6,0 · 10 ⁻³

- 14 Geef de reactiesnelheidsvergelijking volgens de meetgegevens.
- 15 Bereken de reactiesnelheidsconstante met de juiste eenheid.
- 16 Bereken de reactiesnelheid met de volgende concentraties:
[ICl] = 0,50 M
[H₂] = 0,050 M

Uitwerkingen

- 1 Vergelijk experimenten 1 en 2:

Als $[\text{Cl}_2]$ wordt verdubbeld, verdubbelt ook de reactiesnelheid.

De reactiesnelheid is dus in de **eerste orde** afhankelijk van Cl_2 .

- 2 Vergelijk experimenten 2 en 3:

Als $[\text{NO}]$ $2\times$ zo groot wordt, wordt de reactiesnelheid $2^2 = 4\times$ zo groot.

De reactiesnelheid is dus in **tweede orde** afhankelijk van NO .

- 3 De totale orde van de reactie is dus $1 + 2 = 3$.

- 4 $s = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}]^1$

- 5 De formule om k te berekenen is:

$$k = \frac{s}{[\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]} \quad \text{met eenheid: } [k] = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}} = \text{L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

- 6 $k = \frac{0,18}{0,10^2 \cdot 0,10} = 1,8 \cdot 10^2 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$

- 7 $s = k \cdot [\text{F}_2] \cdot [\text{ClO}_2]^2$

- 8 Vergelijk experimenten 1 en 2:

Als $[\text{ClO}_2]$ $4\times$ zo groot wordt, wordt de reactiesnelheid $4\times$ zo groot.

De reactiesnelheid is dus in **eerste orde** afhankelijk van ClO_2 .

- 9 Vergelijk experimenten 1 en 3:

Als $[\text{F}_2]$ $2\times$ zo groot wordt, wordt de reactiesnelheid $2\times$ zo groot.

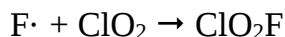
De reactiesnelheid is dus in **eerste orde** afhankelijk van F_2 .

- 10 Als de reactie zou verlopen volgens de reactievergelijking, dan zou de reactiesnelheid in de **tweede orde** afhankelijk zijn van ClO_2 . Volgens de metingen is het echter in de eerste orde afhankelijk, dus moet er een mechanisme zijn.

- 11 Een *mogelijk* mechanisme is dat één F₂ reageert met één ClO₂ en dat er een fluorradicaal overblijft:



- 12 Radicalen zijn deeltjes die erg reactief zijn, dus zullen *snel* verder reageren:



- 13 De *k* berekenen met de volgende formule:

$$k = \frac{s}{[\text{F}_2][\text{ClO}_2]} = \frac{1,2 \cdot 10^{-3}}{0,10 \cdot 0,010} = 1,2 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

- 14 Vergelijk experimenten 1 en 2:

Als [ICl] 2× zo groot wordt, wordt de reactiesnelheid 2× zo groot.

De reactiesnelheid is dus in **eerste orde** afhankelijk van ICl.

Vergelijk experimenten 1 en 3:

Als [H₂] 3× zo groot wordt, wordt de reactiesnelheid 3× zo groot.

De reactiesnelheid is dus in **eerste orde** afhankelijk van H₂.

De reactiesnelheidsvergelijking wordt dus:

$$s = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{ICl}]$$

- 15 De reactiesnelheidsconstante berekenen met:

$$k = \frac{s}{[\text{H}_2][\text{ICl}]} = \frac{2,0 \cdot 10^{-3}}{0,10 \cdot 0,010} = 2,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

- 16 De *k* van opg 15 gebruiken:

$$s = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{ICl}]$$

$$s = 2,0 \cdot 0,50 \cdot 0,050 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$