

HOOFDSTUK GASSEN

GASSEN

1. DRUK VAN EEN GAS	1
1.1 PASCAL	1
1.2 ATMOSFEERDRUK - BAROMETER	1
1.3 MANOMETER.....	2
2. GASWET	3
2.1 RELATIE TUSSEN P EN V BIJ CONSTATE T EN N (WET VAN BOYLE)	3
2.2 RELATIE TUSSEN T EN V BIJ CONSTATE P EN N (WET VAN CHARLES)	4
2.3 RELATIE TUSSEN P EN T BIJ CONSTANT V EN N (WET VAN AMONTON).....	4
2.4 RELATIE TUSSEN N EN V BIJ CONSTATE P EN T (WET VAN AVOGADRO)	5
2.5 IDEALE GASWET – IDEALE GASSEN	5
2.6 AFWIJINGEN VAN DE IDEALE GASWET – NIET-IDEALE GASSEN.....	7
3. GASMENGSELS	9
3.1 WET VAN DALTON	9
3.2 ALTERNATIEVEN OP DE WET VAN DALTON	9
3.3 TOEPASSINGEN.....	10
4. EIGENSCHAPPEN VAN GASSEN	11
4.1 DICHTHEID	11
4.2 SNELHEID – KINETISCHE GASTHEORIE	12
4.3 EFFUSIE EN DIFFUSIE.....	13
4.4 VLOEIBAAR MAKEN VAN GASSEN	13
5. KEY CONCEPTS	15
6. OEFENINGEN.....	16
6.1 BASIS	16
6.2 GEVORDERD	17
7. ANTWOORDEN	18
7.1 BASIS	18
7.2 GEVORDERD	18

GASSEN

Gassen bestaan uit deeltjes die in tegenstelling tot vloeistoffen en vaste stoffen relatief ver van elkaar verwijderd zijn en snel bewegen. Door onderlinge botsingen kunnen de moleculen veranderen van bewegingsrichting en van snelheid. Door botsingen met de wand oefenen ze daar een kracht uit die, gemeten per eenheid van oppervlak, de druk van het gas weerspiegelt.

1. Druk van een gas

1.1 Pascal

De SI-eenheid van druk (=kracht per eenheid van oppervlak) is **Pascal**:

$$1 \text{ Pa} = \frac{1 \text{ N}}{\text{m}^2} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2} \cdot \text{m}^{-2}$$

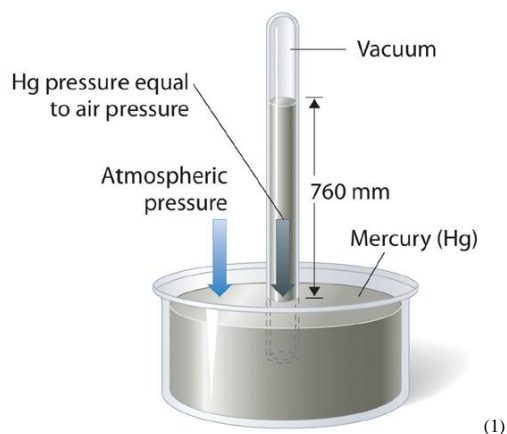
1.2 Atmosfeerdruk - barometer

Gezien onze atmosfeer een mengsel is van gasdeeltjes (waarvan de dichtheid daalt in functie van de hoogte), oefenen deze een druk uit. Ter hoogte van het aardoppervlak spreekt men van de atmosferische druk. Iedere vierkante meter op aarde (op 'zeeniveau') ondersteunt als het ware een kolom van lucht tot 200 km hoog met een gewicht van ongeveer 10329 kg. De corresponderende druk wordt de **atmosferische druk** genoemd:

$$1 \text{ atm} = \frac{10329 \text{ kg} \cdot 9,81 \text{ m} \cdot \text{s}^{-2}}{1,0 \text{ m}^2} = 101325 \text{ Pa} = 101,325 \text{ kPa}$$

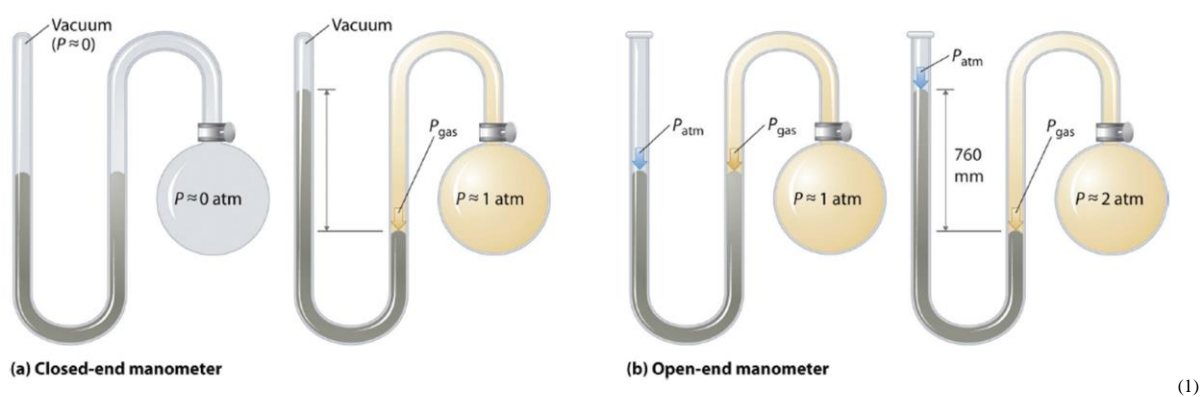
Een manier om de atmosferische druk te meten is via een **barometer**. Een gekend type barometer berust op het gebruik van Hg als vloeistof om de druk te bepalen. Deze is uitgerust met een glazen tube die, na opvulling met Hg, omgekeerd ondergedompeld wordt in een Hg-reservoir. Er dient voor gezorgd te worden dat er geen lucht in de buis kan terechtkomen tijdens de onderdompeling. Op die manier zal het niveau in de buis dalen tot wanneer de zwaartekracht opgeheven wordt door een tegengestelde kracht afkomstig van de luchtdruk op het vloeistofniveau in het reservoir. De hoogte van het Hg-niveau kan bijgevolg gecorreleerd worden aan de atmosferische druk. Op zeeniveau onder normale condities wordt een hoogte waargenomen van 760 millimeter (ook wel Torr genoemd naar de uitvinder).

$$1 \text{ Atm} = 101325 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr} = 1013,25 \text{ mbar}$$



1.3 Manometer

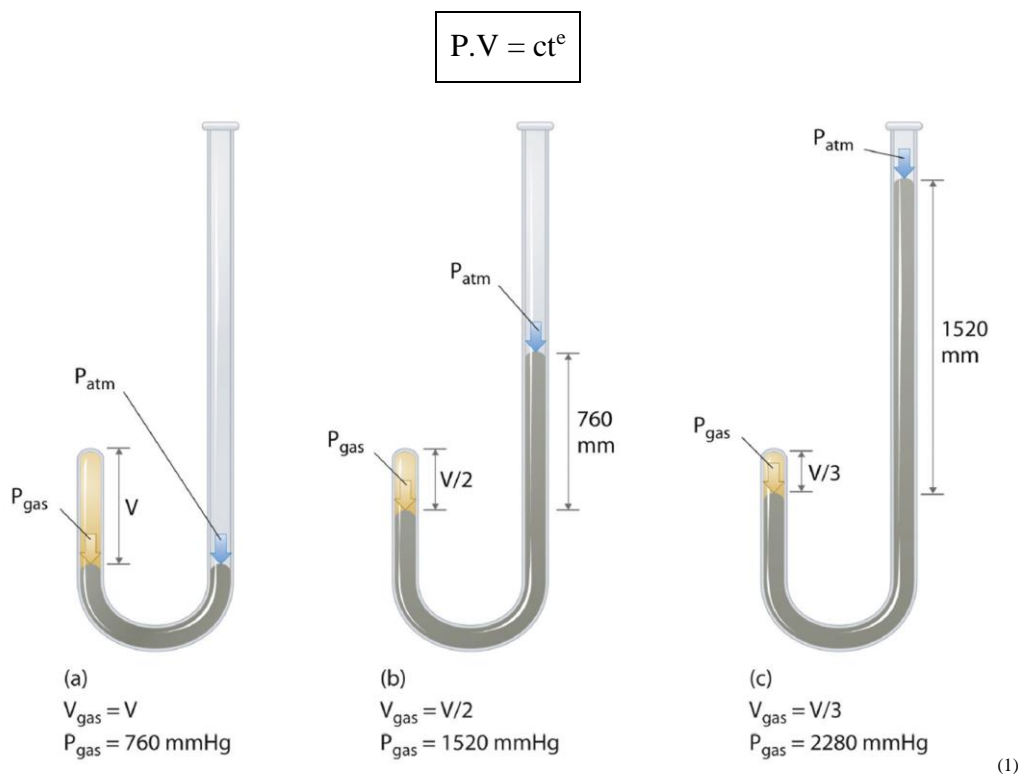
Waar barometers de luchtdruk meten, meten manometers de druk van een gas of gasmengsel. Een manometer heeft een typische U-vorm die gevuld is met Hg. Aan de ene zijde heeft de manometer een compartiment waarin het gasmengsel aanwezig is, aan de andere zijde bevindt zich ofwel een gesloten uiteinde ofwel een open uiteinde. Indien men een gesloten uiteinde heeft vergelekt men de druk met vacuüm (0 atm), indien men een open uiteinde heeft vergelekt men de druk met de atmosferedruk (1 atm). Het verschil in hoogte van de 2 Hg niveaus staat gecorreleerd aan de druk van het gasmengsel (rekening houdend met het type manometer). Wanneer het compartiment een gas of gasmengsel bevat waarvan de druk 1 atmosfeer bedraagt, dan zal de hoogte 760 mm Hg in manometer met gesloten uiteinde bedragen terwijl de hoogte in een manometer met open uiteinde 0 mm Hg zal aangeven.



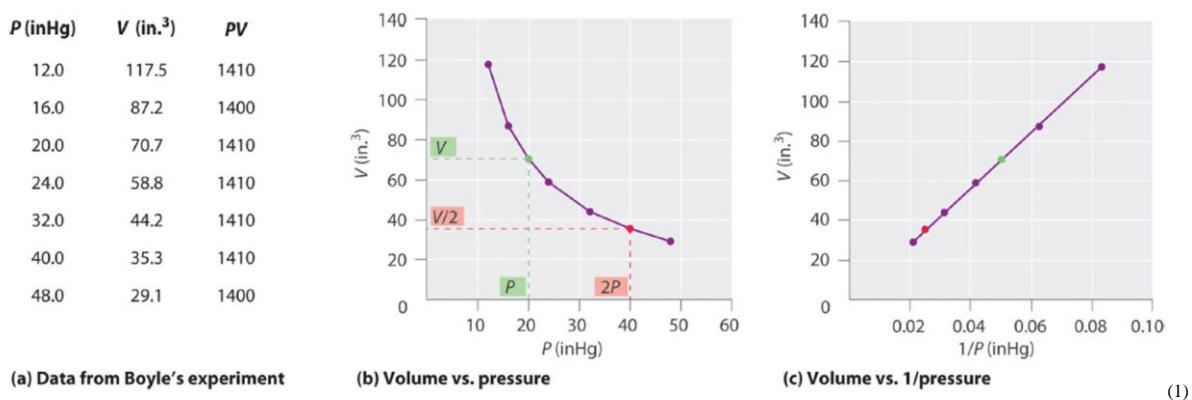
2. Gaswet

2.1 Relatie tussen P en V bij constante T en n (Wet van Boyle)

Boyle liet bij constante temperatuur en gelijke hoeveelheid gas het volume van het gas in een manometer telkens variëren. In onderstaand algemeen voorbeeld werd het experiment uitgevoerd bij een volume V , $V/2$ en $V/3$. Door meting van de door het gas uitgeoefende druk bij de drie volumes (respectievelijk 760, 1520 en 2280 mm Hg), kon Boyle besluiten dat:



Wanneer een reël (cijfermatig) voorbeeld wordt beschouwd, kan men tevens waarnemen dat er een lineair verband bestaat tussen het volume V en de inverse van de druk P .

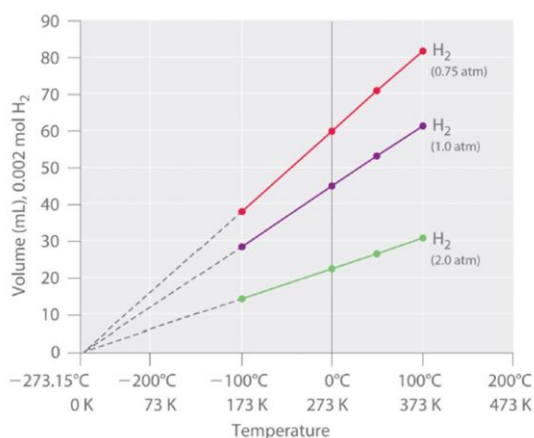


2.2 Relatie tussen T en V bij constante P en n (Wet van Charles)

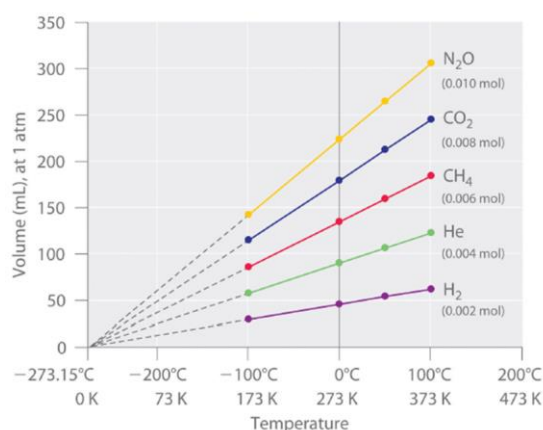
Charles bekeek bij constante druk en gelijke hoeveelheid gas de variatie van de temperatuur op het volume dat het gas innam. Als initieel gas werd H₂ genomen. Hierbij valt duidelijk op dat bij constante druk er een lineair verband verkregen wordt tussen V en T (waarbij de temperatuur uitgedrukt wordt in Kelvin).

$$V = ct^e \cdot T$$

Bij extrapolatie van de lineariteit naar $V = 0$ valt op dat de temperatuur 0 K bedraagt (onafhankelijk van de druk). Bovendien wordt reeds opgemerkt dat variatie in de hoeveelheid gas bij een constante druk van 1 atmosfeer telkens een lineaire curve geeft die allen bij het absolute nulpunt een $V = 0$ vertonen. Bemerkt tevens dat *het type* gas geen invloed uitoefent op de ligging van de curve.



(a)



(b)

(1)

2.3 Relatie tussen P en T bij constant V en n (Wet van Amonton)

Bij constant volume (bv. in een container) is de druk van een welbepaalde hoeveelheid gas recht evenredig met de temperatuur.

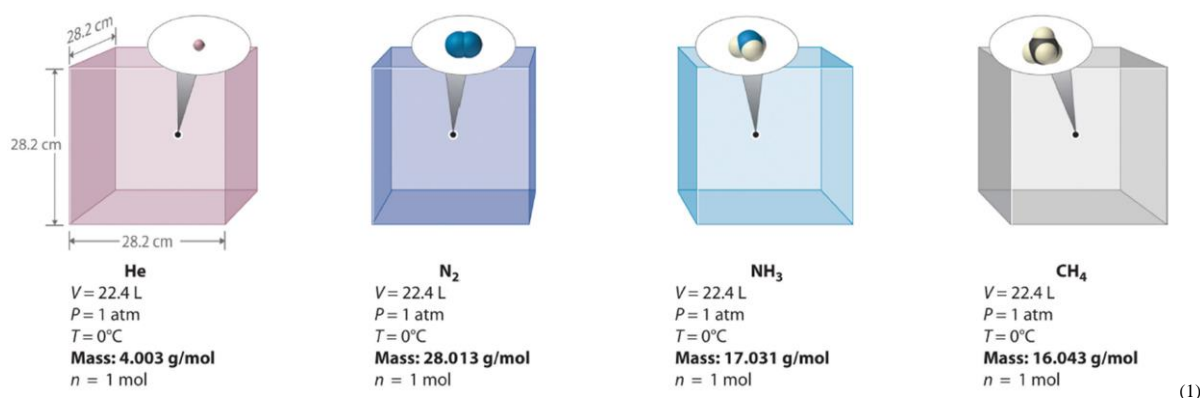
$$P = ct^e \cdot T$$

2.4 Relatie tussen n en V bij constante P en T (Wet van Avogadro)

Avogadro bestudeerde de relatie tussen het aantal mol gas en het volume bij constante druk en temperatuur. Ook hier werd een lineair verband aangetroffen tussen n en V (op voorwaarde dat de druk niet te hoog is).

$$n = c \cdot V$$

Er werd tevens opgemerkt dat het type gas *geen* invloed uitoefende op het volume bij eenzelfde hoeveelheid gas. Onder standaardomstandigheden ($P = 1 \text{ atm}$, $n = 1 \text{ mol}$, temperatuur = 0°C) vond men voor alle gassen eenzelfde volume: 22,4 L. Dit is het zogenaamde **molaire volume** van een gas, *onafhankelijk* van het type gas.



2.5 Ideale gaswet – ideale gassen

Door combinatie van de voorafgaande wetmatigheden bekomt men de toestandsvergelijking van een ideaal gas, of ook genoemd de **IDEALE GASWET**.

$$P \cdot V \sim n \cdot T$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Uitgaande van de ideale gaswet berekenen we aldus voor 1 mol gas onder standaard druk en temperatuur:

$$R = \frac{P \cdot V}{n \cdot T} = \frac{(1 \text{ atm})(22,4 \text{ L})}{(1 \text{ mol})(273,15 \text{ K})} = 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = \frac{P \cdot V}{n \cdot T} = \frac{(101325 \text{ Pa})(22,4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3)}{(1 \text{ mol})(273,15 \text{ K})} = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Reële gassen gedragen zich in normale omstandigheden vrijwel als ideale gassen. Bij lage temperatuur en hoge druk treden echter ernstige afwijkingen op (zie 2.6). Voor een ideaal gas wordt verondersteld dat:

- De onderlinge attracties (t.g.v. dipolen in de gasmoleculen) te verwaarlozen zijn.
- Het volume dat individuele moleculen innemen te verwaarlozen is ten opzichte van de ruimte waarin ze bewegen.
- De snelheid waarmee ze zich rechtlijnig voortbewegen constant is.
- Het gas elastische botsingen ondergaat met de wand en andere gasmoleculen.
- De gemiddelde kinetische energie van de moleculen constant en temperatuursafhankelijk is. Bij een zelfde temperatuur hebben de moleculen van om het even welk gas de zelfde gemiddelde kinetische energie ($\bar{E}_{kin} = 3/2 \cdot R \cdot T$)

Toepassing:

Freon CF_2Cl_2 wordt als koelmiddel in airconditioners gebruikt en wordt om milieuredenen (afbraak ozonlaag) momenteel geweerd. Indien 3,00 g CF_2Cl_2 gas in een container van 500,0 mL bij 10°C wordt ingevoerd, wat is de dan ontwikkelde druk (in atm)?

Oplossing:

- Bij conversie naar de gepaste eenheden:

$$V = 500,0 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,5000 \text{ L} \quad T = 10 + 273,15 = 283,15 \text{ K}$$

- De molaire massa van $\text{CF}_2\text{Cl}_2 = 120,91 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

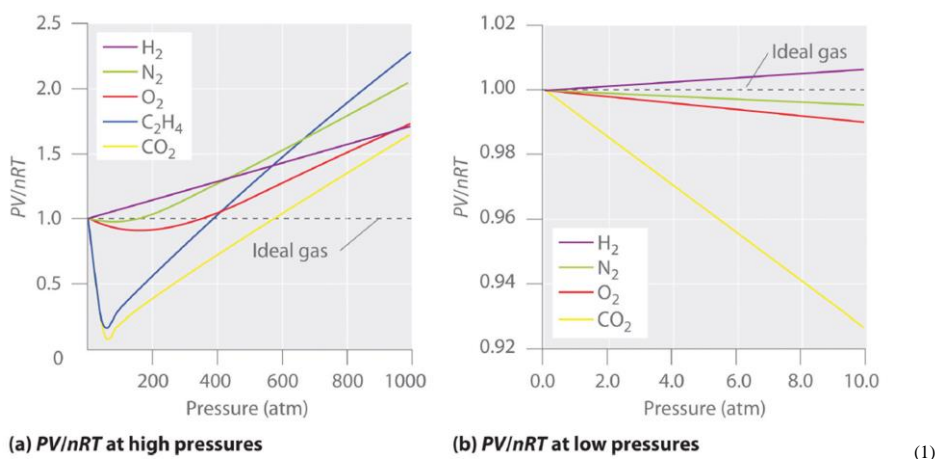
- # mol $\text{CF}_2\text{Cl}_2 = \frac{3,00 \text{ g } \text{CF}_2\text{Cl}_2}{120,91 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0,0248 \text{ mol}$

- Via substitutie:

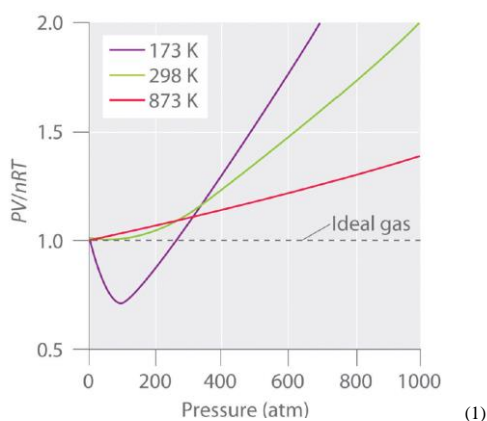
$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,0248 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 283,15 \text{ K}}{0,5000 \text{ L}} = 1,15 \text{ atm}$$

2.6 Afwijkingen van de ideale gaswet – niet-ideale gassen

Reële gassen gedragen zich niet altijd als een ideaal gas. Vooral bij lage temperatuur en hoge druk worden de afwijkingen t.o.v. een ideaal gas merkbaar. In onderstaande figuur wordt bij een temperatuur van 273 K de realiteit van een aantal gassen vergeleken met de idealiteit. Zoals blijkt uit de figuur zal er voornamelijk bij hoge drukken een sterke afwijking waargenomen worden ten opzichte van de idealiteit.



Wanneer men ook de temperatuur varieert voor bijvoorbeeld N_2 -gas, toont de realiteit aan dat bij lage temperaturen de afwijking meer uitgesproken wordt.



Het eigenvolume van de gasmoleculen is dan (bij het verminderde totaalvolume) zeker niet meer te verwaarlozen en ook de onderlinge attractiekrachten worden groter.

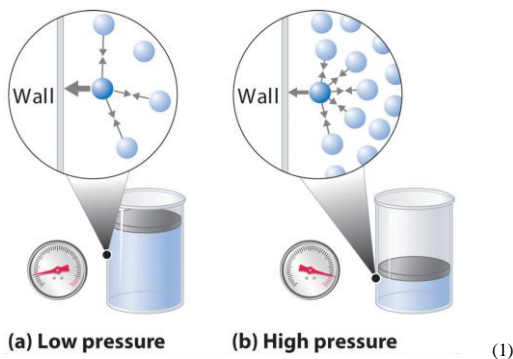
Voor niet-ideale gassen gaf Van der Waals een gecorrigeerde betrekking, rekening houdend met het eigenvolume van de gasmoleculen en met onderlinge aantrekkingskrachten.

$$\left(P + a \cdot \frac{n^2}{V^2}\right)(V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$

- correctie voor de onderlinge attractiekrachten van de gasdeeltjes = $a \cdot (n^2/V^2)$.

Deze attractiekrachten zijn evenredig met:

- het # botsingen, zelf evenredig met de (concentratie)² of met $(n/V)^2$
- de intrinsieke sterkte van de aantrekkingsfactor a .



- correctie voor het eigenvolume waardoor het beschikbare volume kleiner uitvalt = $n \cdot b$
 n = aantal mol gas
 b = maat voor de grootte van de gasdeeltjes

Een aantal correctiefactoren voor enkele gassen zijn weergegeven in onderstaande tabel.

Gas	a (L ² .kPa.mol ⁻²)	b (L.mol ⁻¹)	moleculaire diameter (pm)
He	3,4	0,0237	218
O ₂	138	0,0318	294
NH ₃	423	0,0371	308
H ₂ O	553	0,0305	288
CH ₄	228	0,0428	324
C ₂ H ₆	556	0,0638	
CH ₃ OH	965	0,0670	376
C ₂ H ₅ OH	1218	0,0841	

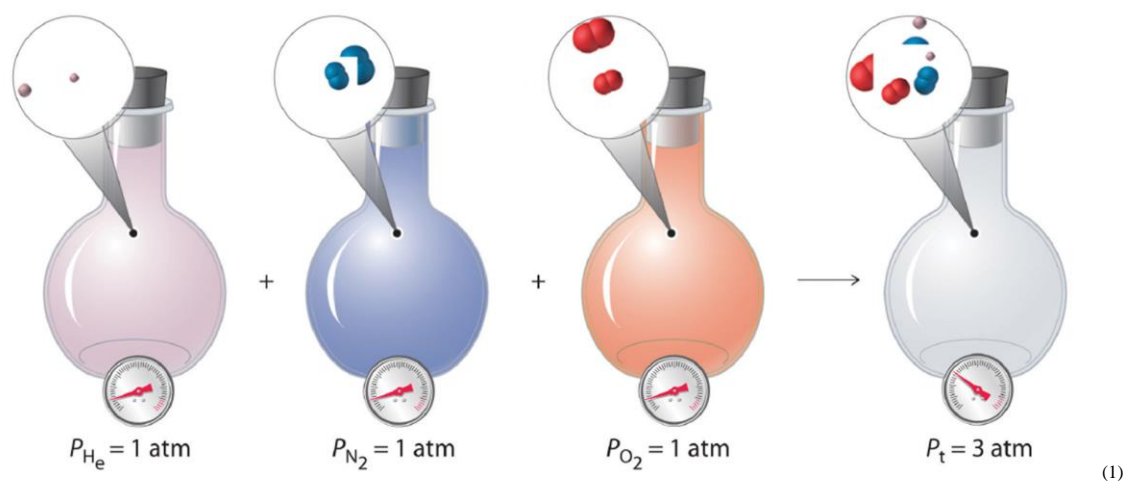
Men stelt vast dat b toeneemt met de afmeting van de moleculen, terwijl a toeneemt met stijgende intermoleculaire attracties. Welke van beide termen overheerst is afhankelijk én van de aard van het gas (a en b) én van de omstandigheden (P en T).

3. Gasmengsels

3.1 Wet van Dalton

In een gasmengsel, waarvan de componenten niet met mekaar reageren, oefent elke component een druk uit alsof hij alleen zou zijn in het beschouwde volume: de zgn. partiële druk. Elke gasmolecule heeft bijgevolg een gelijk aandeel in de totaal druk (P). Volgens de wet van Dalton is bij constante T en constant V de totaal druk van een gasmengsel gelijk aan de som van de partiële druken.

$$P_{tot} = P_A + P_B + P_C + \dots$$



In bovenstaand voorbeeld heeft het gasmengsel van He, N₂ en O₂ een totaal druk van 3 atm.

3.2 Alternatieven op de Wet van Dalton

Aangezien iedere partiële druk kan geschreven worden als

$$P_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V}$$

kan de wet van Dalton omgevormd worden tot:

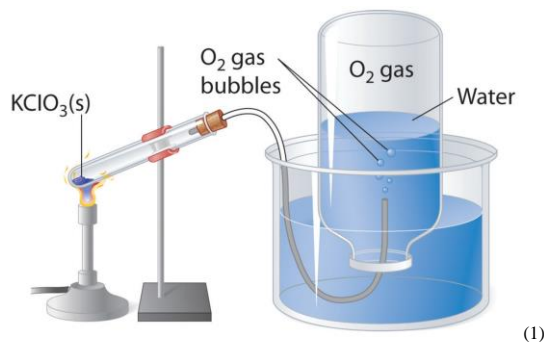
$$P_{tot} = \frac{(n_A + n_B + n_C + \dots + n_i) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{n_{totaal} \cdot R \cdot T}{V}$$

Aangezien de samenstelling van een gasmengsel meestal weergegeven wordt in molfracties x_i , de hoeveelheid mol van component i (n_i) ten opzichte van het totaal aantal mol aanwezig in het gasmengsel (n_{totaal}), kan men bovenstaande vergelijking omvormen tot:

$$P_i = x_i \cdot P_{\text{tot}}$$

3.3 Toepassingen

Toepassing: Bij de verbranding van KClO_3 wordt het volume O_2 -gas boven water opgevangen. Het opgevangen volume bedraagt 370 mL. De opstelling staat op een temperatuur van 23°C en de druk in de kolf bedraagt 0,992 atm. Als bij deze temperatuur de dampdruk van het water zelf 0,0277 atm bedraagt, welk volume zou het "droge" O_2 gas innemen bij standaard T en P?



Antwoord: In de kolf zijn boven het vloeibaar water zowel de gevormde O_2 -moleculen als H_2O -moleculen in de gasfase aanwezig. De totaal druk in de kolf wordt dus gegenereerd door beide gassen.

$$P_{\text{tot}} = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} = 0,992 \text{ atm}$$

De druk afkomstig van de O_2 -moleculen bedraagt dus

$$P_{\text{O}_2} = P_{\text{tot}} - P_{\text{H}_2\text{O}} = 0,992 - 0,0277 = 0,964 \text{ atm}$$

Hieruit kan het aantal mol O_2 bepaald worden met behulp van de ideale gaswet.

$$n_{\text{O}_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{(0,964 \text{ atm})(0,370 \text{ L})}{(0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})(296,15 \text{ K})} = 0,0147 \text{ mol}$$

Het volume dat deze hoeveelheid O_2 inneemt wordt opnieuw via de ideale gaswet bepaald.

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{(0,0147 \text{ mol})(0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})(273,15 \text{ K})}{1 \text{ atm}} = 0,329 \text{ L}$$

4. Eigenschappen van gassen

4.1 Dichtheid

De dichtheid van een gas d wordt gedefinieerd als de massa per volume-eenheid.

$$d = \frac{m}{V}$$

Gezien het aantal mol van een gas (n) gelijk is aan het aantal gram van dat gas gedeeld door de molaire massa MM ($n = m/M$) kan de dichtheid van een gas bepaald worden vanuit de ideale gaswet:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$d = \frac{m}{V} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

Toepassing

Cyclopropan is een gas dat als anestheticum gebruikt wordt. Het gas heeft een dichtheid van 1,50 g/L bij 50°C en 0,948 atm. Wat is de molaire massa van dat gas? Wat is de eigenlijke formule van dat gas als de minimale formule CH₂ is?

Gegeven:

$$d = \frac{m}{V} = 1,50 \text{ g/L} \quad T = 50 + 273,15 = 323,15 \text{ K} \quad P = 0,948 \text{ atm}$$

Oplossing:

$$M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{(1,50 \text{ g/L}) \cdot (0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) \cdot (323,15 \text{ K})}{0,948 \text{ atm}} = 42 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Eigenlijke formule = x .(minimale formule)

Eigenlijke molaire massa = x .(minimale molaire massa)

$$42 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = x \cdot (14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1})$$

dus $x = 3$ de eigenlijke formule = (CH₂)₃ of C₃H₆

4.2 Snelheid – kinetische gastheorie

Op basis van de veronderstellingen voor een ideaal gas (zie 2.5), werd bepaald dat de gemiddelde kinetische snelheid van een gas gegeven wordt door onderstaande formule:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

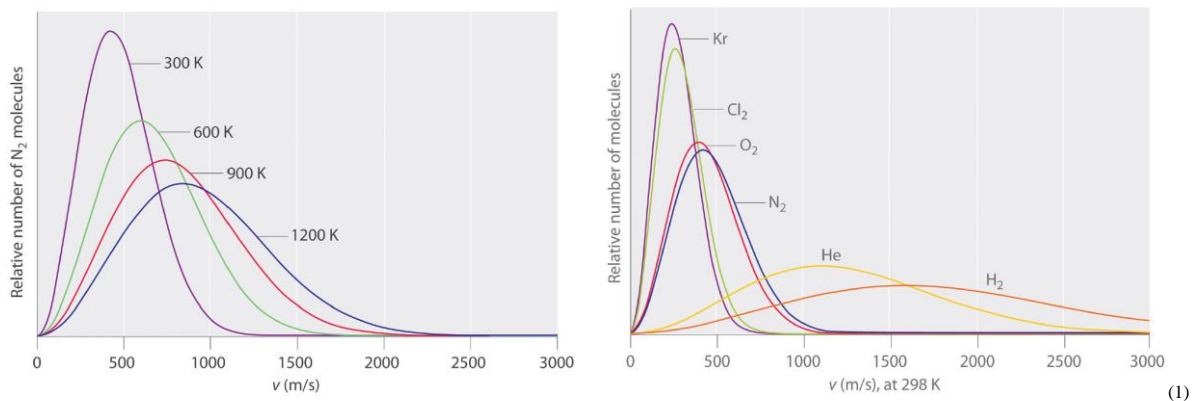
Probleemstelling: Bereken de gemiddelde kinetische snelheid van H₂ gasmoleculen bij een temperatuur van 0°C.

Oplossing:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3 \cdot (8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{2 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}}}$$

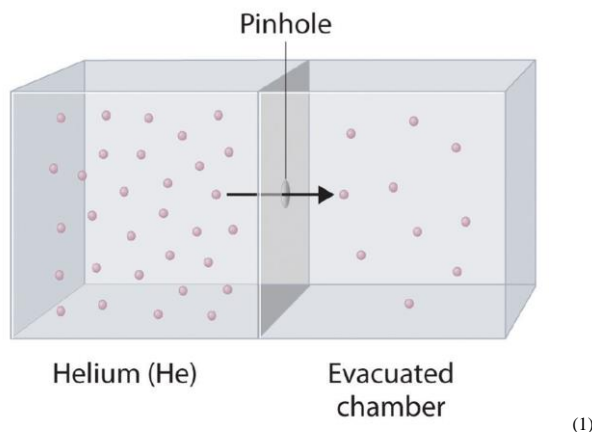
$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3 \cdot (8,314 \text{ kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{2 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}}} = 1845 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

Bemerk dat de gasmoleculen van een gegeven gasmonster niet allemaal dezelfde individuele snelheid en energie hebben. Immers door onderlinge botsingen kunnen de moleculen niet alleen van richting veranderen, maar ook energie uitwisselen. Bijgevolg kunnen ze dus ook van snelheid veranderen. De "**Maxwell-Boltzmann verdelingscurve**" geeft nu de statistische verdeling van de mogelijke moleculaire snelheden weer over de verschillende moleculen van het gas. Deze verdeling (aantal moleculen n_i met een welbepaalde snelheid u in functie van de snelheid u) varieert met de temperatuur; met stijgende temperatuur schuift de curve op naar hogere snelheden en neemt dus ook de gemiddelde kinetische snelheid én de gemiddelde kinetische energie toe. De maxwell-Boltzmann verdelingscurves voor (i) N₂-moleculen bij verschillende temperaturen en (ii) verschillende moleculen bij 298 K worden in onderstaande figuren weergegeven.



4.3 Effusie en diffusie

Effusie is het proces waarbij een gas doorheen een nauwe opening in een container ontsnapt naar een vacuüm. Onder **diffusie** verstaat men het mengen van verschillende gassen in mekaar tot een homogene eindtoestand.



Graham stelt dat bij constante temperatuur de snelheid waarmee een gas effusie ondergaat of de snelheid waarmee gassen in mekaar diffunderen omgekeerd evenredig is met de vierkantswortel uit de molaire massa M . Voor twee gassen A en B bij dezelfde temperatuur kan men dit wiskundig schrijven als:

$$\frac{\mu_{effA}}{\mu_{effB}} = \frac{\mu_{difA}}{\mu_{difB}} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}}$$

Dit betekent dat hoe groter de molaire massa van het gas is, hoe kleiner de snelheid zal zijn.

4.4 Vloeibaar maken van gassen

De vloeibare toestand onderscheidt zich van de gastoestand doordat in het eerste geval de onderlinge attractiekrachten tussen de moleculen effectief werkzaam zijn (de attractie-energie is dan belangrijker dan de kinetische energie).

De overgang gas – vloeistof kan bewerkstelligd worden door:

- de druk te verhogen (moleculen dichter op elkaar).
- de temperatuur te verlagen (kinetische energie lager).

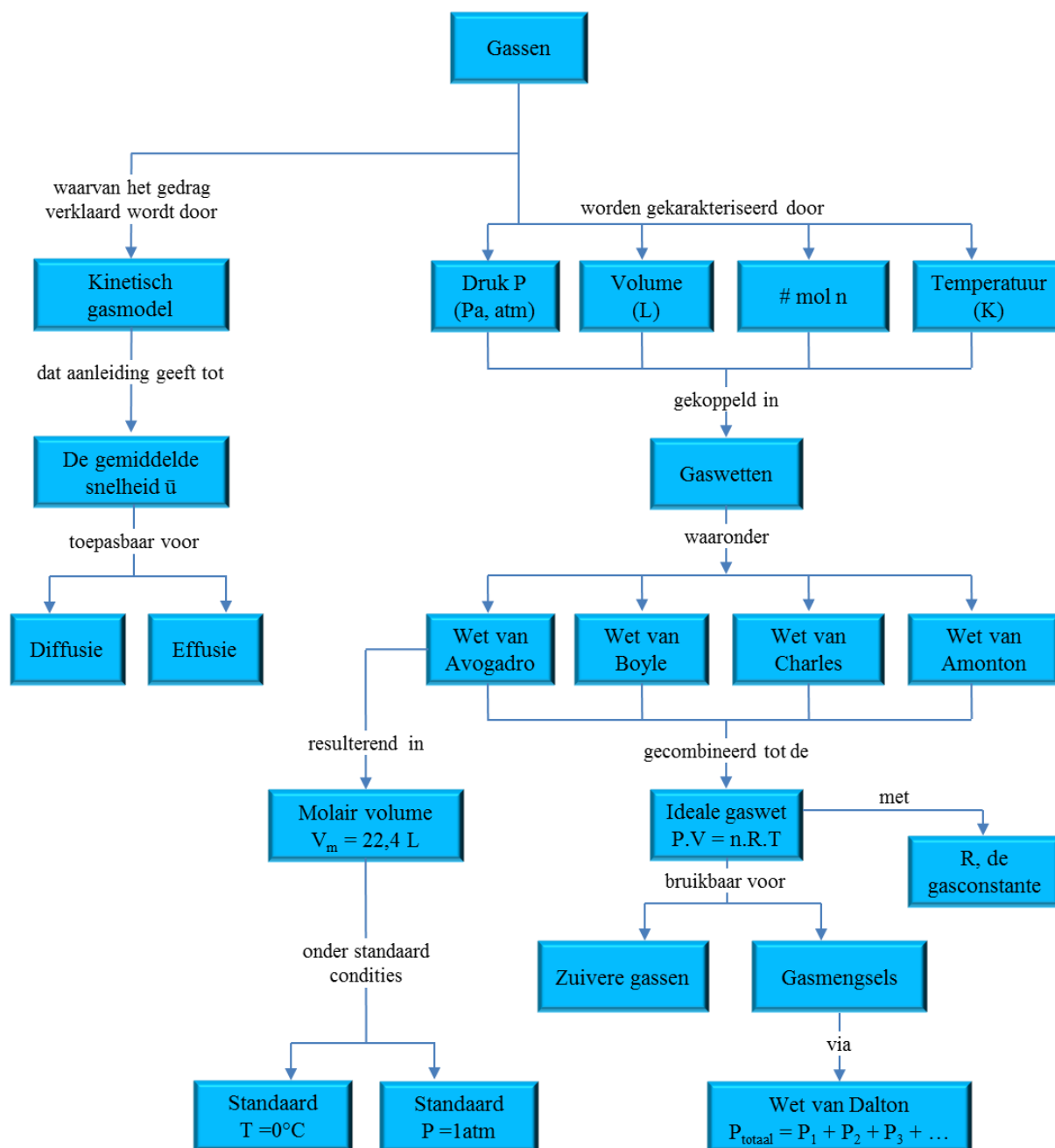
Bij elke temperatuur is bijgevolg een minimale waarde van de druk nodig om gassen vloeibaar te maken, en deze minimale druk zal stijgen met de temperatuur.

Nu is er voor elk gas een temperatuur waarboven het onmogelijk is om een gas nog vloeibaar te maken onder welke druk dan ook, de zogenaamde **kritische temperatuur**. De **kritische druk** is dan de minimale druk nodig om bij de kritische temperatuur het gas vloeibaar te maken. Een gas gekenmerkt door zwakke attractiekrachten zal reeds bij lage temperatuur over een kinetische energie beschikken die belangrijker is dan de attractie-energie en omgekeerd. Daaruit kunnen we afleiden dat het kritisch punt (T_{krit} , P_{krit}) toeneemt met stijgende attractiekrachten. Dit wordt geïllustreerd in onderstaande tabel.

Component	T_{krit} (K)	P_{krit} (atm)
He	5,3	2,26
H ₂	33,3	12,8
N ₂	126,1	33,5
CO	134,0	35,0
O ₂	154,4	49,7
CH ₄	190,2	45,6
CO ₂	304,2	72,8
NH ₃	405,6	111,5
H ₂ O	647,2	217,7

Uit deze tabel volgt dat veel gassen moeten afgekoeld worden beneden kamertemperatuur (298 K) vooraleer ze door drukverhoging kunnen vloeibaar gemaakt worden. Voor het afkoelen van gassen kan men gebruik maken van het *Joule-Thomson effect*: "*een samengeperst gas dat expandeert* (beneden de inversietemperatuur) *koelt af*". Bij expansie moeten immers de onderlinge attractiekrachten overwonnen worden, dat kost energie en deze energie wordt genomen van de kinetische energie van de moleculen zelf. Daardoor daalt de kinetische energie en bijgevolg de temperatuur van het gas.

5. Key Concepts



6. Oefeningen

6.1 Basis

1. 0,24 g van een gas neemt bij 117°C en 740 mm Hg een volume in van 82,2 mL. Bereken hieruit de molaire massa van het gas.
2. Bereken de dichtheid van ammoniakgas NH₃ bij 100°C en 1,15 atm.
3. Een organische verbinding bevat 92,25 m% koolstof en 7,75 m% waterstof. 226 mL van deze verbinding als gas (bij 100°C en 100,6 kPa) weegt 0,573 g. Geef de minimale formule, de molmassa en de molecuulformule.
4. Aceton wordt gebruikt bij nagellak cleaner. Een hoeveelheid aceton wordt in een 3,00 L fles gebracht en verdampt bij 95°C en 1,02 atm. De damp welke het flesvolume vult weegt 5,87 g. Bereken de molaire massa van aceton.
5. Een student bereidt H₂-gas door elektrolyse van water bij 25°C en bekomt aldus 152 mL H₂ bij een totaal druk van 758 mm Hg. Bereken de partiële druk van waterstof alsook het aantal mol.
6. De hoeveelheid koolstofmonoxide in een gasmengsel kan bepaald worden door gebruik te maken van de volgende reactie:
$$\text{dijoodpentoxide} + \text{koolstofmonoxide} \rightarrow \text{dijood} + \text{koolstofdioxide}.$$
Als een gasmengsel 0,192 g dijood vrijstelt, hoeveel g koolstofmonoxide was er aanwezig in het gasmengsel?
7. Aluminiumcarbide Al₄C₃ reageert met water en vormt daarbij methaan CH₄(g) en aluminiumhydroxide(s). Geef de reactie en bepaal welk volume CH₄ (gemeten bij STP) kan bekomen worden door reactie van 4 g Al₄C₃.
8. 0,400 g natriumazide NaN₃(s) wordt verwarmd en ontbonden tot natrium(s) en stikstofgas. Welk volume stikstofgas gemeten bij 25°C en 0,98 atm wordt verkregen?
9. 100 g Zink 95%(m/m) zuiver wordt behandeld met zoutzuur. Hoeveel L waterstofgas wordt daarbij bekomen? Bij STP? Bij 30°C en 1083 mbar?
10. Een organische verbinding is uitsluitend opgebouwd uit de elementen C, H en O. Bij verbranden ontstaan als reactieproducten enkel CO₂ en H₂O. Uit 0,1630 g van de component krijgt men 0,1910 g waterdamp en 0,3113 g koolstofdioxide. De molaire massa van de component bedraagt 46 g/mol.

- a. Bepaal de minimale formule van deze verbinding.
- b. Noteer de verbrandingsreactie.
- c. Wat is het totale volume van de reactieproducten in n.o. of S.T.P

6.2 Gevorderd

1. 0,0356 g van een aluminium-lithiumlegering wordt behandeld met een overmaat aan zoutzuur. Tijdens de reactie wordt het lithium omgezet tot lithiumchloride, het aluminium wordt omgezet naar aluminium(III)chloride. In de beide gevallen wordt ook waterstofgas gevormd. Het waterstofgas wordt opgevangen boven water bij een temperatuur van 25°C en een atmosferedruk van 752 mm Hg. Het volume gevormd waterstofgas is 56,28 mL. Bereken het % (m/m) aluminium en lithium in de legering.
2. Zuurstofgas, gevormd bij de thermische ontbinding van 3,275 g van een mengsel bestaande uit kaliumchloraat en kaliumchloride met 65,82 % (m/m) kaliumchloraat wordt opgevangen boven water bij een temperatuur van 21°C en een atmosferedruk van 753,5 mm Hg.
 - a. Bereken hoeveel mL van het zuurstofgas wordt gecollecteerd boven water?
 - b. Wat zijn de partiële drukkens van het zuurstofgas en de waterdamp?
3. Na_2O_2 (natriumperoxide) wordt gebruikt om in ruimtecabines koolstofdioxide uit de lucht om te zetten tot zuurstofgas:

Natriumperoxide (v) + koolstofdioxide \rightarrow (di)natriumcarbonaat (v) + zuurstofgas

 - a. Veronderstel dat bij 25°C en 735 mm Hg de gemiddelde snelheid waarmee de lucht wordt ingeademd 4.5 liter per minuut bedraagt en dat de concentratie aan koolstofdioxide in de uitgeademde lucht 3,4% (v/v) is. Hoeveel gram koolstofdioxide wordt dan geproduceerd in 24 u.
 - b. Hoeveel dagen kan de ruimtecabine van zuurstofgas voorzien worden, wanneer met vertrekt van 3,65 kg natriumperoxide.

7. Antwoorden

7.1 Basis

1. 95,9 g/mol
2. 0,639 g/L
3. 78,1 g/mol; C₆H₆
4. 57,9 g/mol
5. 0,966 atm ; 6,01.10⁻³ mol
6. 0,106 g
7. 1,88 L
8. 0,230 L
9. 32,5 L / 33,8 L
10. C₂H₆O / 0,396 L

7.2 Gevorderd

1. Li = 37,6%; Al = 62,4%
2. 658 mL / partiële drukken : O₂ : 0,967 atm ; H₂O : 0,025 atm
3. 383,7 g CO₂ / 5,36 dagen

Literatuurlijst

1. Principles of General Chemistry (v1.0)(<http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/>)

Deze cursus is enkel voor persoonlijk gebruik en mag op geen enkele manier verdeeld worden.