

Gassen

1.1

Toestandsfactoren van een gas

Uit een onderzoek is gebleken dat 191 op 200 dragers van zo'n airbag een lawine overleefden!



Lawine-airbags redden levens

Een lawine-airbag is een in een rugzak geïntegreerd systeem dat door wintersporters buiten de gezeekerde pisten wordt gebruikt om bedelving door een lawine te voorkomen.

Het systeem bestaat uit twee grote airbags, die door een persluchtpatroon worden gevuld indien de gebruiker aan een hendel trekt die aan de schouderband van de rugzak is bevestigd.

Het grote volume van de geactiveerde airbag zorgt er voor dat de persoon boven de lawine blijft of in het geval van bedelving geeft het meer kans op een ademruimte. ...

Bron: Wikipedia

In dit deel bestuderen we gassen. Het voorbeeld met de lawine-airbag maakt duidelijk dat druk, volume, temperatuur en hoeveelheid gas niet los van elkaar staan:

- als er gas in de airbag komt, neemt de druk er in toe;
- als de druk toeneemt, wordt het volume van de airbag groter;
- onder de sneeuw koelt het gas af en daalt de druk;
- als de druk daalt, wordt het volume van de airbag kleiner.

De druk p , de temperatuur θ en het volume V noemen we de **toestandsfactoren** van de hoeveelheid gas. Het verband tussen die grootheden onderzoeken we in dit deel.

Het deeltjesmodel dat je vorig jaar zag, leerde je:

- gassen bestaan – zoals alle materie – uit zeer kleine deeltjes;
- de deeltjes van een gas bewegen voortdurend;
- de cohesiekrachten tussen de deeltjes van een gas zijn zeer klein.

Als gevolg van de kleine cohesiekrachten hebben gassen geen eigen vorm en geen vast volume. Daarom moeten gassen bewaard worden in een afgesloten volume en neemt het gas het volume in van het vat. We kunnen gassen bewaren ('opsluiten') op twee manieren:

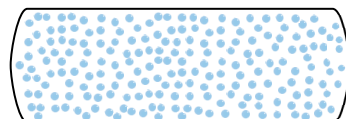


fig a V is constant

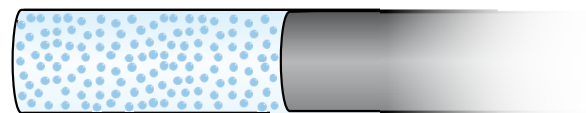


fig b p is constant

In fig. a wordt het gas bewaard in een recipiënt met een vast volume. Dat is bv. het geval bij de lucht in een duikfles. In zo'n vat kan het gas niet uitzetten. Het volume van het gas is constant. De druk, de temperatuur en de hoeveelheid gas kunnen wel veranderen.

In fig. b wordt het gas bewaard in een recipiënt met een veranderlijk volume. Dat is bv. het geval bij de lucht opgesloten in een meetspuit. De bewegelijke cilinder is de 'zuiger'. Een ander voorbeeld is een gasbel in een glas champagne. Daar is de zuiger is de wand die de grens vormt tussen het gas en de vloeistof.





De zuiger is in evenwicht als hij in rust is en in rust blijft.



Het gas oefent een druk uit: dat is de *druk van het gas* of de *druk in het gas*. Die druk werkt ook op de zuiger.

De zuiger zelf oefent ook een druk uit *op het gas* bv. door zijn gewicht, de elasticiteit van het vat (bv. bij een ballon), de atmosferische druk, de hydrostatische druk...

Als de zuiger in evenwicht is, compenseren de druk van het gas en de druk op het gas elkaar:

$$p_{\text{op gas}} = p_{\text{van gas}}$$



De druk p , de temperatuur θ en het volume V noemen we de toestandsfactoren van een hoeveelheid gas.

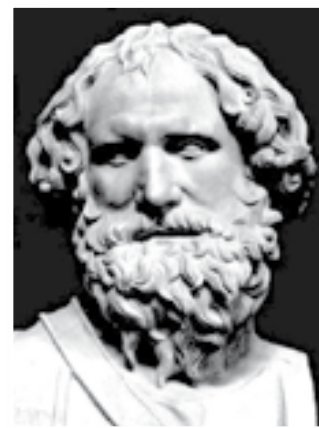
Een hoeveelheid gas kunnen we onderzoeken in een recipiënt met een vast volume of in een recipiënt met een beweeglijke zuiger.



FLASH Wetenschappelijk Onderzoek

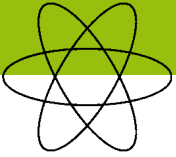
Wetenschappers onderzoeken verbanden tussen grootheden. Zo bestaat er een verband tussen de grootte van de archimedeskracht, de massadichtheid van de vloeistof en het volume van het voorwerp.

De wet van Archimedes, die het verband tussen die verschillende grootheden weergeeft, leidde je vorig jaar af. Toen zag je ook hoe je het verband tussen verschillende grootheden onderzoekt: je laat één grootheid variëren en onderzoekt hoe een andere grootheid daardoor verandert, maar alle andere grootheden moet je daarbij wel constant houden.



In dit deel onderzoeken we gassen. Er bestaat een verband tussen de druk van een gas, de hoeveelheid gas, het volume gas en de temperatuur ervan.

Als we het verband tussen de druk van een gas en het volume ervan onderzoeken, moeten we de andere factoren (de hoeveelheid gas en de temperatuur) constant houden!



1.2

Verband tussen druk en volume

1.2.1 De wet van Boyle en Mariotte

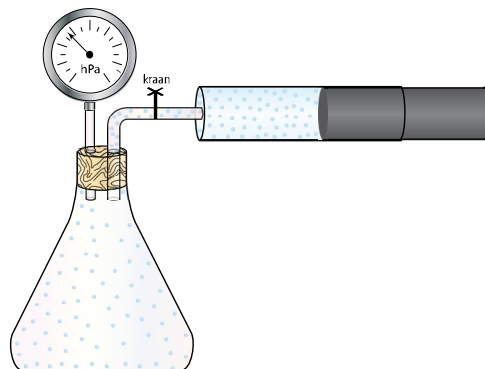
Als je een fietsband oppompt, druk je de lucht in de pomp samen: het volume wordt kleiner en de druk van het gas in de pomp wordt groter. Als de druk groot genoeg is, gaat het ventiel open en stroomt er lucht in de band.

Dat voorbeeld toont aan dat er een verband is tussen het volume van een hoeveelheid gas en de druk ervan. Hoe kleiner het volume, hoe groter de druk.



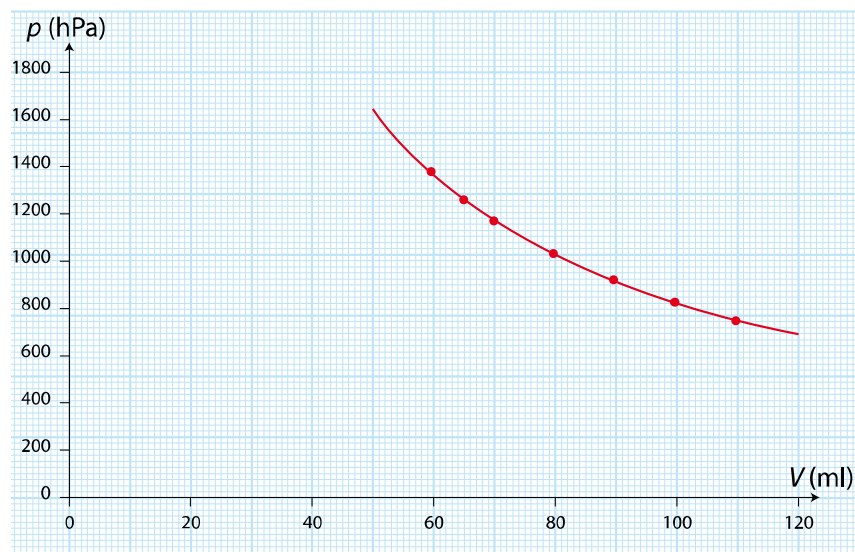
p is de druk van het gas, maar ook de druk op het gas (bij evenwicht).

We onderzoeken dat verband experimenteel: we veranderen (en meten) het volume en bepalen telkens de bijbehorende druk van het gas. De temperatuur van het gas is constant. Om het volume te kunnen veranderen sluiten we het gas op in een vat met een beweeglijke zuiger, bv. een kolf verbonden met een meetspuit. De tabel toont mogelijke resultaten.

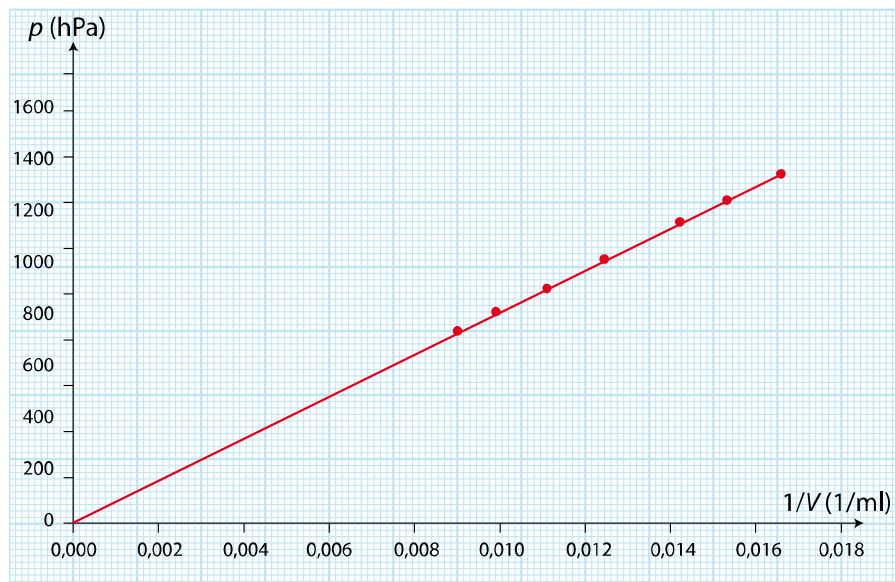


p (hPa)	V (ml)	$p \cdot V$ ($\cdot 10^3$ hPa ml)
750	110	82,5
830	100	83,0
920	90	82,8
1040	80	83,2
1180	70	82,6
1260	65	81,9
1380	60	82,8

De $p(V)$ -grafiek is een kromme.



De $p(1/V)$ -grafiek is een rechte die nagenoeg door de oorsprong gaat.



Dat betekent dat de $p(V)$ -grafiek een hyperbool is en dat

$$p \sim 1/V.$$

De druk is omgekeerd evenredig met het volume van het gas.

Het product $p \cdot V$ is (nagenoeg) constant is (zie tabel).

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$



Voor een hoeveelheid gas bij constante temperatuur θ geldt

$$p \sim 1/V \text{ of } p \cdot V = \text{constant} \text{ of } p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

p is de druk van (of op) het gas; V is het volume van het gas.

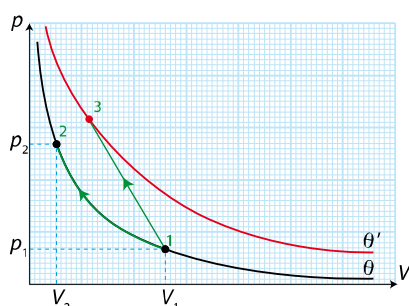
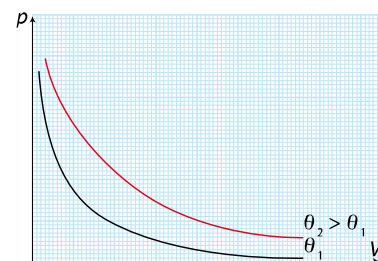
Dat is de wet van Boyle (1627-1691) en Mariotte (1620-1684).

1.2.2 Isothermen

Het begrip *isotherm* komt van het Grieks: iso is gelijk; thermos betekent warmte, temperatuur.

De wet van Boyle en Mariotte geldt slechts als de temperatuur van het gas constant is. Daarom noemt men de hyperbool een isotherm.

Herhaal je het experiment voor dezelfde hoeveelheid gas maar bij een andere temperatuur, dan vind je opnieuw een hyperbool. Bij een hogere temperatuur ligt de isotherm hoger, bij een lagere temperatuur ligt hij lager.



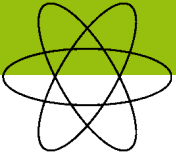
De **toestand** van de hoeveelheid gas wordt gekenmerkt door de temperatuur, het volume en de druk ervan. Die toestand wordt weergegeven door een punt in het (p, V) -vlak, bijvoorbeeld punt 1.

Als de toestand van een gas verandert, ondergaat het een **proces**.

Een proces wordt weergegeven door een lijn in het (p, V) -vlak.

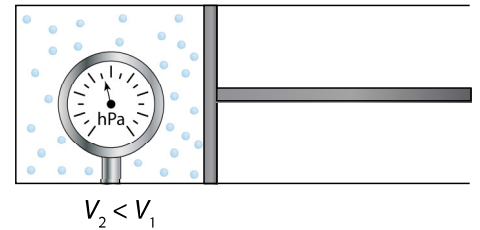
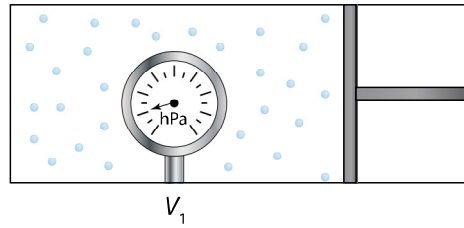
De lijn van 1 naar 2 geeft het proces weer als het gas wordt samengeperst tot volume V_2 en de temperatuur gelijk blijft aan θ : het gas volgt de isotherm die bij die temperatuur θ hoort. Het gas ondergaat een **isotherm proces**.

De lijn van 1 naar 3 geeft het proces weer als het gas wordt samengeperst tot volume V_3 en de temperatuur stijgt tot θ' : het gas volgt de isotherm niet. Het gas ondergaat geen isotherm proces.



1.2.3 Verklaring met het deeltjesmodel

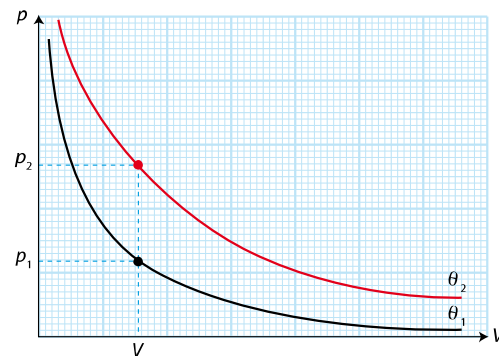
- **Waarom de druk van een hoeveelheid gas stijgt als het volume ervan kleiner wordt:**



Hoe zou je dat kunnen illustreren met een weegschaal zoals op p. 64

De druk van een gas op een oppervlak is een gevolg van de botsingen van de gasdeeltjes op dat oppervlak. Als het volume kleiner is zijn er meer deeltjes per cm^3 , zijn er per seconde meer botsingen en is de druk hoger.

- **Waarom een isotherm hoger ligt bij een hogere temperatuur:**

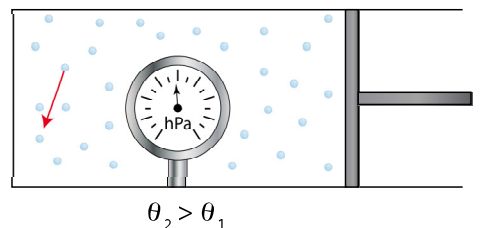
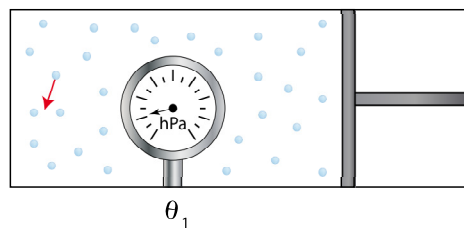


Hoe zou je dat kunnen illustreren met een weegschaal?

Bij volume V en temperatuur θ_1 heeft het gas een druk p_1 .

Bij volume V en temperatuur θ_2 is de druk p_2 .

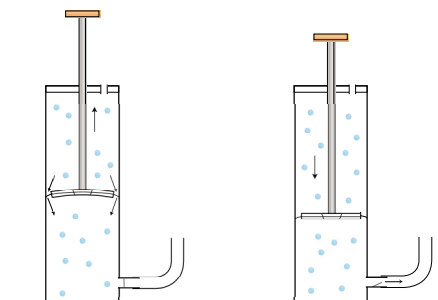
De druk p_2 is groter dan de druk p_1 . Bij een hogere temperatuur bewegen de deeltjes immers sneller en botsen ze harder op de zuiger.





OEFENING

Een fietsband oppompen



Een fietspomp heeft een inwendig volume van 0,308 l en bevat lucht met een druk van 1012 hPa. De zuiger heeft een doorsnede van $6,16 \cdot 10^{-4} \text{ m}^2$ en is helemaal uitgetrokken. Je sluit de pomp af.

- Bereken de druk van het gas als je het volume verkleint tot 0,100 l.
- Hoeveel maal is het volume kleiner geworden?
- Bereken de kracht die je moet uitoefenen om de zuiger zo ver in te drukken.

De temperatuur van het gas is constant.

Oplossing

- Vermits de hoeveelheid gas en de temperatuur constant zijn, geldt de wet van Boyle en Mariotte:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

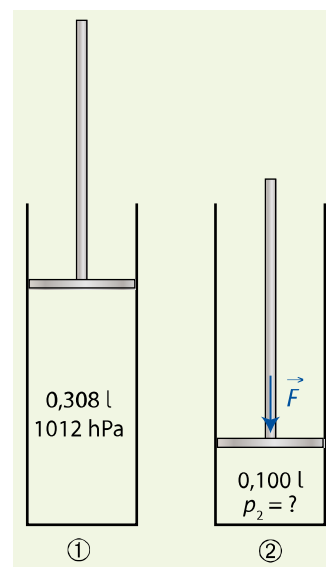
In toestand 1 is de zuiger uitgetrokken. Het volume V_1 is 0,308 l, de druk p_1 is 1012 hPa.

In toestand 2 is de zuiger ingedrukt. Het volume V_2 is 0,100 l, de druk p_2 is onbekend.

Dus

$$1012 \text{ hPa} \cdot 0,308 \text{ l} = p_2 \cdot 0,100 \text{ l}$$

$$p_2 = 312 \cdot 10^3 \text{ Pa} = 312 \cdot 10^1 \text{ hPa}$$



Je moet de eenheid liter niet omzetten, omdat je die onmiddellijk kunt schrappen.

- Het volume verandert van 0,308 l tot 0,100 l en wordt dus $0,308 / 0,100 = 3,08$ maal kleiner. De druk stijgt van 1012 hPa tot $312 \cdot 10^1 \text{ hPa}$ en wordt dus $312 \cdot 10^1 \text{ hPa} / 1012 \text{ hPa} = 3,08$ maal groter.

Dat was te verwachten, want $p \cdot V = \text{constant}$.

- Als de zuiger is ingedrukt, is de druk van het gas $312 \cdot 10^1 \text{ hPa}$. Dat is ook de druk die je met de zuiger op het gas moet uitoefenen. Naast de kracht \vec{F} die je zelf moet uitoefenen, werkt ook de atmosferische druk op de zuiger:

$$p_{\text{gas}} = \frac{F}{A} + p_{\text{atm}}$$

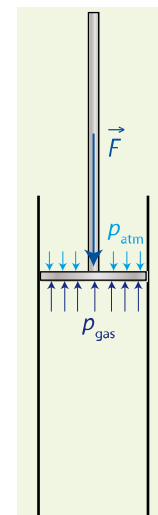
Invullen van de gegevens:

$$312 \cdot 10^1 \text{ hPa} = \frac{F}{6,16 \cdot 10^{-4} \text{ m}^2} + 1012 \text{ hPa}$$

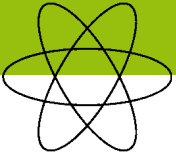
Daaruit de grootte van de kracht \vec{F} bepalen geeft:

$$F = 130 \text{ N}$$

Dat is de zwaartekracht op een massa van 13,3 kg.



We verwaarlozen het gewicht van de zuiger.



1.3

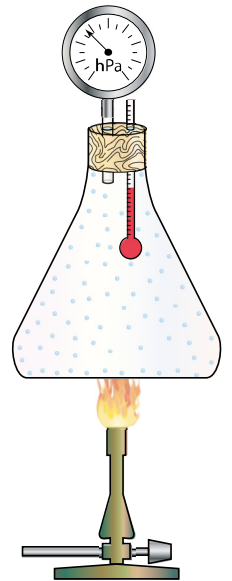
Verband tussen druk en temperatuur

1.3.1 De drukwet van Gay-Lussac



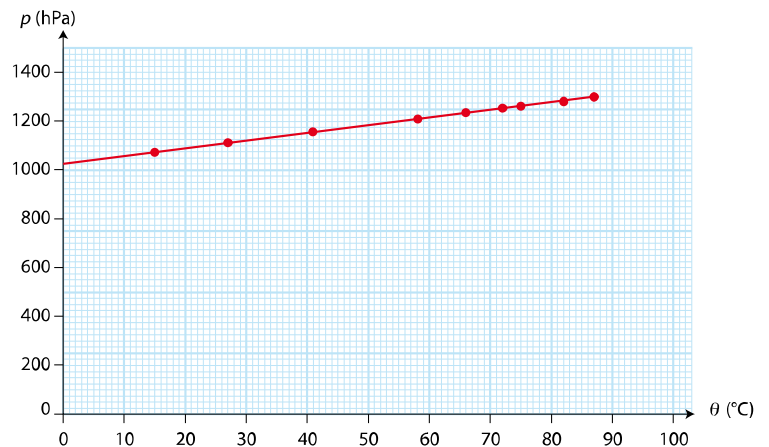
Een fietsband die in slechte staat is, kan door opwarming in de zon exploderen. Dat voorbeeld toont aan dat er een verband is tussen de druk van een hoeveelheid gas en de temperatuur ervan. Hoe hoger de temperatuur, hoe groter de druk.

We onderzoeken dat verband experimenteel: we veranderen (en meten) de temperatuur θ van een hoeveelheid gas en bepalen telkens de bijbehorende druk p . Om het volume van het gas constant te houden, sluiten we het gas op in een vat met een vast volume.



De tabel toont mogelijke resultaten.

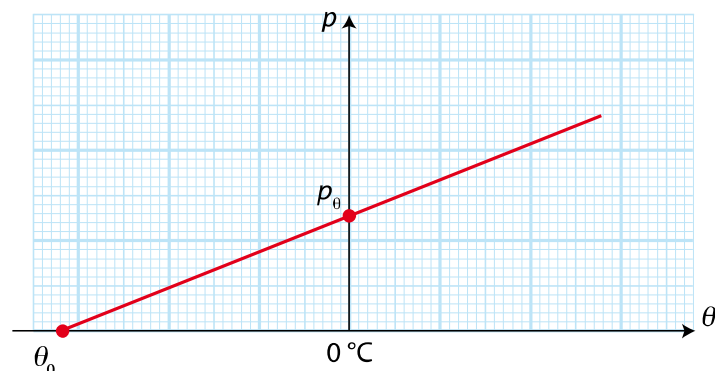
θ (°C)	p (hPa)
15	1030
27	1100
41	1150
58	1200
66	1220
72	1240
75	1250
82	1270
87	1290



De $p(\theta)$ -grafiek is een schuine rechte die niet door de oorsprong gaat. Hoe hoger de temperatuur, hoe hoger de druk. Hoe lager de temperatuur, hoe lager de druk.

Je kunt de vergelijking van een rechte ook schrijven als $y = a \cdot x + b$

Als je de rechte doortrekt naar lagere temperaturen, zie je dat de druk nul wordt bij een bepaalde temperatuur. Die temperatuur stellen we voor door θ_0 . Verder zul je zien dat de temperatuur θ_0 gelijk is aan $-273 \text{ }^\circ\text{C}$ en het absolute nulpunt is.



De vergelijking van een rechte die niet door de oorsprong gaat, is $y = m \cdot x + q$

y komt hier overeen met de druk p en x met de temperatuur θ .

Dus

$$p = m \cdot \theta + q \quad (1)$$

Bij $0 \text{ }^\circ\text{C}$ is de druk p_0 :

$$p(0 \text{ }^\circ\text{C}) = m \cdot 0 \text{ }^\circ\text{C} + q$$

$$p_0 = q \quad (2)$$

Bij temperatuur θ_0 is de druk nul:

$$p(\theta_0) = m \cdot \theta_0 + q$$

$$0 \text{ Pa} = m \cdot \theta_0 + q$$

$$m = -\frac{q}{\theta_0}$$

(2) invullen geeft

$$m = -\frac{p_0}{\theta_0} \quad (3)$$

(2) en (3) invullen in (1) geeft

$$p = -\frac{p_0}{\theta_0} \cdot \theta + p_0$$

$$p = p_0 \left(1 - \frac{\theta}{\theta_0}\right)$$



Voor een hoeveelheid gas in een constant volume geldt

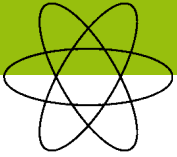
$$p = p_0 \left(1 - \frac{\theta}{\theta_0}\right)$$

Verder zul je ook de *volumewet* van Gay-Lussac leren.

p is de druk van het gas; p_0 is de druk bij $0 \text{ }^\circ\text{C}$; θ_0 is gelijk aan $-273 \text{ }^\circ\text{C}$, het absolute nulpunt. Dat is de **drukwet van Gay-Lussac**.



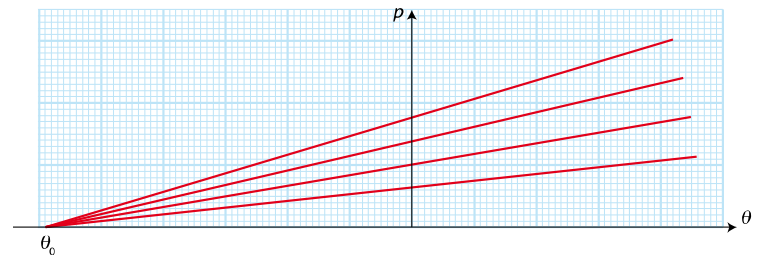
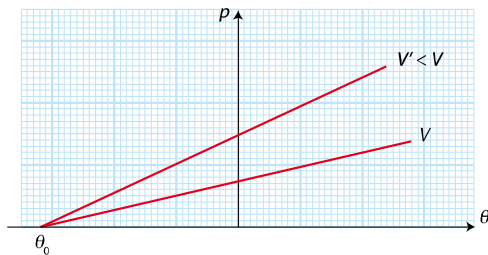
Louis Joseph Gay-Lussac
(1778-1850)



1.3.2 Isochoren

De term *isochoor* komt van het Grieks: iso is gelijk; choro betekent ruimte, volume.

De drukwet van Gay-Lussac geldt slechts als het volume van het gas constant is. Daarom noemt men de rechte een **isochoor**.

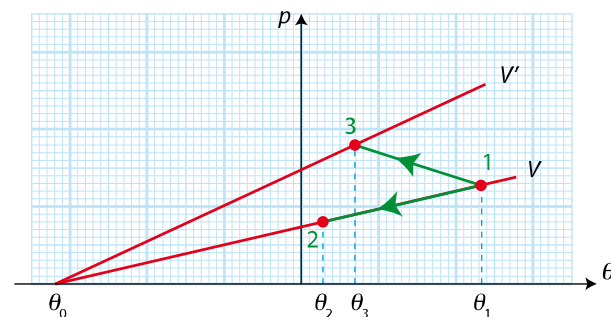


Herhaal je het experiment voor dezelfde hoeveelheid gas in een ander volume, dan vind je opnieuw een schuine rechte. Voor een kleiner volume is de isochoor steiler, voor een groter volume is hij minder steil.

Merkwaardig is wel dat alle isochoren door het punt θ_0 gaan, voor gelijk welk gas, voor gelijk welke hoeveelheid gas, bij gelijk welk volume!

De **toestand** van de hoeveelheid gas wordt weergegeven door een punt in het (p, θ) -vlak, bijvoorbeeld punt 1.

Als de toestand van het gas verandert, ondergaat het een **proces**.



De lijn van 1 naar 2 geeft het proces weer als het gas wordt afgekoeld tot temperatuur θ_2 en het volume gelijk blijft aan V : het gas volgt de isochoor. Het gas ondergaat een **isochoor proces**.

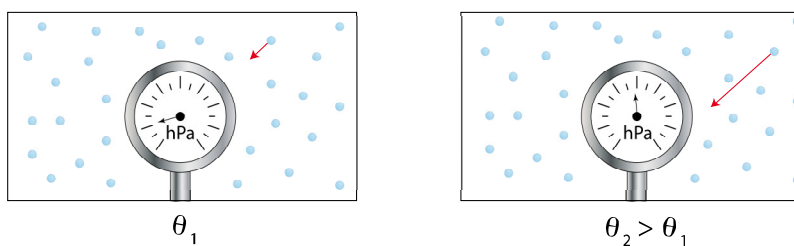
De lijn van 1 naar 3 geeft het proces weer als het gas wordt afgekoeld tot temperatuur θ_3 en het volume daalt tot V' . Het gas volgt de isochoor niet. Het gas ondergaat geen isochoor proces.

1.3.3 Verklaring met het deeltjesmodel

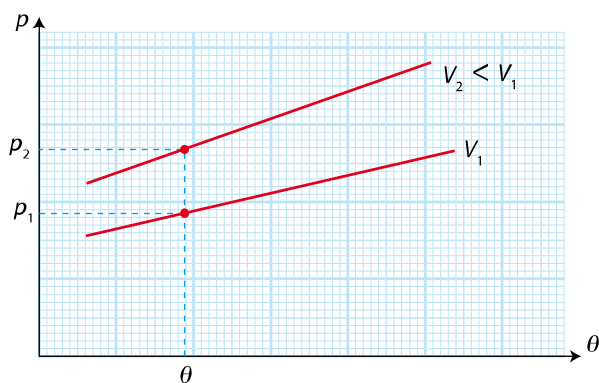
- **Waarom de druk van een hoeveelheid gas stijgt als de temperatuur stijgt**

De druk van het gas op een oppervlak is een gevolg van de botsingen van de gasdeeltjes tegen dat oppervlak.

Hoe hoger de temperatuur, hoe sneller de deeltjes bewegen, hoe harder ze op het oppervlak botsen en hoe hoger de druk.



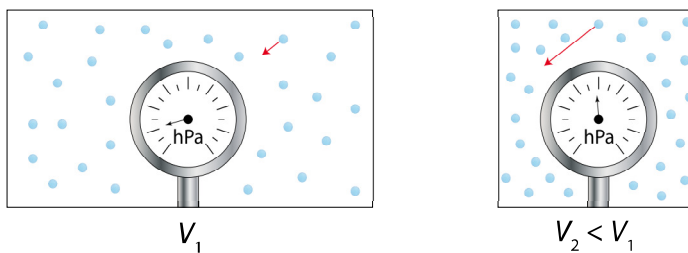
- **Waarom een isochoor steiler is als het volume kleiner is**



Bij temperatuur θ en volume V_1 heeft het gas een druk p_1 .

Bij temperatuur θ en volume $V_2 < V_1$ is de druk p_2 .

De druk p_2 is groter dan de druk p_1 omdat er in een kleiner volume meer deeltjes per cm^3 zijn en dus meer botsingen per seconde.



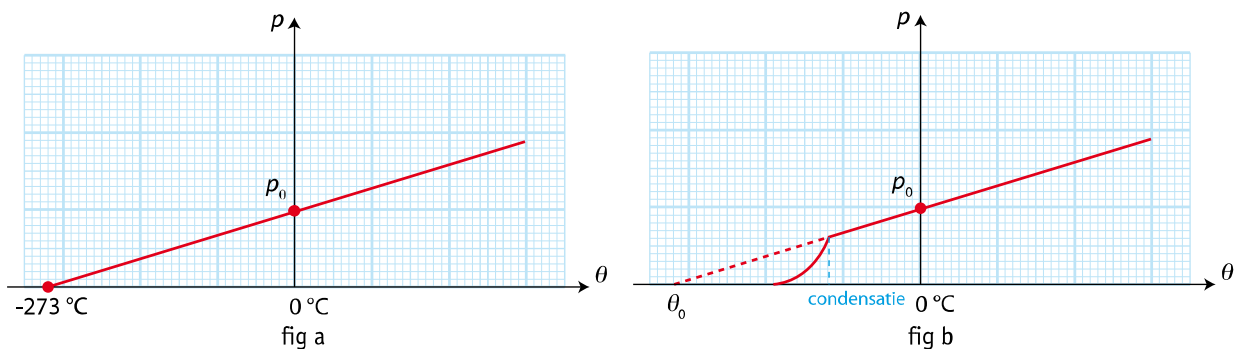


1.4

Het absolute nulpunt

Als je de $p(\theta)$ -rechte doortrekt naar lagere temperaturen, wordt de druk nul bij $-273\text{ }^\circ\text{C}$ (fig. a). We zagen reeds dat elke isochoor door dat punt gaat. Dat moet dus wel een bijzonder punt zijn!

In realiteit blijft een gas de grafiek van fig. a niet volgen bij afkoeling. Bij een bepaalde temperatuur condenseert het gas en daalt de druk zeer sterk (fig. b). Dat is een gevolg van de cohesiekracht tussen de deeltjes. Bij een bepaalde temperatuur bewegen de deeltjes zo traag, dat ze door de cohesiekracht aan elkaar 'kleven': het gas gaat over naar vloeistof.



Sommige gassen, zoals helium en waterstof, condenseren pas bij een zeer lage temperatuur, omdat de cohesiekracht tussen de deeltjes van die gassen zeer klein is.

Het lijkt er op dat *hoe kleiner de cohesiekracht is, hoe dichter de lijn bij $-273\text{ }^\circ\text{C}$ geraakt*. Als er geen cohesiekracht is, is er geen condensatie en zou de lijn tot in punt $-273\text{ }^\circ\text{C}$ gaan.

Bij die temperatuur is de druk nul. Dat betekent dat de deeltjes bij die temperatuur niet meer zouden botsen, dus niet meer bewegen. Een lagere temperatuur is niet mogelijk. Afkoelen betekent immers: de deeltjes trager doen bewegen, maar als de deeltjes al in rust zijn, kan dat niet.

Daarom *definieert* men $-273\text{ }^\circ\text{C}$ als het **absolute nulpunt**.

Lagere temperaturen dan $-273\text{ }^\circ\text{C}$ zijn niet mogelijk. Daarom voerde men een nieuwe temperatuurschaal in, de absolute temperatuurschaal of de **kelvinschaal**, met $-273\text{ }^\circ\text{C}$ als nulpunt.

Het symbool voor de absolute temperatuur is T .

De eenheid van absolute temperatuur is de kelvin, genoemd naar William Thomson (Lord Kelvin). Dat is ook de SI-eenheid voor temperatuur.

Dat is een *definitie*: We kunnen dat niet bewijzen, omdat er geen enkel gas is waarvoor de cohesiekracht tussen de deeltjes nul is! Zo'n 'ideaal' gas bestaat niet.

Men zegt niet *273 graden kelvin*, maar *273 kelvin*.

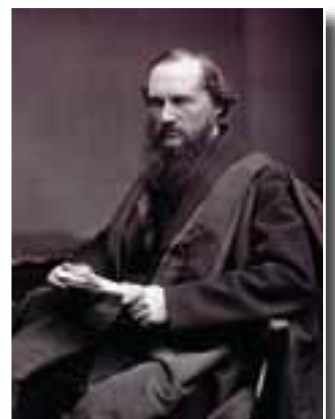


DEFINITIE

De laagst mogelijke temperatuur is $-273\text{ }^\circ\text{C}$. Dat is het absolute nulpunt.

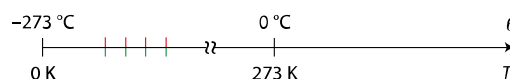
De absolute temperatuur T heeft als nulpunt $0\text{ K} = -273\text{ }^\circ\text{C}$.

Eén schaaldeel op de kelvinschaal komt overeen met één schaaldeel op de celsiusschaal.



Lord Kelvin (1824 – 1907)

In feite is het absolute nulpunt $-273,15\text{ }^\circ\text{C}$, maar we ronden dat af tot $-273\text{ }^\circ\text{C}$.



1.5

De gaswetten in kelvin

We kunnen de wet van Boyle en Mariotte en de drukwet van Gay-Lussac ook uitdrukken in de absolute temperatuur in plaats van in de celsiustemperatuur.

1.5.1 De wet van Boyle en Mariotte

Als de temperatuur in graden Celsius constant blijft, blijft ze uiteraard ook constant in kelvin:



Voor een hoeveelheid gas bij constante temperatuur T geldt

$$p \cdot V = \text{constant} \quad \text{of} \quad p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

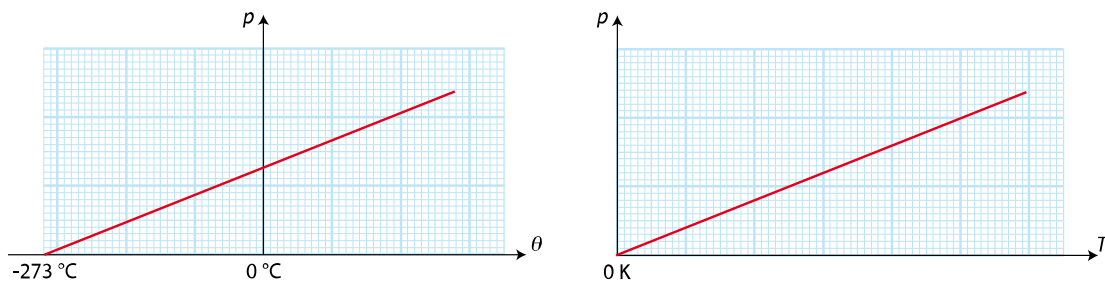
Dat is de wet van Boyle en Mariotte in kelvin.

1.5.2 De drukwet van Gay-Lussac

Volgens de drukwet van Gay-Lussac geldt

$$p = p_0 \left(1 - \frac{\theta}{\theta_0} \right)$$

De p -as staat in het punt 0°C . De $p(\theta)$ -grafiek is een schuine rechte die door het punt -273°C gaat. Drukken we de wet uit in kelvin, dan kiezen we -273°C (0 K) als oorsprong en verschuift de p -as naar dat punt.



De $p(T)$ -grafiek is een rechte door de oorsprong.

Dat betekent dat de druk recht evenredig is met de absolute temperatuur T van het gas:

$$\frac{p}{T} = \text{constant}$$

en dus

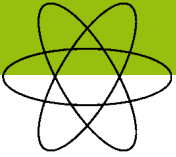
$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$



Voor een hoeveelheid gas in een constant volume geldt

$$p \sim T \quad \text{of} \quad \frac{p}{T} = \text{constant} \quad \text{of} \quad \frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

Dat is de **drukwet van Gay-Lussac in kelvin**.

**OEFENING****Opwarmen van een autoband**

Een autoband heeft een absolute druk van 3,25 bar en temperatuur 12 °C. Na een rit is de temperatuur van de band 36 °C. Bereken de druk in de band bij die temperatuur. Veronderstel dat het volume van de band constant blijft.

Oplossing

Vermits de hoeveelheid gas en het volume constant zijn, geldt de drukwet van Gay-Lussac:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad (1)$$

In toestand 1 is temperatuur van de band 12 °C en de druk 3,25 bar.

In toestand 2 is temperatuur van de band 36 °C, de druk is gevraagd.

We zetten eerst de temperaturen om naar kelvin:

$$12 \text{ °C} \rightarrow (12 + 273) \text{ K} = 285 \text{ K}$$

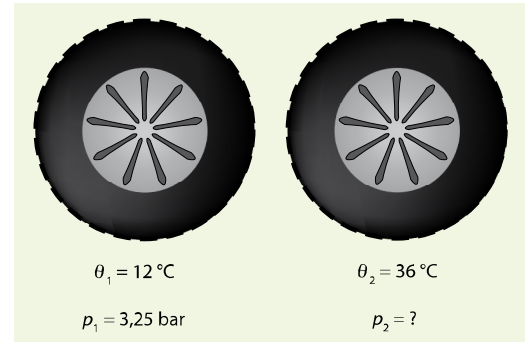
$$36 \text{ °C} \rightarrow (36 + 273) \text{ K} = 309 \text{ K}$$

Invullen in (1) geeft

$$\frac{3,25 \text{ bar}}{285 \text{ K}} = \frac{p_2}{309 \text{ K}}$$

En dus

$$p_2 = 3,52 \text{ bar}$$

**1.6****De algemene gaswet****1.6.1 Van twee gaswetten naar één**

De wet van Boyle en Mariotte geldt voor een hoeveelheid gas als de temperatuur ervan constant is.

$$p \sim 1/V \quad T \text{ constant}$$

De drukwet van Gay-Lussac geldt voor een hoeveelheid gas als het volume ervan constant is.

$$p \sim T \quad V \text{ constant}$$

Daaruit volgt dat voor een hoeveelheid gas geldt

$$p \sim \frac{T}{V} \quad \text{of} \quad \frac{p \cdot V}{T} = \text{constant}$$

$$\text{en dus} \quad \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$



Voor een hoeveelheid gas geldt

$$\frac{p \cdot V}{T} = \text{constant} \quad \text{of} \quad \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Oef. 12 maakt duidelijk hoe je dit kunt bewijzen.

1.6.2 De algemene gaswet

Voor een hoeveelheid gas geldt

$$\frac{p \cdot V}{T} = \text{constant}$$

De stofhoeveelheid n is 'het aantal mol' gas. Zie appendix p. ???
Verklaar dat met het deeltjesmodel.

Die constante hangt af van de stofhoeveelheid n van het gas.

Hoe groter de stofhoeveelheid n , hoe groter de verhouding $\frac{p \cdot V}{T}$.
Experimenteel stelt men vast dat

$$\frac{p \cdot V}{T} \sim n \quad \text{of} \quad \frac{p \cdot V}{T \cdot n} = \text{constant}$$

Die constante blijkt voor alle gassen dezelfde waarde te hebben!

Men noemt ze daarom de **algemene gasconstante**, symbool R .

Experimenteel vindt men

$$R = 8,31 \text{ J/(K mol)}$$

Controleer de eenheden voor R .



Voor elk gas geldt

$$\frac{p \cdot V}{T \cdot n} = R \quad \text{met } R = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{K mol}} \text{ (algemene gasconstante)}$$

Dat is de **algemene gaswet**.

1.6.3 De specifieke gasconstante

Voor de massa van een gas geldt

$$m = n \cdot M$$

M is de molaire massa van het gas.

en dus

$$n = \frac{m}{M}$$

Dat invullen in de algemene gaswet

$$\frac{p \cdot V}{T} = n \cdot R$$

geeft

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{m}{M} \cdot R \quad \text{of} \quad \frac{p \cdot V}{T} = m \cdot \frac{R}{M}$$

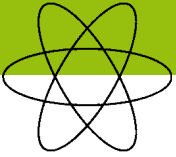
De molaire massa M verschilt van gas tot gas. De verhouding R / M is dus afhankelijk van het gas in kwestie. Men noemt ze de **specifieke gasconstante** r :

$$r = \frac{R}{M}$$

en dus

$$\frac{p \cdot V}{T} = m \cdot r \quad \text{of} \quad \frac{p \cdot V}{T \cdot m} = r$$

De algemene gaswet in deze vorm is interessant als je niet de stofhoeveelheid n , maar de massa m van het gas kent. Je moet dan wel de specifieke gasconstante van het gas kennen of berekenen!



N_A is het getal van Avogadro.
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ deeltjes /mol

1.6.4 De constante van Boltzmann

Voor het aantal deeltjes van een gas geldt

$$N = n \cdot N_A$$

en dus

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Dat invullen in de algemene gaswet

$$\frac{p \cdot V}{T} = n \cdot R$$

geeft

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{N}{N_A} \cdot R$$

of

$$\frac{p \cdot V}{T} = N \cdot \frac{R}{N_A}$$

De verhouding R / N_A is voor alle gassen dezelfde en noemt men de constante van Boltzmann, k :

$$k = \frac{R}{N_A} = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$$

Reken dat na. Controleer de eenheden van k .

Bijgevolg

$$\frac{p \cdot V}{T} = N \cdot k$$

of

$$\frac{p \cdot V}{T \cdot N} = k$$



Afhankelijk van hoe je een hoeveelheid gas uitdrukt, kun je de algemene gaswet op verschillende manieren uitdrukken:

$$n \quad \rightarrow \quad \frac{p \cdot V}{T \cdot n} = R \quad R \text{ is de algemene gasconstante}$$

$$m \quad \rightarrow \quad \frac{p \cdot V}{T \cdot m} = r \quad r \text{ is de soortelijke gasconstante}$$

$$N \quad \rightarrow \quad \frac{p \cdot V}{T \cdot N} = k \quad k \text{ is de constante van Boltzmann}$$

1.6.5 Absolute temperatuur en het deeltjesmodel

De laatste vorm van de algemene gaswet kun je ook schrijven als

$$p \cdot V = k \cdot T \cdot N \quad (1)$$

De druk van een gas is een gevolg is van de botsingen van de gasdeeltjes. Hoe meer deeltjes in een volume, hoe meer botsingen en hoe groter de druk. Hoe sneller de deeltjes bewegen, hoe krachtiger de botsingen en hoe groter de druk. Daarop steunend kan men aantonen dat de druk van een gas gegeven wordt door

$$p = \frac{2}{3} \cdot \frac{N}{V} \cdot E_{\text{kin}}$$

N is het aantal gasdeeltjes in het volume V .

E_{kin} is de (gemiddelde) kinetische energie van de gasdeeltjes.

Deze formule kunnen we ook schrijven als

$$p \cdot V = \frac{2}{3} \cdot N \cdot E_{\text{kin}} \quad (2)$$

Uit (1) en (2) volgt

$$k \cdot T \cdot N = \frac{2}{3} \cdot N \cdot E_{\text{kin}}$$

en dus

$$T = \frac{2}{3 \cdot k} \cdot E_{\text{kin}}$$

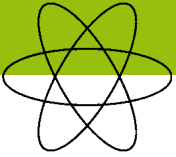
$$T \sim E_{\text{kin}}$$

Deze formule legt een verband tussen een grootheid die we rechtstreeks kunnen waarnemen en meten, een grootheid op 'mensschaal', nl. de absolute temperatuur en een grootheid op deeltjesniveau, een grootheid die we niet rechtstreeks kunnen waarnemen, nl. de kinetische energie van de gasdeeltjes: de absolute temperatuur van een gas is recht evenredig met de (gemiddelde) kinetische energie per gasdeeltje. Als de absolute temperatuur van een gas verdubbelt, verdubbelt de gemiddelde kinetische energie per gasdeeltje! Dat geldt ook voor vloeistoffen en vaste stoffen.



De absolute temperatuur is recht evenredig met de (gemiddelde) kinetische energie van de deeltjes van een stof:

$$T \sim E_{\text{kin}}$$



1.6.6 Het normvolume van een gas

Uit de algemene gaswet volgt

$$V = \frac{R \cdot T \cdot n}{p}$$

Het volume van een gas hangt af van de temperatuur T , de stofhoeveelheid n en de druk p van het gas.



DEFINITIE

Als de temperatuur van het gas 273 K is en de druk 1013 hPa, bevindt het gas zich bij 'standaardomstandigheden' of de normtoestand (STP-omstandigheden).

STP is een afkorting voor *standard temperature and pressure*

Het volume van 1 mol gas bij STP-omstandigheden is

$$V = \frac{R \cdot T \cdot n}{p} = \frac{8,31 \text{ J/(K mol)} \cdot 273 \text{ K} \cdot 1 \text{ mol}}{1013 \cdot 10^2 \text{ Pa}} = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 22,4 \text{ l}$$



Het normvolume voor 1 mol van gelijk welk gas is 22,4 liter.



OEFENING

De hoeveelheid lucht in een klaslokaal

Een klaslokaal heeft lengte 13,0 m, breedte 8,50 m en hoogte 3,20 m. De luchtdruk is er 1019 hPa en de temperatuur 20,0 °C.

- Bereken de stofhoeveelheid lucht in het lokaal.
- Bereken de massa lucht.
- Bereken het aantal deeltjes.

Oplossing

- a) Uit de algemene gaswet volgt

$$n = \frac{p \cdot V}{T \cdot R}$$

We berekenen het volume van het lokaal:

$$V = l \cdot b \cdot h = 13,0 \text{ m} \cdot 8,50 \text{ m} \cdot 3,20 \text{ m} = 354 \text{ m}^3$$

We zetten de temperatuur om naar kelvin:

$$20,0 \text{ °C} \rightarrow (20,0 + 273) \text{ K} = 293 \text{ K}$$

Dus:

$$n = \frac{1019 \text{ hPa} \cdot 354 \text{ m}^3}{293 \text{ K} \cdot 8,31 \text{ J/(K mol)}} = \frac{1019 \cdot 10^2 \text{ Pa} \cdot 354 \text{ m}^3}{293 \text{ K} \cdot 8,31 \text{ J/(K mol)}} = 14,8 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

- b) De massa lucht is

$$m = n \cdot M \\ = 14,8 \cdot 10^3 \text{ mol} \cdot 29,0 \text{ g/mol} = 429 \cdot 10^3 \text{ g} = 429 \text{ kg}$$

- c) Het aantal deeltjes is

$$N = n \cdot N_A \\ = 14,8 \cdot 10^3 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ deeltjes/mol} \\ = 8,91 \cdot 10^{27} \text{ deeltjes}$$

1.7

Verband tussen volume en temperatuur

Een luchtballon bevat een hoeveelheid lucht bij atmosferische druk. Om de ballon te laten opstijgen, wordt de lucht verwarmd. Daardoor zet de massa lucht uit. Lucht wordt buiten de ballon geduwd, de massadichtheid van de ballon daalt en de ballon stijgt op. Dat voorbeeld maakt duidelijk dat er een verband is tussen het volume en de temperatuur van een hoeveelheid gas bij constante druk. Dat verband kun je op twee manieren afleiden: ofwel uit de algemene gaswet ofwel experimenteel.

1.7.1 Afleiding uit de algemene gaswet

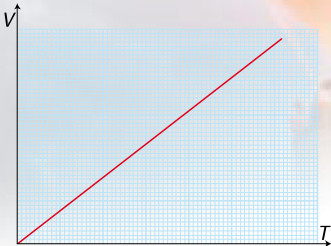
Uit de algemene gaswet volgt

$$\frac{V}{T} = \frac{R \cdot n}{p}$$

Als de stofhoeveelheid gas n en de druk p constant zijn, is het rechterlid constant en geldt

$$\frac{V}{T} = \text{constant en dus } V \sim T$$

Het volume van een hoeveelheid gas bij constante druk is recht evenredig met de absolute temperatuur. De $V(T)$ -grafiek is een rechte door de oorsprong.



Voor een hoeveelheid gas bij constante druk geldt

$$V \sim T \quad \text{of} \quad \frac{V}{T} = \text{constant} \quad \text{of} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Dat is de **volumewet van Gay-Lussac**.

FLASH De deductieve methode



Bij het afleiden van een verband tussen twee grootheden ga je dikwijls experimenteel te werk. Je laat één grootheid variëren, ziet hoe de andere grootheid verandert, zet dat uit in een grafiek en leidt daar het verband (de wet) uit af. Dat noemt men de **inductieve methode**.

Je kunt het verband tussen grootheden ook theoretisch afleiden, niet door te steunen op experimenten, maar op bestaande wetten en formules, op een model of een hypothese. Bovenstaande afleiding van de volumewet van Gay-Lussac is daarvan een voorbeeld. Dat noemt men de **deductieve methode**.

De zo gevonden wet kan daarna ook experimenteel gecontroleerd worden. Dat doen we in volgend punt.

De inductieve en de deductieve methode gaan zo hand in hand.

Hou wel voor ogen dat een wet nooit 'bewezen' is: nieuwe ontdekkingen, inzichten, experimenten ... kunnen er toe leiden dat wetten en modellen moeten aangepast worden.



1.7.2 Experimentele controle

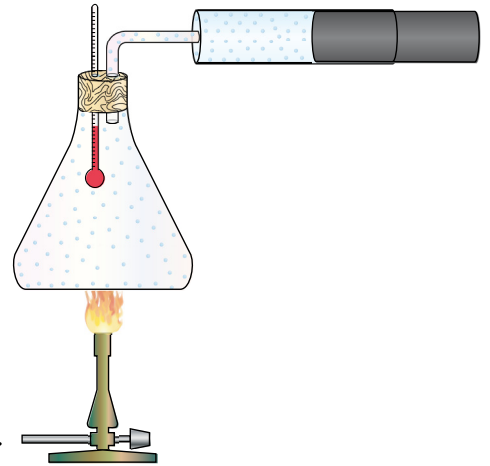
De volumewet van Gay-Lussac zegt dat

$$V \sim T$$

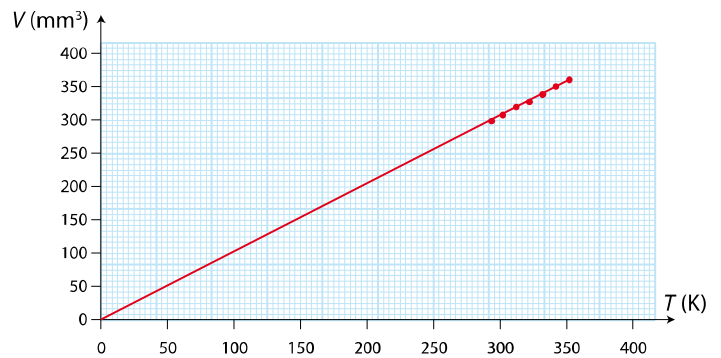
voor een hoeveelheid gas bij constante druk.

Je kunt dat ook experimenteel controleren. Om de druk constant te houden, sluiten we het gas op in een vat met een beweeglijke zuiger, bv. een kolf verbonden met een meetspuit.

Bij verwarming zet het gas uit. We meten telkens de temperatuur T en het overeenkomstig volume V van het gas. De tabel toont de resultaten.



T (K)	V (mm ³)
295	300
303	307
313	317
323	330
333	340
343	351
353	364



In de praktijk gaat de rechte niet juist door de oorsprong, omwille van meetfouten.

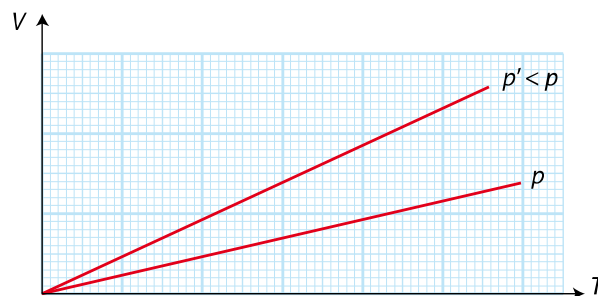
De $V(T)$ -grafiek is een rechte die door de oorsprong gaat!

De volumewet van Gay-Lussac zoals we die uit de algemene gaswet hebben afgeleid, wordt door het experiment bevestigd!

1.7.3 Isobaren

De term *isobaar* komt van het Grieks: iso is gelijk; baros betekent zwaar.

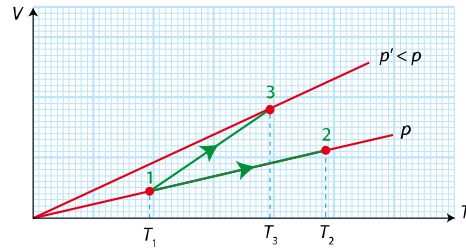
De volumewet van Gay-Lussac geldt slechts als de druk op (van) het gas constant is. Daarom noemt men de rechte een **isobaar**.



Herhaal je het experiment voor dezelfde hoeveelheid gas bij een andere druk, dan vind je opnieuw een rechte door de oorsprong. Dat was te verwachten, omdat de volumewet van Gay-Lussac zoals we die hebben afgeleid, geldt bij gelijk welke druk. Bij een kleinere druk is de isobaar steiler, bij een grotere druk is hij minder steil.



De **toestand** van de hoeveelheid gas wordt weergegeven door een punt in het (V,T) -vlak, bijvoorbeeld punt 1. Als de toestand van het gas verandert, ondergaat het een **proces**.

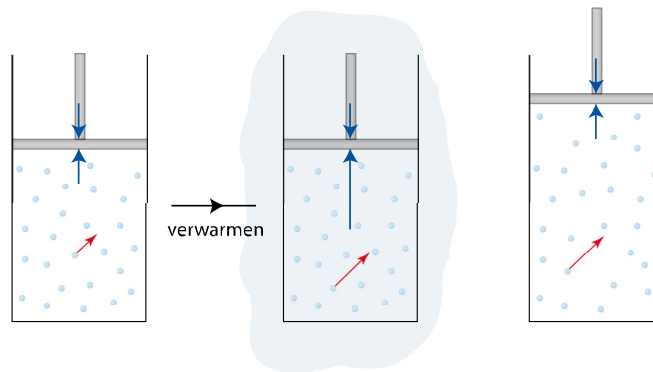


De lijn van 1 naar 2 geeft het proces weer als het gas wordt verwarmd tot temperatuur T_2 en uitzet tot volume V_2 . De druk blijft gelijk aan p : het gas volgt de isobaar. Het gas ondergaat een **isobaar proces**. De lijn van 1 naar 3 geeft het proces weer als het gas wordt verwarmd en uitzet tot volume V_3 , waarbij de druk daalt tot p' . Het gas volgt de isobaar niet. Het gas ondergaat geen isobaar proces.

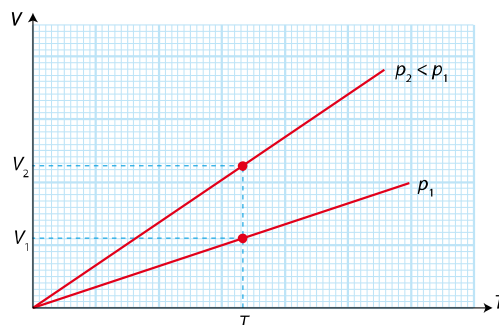
1.7.4 Verklaring met het deeltjesmodel

- **Waarom het volume toeneemt als de temperatuur van het gas stijgt**

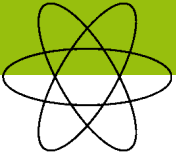
Als de temperatuur stijgt, gaan de gasdeeltjes sneller bewegen en neemt de druk van het gas toe. Maar dan is de zuiger niet meer in evenwicht: hij wordt naar buiten gedrukt en het volume neemt toe. Daardoor daalt de druk van het gas (wet van Boyle en Mariotte). Als de druk van het gas terug gelijk is aan de druk op het gas, is de zuiger terug in evenwicht.



- **Waarom de isobaar steiler is als de druk kleiner is**



Bij temperatuur T en druk p_1 heeft het gas een volume V_1 .
 Bij temperatuur T en druk $p_2 < p_1$ is het volume V_2 .
 Het volume V_2 is groter dan het volume V_1 : bij een lagere druk neemt het gas immers een groter volume in.



1.8

De wet van Dalton



John Dalton (1766 –1844)

Lucht is een mengsel van verschillende gassen: zuurstof, stikstof, argon, koolstofdioxide, waterdamp, radon ...

De deeltjes van elk gas bewegen en botsen. Daardoor oefent elk van die gassen een druk uit. De luchtdruk is een gevolg van de druk van al die gassen.

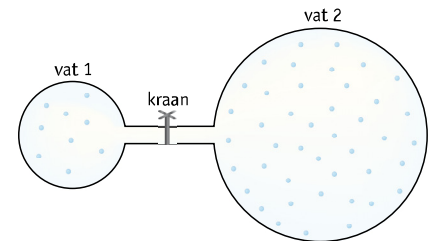
John Dalton, een Engels geleerde, leidde in 1804 de formule af waarmee je de druk van een mengsel van gassen kunt berekenen die niet met elkaar reageren. Die formule is naar hem de wet van Dalton genoemd. We leiden die wet af door gebruik te maken van de algemene gaswet. Dalton kon dat niet, omdat die wet toen nog niet gekend was!

Beschouw de opstelling in de figuur.

Vat 1 bevat een stofhoeveelheid n_1 van gas 1 met volume V_1 en druk p_1 .

Vat 2 bevat een stofhoeveelheid n_2 van gas 2 met volume V_2 en druk p_2 .

De temperatuur T is voor beide gassen dezelfde. De kraan is dicht. De wet van Dalton laat toe de druk te berekenen dat het gasmengsel in de totale ruimte uitoefent als de kraan geopend wordt.



Voor gas 1 in volume V_1 geldt

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T \cdot R} = n_1 \quad (1)$$

Voor gas 2 in volume V_2 geldt

$$\frac{p_2 \cdot V_2}{T \cdot R} = n_2 \quad (2)$$

Als de kraan wordt geopend, is de stofhoeveelheid $n_1 + n_2$, het totale volume $V_1 + V_2$ en de druk van het mengsel p . Volgens de algemene gaswet geldt

$$\frac{p \cdot (V_1 + V_2)}{T \cdot R} = n_1 + n_2$$

We gebruiken de vergelijkingen (1) en (2) om n_1 en n_2 te substitueren:

$$\frac{p \cdot (V_1 + V_2)}{T \cdot R} = \frac{p_1 \cdot V_1}{T \cdot R} + \frac{p_2 \cdot V_2}{T \cdot R}$$

Daaruit volgt

$$p = p_1 \cdot \frac{V_1}{V_1 + V_2} + p_2 \cdot \frac{V_2}{V_1 + V_2}$$

De term $p_1 \cdot \frac{V_1}{V_1 + V_2}$ is de druk die gas 1 zou uitoefenen, als het alleen het totale volume $V_1 + V_2$ zou vullen.

Men noemt dat de partiële druk van gas 1. De term $p_2 \cdot \frac{V_2}{V_1 + V_2}$ is de partiële druk van gas 2.

Ga dat na.



De totale druk van een mengsel van gassen is gelijk aan de som van de partiële drukkun van die gassen:

$$p = p_1 \cdot \frac{V_1}{V_1 + V_2} + p_2 \cdot \frac{V_2}{V_1 + V_2}$$

Dat is de **wet van Dalton**.

1.9

Gasmodellen

1.9.1 Het ideale gas

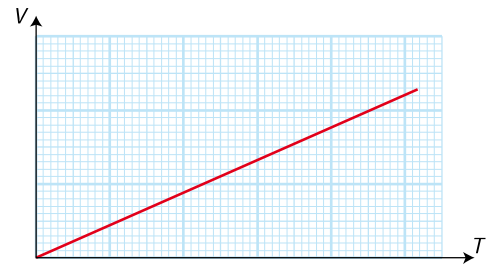
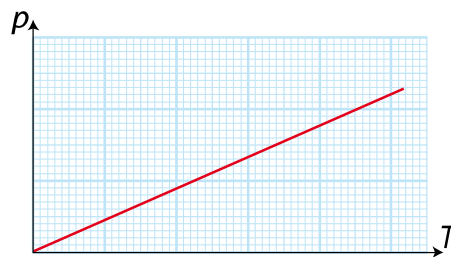
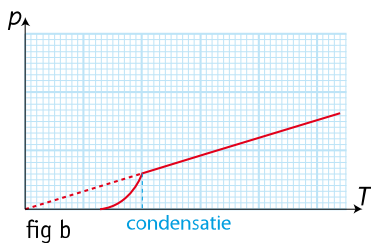
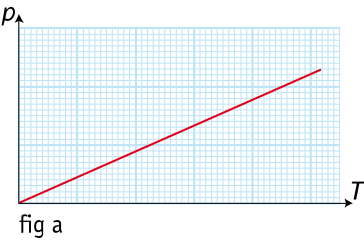
In de fysica gebruiken we modellen om de werkelijkheid te beschrijven. Vorig jaar maakte je kennis met het deeltjesmodel. Dat model beschrijft hoe materie is opgebouwd. In dit deel leerde je de algemene gaswet kennen.

Volgens die wet daalt de druk van een gas als je het afkoelt in een constant volume (drukwet van Gay-Lussac in kelvin - fig. a). In realiteit zal het gas bij een bepaalde temperatuur condenseren (fig. b). Vanaf die temperatuur wordt het gedrag van het gas niet meer beschreven door de algemene gaswet.

Een gas dat zich bij alle temperaturen en in alle omstandigheden zou gedragen volgens de algemene gaswet, zou erg interessant zijn. Zo'n gas zou 'ideaal' zijn, want daarvoor zou de algemene gaswet altijd gelden. Daarom noemen we zo'n gas ook een ideaal gas!

We leiden nu de eigenschappen af die een ideaal gas zou hebben.

- Een ideaal gas volgt de drukwet van Gay-Lussac. Zo'n gas zal niet condenseren bij afkoeling: het gas blijft gasvormig tot 0 K. De cohesiekracht tussen de deeltjes moet dus nul zijn, anders zou er wél degelijk condensatie optreden.



- Een ideaal gas volgt ook de volumewet van Gay-Lussac. Bij afkoeling bij constante druk, zal het volume afnemen en nul worden bij 0 K. Dat betekent dat het volume van de gasdeeltjes zelf nul moet zijn, anders zou het volume niet nul kunnen worden. Een deeltje met volume nul is een 'puntdeeltje', het is zo groot als een punt.

Als we de algemene gaswet gebruiken bij berekeningen, veronderstellen we dat het gas ideaal is en gebruiken we het **'ideale gas'-model**: we nemen aan dat de deeltjes puntvormig zijn en dat de cohesiekracht tussen de deeltjes nul is.

In realiteit is dat nooit waar. De algemene gaswet is altijd fout, maar in bepaalde omstandigheden is de fout zo klein (veel kleiner dan de onzekerheid op gegevens en meetresultaten) dat we ze zonder probleem mogen gebruiken. Dat is het geval

- als de dichtheid van het gas klein is: de deeltjes zitten dan ver van elkaar. Dan is de cohesiekracht klein en kunnen de deeltjes ook als puntvormig beschouwd worden;
- als de temperatuur van het gas hoog is: de gasdeeltjes bewegen dan zo snel dat de cohesiekracht weinig invloed heeft.

Lucht, waterstof, helium ... gedragen zich bij kamertemperatuur en atmosferische druk als een ideaal gas.

In de oefeningen veronderstellen we dat we te maken hebben met ideale gassen.



Een ideaal gas is een gas waarvoor de algemene gaswet altijd geldt. Zo'n gas bestaat uit puntdeeltjes waartussen de cohesiekracht nul is.



1.9.2 De gaswet van van der Waals

Ideale gassen voldoen aan de algemene gaswet:

$$p = \frac{R \cdot T \cdot n}{V}$$

Bij samengeperste gassen en bij lage temperaturen treden afwijkingen op, omdat de gasdeeltjes dan niet meer als puntvormig kunnen beschouwd worden en de cohesiekracht niet meer te verwaarlozen is.

Johannes Diderik van der Waals, een Nederlands natuurkundige, was de eerste die een formule opstelde om het gedrag van gassen in die omstandigheden te beschrijven. Hij paste het ideale gasmodel aan om zo de realiteit beter te beschrijven!



Johannes Diderik van der Waals
(1837 –1923)

Hij corrigeerde daarvoor de algemene gaswet door twee constanten a en b in te voeren.

Op de eerste plaats verving hij in de algemene gaswet het volume V door $V - n \cdot b$:

$$p = \frac{R \cdot T \cdot n}{V} \quad \rightarrow \quad p = \frac{R \cdot T \cdot n}{V - n \cdot b}$$

Op die manier wordt rekening gehouden met het feit dat de gasdeeltjes zelf ook een volume hebben. Het volume dat het gas daardoor ter beschikking heeft, is kleiner dan het volume V van het vat.

In een tweede stap wordt een term $\frac{n^2 \cdot a}{V^2}$ afgetrokken. Op die manier wordt rekening gehouden met

de cohesiekracht tussen de deeltjes. Door die cohesiekracht trekken de deeltjes elkaar aan en botsen ze minder hard op de wanden. De reële druk is daardoor wat kleiner.

$$p = \frac{R \cdot T \cdot n}{V - n \cdot b} \quad \rightarrow \quad p = \frac{R \cdot T \cdot n}{V - n \cdot b} - \frac{n^2 \cdot a}{V^2}$$

Ga dat na.

De bovenstaande formule kan omgevormd worden tot

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

Onder deze vorm wordt de gaswet van van der Waals meestal geschreven.

gas	a ($\text{m}^6 \cdot \text{Pa} / \text{mol}^2$)	b ($\cdot 10^{-5} \text{m}^3 / \text{mol}$)
argon	0,136	3,2
helium	0,0035	2,4
koolstofdioxide (CO_2)	0,364	4,3
stikstof (N_2)	0,141	3,9
waterstof (H_2)	0,025	2,7
zuurstof (O_2)	0,138	3,2



Met deze gecorrigeerde gaswet kunnen veel experimenteel gevonden eigenschappen van gassen verklaard worden, o.a. het bestaan van de kritische temperatuur (zie verder).

De **gaswet van van der Waals** houdt rekening met het feit dat gasdeeltjes geen puntdeeltjes zijn en dat de cohesiekracht niet nul is. Ze wordt gegeven door

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

a en b zijn positieve constanten die verschillen van gas tot gas.

WAT JE NA DIT DEEL MOET KENNEN EN KUNNEN.

Onderstaande items omschrijven, illustreren met voorbeelden, eventueel afleiden, verklaren, toepassen in oefeningen en denkvragen:

- De toestandsfactoren van een hoeveelheid gas.
- Het verband tussen druk en volume.
- Het verband tussen druk en temperatuur.
- Het absolute nulpunt.
- De gaswetten in kelvin.
- De algemene gaswet, de algemene gasconstante, de specifieke gasconstante, de constante van Boltzmann.
- Het verband tussen de absolute temperatuur en de kinetische energie van de deeltjes van een stof.
- STP-omstandigheden, het normvolume van 1 mol gas.
- Het verband tussen volume en temperatuur.
- De wet van Dalton.
- Het ideale gas, de gaswet van van der Waals.



1.10

Oefeningen

Grootheden waar niets over vermeld wordt, mogen als constant beschouwd worden.

REEKS 1

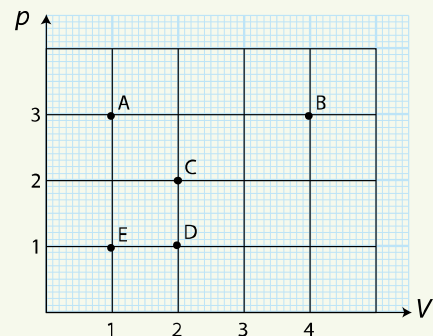
- Een hoeveelheid gas is opgesloten in een meetspuit en heeft druk p en volume V .
 - Hoe groot wordt de druk als het volume tweemaal, driemaal, tienmaal groter wordt?
 - Hoe groot wordt het volume als de druk tweemaal, driemaal, tienmaal groter wordt?
- Het volume lucht in een personenwagen is $2,400 \text{ m}^3$ en de druk bedraagt 1010 hPa . Bij een ongeval springen 4 airbags open die elk een volume hebben van 26 l . Bereken de druktoename in de wagen.
- Een luchtbelletje met een diameter van $1,0 \text{ mm}$ stijgt op in een meer vanaf 40 m diepte. Bereken de diameter ervan aan het wateroppervlak. De atmosferische druk is 1020 hPa .
- De toestand van een gas verandert van punt 1 naar punt 5 zoals op de fig. weergegeven. Hoe verandert bij elke stap de druk p , het volume V en de temperatuur T van het gas?



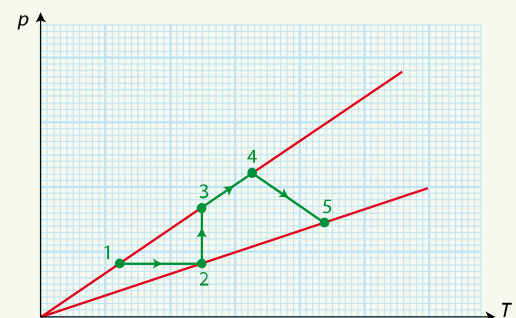
	p	V	T
$1 \rightarrow 2$			
$2 \rightarrow 3$			
$3 \rightarrow 4$			
$4 \rightarrow 5$			

- Spoel een glazen fles (met een brede Hals) om met heet water en zet onmiddellijk een zacht gekookt (en juist passend) ei op de flesopening. Verklaar wat je ziet gebeuren.

- Het (p, V) -rooster heeft betrekking op een bepaalde hoeveelheid gas. De letters geven verschillende toestanden van die hoeveelheid gas weer. Rangschik de temperaturen van laag naar hoog.



- Een kolf bevat lucht met een druk van 1020 hPa bij $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Bij welke temperatuur is de druk de helft?
- Een lege glazen fles wordt gesloten bij een atmosferische druk van 1010 hPa en temperatuur $20 \text{ }^\circ\text{C}$. Bereken de druk in de fles als ze in een diepvries gelegd wordt met temperatuur $-18 \text{ }^\circ\text{C}$.
- Een duikersfles bevat lucht bij een druk van $20,3 \text{ bar}$ bij een temperatuur van $16 \text{ }^\circ\text{C}$. Bereken de druk van het gas als
 - de fles in de zon ligt en de temperatuur stijgt tot $50 \text{ }^\circ\text{C}$;
 - de temperatuur 's nachts daalt tot $-10 \text{ }^\circ\text{C}$.
- De toestand van een gas verandert van punt 1 naar punt 5 zoals op de fig. weergegeven. Hoe verandert bij elke stap de druk p , het volume V en de temperatuur T van het gas?



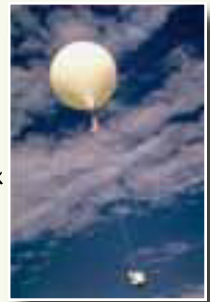
	p	V	T
$1 \rightarrow 2$			
$2 \rightarrow 3$			
$3 \rightarrow 4$			
$4 \rightarrow 5$			

11. Reken om: $200\text{ }^\circ\text{C} = \dots\text{ K}$
 $0\text{ K} = \dots\text{ }^\circ\text{C}$
 $20\text{ }^\circ\text{C} = \dots\text{ K}$
 $100\text{ K} = \dots\text{ }^\circ\text{C}$
12. In een tank met volume 100 liter heeft een gas bij $23\text{ }^\circ\text{C}$ een druk van 4,23 bar. Men brengt het gas in een tank met volume 60 l en verlaagt de temperatuur tot $-15\text{ }^\circ\text{C}$.
- Bepaal de druk van het gas. Maak enkel gebruik van de wet van Boyle en Mariotte en de drukwet van Gay-Lussac.
 - Ga na dat de verhouding $\frac{p \cdot V}{T}$ voor de twee toestanden dezelfde waarde heeft.
13. Welke wetten gelden in volgende gevallen? (Boyle en Mariotte – de drukwet van Gay-Lussac – de volumewet van Gay-Lussac – de algemene gaswet)
- Een luchtbel die opstijgt in het water ($T = \text{constant}$).
 - Het opwarmen van een band in de zon ($V = \text{constant}$).
 - Het oppompen van een fietsband ($T = \text{constant}$).
 - Een opgeblazen ballon in de diepvries leggen.
 - Voelen hoe hard een band opgepompt is.
 - Een ballon opblazen.
 - Lucht in een fietspomp samenpersen.
14. Bereken:
- de stofhoeveelheid van 10 g O_2
 - de massa van 3,15 mol He
 - het aantal deeltjes in 20 mol N_2
 - de massa van 2,3 mol waterdamp
 - het aantal deeltjes in 50 g He
 - de massa van 10 miljoen deeltjes O_2
 - de stofhoeveelheid van 50 g H_2
 - de massa van 10^{12} deeltjes CO_2
 - de massa van 10 mol $\text{C}_2\text{H}_2\text{F}_4$ (koelvlloeistof in de airco van vele wagens)
 - de massa van 1 deeltje He (in u en in g)
 - de massa van 1 mol deeltjes He (in u en in g)
15. Leid uit de algemene gaswet volgende wetten af:
- de wet van Boyle en Mariotte
 - de drukwet van Gay-Lussac
16. Bereken de specifieke gasconstante voor waterstof, helium, zuurstof.
17. a) Van welke factoren hangt de constante in de wet van Boyle en Mariotte af?
 b) Van welke factoren hangt de constante in de drukwet van Gay-Lussac af?
 c) Van welke factoren hangt de constante in de volumewet van Gay-Lussac af?

18. Wanneer hebben twee verschillende gassen dezelfde specifieke gasconstante?

19. Een ballon heeft een volume van 10,3 l en bevat gas met een druk van 1,25 hPa bij $20\text{ }^\circ\text{C}$. De ballon stijgt op. De temperatuur wordt $-10\text{ }^\circ\text{C}$ en het volume 14,6 l. Bereken de druk van het gas in de ballon op die hoogte.

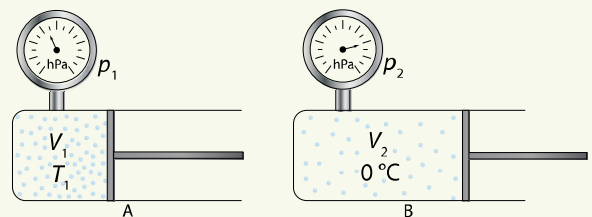
20. Een meteoballon heeft op de grond een volume van $2,0\text{ m}^3$. De atmosferische druk is 1020 hPa en de temperatuur $16\text{ }^\circ\text{C}$. Men wil dat de ballon een hoogte bereikt waar de druk 350 hPa is en de temperatuur $-30\text{ }^\circ\text{C}$. Bereken de volumeverandering van de ballon.



21. Een gas heeft een temperatuur van $10\text{ }^\circ\text{C}$ en volume 16,3 l bij een druk van 2,16 bar.

- Bereken de stofhoeveelheid gas.
- Men verwarmt het gas tot $96\text{ }^\circ\text{C}$ en vergroot het volume tot 23,7 l. Bereken de druk in die toestand.

22. Een gas gaat van toestand A naar toestand B zoals op de figuur is weergegeven.



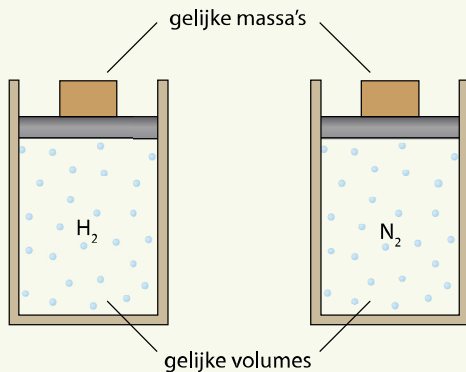
Uit de gegevens op de figuur kan je afleiden:

- $T_1 > 273\text{ K}$
- $T_1 = 273\text{ K}$
- $T_1 < 273\text{ K}$
- Er is geen uitspraak mogelijk over T_1 .

(Vlaamse Fysica-Olympiade 2002)



23. a) Bereken de temperatuur voor beide gassen als de massa gas in elk vat dezelfde is.
b) Bereken de stofhoeveelheid voor beide gassen als de temperatuur van de gassen dezelfde is.



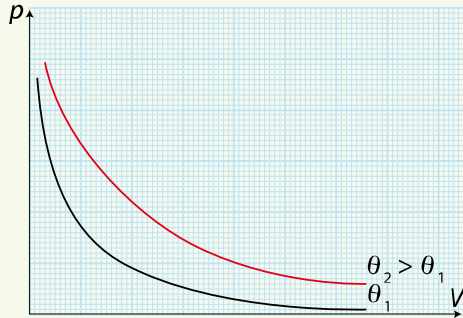
24. Bij een airbag zorgt een chemische reactie er voor dat stikstofgas in de zak geblazen wordt. De airbag krijgt een druk van 1,29 bar, een volume van 22 l en een temperatuur van 29 °C.
- Bereken de stofhoeveelheid stikstof in de airbag.
 - Bereken de massa stikstofgas.
25. In een band met een volume van 8,5 liter zit 15 gram lucht bij een temperatuur van 15 °C.
- Bereken de absolute druk in de band.
 - Men pompt extra lucht in de band. Hierdoor stijgt de temperatuur tot 28 °C, het volume tot 9,3 liter en de druk tot 3,4 bar. Bereken de massa van de extra lucht.
26. Een klaslokaal heeft afmetingen breedte 8,0 m, lengte 13,0 m en hoogte 3,20 m. De luchtdruk is er 1019 hPa en de temperatuur 12 °C. Men verwarmt het lokaal tot 20 °C. Veronderstel dat het lokaal een gesloten systeem vormt.
- Bereken de druk in het lokaal bij 20 °C.
 - Waarom gaat er lucht naar buiten als een raam geopend wordt bij 20 °C? Bereken het volume daarvan.
27. Een gasfles met volume 40 l bevat 0,500 kg H₂-gas op 20 °C. Bereken de druk van het gas in de fles.
28. Om ballonnen te vullen gebruikt Gerald een gasfles gevuld met 1,13 g He-gas. Het gas in de fles heeft een temperatuur van 15 °C en een volume van 50 l.
- Bereken de druk in de fles.
 - Hoeveel ballonnen kan hij theoretisch vullen als elke ballon een volume heeft van 9,10 l, druk 1,038 bar en temperatuur 15 °C?
 - Hoeveel ballonnen heeft hij gevuld als de druk in de fles gedaald is tot 20 bar?



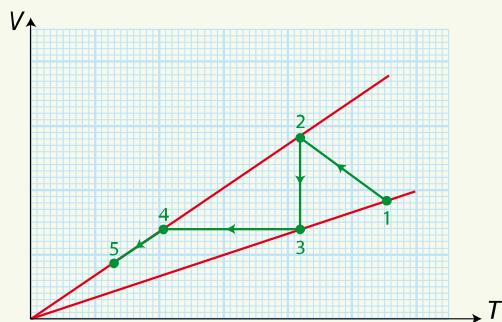
29. Een vat met volume 0,500 l bevat stikstofgas bij 18 °C en druk 1098 hPa. Bereken de massa gas in het vat.
30. De lucht in een autoband heeft een druk van 2,3 bar, volume 24,6 l en temperatuur 14 °C. Volgens de technische gegevens moet de band 2,9 bar druk hebben. Hoeveel g lucht moet in de band gepompt worden? Onderstel dat de temperatuur constant blijft en het volume van de band 25,3 l wordt.
31. Een klaslokaal heeft lengte 8,15 m, breedte 6,25 m en hoogte 3,28 m. De atmosferische druk bedraagt 1013 hPa en de temperatuur 18 °C.
- Bereken de massa lucht in die ruimte.
 - Hoeveel 'luchtdeeltjes' zijn er per cm³?
 - Bereken het beschikbare volume per deeltje.
 - Het volume van een luchtdeeltje bedraagt ongeveer 10⁻²⁴ cm³. Hoeveel maal is het beschikbare volume per deeltje groter?
32. Verklaar volgende verschijnselen:
- De werking van een pipet.
 - De werking van een fietspomp.
 - Een lege petfles die je in een diepvries legt, wordt in mekaar gedrukt.
 - Als je een deur in huis opent of sluit, kan je een andere deur in diezelfde ruimte soms horen 'slaan'.
 - In een glas dat je afspoelt in heet water en onmiddellijk op een nat zeemvel zet, wordt water opgezogen.
 - Een thermos met heet water die je niet hermetisch afsluit, hoor je 'fluiten'.
 - Een fietsband die weinig is opgepompt, wordt veel ingedrukt als je op de fiets gaat zitten.
33. Met welke wet kun je volgende fenomenen verklaren:
- Als je een (gladde) stop in een wijnfles steekt die tot in de hals gevuld is, zie je dat de stop terug wat naar boven gaat als je hem loslaat. Met een fles die halfvol is gebeurt dat niet. Verklaar het verschil. Maak dat duidelijk met een berekening.
 - Je neemt iets uit de diepvries en sluit hem terug. Als je hem enkele seconden daarna terug wil openen, lukt dat erg moeilijk. Verklaar. Maak dat duidelijk met een berekening.



34. Twee leerlingen onderzoeken het verband tussen de druk en het volume bij gassen. De ene leerling vindt hyperbool 1, de andere hyperbool 2. Geef mogelijke redenen waarom hyperbool 2 hoger ligt dan hyperbool 1.



35. Toon aan dat gelijke volumes gassen bij gelijke omstandigheden van druk en temperatuur, even veel gasdeeltjes bevatten. Deze wet staat gekend als de wet van Avogadro en Ampère.
36. Een massa gas heeft bij 27 °C en 203 kPa een volume van 12,3 l. Bereken het volume van deze hoeveelheid gas bij standaardomstandigheden.
37. Bereken het volume bij standaardomstandigheden van
 a) 1,0 mol O₂ c) 1 miljoen deeltjes N₂
 b) 10 g CO₂ d) 3,0 g Cl₂
38. Een luchtballon heeft inhoud 720 m³ en warmt op van 25 °C tot 30 °C. De massa lucht zet hierdoor uit bij constante druk. Bereken het volume lucht dat uit de ballon gaat.
39. De toestand van een gas verandert van punt 1 naar punt 5 zoals op de fig. weergegeven. Hoe verandert bij elke stap de druk *p*, het volume *V* en de temperatuur *T* van het gas?



	<i>p</i>	<i>V</i>	<i>T</i>
1 → 2			
2 → 3			
3 → 4			
4 → 5			

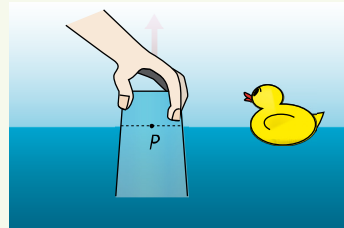
40. Een vat met volume 4,00 l bevat O₂-gas op 20 °C en een druk van 4,56 bar. Een tweede vat met volume 6,50 l bevat N₂-gas eveneens op 20 °C en een druk van 2,33 bar. Bereken de einddruk als men beide ruimtes met elkaar verbindt.
41. In een garage met volume 24,860 m³ bevindt zich een compressor met volume 60 l die lucht bevat bij een druk van 12,3 bar. De atmosferische druk bedraagt 996 hPa. Bereken de druktoename in de garage als de compressor barst.
42. Hoe groot is het volume van een bepaalde hoeveelheid gas bij het absolute nulpunt volgens de algemene gaswet? Waarom is dat in realiteit niet het geval?
43. Bereken de druk van 1,0 g H₂-gas volgens de algemene gaswet en de gaswet van van der Waals
 a) in een volume van 16,5 l bij een temperatuur van 22 °C;
 b) in een volume van 0,5 l bij een temperatuur van -180 °C.
 In welk geval is het verschil het grootst? Verklaar.

REEKS 2

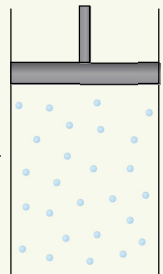
1. Twee ballonnen hebben hetzelfde volume. De ene ballon is gevuld met dizuurstofgas; de andere met diwaterstofgas. Beide gassen hebben dezelfde druk en temperatuur. Welke ballon bevat het meeste deeltjes?
2. Een duiker bevindt zich op 15 m diepte in een meer. Zijn duikfles heeft volume 14 l en bevat lucht met een druk van 20 bar. Op de duikfles staat een drukregelaar die er voor zorgt dat de duiker lucht inademt met de druk van het water rond hem. Anders zouden de holtes in zijn lichaam (longen, sinussen ...) kunnen ingedrukt worden. Hij ademt 30 l lucht per minuut in. Hoe lang kan hij op die diepte blijven?
3. Een blikken bus heeft volume 5,00 l en bevat gas bij een druk van 1,080 bar. Door een val wordt de bus ingedeukt en wordt het volume 4,25 l. Bereken de nieuwe druk van het gas in de bus.



18. Deze oefening maakt duidelijk hoe je de algemene gasconstante experimenteel kunt bepalen. Een glazen kolf met inhoud 1,03 l bevat lucht bij 20 °C en 1,01 bar druk. Je pompt lucht in de kolf waardoor de druk stijgt tot 2,77 bar. De temperatuur blijft constant. Met een balans stel je vast dat 2,16 g lucht in de kolf werd gepompt. Bepaal met deze gegevens R .
19. Een capillair bevat een hoeveelheid lucht opgesloten door een kwikdraad met lengte 25,3 cm. De lengte van de luchtkolom bedraagt 13,3 cm als het capillair verticaal staat met het open uiteinde bovenaan. Als je het capillair omdraait is de lengte van de luchtkolom 26,5 cm. Bereken hieruit de atmosferische druk.
20. Lucht is een mengsel. Bereken de molaire massa van lucht. Gebruik als eenvoudig model: op 100 deeltjes 'lucht' zijn er 21 deeltjes zuurstof en 79 deeltjes stikstof.
21. Een bourdonmanometer is verbonden met een meetspuit die 70 ml lucht bevat en duidt een druk aan van 1018 mbar. Als je de zuiger van de meetspuit indrukt tot 40 ml, stijgt de druk tot 1420 mbar. Bereken het inwendig volume van de bourdonmanometer.
22. Een gasfles met volume 40 l bevat He bij een druk van 80 bar bij 18 °C. Bereken de druk in de fles
- als men 10 mol He in de fles bij pompt;
 - als men 100 g He uit de fles verbruikt.
23. De motor van een BMW Funduro heeft een cilinder met diameter 100 mm. Het mengsel lucht-benzine heeft temperatuur 80 °C en druk 900 mbar. Tijdens de compressieslag wordt het mengsel samengeperst in een volume dat 9,7 maal kleiner is en stijgt de temperatuur tot 400 °C. Bereken voor die toestand:
- de druk van het mengsel;
 - de kracht van het gas op de zuiger.
24. a) Welke gassen stijgen op in lucht, welke zinken naar beneden?
b) Welke gassen kun je gebruiken om ballonnen te vullen bij een ballonwedstrijd?
25. Bereken het aantal deeltjes in een bolvormige druppel water met diameter 3,0 mm. Leg al die deeltjes op een rij, om de millimeter een deeltje. De lengte van die rij is
- minder dan 1 μm
 - ongeveer 1 m
 - ongeveer 100 m
 - meer dan de afstand van de aarde tot de zon $1,5 \cdot 10^{11}$ m
26. Breng een glas onder water zodat het volledig vol is. Trek het dan wat naar boven zoals in de figuur. Verklaar wat je ziet. Onderzoek daarvoor de druk in punt P .



27. Lucht is een mengsel van voornamelijk stikstof en zuurstof. Stel dat per 100 luchtdeeltjes er 21 zuurstofdeeltjes en 79 stikstofdeeltjes zijn. Bereken de partiële druk van het zuurstofgas en het stikstofgas in de lucht aanwezig. De atmosferische druk is 1015 hPa.
28. De drukwet van Gay-Lussac stelt dat $p = m \cdot \theta + q$. Van welke factoren hangt m af? En q ?
29. In een cilinder met binnendiameter 72 mm is een hoeveelheid gas opgesloten door een zuiger met massa 3,26 kg. De zuiger bevindt zich op 12,5 cm boven de bodem. De atmosferische druk is 1019 hPa. Bereken de stand van de zuiger:
- als je de cilinder omdraait;
 - als je een gewicht van 5,10 kg op de zuiger plaatst.

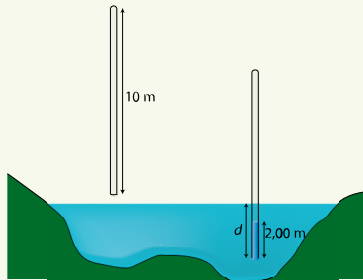


30. Er wordt beweerd dat je bij elke ademhaling gemiddeld één deeltje van Caesars laatste adem zou inademen. Met deze oefening onderzoek je of deze bewering kan kloppen. Schat met een berekening het aantal deeltjes lucht in Caesars laatste adem (volume = 0,70 l). Onderstel dat die deeltjes zich in de loop van de jaren gelijk verspreid hebben in de atmosfeer. Stel de atmosfeer vereenvoudigd voor als een luchtlaag van 10,0 km dik met atmosferische druk 1000 hPa en temperatuur 0 °C. Hoeveel deeltjes van die laatste adem zijn er dan gemiddeld in elke 0,7 l lucht die je inademt.



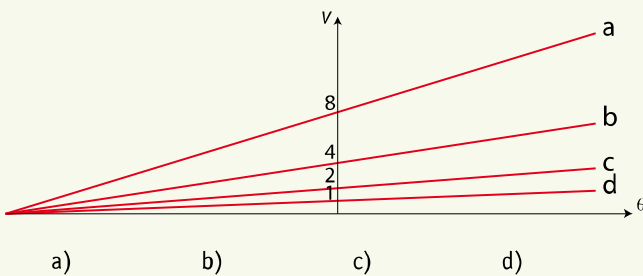
31. Een lange buis van 10,00 m lengte is bovenaan dicht en wordt verticaal neergelaten in een meer. Opdat het water 2,00 m in de buis zou stijgen moet de onderkant ervan zakken tot een diepte van ongeveer

- a) 2 m
b) 3 m
c) 4,5 m
d) 6 m



(Vlaamse Fysica-Olympiade 1999)

32. Een alpinist wil de Mount Everest beklimmen en maakt hierbij gebruik van een fles gevuld met zuiver zuurstofgas. De fles heeft inhoud 15 l en bevat zuurstofgas onder een druk van 120 bar bij $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$. In normale omstandigheden ademt een gemiddelde mens 13 maal per minuut 0,5 l lucht in. Lucht bevat 21 % zuurstofgas. Stel dat de alpinist tijdens zijn beklimming 5,0 maal meer zuurstof verbruikt dan normaal. Hoelang doet hij met die zuurstoffles?
33. In een vat met volume 1,00 l bevindt zich O_2 -gas bij standaardomstandigheden. Hoe groot moet men het volume maken om gemiddeld 1 deeltje per cm^3 aan te treffen?
34. a) Controleer de eenheden van a en b in de gaswet van van der Waals.
b) De waarden van a en b voor koolstofdioxide zijn veel groter dan die voor waterstof. Geef mogelijke verklaringen.
35. De isochoor voor een massa m van een ideaal gas bij een constante druk p wordt gegeven door lijn c . De isochoor voor een massa $2 \cdot m$ van hetzelfde gas bij een druk $p / 2$ wordt gegeven door



(Vlaamse Fysica-Olympiade 1989)

36. Is de druk p in de algemene gaswet de relatieve of de absolute druk?
37. Bij gassen zitten de deeltjes ver van elkaar. Ga dat na door de gemiddelde afstand te berekenen tussen de deeltjes in gasvormig argon (Ar) bij standaardomstandigheden en die afstand te vergelijken met de grootte van één deeltje. Maak een tekening op schaal. Doe hetzelfde voor vast aluminium (Al). De diameter van een aluminiumdeeltje is $1,4 \cdot 10^{-10}$ m, die van een argondeeltje $0,94 \cdot 10^{-10}$ m.
38. Een hoeveelheid lucht is in een capillaire buis opgesloten door een kwikkolom. Bij $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ heeft de luchtkolom een lengte van 50,0 cm.
a) Bereken de lengte ervan bij $60\text{ }^{\circ}\text{C}$.
b) Peter beweert dat je deze buis ook als thermometer kunt gebruiken. Wat denk jij daarvan?
39. Geef in een $p(V)$ -grafiek het proces weer als je een band oppompt. Stel dat de temperatuur constant blijft.
40. Om de reactie tussen N_2 en H_2 te onderzoeken vult een onderzoeker een vat met inhoud 5,00 l met N_2 -gas en een vat met inhoud 9,00 l met H_2 -gas beiden tot een druk van 1010 hPa en temperatuur $18\text{ }^{\circ}\text{C}$.
a) Bereken de druk als hij beide vaten met mekaar verbindt.
b) Na de reactie wordt het gevormde gas afgevoerd door absorptie in water en blijkt in de ruimte nog enkel H_2 over te zijn. Na afkoeling van dit gas meet de onderzoeker bij $18\text{ }^{\circ}\text{C}$ een druk van 144 hPa. Hoeveel deeltjes N_2 en hoeveel deeltjes H_2 reageerden met mekaar?
41. Voor N_2 is de van der Waals-constante b gelijk aan $3,9 \cdot 10^{-5}$ m^3/mol . Om de constante a te bepalen wordt 1,000 mol N_2 -gas in een volume van 10,000 l afgekoeld tot $-150\text{ }^{\circ}\text{C}$. Men meet dan een druk van 1011,9 hPa. Bepaal a .

42. Vast CO_2 gaat rechtstreeks over in gasvorm en wordt in discotheken in combinatie met water gebruikt om 'rook' te vormen. Lucht bevat normaal 0,03 % CO_2 -gas. Bereken het percentage CO_2 in een discotheek met volume 600 m^3 en temperatuur $22 \text{ }^\circ\text{C}$ als een massa van $0,600 \text{ kg}$ CO_2 gebruikt werd. De atmosferische druk is 1011 hPa .



43. Een kolf met inhoud $5,00 \text{ l}$ wordt vacuüm gepompt. De restdruk is 10^{-2} Pa . De temperatuur is $18 \text{ }^\circ\text{C}$.
- Bereken de massa lucht in die ruimte.
 - Hoeveel 'luchtdeeltjes' zijn er per cm^3 ?
 - Bereken het beschikbare volume per deeltje.
 - Het volume van een luchtdeeltje bedraagt ongeveer 10^{-24} cm^3 . Hoeveel maal is het beschikbare volume per deeltje groter?
44. Een hoeveelheid gas en een hoeveelheid vloeistof zijn beide een verzameling deeltjes die vrij door elkaar kunnen bewegen. Geldt de algemene gaswet dan ook niet voor vloeistoffen? Onderzoek dat voor een hoeveelheid vloeistof (bv. water, kwik, ...) bij 1013 mbar druk en $20 \text{ }^\circ\text{C}$ door de verhouding $p \cdot V / T \cdot n$ te berekenen. Verklaar je resultaat.
45. Het pompvolume van een fietspomp heeft diameter 25 mm en lengte $50,0 \text{ cm}$. Bij het pompen wordt de pomp telkens volledig ingeduwd. De atmosferische druk is 1015 hPa en de temperatuur $15 \text{ }^\circ\text{C}$.
- Hoeveel maal moet men pompen om een volledig lege fietsband op te pompen tot een druk van $3,5 \text{ bar}$ en volume $1,85 \text{ l}$? De temperatuur mag je als constant beschouwen.
 - Bereken de kracht die je op de zuigerstang ongeveer moet uitoefenen tijdens de laatste slag.
46. Bereken de druk van $1,000 \text{ mol}$ zuurstofgas met de algemene gaswet en met de gaswet van van der Waals
- in een volume van $20,00 \text{ l}$ bij een temperatuur van $22 \text{ }^\circ\text{C}$;
 - in een volume van $0,500 \text{ l}$ bij een temperatuur van $-150 \text{ }^\circ\text{C}$.
 - In welk geval is de afwijking tussen de twee wetten het grootst? Verklaar.

47. Toon aan dat je de drukwet van Gay-Lussac ook kunt

$$\text{schrijven als } p = p_0 (1 + \beta \cdot \theta) \text{ en dat } \beta = \frac{\Delta p}{p_0 \cdot \Delta \theta}$$

[Daaruit volgt dat $\beta \sim \frac{\Delta p}{\Delta \theta}$: β is een maat voor de

drukverandering per graad Celsius. Daarom noemt men β de drukcoëfficiënt.]

48. Om een gas op te sluiten in een recipiënt met een veranderlijk volume hebben we een zuiger gebruikt. Ook voor zuigers gebruiken we een model, nl. de 'ideale' zuiger: welke eigenschappen zou zo'n zuiger hebben?
49. De wet van Boyle en Mariotte wordt gebruikt in de bio-industrie om het volume van kippen te bepalen. De kip wordt daarvoor in een ruimte gebracht die gevuld is met lucht en afgesloten met een zuiger. Het volume van de ruimte en de druk van de lucht worden gemeten. Door de zuiger (een klein beetje!) in te duwen, vermindert het volume en vergroot de druk. Het volume en de druk worden nogmaals gemeten. Met die gegevens kan het volume van de kip berekend worden. Stel nu zelf een vraagstuk op met concrete waarden waarbij gevraagd wordt dat volume te berekenen.

