

5 Atomen

5.0 Overzicht

5.1 De bouw van een atoom

- Wat betekent het woord "atoom"?
- Waarom bestaat een atoom vooral uit lege ruimte?
- Hoe groot is een atoom ongeveer?
- Uit welke deeltjes bestaat een atoom?
- Welke deeltjes bevinden zich in de atoomkern?
- Welke ladingen hebben de deeltjes die een atoom vormen?
- Wat is een ion?
- Welke informatie staat er in het periodiek systeem der elementen?
- Wat wordt er bedoeld met "atomaire massa eenheid"?
- Hoe noteer je alle informatie bij een atoom?
- Wanneer zijn atomen isotopen van elkaar?
- Hoe zijn de elektronen verdeeld over de schillen?
- Wat is excitatie en wat is emissie?
- Wat is een molecuul?

5.2 Vast, vloeibaar, gas en plasma

- Welke vier fasen (verschijningsvormen) zijn er?
- Wanneer is een stof vast, wanneer vloeibaar en wanneer gasvormig?
- Wanneer heeft een stof een plasma-fase?
- Hoe heten de faseovergangen van vast $\leftrightarrow$ vloeibaar $\leftrightarrow$ gas $\leftrightarrow$ vast?
- Wat is de dichtheid van een stof?
- Wat is het symbool voor dichtheid en wat is de eenheid van dichtheid?
- Met welke formule bereken je de dichtheid?
- Wat heeft drijven, zinken of zweven met de dichtheid te maken?
- Waarom drijft ijs op water?
- Wat is de wet van Archimedes?
- Wat bedoel je met opwaartse kracht?

5.3 Druk

- Wat is druk?
- Wat is het symbool voor druk en wat is de eenheid van druk?
- Met welke formule bereken je de druk?
- Waardoor wordt de druk in een gas veroorzaakt?
- Hoe heet het instrument waarmee je de gasdruk meet?
- Welk eenheden van gasdruk worden soms ook nog gebruikt?
- Wat is overdruk en wat is onderdruk?

5.4 Ideale gassen

- Wanneer is een gas ideaal?
- Welke vier grootheden bepalen de toestand van een gas?
- Hoe verandert de druk als het aantal moleculen verandert? (wet van Avogadro)
- Hoeveel is één mol?
- Hoe verandert de druk als het volume verandert? (wet van Boyle)
- Wat is de absolute temperatuur en welke eenheid hoort hierbij?
- Hoe moet je van graden Celsius naar de absolute temperatuur omrekenen?
- Hoe verandert de druk als de temperatuur verandert? (wet van Gay-Lussac)
- Waarom bestaat er een absoluut nulpunt (de laagst mogelijke temperatuur)?

5.5 Trillende atomen

- Wat is de inwendige energie van een stof?
- Wat gebeurt er als je warmte aan een stof toevoegt?
- Wat hebben warmte en temperatuur met elkaar te maken?
- Wanneer blijft de temperatuur hetzelfde als je warmte toevoegt?
- Hoe bereken je de uitzetting van een stof?
- Wat is warmtegeleiding, warmtestroming en warmtestraling?
- Wat bedoel je met convector?
- Wat is warmte-isolatie?
- Hoe kun je warmtegeleiding, warmtestroming en warmtestraling tegengaan?

5.6 Warmte opnemen en warmte afstaan

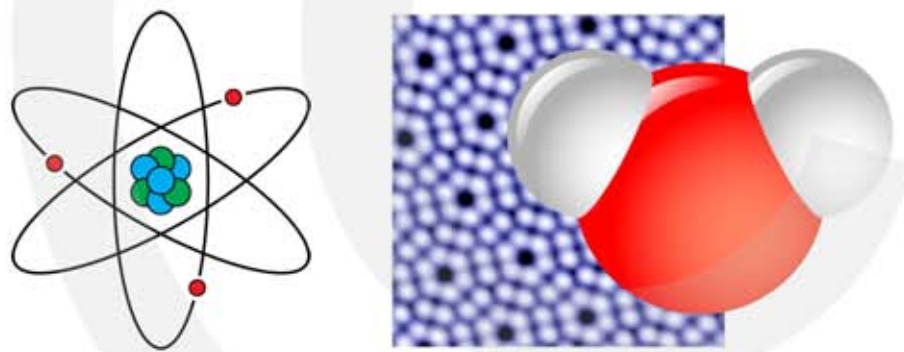
- Hoe verandert de temperatuur als je warmte toevoegt of onttrekt aan een stof?
- Wat is de soortelijke warmte van een stof?
- Wat is het symbool voor soortelijke warmte en wat is de eenheid hiervan?
- Hoe verandert de temperatuur als je warmte toevoegt of onttrekt aan een voorwerp?
- Wat is de warmtecapaciteit van een voorwerp?
- Wat is het symbool voor warmtecapaciteit en wat is de eenheid hiervan?
- Waarom verandert de temperatuur niet als een stof smelt of verdampt?
- Wat is de smeltwarmte en wat is de verdampingswarmte?

5.1 De bouw van een atoom

Alle stoffen zijn gemaakt van **atomen**. Atomen zijn erg klein. Leg je tien miljoen atomen op een rijtje, dan is dat rijtje maar 1 mm lang. Het woord atoom komt uit het Grieks en betekent "ondeelbaar". Toen dachten ze dat het atoom het kleinste is dat bestaat. Maar dat is niet zo. Een atoom bevat nog kleinere deeltjes.

Een **atoom** bestaat uit een kern met daaromheen **elektronen**. Vrijwel alle massa van een atoom bevindt zich in de **atoomkern**. Een atoom bestaat vrijwel helemaal uit lege ruimte. Als je de kern voorstelt zo groot als een tennisbal, dan zijn de elektronen zandkorrels, die zich op 5 km afstand van de kern bevinden.

De straal van een atoom is ongeveer 10^{-10} meter. De atoomkern is 100.000 keer kleiner dan het hele atoom en heeft een straal van 10^{-15} m. Maar ook een atoomkern is niet massief en bevat deeltjes. En deze kerndeeltjes zijn gemaakt van nog kleinere deeltjes die ongeveer 1000 keer kleiner zijn dan een atoomkern. Deze allerkleinste deeltjes worden **quarks** genoemd.



Figuur 1 Links: atoom met kern en daaromheen elektronen. Midden: silicium atomen op een oppervlak. Rechts: twee waterstofatomen (H) en één zuurstofatoom (O) vormen samen een watermolecuul (H_2O).

Het atoom

Een atoom bestaat uit drie soorten deeltjes, **protonen**, **neutronen** en **elektronen**. De protonen en de neutronen bevinden zich in de atoomkern. De elektronen bewegen om de atoomkern heen.

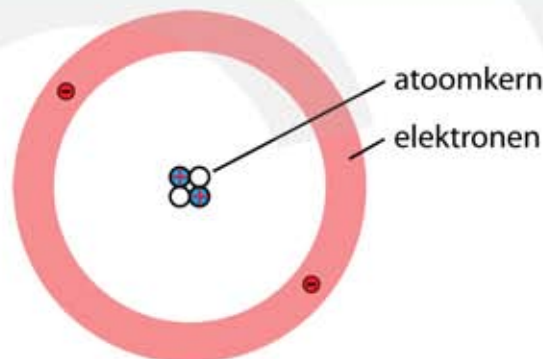
Protonen en elektronen hebben een eigenschap die we elektrische lading noemen. Elektrische lading kan positief of negatief zijn. Het proton heeft een positieve lading en het elektron een negatieve lading. Positieve lading trekt negatieve lading aan en omgekeerd. Hierdoor blijft het elektron in de buurt van de protonen in de kern. Een neutron heeft geen lading en is neutraal (vandaar de naam). De hoeveelheid lading is voor een proton en een elektron gelijk. Deze kleinste hoeveelheid elektrische lading heeft als symbool de letter e en wordt de **elementaire ladingskwantum** genoemd.

Lading proton	+e
Lading neutron	0
Lading elektron	-e

Bij een neutraal atoom is het aantal elektronen gelijk aan het aantal protonen. Zijn er minder elektronen dan protonen dan heeft het atoom een positieve lading. Zijn er meer elektronen dan protonen dan heeft het atoom een negatieve lading. Een atoom met minder of met meer elektronen dan protonen heet een **ion**.

Een ion is een atoom met minder of met meer elektronen dan protonen.

Figuur 2
Bouw van een helium atoom.
De kern bevat 2 protonen
en 2 neutronen. Om de kern
bevinden zich 2 elektronen.



Periodiek systeem

Het **periodieke systeem** is een rangschikking van de atomen met oplopend atoomnummer. Het **atoomnummer** geeft aan hoeveel protonen de atoomkern bevat. Een atoomsoort wordt ook wel een **element** genoemd.

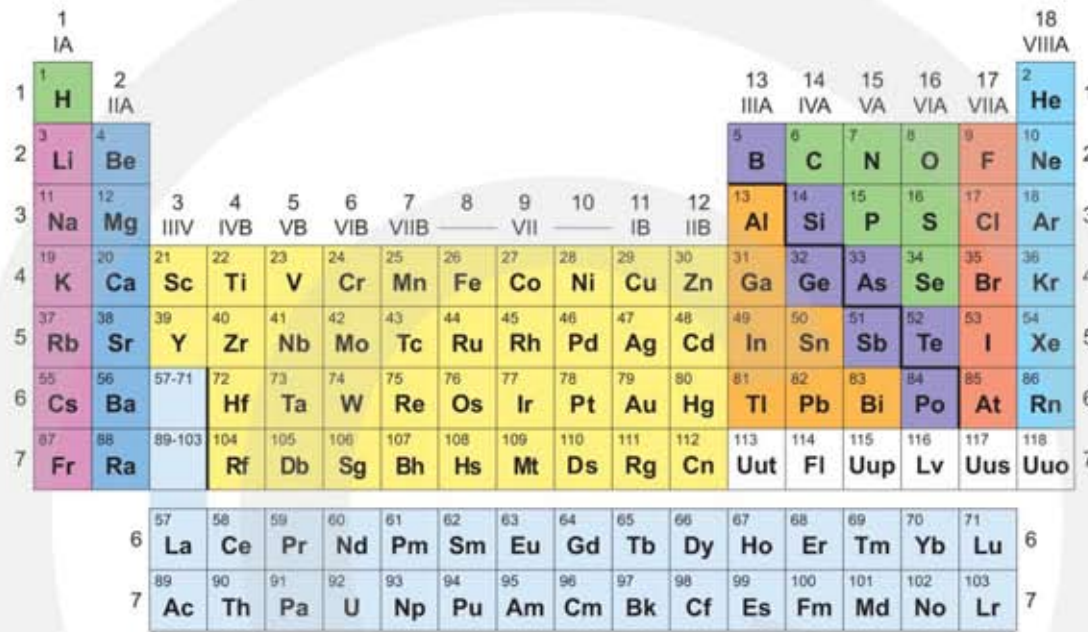
Om alle verschillende atomen overzichtelijk in een schema te ordenen heeft de Rus Dmitri Mendelejev in 1870 het "periodiek systeem der elementen" ontwikkeld. De eerste 20 elementen staan in tabel 1.

Tabel 1 De eerste 20 elementen van het periodieke systeem.

Nummer	Symbool	Naam
1	H	waterstof
2	He	helium
3	Li	lithium
4	Be	beryllium
5	B	borium
6	C	koolstof
7	N	stikstof
8	O	zuurstof
9	F	fluor
10	Ne	neon

Nummer	Symbool	Naam
11	Na	natrium
12	Mg	magnesium
13	Al	aluminium
14	Si	silicium
15	P	fosfor
16	S	zwavel
17	Cl	chloor
18	Ar	argon
19	K	kalium
20	Ca	calcium

In het "periodiek systeem der elementen" zijn alle verschillende elementen op een speciale manier gerangschikt. Je moet van links naar rechts lezen. Linksboven staat waterstof dan komt er een gat en helemaal rechts staat helium. Je gaat verder op de volgende rij waar je element 3 ziet staan. Bij element 57 springt het naar element 72 en bij 89 gaat het ineens naar 104. De elementen die er tussenin zitten zijn onderaan apart aangegeven. Deze sprongen hebben te maken met de eigenschappen van de atomen.



1 IA	2 IIA																	18 VIIIA
1 H													13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	2 He
3 Li	4 Be												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	3 IIIV	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VII	10	11 IB	12 IIB		13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn		31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd		49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57-71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg		81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89-103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn		113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
6 La	6 Ce	6 Pr	6 Nd	6 Pm	6 Sm	6 Eu	6 Gd	6 Tb	6 Dy	6 Ho	6 Er	6 Tm	6 Yb	6 Lu				6
7 Ac	7 Th	7 Pa	7 U	7 Np	7 Pu	7 Am	7 Cm	7 Bk	7 Cf	7 Es	7 Fm	7 Md	7 No	7 Lr				7

Figuur 3 Periodiek systeem der elementen.

Atomen die onder elkaar in dezelfde kolom staan hebben vergelijkbare eigenschappen. Zo reageren atomen in de eerste kolom heftig als je ze met water in aanraking brengt. Atomen in de laatste kolom reageren vrijwel nergens op en zijn erg stabiel. De scheikundige eigenschappen van de atomen worden niet bepaald door de atoomkern maar door de manier waarop de elektronen om de kern zijn verdeeld. Scheikunde houdt zich daarom nauwelijks bezig met de atoomkern. Als atomen met elkaar reageren worden de elektronen verdeeld over deze atomen. De nieuwe verdeling van de elektronen kan ervoor zorgen dat de atomen aan elkaar worden gebonden. Er ontstaat dan een nieuwe stof. Zo is water een binding tussen één zuurstof atoom (O) en twee waterstof atomen (H). Een watermolecuul noteer je als H_2O . In figuur 1 zie je hoe een watermolecuul er uit ziet.

Atoommassa

De massa van een atoom is de som van de massa's van de protonen, de neutronen en de elektronen. De massa's van een proton en van een neutron zijn vrijwel gelijk aan elkaar. De massa van een elektron is 1823 keer zo klein als de massa van een proton of neutron en mag daarom meestal worden verwaarloosd. Massa wordt normaal uitgedrukt in kilogram. Maar omdat een atoom erg weinig massa heeft is de

kilogram geen handige eenheid voor atomen. Er is daarom afgesproken om het twaalfde deel van de massa van een koolstofatoom met 6 protonen en 6 neutronen als **atomaire massa eenheid** te gaan gebruiken met als symbool u. Zoals in onderstaande tabel is te zien zijn de massa's van het proton en van het neutron ongeveer gelijk aan 1 u.

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Deeltje	Massa (kg)	Massa (u)
proton	$1,67262 \cdot 10^{-27}$	1,007276
neutron	$1,67493 \cdot 10^{-27}$	1,008665
elektron	$9,10939 \cdot 10^{-31}$	$5,4858 \cdot 10^{-4}$

Het **atoomnummer** van een atoom is gelijk aan het aantal protonen in de kern en wordt aangegeven met de hoofdletter Z.

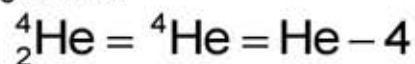
Het **aantal neutronen** in de kern van het atoom wordt aangegeven met de hoofdletter N

Het **massagetel** van een atoom is de som van het aantal protonen en neutronen. Het massagetel wordt aangegeven met de hoofdletter A. Er geldt: $Z + N = A$

Figuur 4
Notatie van
het atoom.



Omdat de naam van het element al informatie geeft over het atoomnummer wordt de volgende notatie soms ook gebruikt:



Isotopen

Atomen van één element hebben altijd hetzelfde aantal protonen in de kern maar hoeven niet allemaal hetzelfde aantal neutronen te hebben. Een koolstofatoom met atoomnummer 6 heeft meestal 6 neutronen en dus een massagetel $A = 12$. Dit koolstofatoom wordt aangegeven met ${}^{12}\text{C}$. Maar er zijn ook koolstofatomen die acht

neutronen in de kern hebben. Deze atomen hebben een massagetal $A = 14$ en geven we aan met ^{14}C . Atomen die bij hetzelfde element horen noemen we **isotopen**. Isotopen hebben dezelfde scheikundige eigenschappen en verschillen alleen in het aantal neutronen in hun kern.

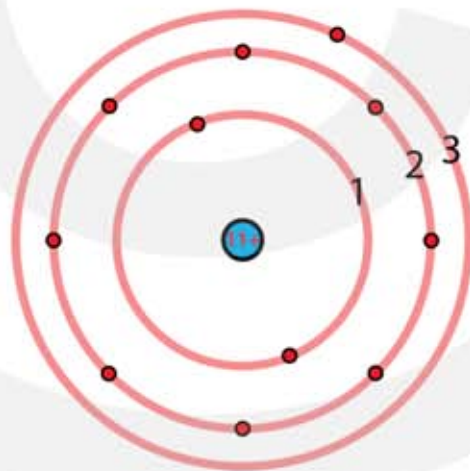
Isotopen zijn atomen van hetzelfde element, maar met een verschillend aantal neutronen in de kern.

Om van een atoom aan te geven welk isotoop het betreft wordt linksboven het symbool het massagetal als superscript geschreven. Voor de koolstof isotopen wordt geschreven: ^{10}C , ^{11}C , ^{12}C , ^{13}C , ^{14}C

Ook de volgende notatie wordt soms gebruikt: C-10, C-11, C-12, C-13, C-14 waarbij opnieuw het symbool en het massagetal zijn opgegeven.

Elektronen

Figuur 5 is het natriumatoom, met 11 protonen in de kern en met 11 elektronen in schillen om de kern. Zoals je ziet zijn de elektronen verdeeld over schillen. Hoe verder de schil zich van de atoomkern bevindt hoe meer elektronen erin passen.



Figuur 5
Het natriumatoom.

Hieronder staan een aantal eigenschappen van deze schillen. Om dit te kunnen begrijpen moet je eerst meer leren over kwantummechanica en dat is nu nog te moeilijk.

- De elektronen van een atoom bevinden zich in **schillen** rondom de kern.
- Een schil kan maar een **beperkt aantal elektronen** bevatten.
- De schillen worden genummerd: $n = 1, 2, 3, \dots$. De schil met $n=1$ is het dichtst bij de atoomkern. Daarna komt de schil met $n=2$, etc. Het getal n heet het **hoofdkwantumgetal**.

- $n = 1$ is de **eerste** schil met maximaal **twee** elektronen
- $n = 2$ is de **tweede** schil met maximaal **acht** elektronen
- $n = 3$ is de **derde** schil met maximaal **acht + tien** elektronen*

* De derde schil bestaat uit twee delen. In deel 1 passen 8 elektronen, in deel 2 passen de overige 10 elektronen.

De energie van de elektronen

Protonen hebben een positieve lading en elektronen een negatieve lading. Omdat positieve en negatieve ladingen elkaar aantrekken blijven de elektronen bij de kern. Om een elektron los te maken van de kern moet je een kracht uitoefenen. Elektronen dichtbij de kern (schil 1) worden harder aangetrokken dan elektronen verder weg (schil 2, schil 3, etc). Het kost daarom meer energie om een elektron uit schil 1 te verwijderen dan om een elektron uit schil 2, schil 3, etc. te verwijderen.

- De elektronen in een bepaalde schil hebben **dezelfde energie**.
- De elektronen van een atoom zitten in de schillen met de **laagst mogelijke energie** (zo dicht mogelijk bij de kern). Dit wordt de **grondtoestand** van het atoom genoemd.
- Als elektronen de schillen bezetten met de laagst mogelijke energie worden er geen **fotonen** (lichtdeeltjes) uitgezonden.
- De **wet van behoud van energie** geldt ook voor atomen. Dat wil zeggen dat de totale aanwezige energie vóór een gebeurtenis altijd gelijk is aan de totale energie na de gebeurtenis. In het kort: $E_{\text{begin}} = E_{\text{eind}}$

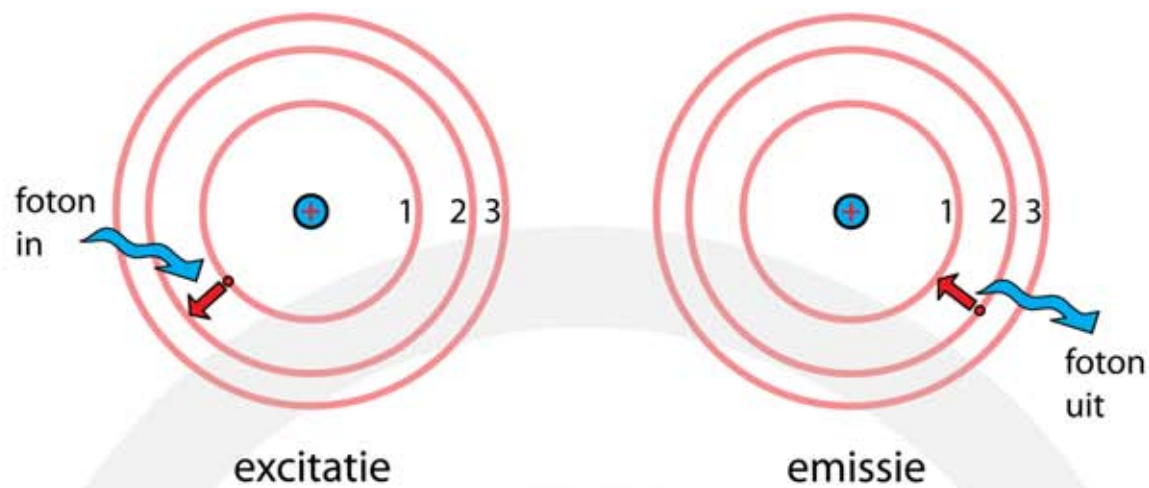
Excitatie en emissie

Een atoom kan energie opnemen, bijvoorbeeld door licht te absorberen of door te botsen met een ander atoom. Hierbij wordt een elektron uit een schil dichtbij de kern verplaatst naar een schil op grotere afstand van de kern. Dit proces heet **excitatie**. Het atoom komt hierdoor in een **aangeslagen toestand**.

Springt een elektron van een hoge schil naar een schil dicht bij de kern dan komt er energie vrij. Het atoom raakt energie kwijt door één foton uit te stralen. Dit proces heet **emissie**.

Excitatie: elektron springt naar een hogere schil, dit kost energie.

Emissie: elektron springt naar een lagere schil, dit geeft energie.



Figuur 6 Absorptie en uitstraling van licht.

Moleculen

Elektronen in de buitenste schil zijn in staat om het atoom te verlaten. Ze kunnen een sprong maken van het ene naar het andere atoom. Als dit gebeurt krijgt het atoom dat een elektron is kwijtgeraakt een positieve lading en het atoom dat het elektron opneemt een negatieve lading. De twee elektrisch geladen atomen (ionen) trekken elkaar aan en vormen een **molecuul**. Twee atomen kunnen ook elektronen met elkaar delen. Ook in dat geval ontstaat er een **chemische binding** en wordt er een molecuul gevormd.

Een molecuul bestaat uit twee of meer atomen die elektronen hebben uitgewisseld of elektronen met elkaar delen en daardoor een chemische binding hebben gekregen.

5.2 Vast, vloeibaar, gas en plasma

De fasen van een stof

De meeste stoffen hebben vier verschijningsvormen of fasen: de **vaste-fase**, de **vloeibare-fase**, de **gasvormige-fase** en de **plasma-fase**. De plasma-fase wordt vaak over het hoofd gezien. Dit is onterecht want TL- en spaarlampen zijn alledaagse gebruiksvoorwerpen, waarin een stof in de plasma-fase licht uitstraalt. Het bestaan van vier fasen is al lang bekend. Aristoteles (Griekenland, 384 – 322 v. Chr.) maakte onderscheid tussen vier elementen: aarde (vaste-fase), water (vloeibare-fase), lucht (gas-fase) en vuur (plasma-fase). Sindsdien hoort dit inzicht tot de meest elementaire kennis van de materie.

– Vaste fase –

In de vaste fase zijn de atomen of moleculen stevig aan elkaar gebonden en zijn ze dicht op elkaar gestapeld. Meestal zijn de atomen gerangschikt in een regelmatig rooster (patroon). De atomen staan niet stil maar trillen om een vaste plaats. Ze zijn als het ware door veertjes met elkaar verbonden. Als er energie aan een vaste stof wordt toegevoegd gaan de atomen harder trillen. Omdat de uitwijking van de trillende atomen steeds groter wordt zet een vaste stof uit als de temperatuur toeneemt.

– Vloeibare fase –

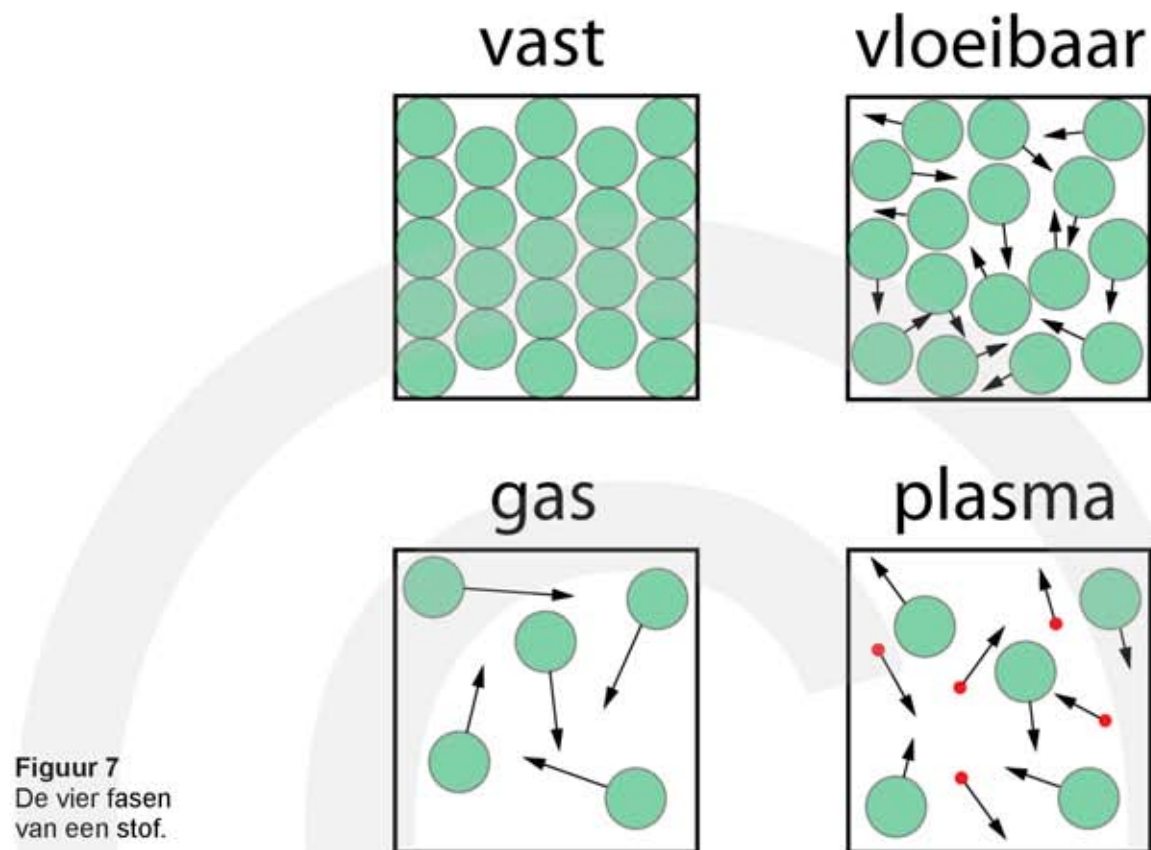
In de vloeibare fase zijn de atomen of moleculen niet al te stevig aan elkaar gebonden waardoor ze langs elkaar kunnen bewegen. Omdat in een vloeistof de afstand tussen de atomen groter is dan in de vaste fase, zijn de onderlinge krachten kleiner. Hierdoor kunnen de atomen los van elkaar bewegen. Net als bij vaste stoffen gaan de atomen harder trillen als er energie wordt toegevoegd, waardoor de vloeistof uitzet. Water vertoont uitzonderlijk gedrag, omdat het krimpt tijdens het smelten in plaats van uitzet. Verderop in deze paragraaf lees je hier meer over.

– Gasvormige fase –

In de gasvormige fase zitten zijn de atomen of moleculen niet aan elkaar gebonden maar bewegen ze kriskras door de ruimte. In een gas is de ruimte tussen de atomen veel groter dan in de vloeibare-fase. Hierdoor zijn de krachten die atomen op elkaar uitoefenen vrijwel nul. Omdat de moleculen in een gas elkaar niet aantrekken verspreidt een gas zich spontaan over de hele ruimte.

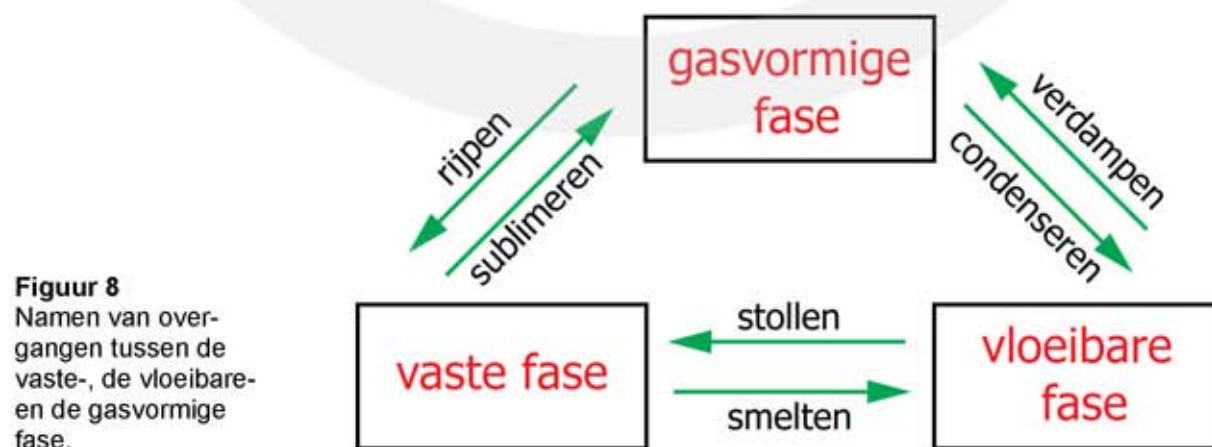
– Plasmafase –

Ook bij de plasma-fase bewegen de atomen kriskras door de ruimte. Het verschil met de gasvormige fase is dat bij een plasma de atomen één of meer elektronen zijn kwijtgeraakt. In figuur 7 zijn de rode stippen rondvliegende elektronen. Een plasma is een mengsel van een gas van ionen en een gas van elektronen. Elektronen botsen voortdurend tegen de ionen, waarbij energie in de vorm van licht wordt uitgestraald. Plasma's geven daarom altijd licht. Vuur is een plasma; ook in een TL-buis en in een spaarlamp is een plasma aanwezig.



Faseovergangen

Als de fase van een stof verandert spreek je van een faseovergang. In figuur 8 vind je de namen van de overgangen tussen de vaste-, de vloeibare- en de gasvormige fase. Omdat de plasmafase minder bekend is zijn er in het Nederlands voor de overgangen van en naar de plasmafase geen speciale namen.



Dichtheid

De massa van een voorwerp geeft aan uit hoeveel materie het bestaat. Hoe zwaar een voorwerp is hangt af van de hoeveelheid atomen én de massa van deze atomen.

Passen er veel zware atomen in een klein volume, dan is een klein voorwerp toch zwaar. Zo is een blokje lood behoorlijk zwaar, omdat het uit zware atomen bestaat die dicht op elkaar zitten. Een grote blok piepschuim is helemaal niet zwaar omdat er veel ruimte tussen de atomen zit.

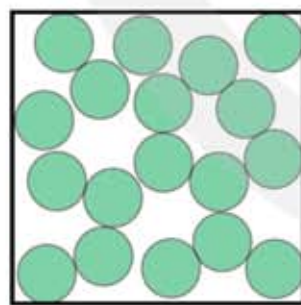
De dichtheid geeft aan hoeveel materie er in een bepaald volume zit. Hierbij zijn twee dingen belangrijk:

- de gemiddelde afstand tussen de atomen
- hoe zwaar de atomen zijn

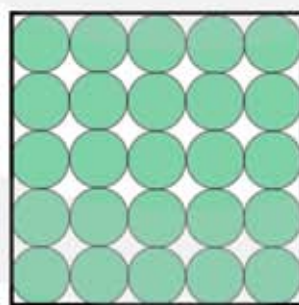
De dichtheid is de massa van een voorwerp of een stof gedeeld door het volume (de inhoud).

$$\text{dichtheid} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

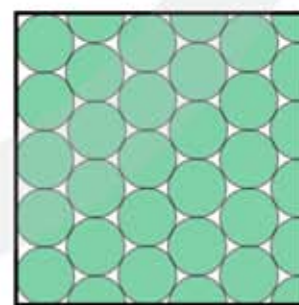
In figuur 9 zie je steeds dezelfde ruimte (volume) gevuld met dezelfde atomen. De tekening is een plat vlak, maar in werkelijkheid is het volume drie dimensionaal. Links is een losse stapeling van atomen. In het midden liggen de atomen tegen elkaar aan. Rechts zijn de atomen het meest efficiënt gestapeld. We concluderen dat links de dichtheid het kleinst is en rechts het grootst.



18 atomen



25 atomen



28,5 atomen

Figuur 9 Stapeling van atomen

Het symbool voor dichtheid is ρ "rho", spreek uit roo (Griekse letter).

De eenheid van dichtheid is kilogram per kubieke meter (kg / m^3).

Voor de dichtheid geldt de volgende formule:

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

- ρ is de dichtheid in kilogram per kubieke meter (kg / m^3)
- m is de massa in kilogram (kg)
- V is het volume in kubieke meter (m^3)

– Dichtheid in gram per kubieke centimeter –

Soms wordt ook gram per kubieke centimeter (g/cm^3) gebruikt als eenheid voor de dichtheid. Je mag zelf kiezen welke eenheid je het handigst vindt, zolang je de eenheid die je gebruikt maar opschrijft.

Als je moet je omrekenen van kilogram per kubieke meter (kg/m^3) naar gram per kubieke centimeter (g/cm^3) ga je als volgt te werk:

- stel de dichtheid is 1 gram per kubieke centimeter (g/cm^3)
- er zitten $100 \times 100 \times 100 = 1.000.000$ (één miljoen) cm^3 in één $\text{m}^3 \rightarrow$
- 1 g/cm^3 geeft 1.000.000 gram in één m^3
- 1000 gram = 1 kg
- 1 $\text{g}/\text{cm}^3 = 1000 \text{ kg}$ in één m^3

$$1 \text{ g} / \text{cm}^3 = 1000 \text{ kg} / \text{m}^3$$

VOORBEELD

Een blokje metaal heeft een massa van 52,5 g en een volume van 5,0 cm^3

Bereken de dichtheid van het metaal in g/cm^3 .

- $m = 52,5 \text{ g}; \quad V = 5,0 \text{ cm}^3$
- $\rho = \frac{m}{V}$
- $\rho = \frac{52,5}{5,0} = 10,5 \text{ g}/\text{cm}^3$

Zoek op van welk metaal het blokje gemaakt is.

- vergelijk de berekende dichtheid met de waarden in een tabel met dichtheden
- het blokje is van zilver, want zilver heeft ook een dichtheid van 10,5 g / cm^3

Drijven en zinken

Als je iets in het water gooit gaat het soms **drijven** en soms **zinken**. Voorwerpen van hout of kurk blijven drijven, maar voorwerpen van steen of ijzer zinken meestal. Dit heeft te maken met de dichtheid. Als de dichtheid van een voorwerp kleiner is dan de dichtheid van water gaat het voorwerp drijven en als de dichtheid groter is gaat het zinken.

Een bijzondere situatie ontstaat als de dichtheid van het voorwerp precies hetzelfde is als de dichtheid van water. In dat geval gaat het voorwerp niet drijven en ook niet zinken. Het voorwerp gaat **zweven**. Dit betekent dat als je het voorwerp onder water houdt en daarna loslaat het voorwerp niet naar de oppervlakte komt en ook niet naar de bodem valt. Het blijft op dezelfde hoogte zweven.

ρ_{stof}	kleiner dan	ρ_{water}	→	stof blijft drijven
ρ_{stof}	gelijk aan	ρ_{water}	→	stof gaat zweven
ρ_{stof}	groter dan	ρ_{water}	→	stof gaat zinken

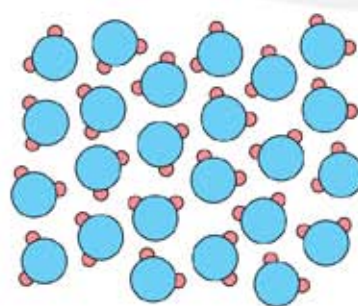
Uit de tabellen aan het einde van deze paragraaf kun je concluderen dat:

- eikenhout en vurenhout drijven op water maar ebbenhout zinkt
- de metalen kalium en natrium drijven op water
- olie en benzine drijven op water
- zoet water drijft op zout water
- ijs drijft op water

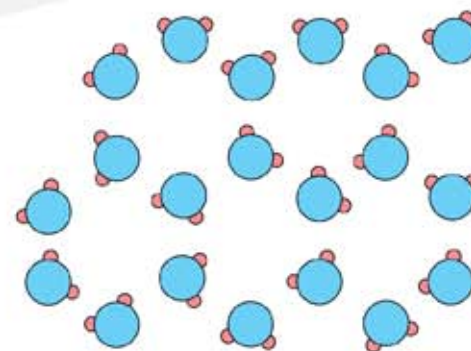
Water en ijs

De dichtheid van ijs bij een temperatuur van $-4\text{ }^{\circ}\text{C}$ is $0,917\text{ g/cm}^3$. Vlak boven het nulpunt heeft water een dichtheid van $0,998\text{ g/cm}^3$. Dit betekent dat ijs tijdens het smelten niet uitzet maar krimpt en dat water bij het bevriezen uitzet. Het gevolg hiervan is dat ijs op het smeltwater gaat drijven. Gelukkig maar want anders zouden we nooit kunnen schaatsen en zou het ijs van de Noordpool op de bodem van de oceaan liggen.

Figuur 10
Water zet uit
als het bevriest.
 $\rho_{\text{ijs}} < \rho_{\text{water}}$
zodat ijs op
water drijft.



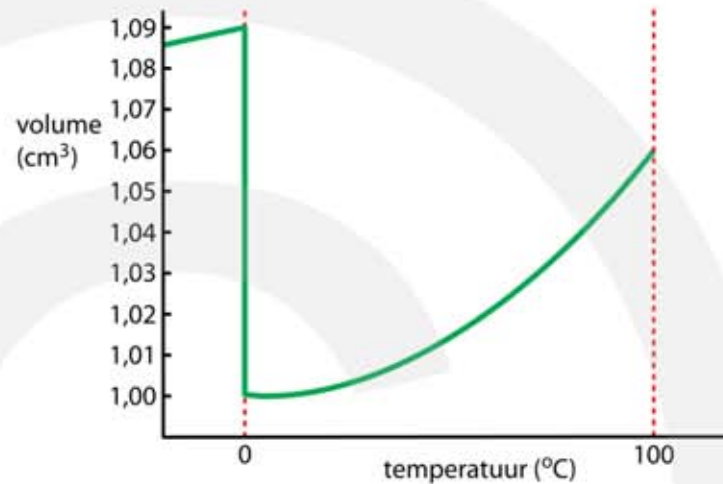
vloeibaar water



ijs

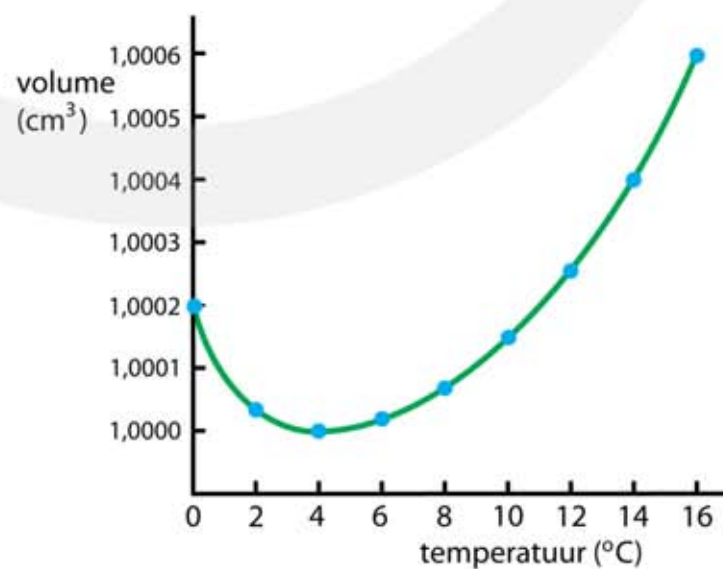
lager dan die van water omdat bij het bevriezen de watermoleculen zich in ringen van zes gaan ordenen. Hierdoor nemen ze meer ruimte in, waardoor water tijdens het bevriezen uitzet. Zie figuur 10. In figuur 11 is het volume van één gram water uitgezet tegen de temperatuur en zie je de toename van het volume bij het bevriezen van water.

Figuur 11
Water zet bijna 10% uit als het bevroert. Hierdoor is de dichtheid van ijs kleiner dan die van water. Het volume van 1 gram water is uitgezet tegen de temperatuur.



In figuur 12 zie je hoe het volume van één gram water verandert als je de temperatuur verhoogt van 0 tot 16 °C. Tussen 0 en 4 °C neemt het volume af, omdat de ringen van watermoleculen kapot gaan. Hierdoor wordt de dichtheid groter. Tussen 4 en 16 °C neemt het volume toe en zet het water uit, waardoor de dichtheid weer kleiner wordt.

Figuur 12
Tussen 0 en 4 °C krimpt water bij het verhitten. Pas boven 4 °C zet water, net als de meeste andere stoffen uit. Het volume van 1 gram water is uitgezet tegen de temperatuur.



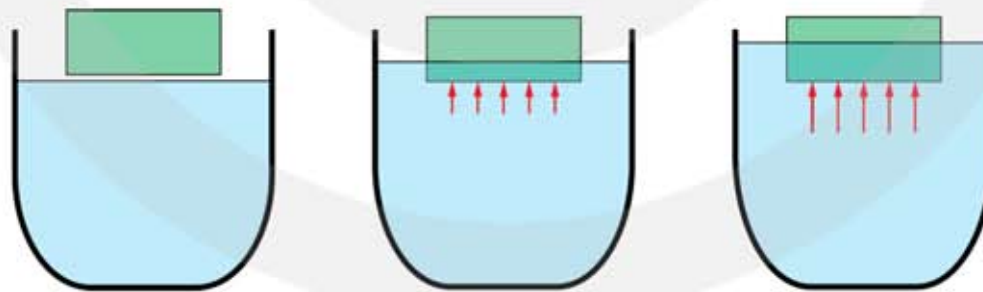
De wet van Archimedes

We weten nu dat een voorwerp op een vloeistof gaat drijven als de dichtheid van het voorwerp kleiner is dan de dichtheid van de vloeistof. We hebben echter nog geen verklaring waarom dat zo is. De Griek Archimedes (287 – 212 v. Chr.) heeft ontdekt dat als een voorwerp in een vloeistof (of gas) wordt ondergedompeld het een opwaartse kracht ondervindt die het voorwerp omhoog duwt. De opwaartse kracht is precies even groot als het gewicht van de verplaatste vloeistof. Deze ontdekking staat nu bekend als **de wet van Archimedes**. Na ruim tweeduizend jaar is het nog niet voorgekomen dat de wet van Archimedes onjuist is gebleken. Deze wet behoort daarom tot de oudste natuurkundige wetten die er zijn.

De wet van Archimedes:

Een voorwerp geheel of gedeeltelijk ondergedompeld in een vloeistof (of gas) ondervindt een opwaartse kracht die gelijk is aan het gewicht van de verplaatste vloeistof (of gas).

Archimedes bedoelt het volgende. Stel je laat een blokje hout op water drijven, dan ligt dat blokje niet **op** het water maar zakt het voor een deel **in** het water. Watermoleculen worden door het blokje van hun plaats geduwd, waardoor het waterniveau een beetje stijgt. Het gestegen water oefent druk uit en perst het blokje omhoog. De grootte van de omhoog gerichte (opwaartse) kracht is gelijk aan het gewicht van het water dat door het blokje opzij is geduwd. Hoe meer het blokje onder water komt hoe meer water er wordt verplaatst dus hoe groter de opwaartse kracht wordt. Er is evenwicht als de opwaartse kracht even groot is als de zwaartekracht op het blokje.



Figuur 13 Als een blokje in het water komt wordt het water opzij geduwd waardoor het water stijgt en het blokje omhoog wordt geduwd.

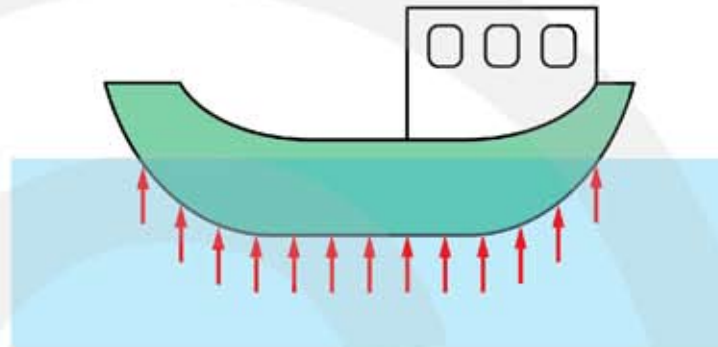
Met de wet van Archimedes kunnen we verklaren waarom een stof zinkt als zijn dichtheid groter is dan de dichtheid van water. In figuur 13 zie je dat de opwaartse kracht groter wordt als het blokje dieper in het water zakt. Een blokje met een grotere dichtheid zakt dieper in het water. Is de dichtheid van het blokje groter dan de dichtheid van water, dan komt het blokje helemaal onder water. Maar de zwaartekracht op het blokje is nu nog steeds groter dan het gewicht van het verplaatste water. Het water is niet in staat om een opwaartse kracht te geven die gelijk is aan de zwaartekracht op het blokje. Het blokje zal daarom zinken en valt naar de bodem.

Schepen van hout en van staal

De belangrijkste toepassing van de wet van Archimedes is het maken van een schip. Lange tijd is gedacht dat alleen schepen van hout kunnen drijven, maar dat is niet waar. Een schip is namelijk hol van binnen. Als een schip in het water drijft is een deel onder water. Maar het schip is niet massief, waardoor het gewicht van de verplaatste vloeistof net zo groot kan zijn als de zwaartekracht op het schip. Pas als de lading zo groot is dat de zwaartekracht op het schip groter is dan het gewicht van het verplaatste water zinkt het schip.

Figuur 14

Een schip is hol van binnen en zakt net zo diep in het water totdat het gewicht van het verplaatste water precies gelijk is aan de zwaartekracht op het schip.



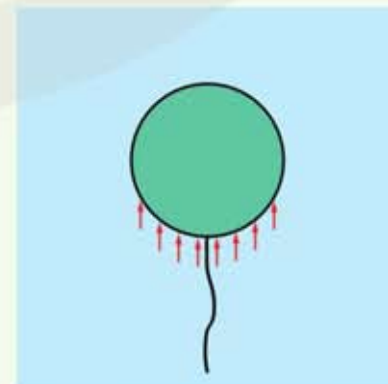
Gassen

De wet van Archimedes geldt niet alleen voor vloeistoffen maar ook voor gassen. Een voorwerp in een gas ondervindt ook een opwaartse kracht. Omdat de dichtheid van een gas ongeveer duizend keer kleiner is dan de dichtheid van een vloeistof of een vaste stof merk je van deze opwaartse kracht meestal niets.

Wij leven op de bodem van een oceaan van lucht met een diepte van ongeveer 40 km. De lucht oefent een opwaartse kracht uit, maar alleen bij voorwerpen met een kleine dichtheid is deze opwaartse kracht groot genoeg om het voorwerp te laten drijven.

VOORBEELD ballon gevuld met helium gas

Vul je een ballon met helium gas dan heeft de ballon een kleinere dichtheid dan de dichtheid van lucht. Helium heeft namelijk een dichtheid van $0,178 \text{ mg / cm}^3$ terwijl lucht een dichtheid heeft van $1,293 \text{ mg / cm}^3$. Het gewicht van de verplaatste lucht is groter dan de zwaartekracht op de ballon. De ballon ondervindt een opwaartse kracht en stijgt op. Hoe hoger de ballon komt hoe ijler de lucht wordt. Op zekere hoogte is de dichtheid van lucht net zo klein als de dichtheid van de ballon. Vanaf dat moment stijgt de ballon niet meer maar gaat hij zweven.



Figuur 15 Heliumballon

VOORBEELD ballon gevuld met hete lucht

Als je lucht opwarmt zet het uit. De dichtheid van hete lucht is daarom kleiner dan de dichtheid van koude lucht. Vul je een ballon met hete lucht dan is het de zwaartekracht op de heteluchtballon kleiner dan het gewicht van de verplaatste koude lucht. De ballon ondervindt een opwaartse kracht en stijgt op.



Figuur 16
Heteluchtballon.

Smeltpunt van metalen

metaal	smeltpunt (°C)
aluminium	660
bismut	272
cadmium	321
calcium	842
chroom	1907
goud	1064
ijzer	1538
kalium	63
kobalt	1495
koper	1084
kwik	-39
lood	328
magnesium	650
molybdeen	2623
natrium	98
nikkel	1455
platina	1769
tantaal	3017
tin	232
uraan	1133
wolfraam	3422
zilver	962
zink	420

Dichtheid bij 293 K

metaal	dichtheid (g / cm ³)
aluminium	2,70
bismut	9,80
cadmium	8,65
calcium	1,55
chroom	7,19
goud	19,3
ijzer	7,87
kalium	0,86
kobalt	8,9
koper	8,96
kwik	13,5
lood	11,3
magnesium	1,74
molybdeen	10,2
natrium	0,97
nikkel	8,90
platina	21,5
tantaal	16,7
tin	7,31
uraan	19,1
wolfraam	19,3
zilver	10,5
zink	7,2

vaste stof	dichtheid (g / cm ³)
acryl	1,2
been (bot)	1,9
cement (beton)	1,5 - 2,4
diamant	3,52
gips	2,32
glas (gewoon)	2,5 - 2,6
grafiet	2,1
hout (ebben-)	1,26
hout (eiken-)	0,78
hout (vuren-)	0,58
ijs (T = -4 °C)	0,917
keukenzout	2,17
kurk	0,20 - 0,35
nylon	1,14
paraffine	0,85
perspex	1,2
porselein	2,4
pvc	1,3
rubber	1,2 - 1,6
silicium	2,33
steen (bak-)	1,5 - 1,8
suiker	1,58
zand (droog-)	1,6

vloeistof	dichtheid (g / cm ³)
aceton	0,79
alcohol	0,80
benzine	0,72
chloroform	1,49
glycerol	1,26
olijfolie	0,92
stookolie	0,95
terpentijn	0,84
water	0,998
zeewater	1,024
zwaar water	1,105
zwavelzuur	1,84

gas T = 273 K	dichtheid (g / cm ³)
ammoniak	0,00077
argon	0,00178
chloor	0,00321
helium	0,000178
koolstofdioxide	0,001986
lucht (mengsel)	0,001293
methaan	0,00072
neon	0,00090
stikstof	0,00125
waterstof	0,000090
zuurstof	0,001105
zwaveldioxide	0,00293

5.3 Druk

Druk

Stel we brengen gasmoleculen in een afgesloten vat. Doordat de gasmoleculen tegen de wanden van het vat botsen oefenen ze een constante kracht uit. De kracht per vierkante meter noemen we de **druk**. Druk is de kracht gedeeld door de oppervlakte waarop de kracht wordt uitgeoefend.

$$p = \frac{F}{A}$$

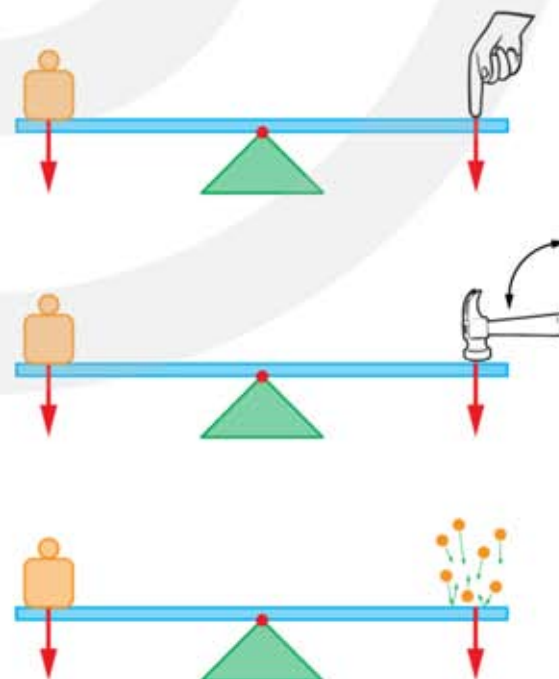
- p is de druk in newton per vierkante meter (N/m^2) of in pascal (Pa)
- F is de kracht in newton (N)
- A is de oppervlakte in vierkante meter (m^2)

De eenheid van druk is N/m^2 en is gelijk aan de pascal (Pa). Je mag zelf kiezen welke eenheid N/m^2 of Pa je wilt gebruiken.

$$1 \text{ N/m}^2 = 1 \text{ Pa}$$

De oorzaak van druk in een gas

In een vloeistof en in een gas kunnen atomen over grote afstanden bewegen. Hierbij botsen ze voortdurend tegen elkaar en tegen de wanden. Wanneer een atoom tegen een wand botst wordt er een kleine kracht op de wand uitgeoefend. Omdat er in het gas onnoemelijk veel botsende atomen zijn, is de som van alle atomaire krachten een grote constante kracht, die zich verdeelt over het oppervlak van de wanden. In figuur 17 zie je hoe druk wordt veroorzaakt veel botsingen, snel achter elkaar. Om het gewicht links in evenwicht te houden moet er rechts een kracht worden uitgeoefend. Dit kan op verschillende manieren: Boven: een constante kracht. Midden: met een hamer wordt snel achter elkaar op de balk getikt. Onder: deeltjes botsen tegen de balk en worden teruggekaatst.

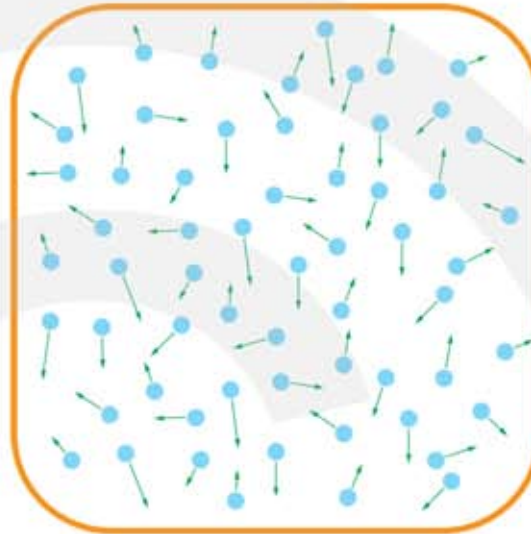


Figuur 17 Druk veroorzaakt door botsingen van atomen.

Bij een gas in een vat mogen we de zwaartekracht op de atomen verwaarlozen. De atomen bewegen kriskras door elkaar, zonder voorkeur voor een bepaalde richting. Omdat de temperatuur in het vat overal even groot is zal de gemiddelde snelheid van de atomen ook overal even groot zijn. Hierdoor botsen op iedere vierkante meter van de wand voortdurend evenveel atomen. De kracht die door deze botsingen per vierkante meter wordt uitgeoefend is de druk van het gas.

Figuur 18

In een vat zitten ontelbaar veel atomen die voortdurend tegen elkaar en tegen de wanden botsen. Op iedere plaats is het aantal botsingen voortdurend even groot. De gasdruk is de kracht per vierkante meter die door al deze botsingen wordt veroorzaakt.



Niet alleen op de wanden, maar ook binnenin het vat heeft de druk van een gas dezelfde waarde. Want op een voorwerp binnenin het vat gebeuren dezelfde botsingen als tegen de wanden van het vat. Vandaar dat de druk binnen in een vat overal even groot is en dat we van de gasdruk kunnen spreken.

Als zwaartekracht mag worden verwaarloosd is de druk van het gas in een afgesloten ruimte overal even groot.

De luchtdruk op aarde

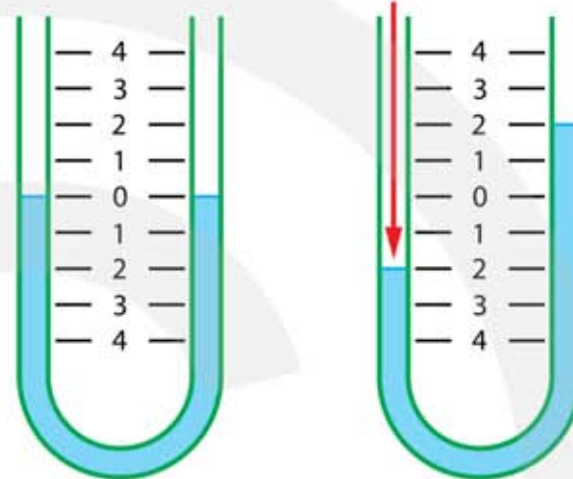
De situatie verandert als de zwaartekracht op de gasatomen niet mag worden verwaarloosd. Dit is het geval bij de luchtdruk op aarde. Om de aarde bevindt zich een atmosfeer van lucht, met een samenstelling van 80% stikstof en 20% zuurstof gas. De lucht kan niet ontsnappen, omdat het net als alle andere materie door de aarde wordt aangetrokken. De luchtdruk in de atmosfeer is niet overal hetzelfde. Omdat de atmosfeer een dikte heeft van ongeveer 40 km veroorzaakt de zwaartekracht bij het aardoppervlak een flinke gasdruk. De lucht bij het aardoppervlak wordt samengeperst door de lucht erboven. Maar hoe hoger je komt, hoe minder gas zich boven je bevindt. Op een acht kilometer hoge berg heb je nog maar 32 km lucht boven je, waardoor de luchtdruk bovenop de berg lager is dan in het dal. De afname van de luchtdruk is niet recht evenredig met de hoogte. Want niet alleen de lengte van de luchtkolom neemt af, ook de dichtheid van de lucht wordt kleiner als je hoger komt.

Het meten van gasdruk

De druk van een gas wordt gemeten met een **manometer**. Er zijn verschillende soorten manometers. Een buismanometer is een U-vormige glazen buis gevuld met vloeistof. Als de gasdruk aan de linkerkant groter is dan aan de rechterkant zie je dat de vloeistof rechts hoger staat dan links. Je meet dan de relatieve gasdruk: het verschil in druk aan de linker- en aan de rechterkant.

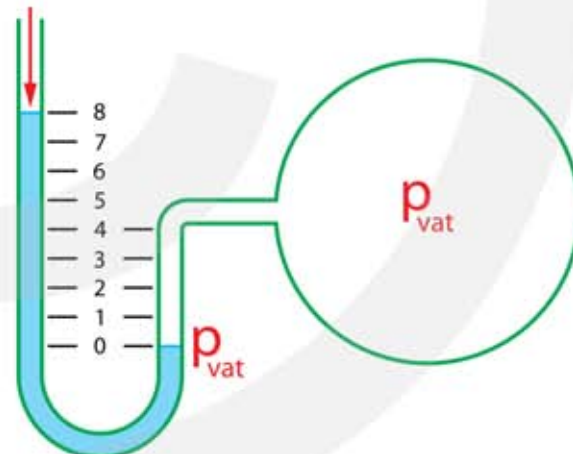
Figuur 19

Met een manometer wordt het drukverschil gemeten. In het plaatje links is de gasdruk aan beide kanten even groot. Neemt de gasdruk in de linkerbuis toe (rechtse plaatje) dan wordt de vloeistof in de rechterbuis omhoog geperst. De schaal geeft het verschil in hoogte.



Figuur 20

De absolute waarde van de gasdruk kun je meten door aan de rechterbuis een groot vat te bevestigen waarin zich gas bevindt met een bekende druk. De druk bij de linkerbuis is 8 eenheden lager dan die in het vat.



De eenheid van gasdruk

Er zijn verschillende eenheden van gasdruk in gebruik: N/m^2 , Pascal (Pa) en bar. Hieronder vind je het overzicht en hoe deze eenheden kunt omrekenen.

De eenheid voor gasdruk is newton per vierkante meter.

1 N/m^2	=	1 pascal (Pa).	
100 N/m^2	=	100 Pa	= 1 mbar
100.000 N/m^2	=	100.000 Pa	= 1 bar

Ouderwetse eenheden voor gasdruk zijn:

- Millimeter kwik (mm Hg) is de hoogte in mm van een kwikkolom die door het gas worden opgedrukt. $760 \text{ mm Hg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1013 \text{ mbar}$
- Atmosfeer (atm) is gelijk aan 760 mm Hg. $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$
- Torr (mm kwikdruk) is de druk die door 1 mm kwik wordt veroorzaakt.

Overdruk en onderdruk

Als de druk in een afgesloten vat groter is dan de druk van de buitenlucht staat het vat op **overdruk**. Dit is het geval in bijvoorbeeld een fietsband.

Als de druk in een afgesloten vat kleiner is dan de luchtdruk buiten het vat staat het vat op **onderdruk**. Dit is het geval bij vacuüm verpakking.

Overdruk en onderdruk zijn het verschil tussen de gasdruk in het vat en de druk van de buitenlucht.

Overdruk is de druk in het vat min de druk van de buitenlucht.

VOORBEELD onderdruk en overdruk

Onderdruk ontstaat als lucht wordt weggepompt. Dit gebeurt bijvoorbeeld in een stofzuiger. Overdruk ontstaat als ergens gas wordt ingepompt, zoals in een autoband.



Figuur 21 In een stofzuiger wordt onderdruk gemaakt. In een autoband zit overdruk.

VOORBEELD weerkaart

Op een weerkaart is de luchtdruk aangegeven. Net als bij een hoogtekartaat gebeurt dit bij een weerkaart met lijnen die plaatsen met gelijke luchtdruk met elkaar verbinden. Deze lijnen worden **isobaren** genoemd. Als isobaren dicht bij elkaar liggen is over een kleine afstand de verandering van de luchtdruk groot.

Is de luchtdruk lager is dan 10^5 Pa dan is er onderdruk en spreek je van een lage drukgebied, wat wordt aangegeven met een L. Is de luchtdruk groter is dan 10^5 Pa dan is er overdruk en spreek je van een hogedrukgebied, wat wordt aangegeven met een H. Het verschil in luchtdruk tussen een hogedrukgebied en een lagedrukgebied is ongeveer $0,05 \cdot 10^5$ Pa.



Figuur 22
Weerkaart van Europa.

5.4 Ideale gassen

Ideaal en reëel gas

Een gas bestaat uit atomen of moleculen die kriskras door elkaar bewegen. Om het gedrag van gassen te beschrijven moet je een model opstellen waarmee je kunt voorspellen hoe een gas zich gedraagt. In het meest eenvoudige geval ga je uit van de volgende aannamen.

- Er zijn heel veel moleculen die samen het gas vormen.
- Bij een botsing verandert alleen de kinetische energie van de moleculen.
- De moleculen trekken elkaar niet aan en stoten elkaar niet af.
- De gemiddelde afstand tussen de moleculen is veel groter dan de moleculen zelf.

Een gas dat voldoet aan deze aannamen noemen we een **ideaal gas**. Geen enkel gas is 100% ideaal, maar in de praktijk kloppen de voorspellingen die het model geeft vrij goed met de werkelijkheid. Alleen bij een zeer hoge gasdruk en bij grote moleculen werkt dit model minder goed. In deze gevallen moet het model worden uitgebreid. Een gas dat zich niet als ideaal gas gedraagt heet een **reëel gas**. In deze paragraaf houden we ons uitsluitend bezig met het gedrag van ideale gassen.

De toestand van een gas

Stel je hebt een vat met daarin een ideaal gas van een bepaald soort molecuul. Weet je van dit gas de **druk**, het **aantal** moleculen, het **volume** en de **temperatuur**, dan weet je de **toestand** van het gas.

De toestand van een gas wordt bepaald door:

- de druk (p)
- het aantal moleculen (n)
- het volume (V)
- de temperatuur (T)

De toestand van een gas kan veranderen door een invloed van buiten. Verandert het aantal moleculen, het volume, of de temperatuur van het gas dan verandert ook de druk. Er zijn drie gaswetten waarmee je kunt uitrekenen hoe groot de druk wordt als je de toestand van een gas verandert. Vóór de verandering heeft het gas toestand 1. Na de verandering heeft het gas toestand 2. Bij toestand 1 hoort p_1 , n_1 , V_1 en T_1 . Bij toestand 2 hoort p_2 , n_2 , V_2 en T_2 .

Gasdruk en aantal moleculen: de wet van Avogadro

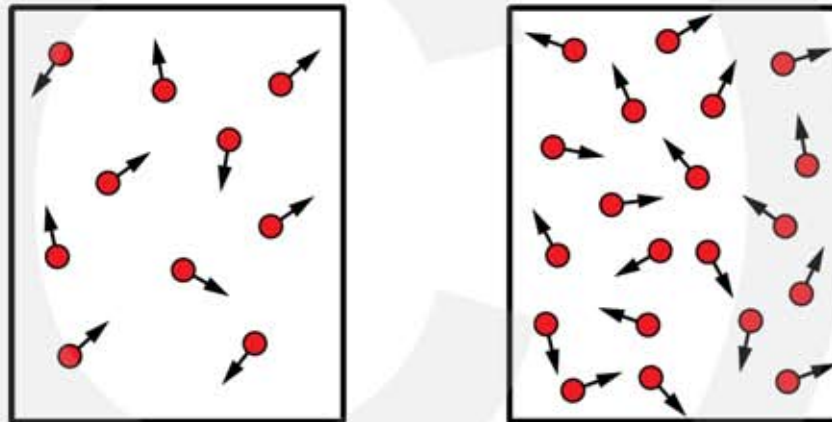
De Italiaan Amedeo Avogadro (1776 – 1856) is bekend geworden door zijn wet uit 1811 en de naar hem genoemde constante van Avogadro.

De wet van Avogadro:

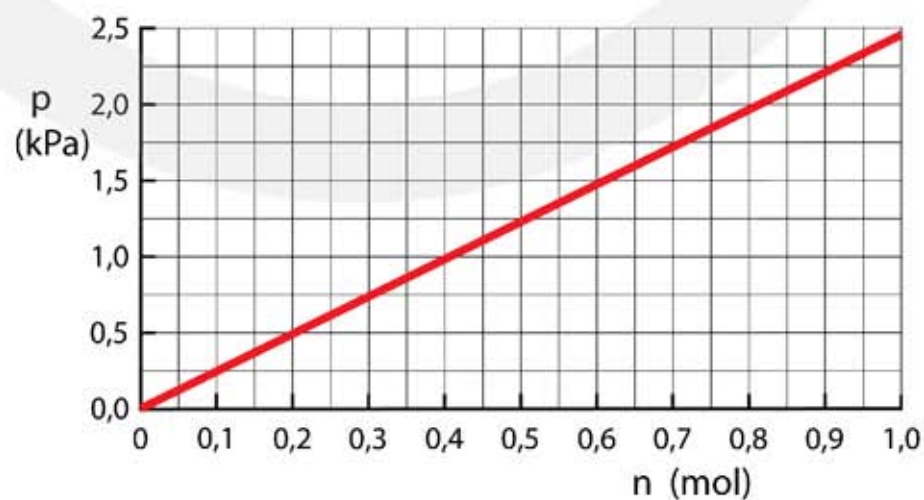
Gelijke volumes van twee verschillende gassen van dezelfde druk en temperatuur bevatten evenveel moleculen.

Volgens Avogadro doet het er niet toe uit welke soort atomen of moleculen een gas bestaat. Alleen het aantal opgesloten moleculen in een vat bij een gegeven temperatuur bepaalt de druk. Verandert het aantal moleculen dan verandert ook de druk.

Figuur 23
De wet van Avogadro:
aantal moleculen wordt
groter → druk wordt
groter.



Figuur 24
(p, n)-diagram
van een ideaal
gas. $V = 1 \text{ m}^3$
en $T = 293 \text{ K}$.



Zoals je kunt spreken over een dozijn (12 stuks) spreek je bij moleculen vaak over een **mol**. We tellen de moleculen niet per stuk maar per mol.

$$\text{één mol moleculen} = 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moleculen}$$

Van een afgesloten hoeveelheid gas neemt de druk **recht evenredig** toe met het aantal moleculen, mits het volume en de temperatuur niet veranderen. Recht evenredig geef je aan met het teken " $\sim$ ".

De wet van Avogadro opgeschreven als formule.

$$p \sim n \quad \rightarrow \quad \frac{p_1}{n_1} = \frac{p_2}{n_2}$$

- p is de druk in pascal (Pa) of (N/m²)
- n is het aantal mol moleculen

VOORBEELD

In een autoband zit 35 mol lucht met een druk van 1,75 bar. De band wordt opgepompt tot 2,25 bar. V en T veranderen niet.

Bereken hoeveel mol lucht er moet worden toegevoegd.

- $\frac{p_1}{n_1} = \frac{p_2}{n_2} \rightarrow \frac{1,75}{35} = \frac{2,25}{n_2} \rightarrow n_2 = \frac{35 \cdot 2,25}{1,75} = 45 \text{ mol}$
- er moet dus $45 - 35 = 10$ mol worden toegevoegd

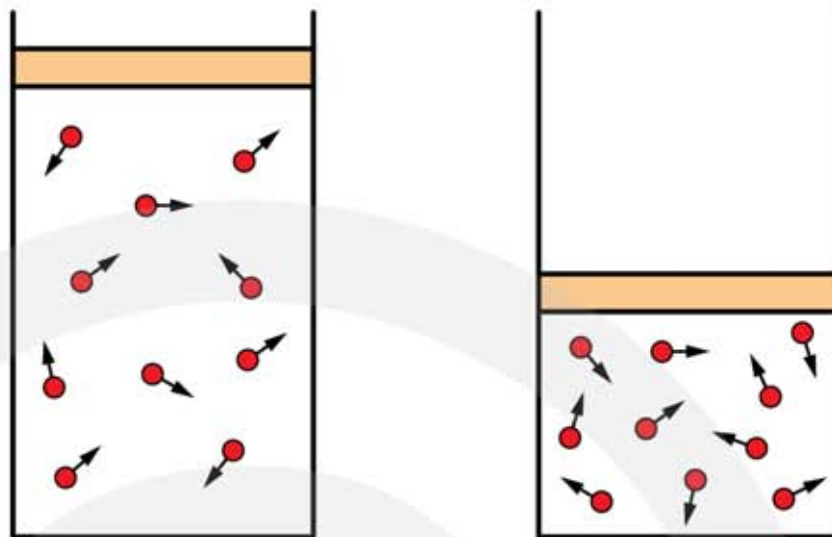
Gasdruk en volume: de wet van Boyle

De in Ierland geboren Robert Boyle (1627 – 1691) is bekend geworden door zijn experimenten met gassen bij verschillende drukken die hij in Londen heeft uitgevoerd. Door gebruik te maken van de in Duitsland uitgevonden vacuümpomp (1649) is Boyle in staat om gassen bij hoge en lage druk te onderzoeken.

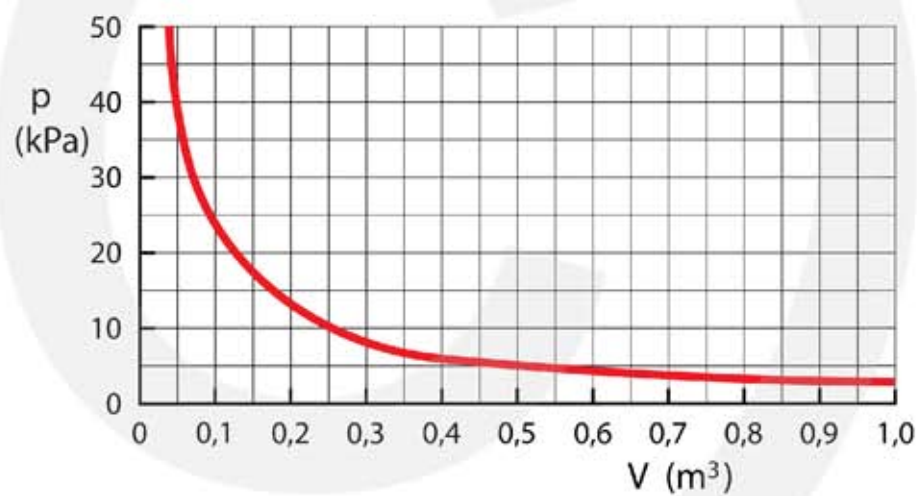
De wet van Boyle:

Bij een constante hoeveelheid gas en een constante temperatuur is de druk van een gas omgekeerd evenredig met het volume.

Figuur 25
Wet van Boyle: volume wordt kleiner → druk wordt groter.



Figuur 26
(p, V)-diagram van een ideaal gas. n = 1 mol, T = 293 K.



Van een afgesloten hoeveelheid gas neemt de druk **omgekeerd evenredig** toe met het volume mits het aantal mol en de temperatuur niet veranderen.

De wet van Boyle opgeschreven als formule.

$$p \sim \frac{1}{V} \quad \rightarrow \quad p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

- p is de druk in pascal (Pa) of (N/m²)
- V is het volume in kubieke meter (m³)

VOORBEELD

In een fietspomp zit lucht met een druk van 1,0 bar. Bij het pompen wordt de lucht samengeperst tot een kwart van het volume. n en T veranderen niet.

Bereken de druk van de samengeperste lucht.

- $p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \rightarrow 1,0 \cdot V_1 = p_2 \cdot 0,25 \cdot V_1$
- delen door $V_1 \rightarrow$
- $1,0 = p_2 \cdot 0,25 \rightarrow p_2 = \frac{1,0}{0,25} = 4,0 \text{ bar}$



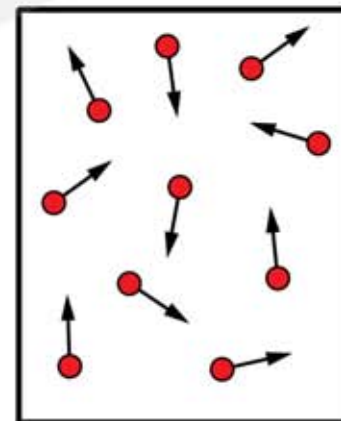
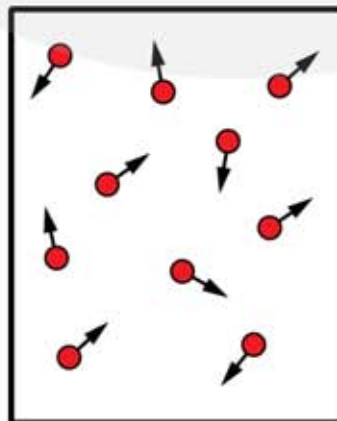
Gasdruk en temperatuur: de wet van Gay-Lussac

De Fransman Guillaume Amontons (1663 – 1705) onderzoekt tussen 1700 en 1702 het verband tussen de druk en de temperatuur van een hoeveelheid gas bij een constant volume. Honderd jaar later zet Joseph Louis Gay-Lussac (1778 – 1850) dit onderzoek voort en in 1802 formuleert hij de wet die zijn naam draagt. In 1804 bouwt Gay-Lussac, samen met Jean-Baptiste Biot, een hete luchtballon waarmee hij een hoogte van 7 km bereikt.

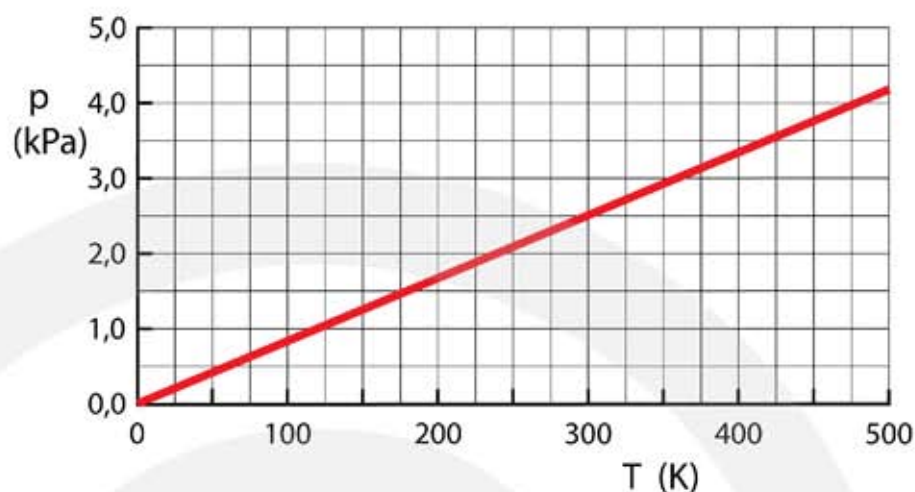
De wet van Gay-Lussac:

Bij een constante hoeveelheid gas en een constant volume neemt de druk recht evenredig toe met de absolute temperatuur.

Figuur 27
Wet van Gay-Lussac:
temperatuur wordt hoger $\rightarrow$
druk wordt groter
(de temperatuur wordt
aangegeven door de lengte
van de pijlen)



Figuur 28
(p, T)-diagram van een
ideaal gas. $n = 1 \text{ mol}$,
 $V = 1 \text{ m}^3$.



– Temperatuur in kelvin –

De absolute temperatuur wordt uitgedrukt in **kelvin** (K) en kun je berekenen uit de temperatuur in graden celsius.

Absolute temperatuur heeft als symbool T (hoofdletter) en als eenheid K.

Omrekenen van °C naar Kelvin en omgekeerd gaat als volgt:

één graad Celsius = één Kelvin

- **temperatuur in Kelvin = temperatuur in °C + 273,15**
- **temperatuur in °C = temperatuur in Kelvin – 273,15**

Van een afgesloten hoeveelheid gas neemt de druk **recht evenredig** toe met de temperatuur, mits het aantal moleculen en het volume niet veranderen.

$$p \sim T \quad \rightarrow \quad \frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

- p is de druk in pascal (Pa) of (N/m^2)
- T is de absolute temperatuur in kelvin (K)

VOORBEELD

Een autoband heeft bij $T = 273 \text{ K}$ een druk van 2,0 bar. In de zomer loopt de temperatuur in de band op tot $50 \text{ }^{\circ}\text{C}$. n en V veranderen niet.



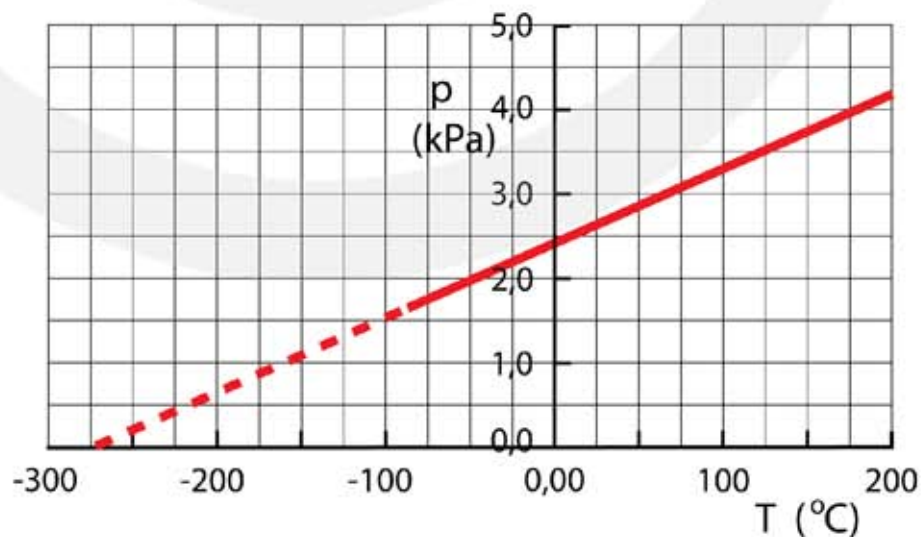
Bereken hoe groot de druk in de band wordt.

$$\bullet \quad \frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \rightarrow \frac{2,0}{273} = \frac{p_2}{(273+50)} \rightarrow p_2 = \frac{2 \cdot 323}{273} = 2,4 \text{ bar}$$

Absolute nulpunt van temperatuur

William Thomson (1824–1907), die door koningin Victoria in de adelstand wordt geheven en daarna als Lord Kelvin door het leven gaat, beseft dat als je de wet van Gay-Lussac extrapoleert tot lage temperatuur je bij een punt komt waarbij de gasdruk nul wordt. Een nog lagere temperatuur is ondenkbaar, want dan zou de druk negatief zijn, wat onmogelijk is. Hij vindt een temperatuur van $-273,15 \text{ }^{\circ}\text{C}$ als absoluut minimum. Vanwege zijn bijdrage heeft de eenheid van temperatuur op de absolute temperatuurschaal zijn naam gekregen.

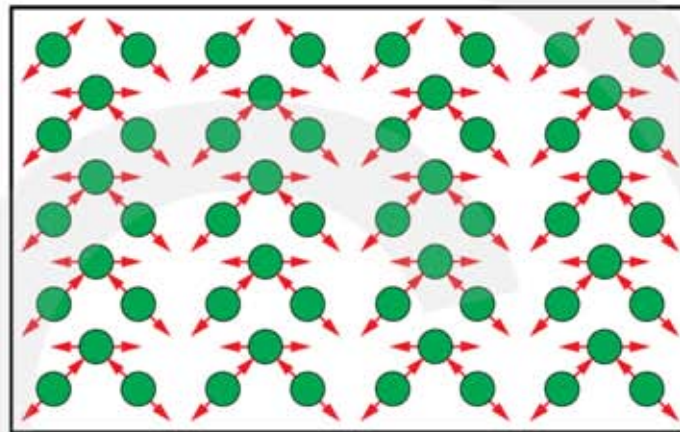
Figuur 29
Extrapolatie van de druk als de temperatuur wordt verlaagd. Bij $T = -273,15 \text{ }^{\circ}\text{C}$ is de gasdruk 0 wat duidt op een absoluut minimum in de temperatuur.



5.5 Trillende atomen

Warmte en temperatuur

Atomen zijn altijd aan het bewegen. Voortdurend trekken ze aan elkaar of stoten ze elkaar af. In een vaste stof zijn de atomen netjes gestapeld in een vast rooster. De atomen in een vaste stof trillen daarom op een regelmatige manier.



Figuur 30
Trillende atomen in
een vaste stof.

Omdat atomen trillen en elkaar aantrekken en op afstand houden bevat een stof energie. Dit noemen we de **inwendige energie** van een stof.

De inwendige energie van een stof kun je groter maken door **warmte** toe te voegen. De hoeveelheid warmte die je toevoegt is gelijk aan de toename van de inwendige energie.

Als bij het toenemen van de inwendige energie de gemiddelde snelheid van de trillende atomen groter wordt dan merk je dat omdat de **temperatuur** toeneemt.

Inwendige energie is de energie van de trillende atomen.

Door warmte toe te voegen wordt de inwendige energie groter.

De temperatuur neemt toe als de gemiddelde snelheid van de atomen groter wordt.

Het begrip warmte wordt vaak verkeerd gebruikt. In het Nederlands zeggen we dat iets warm is als we bedoelen dat de temperatuur hoog is. In de natuurkunde moeten we nauwkeurig met begrippen omgaan. Warmte en temperatuur zijn verschillende grootheden met verschillende eenheden. Maar ze hebben wel met elkaar te maken, want warmte stroomt altijd spontaan van plaatsen met een hoge temperatuur naar plaatsen met een lage temperatuur.

Warmte stroomt spontaan van plaatsen met een hoge temperatuur naar plaatsen met een lage temperatuur.

Dit is als volgt te verklaren. Stel dat de temperatuur niet overal hetzelfde is. Gebied H heeft een hoge temperatuur en gebied L een lagere temperatuur. H en L liggen vlak naast elkaar.

- bij H bewegen de atomen sneller dan bij L
- atomen van gebied H botsen met meer kracht tegen de atomen van L dan omgekeerd
- bij H verliezen de atomen snelheid en bij L krijgen atomen er snelheid bij
- bij H wordt de temperatuur lager en bij L wordt de temperatuur hoger
- warmte is verplaatst van gebied H naar gebied L

Als warmte aan een stof wordt toegevoegd is het meestal zo dat de gemiddelde snelheid van de atomen toeneemt. Maar dat hoeft niet altijd zo te zijn. Het is ook mogelijk dat alle warmte wordt gebruikt om de gemiddelde afstand tussen de atomen te vergroten. Dit gebeurt bij een fase-overgang, zoals bij het smelten en koken. Tijdens het smelten en koken stroomt er warmte naar het voorwerp of de stof en wordt deze warmte helemaal gebruikt om de afstand tussen de atomen te vergroten. De gemiddelde snelheid van de atomen, en daarmee de temperatuur, verandert tijdens het smelten en koken niet.

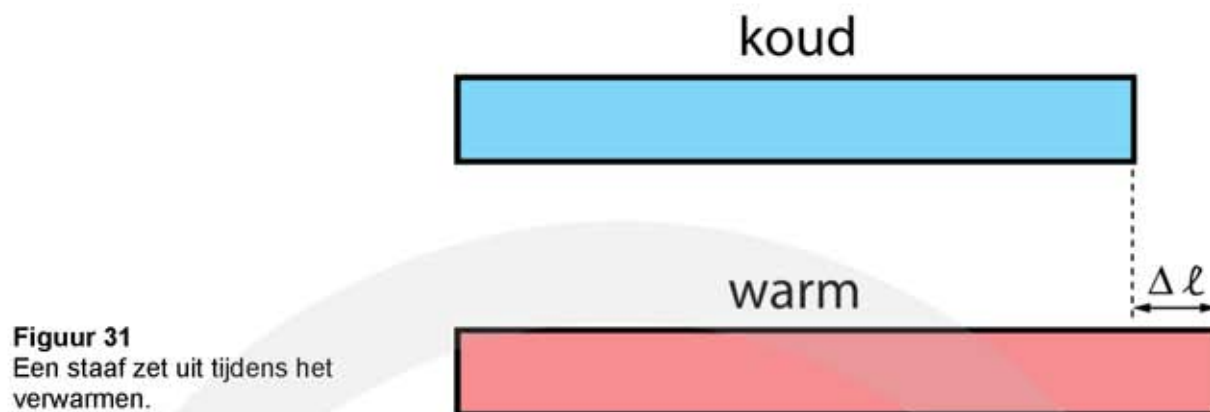
Voeg je warmte toe aan een stof dan stijgt de temperatuur, tenzij er een fase-overgang plaatsvindt.

Uitzetten

De uitzetting van een vaste stof wordt beschreven door de **lineaire uitzettingscoëfficiënt**. Neem een staaf van lengte ℓ_0 . Als de temperatuur van de staaf toeneemt met ΔT wordt de staaf $\Delta \ell$ langer. Er geldt:

$$\frac{\Delta \ell}{\ell_0} = \alpha \cdot \Delta T$$

- $\Delta \ell$ is de verandering van de lengte in meter (m)
- ℓ_0 is de oorspronkelijke lengte in meter (m)
- α is de lineaire uitzettingscoëfficiënt in kelvin (K^{-1})
- ΔT is de verandering van de temperatuur in kelvin (K)



Figuur 31
Een staaf zet uit tijdens het verwarmen.

VOORBEELD Eiffeltoren

De Eiffeltoren is gemaakt van ijzer en is 324,0 m hoog bij een temperatuur van 20 °C. De lineaire uitzettingscoëfficiënt van ijzer is $11,7 \cdot 10^{-6}$ per °C. In de winter daalt de temperatuur tot -10 °C.

Bereken hoeveel van de Eiffeltoren in de winter is gekrompen.

- de temperatuur verandert met 30 °C →
- de ijzeren constructie van 324 m krimpt →
- $\frac{\Delta \ell}{\ell_0} = \alpha \cdot \Delta T$
- $\frac{\Delta \ell}{324} = 11,7 \cdot 10^{-6} \cdot 30 \rightarrow \Delta \ell = 0,11 \text{ m}$

Transport van warmte

Transport van warmte kan op drie verschillende manieren gebeuren, door **warmtegeleiding**, door **warmtestroming** en door **warmtestraling**.

– Warmtegeleiding –

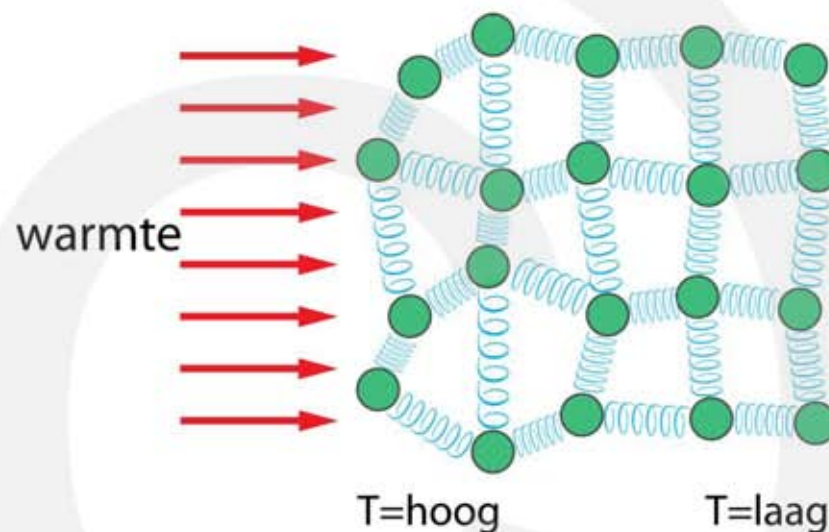
Bij warmtegeleiding wordt energie getransporteerd doordat atomen met elkaar botsen. De atomen zelf verplaatsen niet, ze geven alleen kinetische energie aan elkaar door.

Als van een staaf uiteinde A een hoge temperatuur heeft en uiteinde B een lage temperatuur, dan stroomt er spontaan warmte van A naar B. Deze vorm van warmte-

transport heet warmtegeleiding. De snelheid waarmee warmtegeleiding plaatsvindt hangt af van het temperatuurverschil én van het materiaal waarvan de staaf is gemaakt. Metalen zijn goede warmtegeleiders terwijl hout, glas en plastic slechte warmtegeleiders zijn.

Bij warmtegeleiding wordt warmte getransporteerd door overdracht van kinetische energie tussen naburige atomen. Atomen met veel kinetische energie staan energie af aan atomen met minder kinetische energie. Als na een tijd de temperatuur in de staaf overal gelijk is stopt dit proces.

Figuur 32
Warmtegeleiding.
Waar warmte naar binnen stroomt neemt de kinetische energie van de atomen toe. Deze energie wordt overgedragen naar plaatsen waar het kouder is.



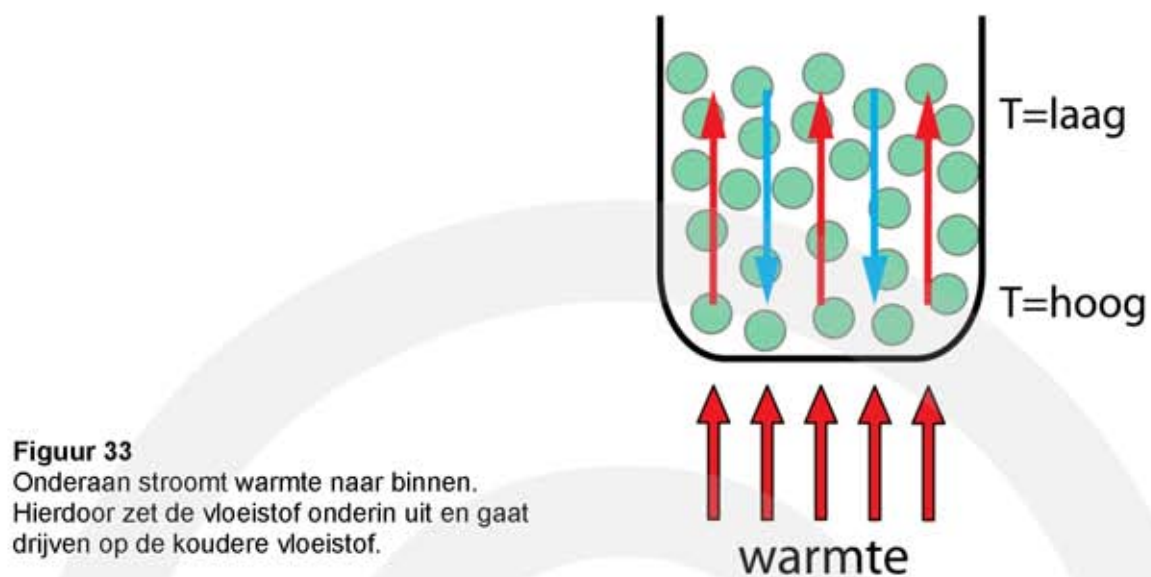
– Warmtestroming –

Bij warmtestroming verplaatsen atomen met veel energie zich van plaatsen met een hoge naar plaatsen met een lage temperatuur.

Warmtestroming is alleen mogelijk als atomen zich over een grote afstand kunnen verplaatsen.

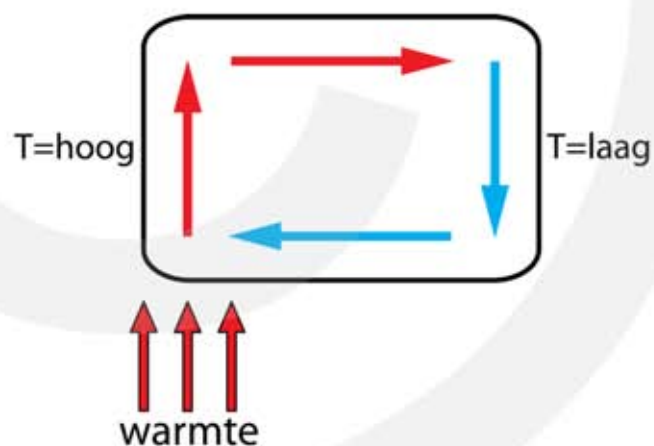
In een vloeistof of gas stromen atomen met veel energie, tegen de zwaartekracht in, naar boven. Deze vorm van warmtetransport heet **convectie**.

Convectie werkt als volgt. Op de plaats waar warmte binnenkomt zet de stof uit en neemt de dichtheid af. Verwarmde vloeistof (gas) met een lage dichtheid gaat drijven op koude vloeistof (gas) met een hoge dichtheid. Hierdoor ontstaat er een opwaartse stroom van warme vloeistof (gas). Bij het opstijgen van de verwarmde vloeistof (gas) zakt de koude vloeistof (gas) naar beneden. Aangekomen bij de warmtebron wordt nu ook de koude vloeistof (gas) verwarmd. Er ontstaat een circulerende vloeistof- of gasstroom, waardoor warmte wordt getransporteerd van onder naar boven.



Figuur 33
Onderaan stroomt warmte naar binnen.
Hierdoor zet de vloeistof onderin uit en gaat
drijven op de koudere vloeistof.

Als een vat maar aan één kant wordt verwarmd gaat de vloeistof (gas) in een kring stromen. Vloeistof met een hoge temperatuur stijgt op en stroomt bovenin van de warmtebron weg. Vloeistof met lage temperatuur zinkt en stroomt onderin naar de warmtebron toe.



Figuur 34
Vanwege convectorie gaat de
vloeistof in een kring stromen.

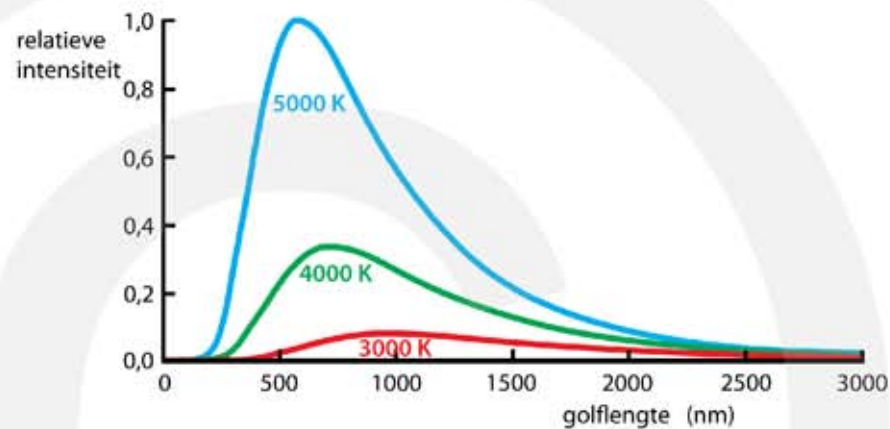
Warmtestroming door convectorie treedt alleen op als er zwaartekracht is; zonder zwaartekracht is er geen convectorie. Als warmtestroming door convectorie niet of onvoldoende plaatsvindt moet er worden geroerd. Door te roeren wordt verwarmde en koude vloeistof (gas) met elkaar vermengd.

– Warmtestraling –

Een voorwerp zendt voortdurend warmte uit in de vorm van straling. Bij hoge temperatuur wordt er meer straling uitgezonden dan bij lage temperatuur.

Bij een lage temperatuur wordt infrarode straling, IR-straling, uitgezonden. De infrarode lichtdeeltjes (fotonen) hebben een lage energie. IR-straling kun je niet zien, omdat onze ogen er ongevoelig voor zijn, maar je kunt het wel voelen op je huid. Als de temperatuur stijgt, krijgen de uitgezonden fotonen steeds meer energie én worden er per seconde meer fotonen uitgezonden. Dit verschijnsel is te zien als metaal wordt verwarmd. Wordt de temperatuur hoog genoeg dan gaat het metaal rood gloeien. Bij een nog hogere temperatuur verschuift de kleur naar geel.

Figuur 35
Elektromagnetische straling wordt altijd uitgezonden. Als de temperatuur toeneemt wordt de hoeveelheid straling groter en schuift het de uitgezonden kleur van rood naar blauw.



Warmte-isolatie

Warmte-isolatie is het verhinderen van warmtetransport.

Om ervoor te zorgen dat een voorwerp geen warmte verliest moeten alle vormen van warmtetransport worden geblokkeerd.

Isolatie tegen warmtegeleiding

- materialen gebruiken die slecht warmte geleiden (hout, glas, plastic, lucht)
- het contactoppervlak tussen het voorwerp en de omgeving klein te maken
- vacuüm aanbrengen, zodat er geen atomen zijn die tegen elkaar botsen

Isolatie tegen warmtestroming

- het stromen van vloeistof of gas afremmen door het aanbrengen van een poreus materiaal (vacht, jas, deken, glaswol)
- vacuüm aanbrengen, zodat er geen atomen zijn om te stromen

Isolatie tegen warmtestraling

- een (aluminium) reflector aanbrengen, waardoor de uitgezonden fotonen worden teruggekaatst

5.6 Warmte opnemen en warmte afstaan

Soortelijke warmte

Wordt er warmte toegevoegd aan een vaste stof, een vloeistof of een gas, dan stijgt hierdoor de temperatuur, tenzij er een faseverandering plaatsvindt. De toegevoegde warmte wordt in de stof opgeslagen als inwendige energie.

Warmte Q wordt opgenomen door een hoeveelheid stof met massa m . De verandering van de temperatuur ΔT van de stof bereken je met de volgende formule.

$$Q = c \cdot m \cdot \Delta T$$

- Q is de toegevoegde of onttrokken warmte (J)
- c is de soortelijke warmte ($\text{J kg}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$) of ($\text{J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$)
- m is de massa in kilogram (kg)
- ΔT is de verandering van de temperatuur in graden celsius of in kelvin ($^\circ\text{C}$ of K)

In de formule komt de **soortelijke warmte** voor. Deze grootheid is voor iedere stof anders en geeft aan hoeveel warmte er nodig is om de temperatuur van één kg stof één $^\circ\text{C}$ te laten stijgen. Aan het einde van deze paragraaf staat een tabel met de soortelijke warmte van een aantal stoffen.

De soortelijke warmte c is de hoeveelheid warmte die nodig is om de temperatuur van één kg stof één $^\circ\text{C}$ te laten stijgen.

- het symbool voor soortelijke warmte is c (kleine letter)
- de eenheid van soortelijke warmte is ($\text{J kg}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$) of ($\text{J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$)
- voor een vaste stof is c onafhankelijk van de luchtdruk.

Warmtecapaciteit

Als een hoeveelheid water in een beker wordt verwarmd stijgt niet alleen de temperatuur van het water maar ook die van de beker. Niet alle warmte wordt toegevoegd aan het water, een deel gaat naar de beker. Omdat de beker uit verschillende materialen bestaat wordt een nieuwe grootheid gebruikt: de **warmtecapaciteit**. Omdat de warmtecapaciteit voor ieder voorwerp anders is kan het niet worden opgezocht in een tabellenboek.

De warmtecapaciteit is geen stofeigenschap, maar de eigenschap van een bepaald voorwerp.

De warmtecapaciteit C is de hoeveelheid warmte die nodig is om een bepaald voorwerp één °C in temperatuur te laten stijgen.

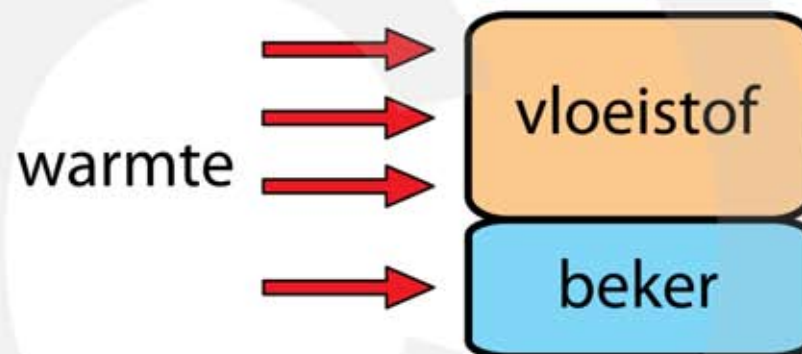
$$Q = C \cdot \Delta T$$

- C is de warmtecapaciteit (hoofdletter)
- de eenheid van warmtecapaciteit is (J / °C) of (J / K)

In figuur 36 zie je hoe de toegevoegde warmte wordt verdeeld tussen de stof en de verpakking. Omdat de stof en de verpakking met elkaar in contact staan hebben ze steeds dezelfde temperatuur.

Figuur 36

Warmte wordt toegevoegd aan een beker met water. Een deel van de warmte wordt opgenomen door het water. De rest wordt opgenomen door de beker.



VOORBEELD het verwarmen van een beker water

Een beker met 200 g water wordt in een magnetron verwarmd van 15 °C tot 75 °C. De magnetron levert iedere seconde 800 J aan energie. De soortelijke warmte van water is $4,18 \cdot 10^3 \text{ J / (kg °C)}$. De warmtecapaciteit van de beker is 150 J / K.

Bereken de hoeveelheid energie die de magnetron moet leveren.

- $E_{\text{magnetron}} = Q_{\text{water}} + Q_{\text{beker}}$ (wet van behoud van energie)
- $Q_{\text{water}} = c \cdot m \cdot \Delta T = 4,18 \cdot 10^3 \cdot 0,200 \cdot (75 - 15) = 5,016 \cdot 10^4 \text{ J}$
- $Q_{\text{beker}} = C_{\text{beker}} \cdot \Delta T = 150 \cdot (75 - 15) = 9,0 \cdot 10^3 \text{ J}$
- $E_{\text{magnetron}} = 5,016 \cdot 10^4 + 9,0 \cdot 10^3 = 5,916 \cdot 10^4 = 59,2 \text{ kJ}$

Bereken hoe lang de magnetron aan moet staan.

- $E_{\text{magnetron}} = 5,916 \cdot 10^4 \text{ J}$
- $5,916 \cdot 10^4 = 800 \cdot t \rightarrow t = 74 \text{ s}$

VOORBEELD hoeveelheid warm water in een bad

Een bad is gevuld met 100 liter water van 12 °C. Een boiler levert water met een temperatuur van 75 °C. De warmtecapaciteit van de badkuip is 5,0 kJ / °C. De soortelijke warmte van water is $4,18 \cdot 10^3 \text{ J/(kg } ^\circ\text{C)}$. De dichtheid van water is $1,0 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$. Er wordt geen warmte aan de omgeving afgestaan.

Bereken hoeveel liter warm water er aan het bad moet worden toegevoegd om het water een temperatuur van 34 °C te geven.

- 1 liter = $10^{-3} \text{ m}^3 \rightarrow 100 \text{ l} = 10^{-1} \text{ m}^3$
- massa 100 l koud water is 100 kg
- $Q_{\text{koud water}} = c \cdot m \cdot \Delta T = 4,18 \cdot 10^3 \cdot 100 \cdot (34 - 12) = 9,196 \cdot 10^6 \text{ J}$
- $Q_{\text{bad}} = C_{\text{bad}} \cdot \Delta T = 5,0 \cdot 10^3 \cdot (34 - 12) = 1,1 \cdot 10^5 \text{ J}$
- $Q_{\text{koud water}} + Q_{\text{bad}} = 9,196 \cdot 10^6 + 1,1 \cdot 10^5 = 9,306 \cdot 10^6 \text{ J}$
- $Q_{\text{heet water}} = Q_{\text{koud water}} + Q_{\text{bad}}$ (wet van behoud van energie)
- $Q_{\text{heet water}} = 9,306 \cdot 10^6 = c \cdot m \cdot \Delta T = 4,18 \cdot 10^3 \cdot m \cdot (75 - 34)$
- $m = 54,3 \text{ kg}$
- volume warm water is 54,3 liter

Faseovergang

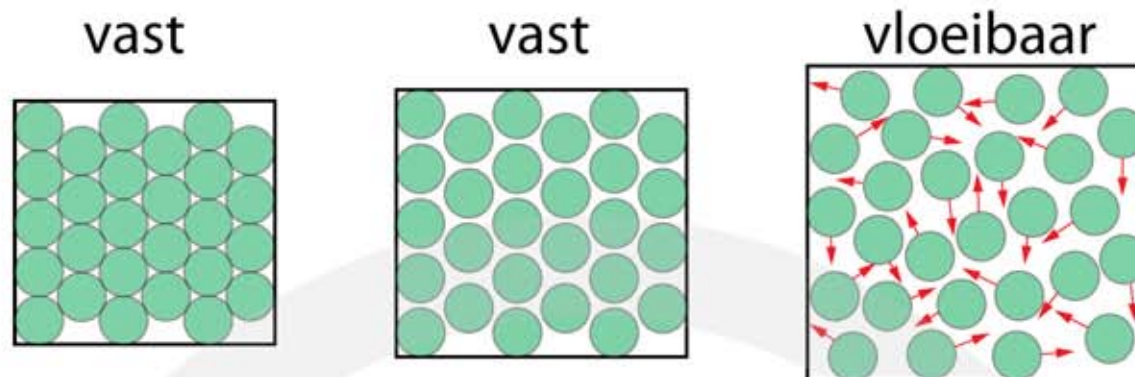
Tot nu toe hebben we geen rekening gehouden met faseovergangen. Het toevoegen van warmte kan echter ook tot gevolg hebben dat een stof gaat smelten of koken. Als warmte wordt toegevoegd tijdens het smelten of koken blijft de temperatuur constant. Bij een faseovergang wordt de opgenomen warmte uitsluitend gebruikt om de gemiddelde afstand tussen de atomen te veranderen. De gemiddelde snelheid van de atomen, en daarmee de temperatuur, verandert tijdens een faseovergang niet.

Bij het toevoegen van warmte tijdens een faseovergang blijft de temperatuur constant.

In bijvoorbeeld vast zilver (symbool Ag) zijn de atomen zo dicht mogelijk op elkaar gestapeld. Als warmte wordt toegevoegd zet het rooster uit en gaan de Ag-atomen harder trillen. De toegevoegde warmte wordt gebruikt om de gemiddelde afstand tussen de atomen te vergroten (het rooster zet uit) én om de snelheid van de atomen groter te maken (de temperatuur neemt toe).

Bij 1235 K gaat zilver smelten. In vloeibaar zilver is de gemiddelde afstand tussen de Ag-atomen groter dan in vast zilver. Tijdens het smelten wordt de toegevoegde warmte uitsluitend gebruikt om de chemische bindingen tussen Ag atomen losser te maken. De energie van de Ag atomen neemt hierdoor toe.

- vast zilver: $\rho = 10,5 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$
- vloeibaar zilver: $\rho = 9,31 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$



Figuur 37 Warmte wordt opgenomen waardoor de stof uitzet en de atomen harder gaan trillen. Bij het smeltpunt trillen de atomen zo hard en zijn de bindingen zo zwak dat de stof vloeibaar wordt.

Smelten en koken

Om een stof te laten smelten of verdampen is energie nodig.

De smeltwarmte is de energie die nodig is om één kg vaste stof te smelten.

De verdampingswarmte is de energie die nodig is om één kg vloeistof te verdampen.

VOORBEELD zilver

Een zilveren staaf van 2,0 m lengte en een massa van 5,0 kg wordt verwarmd van $T = 293 \text{ K}$ totdat hij is gesmolten bij 1235 K .

- zilver heeft een lineaire uitzettingscoëfficiënt van $19,2 \cdot 10^{-6} \text{ K}^{-1}$
- zilver heeft een soortelijke warmte van $0,386 \cdot 10^3 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$
- zilver heeft een smeltwarmte van $1,05 \cdot 10^5 \text{ J kg}^{-1}$

Bereken hoeveel de staaf uitzet.

- temperatuur gaat van 293 naar 1235 K
- bij 293 K is de staaf 2,0 m lang
- opzoeken: $\alpha = 19,2 \cdot 10^{-6} \text{ K}^{-1}$
- $\frac{\Delta \ell}{\ell} = \alpha \cdot \Delta T \rightarrow \frac{\Delta \ell}{2,0} = 19,2 \cdot 10^{-6} \cdot (1235 - 293)$
- $\frac{\Delta \ell}{2,0} = 19,2 \cdot 10^{-6} \cdot (1235 - 293)$
- $\ell = 3,617 \cdot 10^{-2} \text{ m} = 3,6 \text{ cm}$

Bereken hoeveel energie er nodig is om de staaf te verwarmen

- de temperatuur stijgt van 293 tot 1235 K →
- $Q = c \cdot m \cdot \Delta T$
- opzoeken: $c = 0,386 \cdot 10^3 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$
- $Q = 0,386 \cdot 10^3 \cdot 5,0 \cdot (1235 - 293) \rightarrow Q = 1,818 \cdot 10^6 = 1,8 \cdot 10^6 \text{ J}$

Bereken hoeveel energie er nodig is om de staaf te smelten

- Q is de smeltwarmte keer het aantal kilogram
- opzoeken: smeltwarmte zilver is $1,05 \cdot 10^5 \text{ J kg}^{-1}$
- $Q = 1,05 \cdot 10^5 \cdot 5,0 = 5,25 \cdot 10^5 \text{ J}$

Soortelijke warmte bij 293 K

metaal	soortelijke warmte ($10^3 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$)
aluminium	0,88
beryllium	1,8
bismut	0,12
cadmium	0,234
calcium	0,65
chromium	0,45
goud	0,129
ijzer	0,46
kalium	0,754
kobalt	0,42
koper	0,387
kwik	0,14
lood	0,128
magnesium	1,026
molybdeen	0,26
natrium	1,23
nikkel	0,46
platina	0,133
tantaal	0,14
tin	0,22
uraan	0,116
wolfraam	0,135
zilver	0,24
zink	0,386

vaste stof	soortelijke warmte ($10^3 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$)
acryl	1,4 – 2,1
asfalt	0,92
cement (beton)	0,9 – 1,1
diamant	0,49
gips	0,8 – 1,1
glas (gewoon)	0,8
grafiet	0,69 – 0,72
hout (ebben-)	
hout (eiken-)	2,39
hout (vuren-)	2,72
ijs ($T = -4 \text{ }^\circ\text{C}$)	2,2
keukenzout	0,88
koolstof	0,85
kurk	17 – 21
nylon	1,7
paraffine	2,1 – 2,9
perspex	1,5
porselein	0,8
pvc	1 – 2
rubber	1,1 – 2
silicium	0,76
steen (bak-)	0,75
suiker	1,2
zand (droog-)	0,80

vloeistof	soortelijke warmte ($10^3 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$)
aceton	2,20
alcohol	2,43
benzine	2,1
chloroform	0,96
glycerol	2,43
olijfolie	1,65
siliconenolie	1,37
terpentijn	1,75
water	4,18
zeewater	3,93
zwaar water	4,22
zwavelzuur	1,38

gas bij constante druk	soortelijke warmte ($10^3 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$)
ammoniak	2,06
argon	0,52
chloor	0,49
helium	5,1
koolstofdioxide	0,82
lucht (mengsel)	1,00
methaan	2,21
neon	1,03
stikstof	1,04
waterstof	14,3
zuurstof	0,92
zwaveldioxide	0,64