Gassen en de ideale gaswet

Vele stoffen komen voor in gasvorm. In tegenstelling tot vaste stoffen en vloeistoffen zijn gassen samendrukbaar: hun volume verandert als de omgevingsdruk verandert. Ook de temperatuur van het gas heeft een invloed op de druk en het volume van een gas, net zoals het aantal aanwezige gasmoleculen. Het wiskundige verband tussen deze grootheden wordt gegeven door de **ideale gaswet**:

In een ideaal gas met druk p (in Pa)
volume V (in m^3)
temperatuur T (in K)
hoeveelheid moleculen n (in mol)

geldt **de ideale gaswet** $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ met $R = 8{,}31\ \dfrac{\mathrm{J}}{\mathrm{K\,mol}}$ de **gasconstante**.

Met de druk in atmosfeer (atm) en het volume in liter (L), is de gasconstante $R = 0{,}0821\ \dfrac{\mathrm{L\,atm}}{\mathrm{K\,mol}}$.

De ideale gaswet geldt in principe alleen voor een geïdealiseerd gas. Dit is een gas waarin de gasdeeltjes punten zonder enig volume zijn en elkaar niet aantrekken of afstoten. In werkelijkheid hebben gasdeeltjes natuurlijk wel een zeker volume en zullen ze wel met elkaar interageren. Desondanks is de ideale gaswet een uitstekende benadering om het gedrag van gassen te beschreven onder de meeste omstandigheden.

Voorbeeld 1. Bepaling van de molaire massa M van een gas : $10\,\mathrm{g}$ van een onbekend diatomisch gas neemt bij $T = 273\,\mathrm{K}$ en $p = 1\,\mathrm{atm}$ een volume in van 7 liter. Bepaal de molaire massa van dit gas. Om welk gas gaat het?

Uitwerking: Uit $n = \dfrac{m}{M}$ en $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ volgt dat $M = \dfrac{m}{n}$ en $n = \dfrac{p \cdot V}{R \cdot T}$, en dus

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V} = \frac{10\,\mathrm{g} \cdot 0{,}082\ \frac{\mathrm{L\,atm}}{\mathrm{mol\,K}} \cdot 273\,\mathrm{K}}{1\,\mathrm{atm} \cdot 7\,\mathrm{L}} = 31{,}98\,\mathrm{g/mol}$$

De molaire massa van het gas is dus ongeveer $32\,\mathrm{g/mol}$, en uit het PSE volgt dan dat het om $\mathrm{O_2}$-gas gaat.

Voorbeeld 2. Berekening van de massadichtheid ρ van een gas:

Bepaal de massadichtheid van $\mathrm{CH_4}$-gas (methaangas) bij $T = 273\,\mathrm{K}$ en $p = 1\,\mathrm{atm}$.

Uitwerking: Uit $n = \dfrac{m}{M}$ en $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ en $\rho = \dfrac{m}{V}$ volgt dat:

$$\rho = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1\,\mathrm{atm} \cdot 16\,\mathrm{g/mol}}{0{,}082\ \frac{\mathrm{L\,atm}}{\mathrm{mol\,K}} \cdot 273\,\mathrm{K}} = 0{,}71\,\mathrm{g/L} = 7{,}1 \times 10^{-4}\,\mathrm{g/mL}$$

In een gasmengsel oefent elk gas zijn eigen druk uit, en heeft elk aanwezig gas een eigen **partiële druk**:

De **partiële druk** p_A van een gas A in een gasmengsel is de druk die het gas A zou uitoefenen indien het alleen in hetzelfde volume als het gasmengsel aanwezig zou zijn.

Dit is best een eigenaardige eigenschap van gassen: de druk van een gas in een gasmengsel wordt niet beïnvloed door de andere gassen in het mengsel, maar wordt louter bepaald door het volume van de container, de temperatuur en het aantal gasmoleculen van dat gas.

John Dalton toonde aan dat bij een constante temperatuur de totale druk van een gasmengsel gelijk is aan de som van de partiële drukken van alle aanwezige gassen. Deze (voor de hand liggende) eigenschap kennen we als de **Wet van Dalton**.

Bij constante temperatuur is de totale druk van een gasmengsel gelijk aan de som van de partiële drukken:

$$p_\mathrm{tot} = p_\mathrm{A} + p_\mathrm{B} + \ldots + p_\mathrm{Z} \qquad \text{(Wet van Dalton)}$$

CC BY-NC-SA 4.0