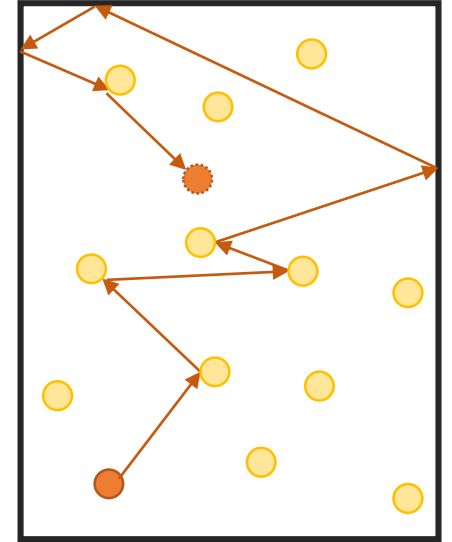


Ideaalikaasu ja reaalikaasu

- *Ideaalikaasu* on teoreettinen malli (yksinkertaistus) todellisista kaasuista eli *reaalikaasuista*
- Mallin oletukset:
 - Kaasumolekyylit ovat pistemäisiä (ei sisäistä rakennetta)
 - Molekyylit liikkuvat satunnaisesti ja suunnanmuutokset aiheutuvat vain törmäyksistä toisiin molekyyleihin tai säiliön seinämiin
 - Törmäykset ovat kimmoisia eli törmäävien molekyyliden yhteinen liike-energia säilyy (vrt. biljardipallojen törmäykset)
 - Molekyylit eivät vuorovaikuta toisiinsa muuten kuin törmäyksin
- Reaalikaasujen molekyylit eivät ole pistemäisiä, vaan niillä on tietty koko ja oma molekyylirakenteensa. (Monet kaasut ovat kaksiatomisia O_2 , N_2 jne.)
- Reaalikaasujen molekyylit vaikuttavat toisiinsa sähköisellä etävuorovaikutuksella.
- Kun paine on suuri, molekyyliden välimatkat pienenevät ja sähköisten vuorovaikutuksien merkitys kasvaa.
- Ideaalikaasumalli toimii sitä paremmin, mitä matalampi paine ja korkeampi lämpötila on.
- Normaaliosuhteissa useimmat reaalikaasut käyttäytyvät lähes kuten ideaalikaasu.



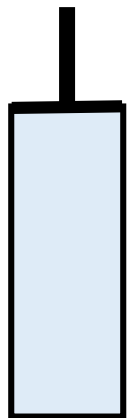
Kaasujen yleinen tilanyhtälö

- Kaasun tilaa voidaan kuvata lämpötilan T , paineen p ja tilavuuden V avulla.
- Kun kaasun määrä ei muutu, nämä suureet riippuvat toisistaan *tilanyhtälön* mukaisesti:

$$\frac{pV}{T} = \text{vakio} \quad \text{Muista kelvin-asteet!}$$

t. 10-6, s. 93

Alkutilanne:



$$\begin{aligned} V_1 &= 75 \text{ cm}^3 \\ p_1 &= 1,013 \text{ bar} \\ T_1 &= 18 \text{ }^\circ\text{C} \\ &= 291,15 \text{ K} \end{aligned}$$

Lopputilanne:



$$\begin{aligned} V_2 &= 33 \text{ cm}^3 \\ p_2 &= ? \\ T_2 &= 37 \text{ }^\circ\text{C} \\ &= 310,15 \text{ K} \end{aligned}$$

Kaasujen yleinen tilanyhtälö voidaan kirjoittaa muotoon:

$$\begin{aligned} \frac{p_1 V_1}{T_1} &= \frac{p_2 V_2}{T_2} & \left| \begin{array}{l} \text{Kerrotaan ristiin} \\ \text{Kerrotaan ristiin} \end{array} \right. \\ p_1 V_1 T_2 &= p_2 V_2 T_1 & \left| \begin{array}{l} : V_2 : T_1 \end{array} \right. \\ p_2 &= \frac{p_1 V_1 T_2}{V_2 T_1} = \frac{1,013 \text{ bar} \cdot 75 \text{ cm}^3 \cdot 310,15 \text{ K}}{33 \text{ cm}^3 \cdot 291,15 \text{ K}} \end{aligned}$$

$$p_2 \approx 2,5 \text{ bar}$$

Ainemäärä

- Ainemäärä on molekyylien lukumäärää kuvaava suure. Sen yksikkö on *mooli* (1 mol).
- Yhdessä moolissa on molekyyliä (tai muita rakenneosasia) *Avogadron vakion* N_A verran.

$$N_A = 6,0221367 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$$

- Tämä lukumäärä on sama kuin 12 grammassa hiiltä on hiiliatomeja.
- Ainemäärä voidaan laskea *moolimassan* M avulla:

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

- Moolimassa on yhden moolin massa. Sen yksikkönä on yleensä $[M] = 1 \text{ g/mol}$.
- Eri alkuaineiden moolimassat löytyvät taulukkokirjasta.
- *Normaaliolosuhteissa* ($p_0 = 101\,325 \text{ Pa}$, $T = 273,15 \text{ K} = 0 \text{ °C}$) yksi mooli mitä tahansa kaasua vie tilavuuden $22,41410 \text{ dm}^3$.

Ideaalikaasun tilanyhtälö

- Ideaalikaasulle voidaan määrittää yleisen tilanyhtälön vakion arvo ainemäärän avulla.
- Ideaalikaasun tilanyhtälö

$$\frac{pV}{T} = nR \quad \Leftrightarrow \quad pV = nRT,$$

missä vakio (*moolinen kaasuvakio*) $R = 8,314510 \frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}} = 0,08314510 \frac{\text{bar}\cdot\text{dm}^3}{\text{mol}\cdot\text{K}}$

- Käytä vakion ensimmäistä muotoa silloin, kun sijoitat kaikki yksiköt perusmuodoissaan (Pa, m³, K).
- Toinen muoto on usein käyttökelpoisempi. Sen yksikkö kertoo, mitä yksiköitä pitää käyttää sijoittaessa lukuarvoja (bar, dm³, K). Huomaa, että 1 dm³ = 1 l.