

Thermo : théorie des gaz parfaits.

On note N le nombre de molécules et $n = \frac{N}{N_A}$ le nombre de moles.

Hypothèses des gaz parfaits :

- Les molécules de gaz sont de volume nul, assimilées à des points.
- On néglige toutes interactions inter moléculaires (pas de potentiel).

Pression cinétique

Résultat majeur : $P = \frac{1}{3} \frac{N}{V} m u^2$

où P est la pression, N le nombre total de particules, V le volume total, m la masse d'une particule et u la vitesse quadratique moyenne.

Interprétation :

Si on place une surface dS au milieu du gaz, elle subit une force $\vec{F} = PdS\vec{n}$, où \vec{n} est le vecteur sortant orientant la surface.

Démonstration :

Bilan de quantité de mouvement dp sur dS pendant dt .

Idee clé : le nombre de particules tapant sur dS est $\frac{1}{6} \times \frac{N}{V} \times dS \times u \times dt$.

Température cinétique

Résultat majeur : $\langle E_c \rangle = \frac{3}{2} k_b T \Rightarrow m u^2 = 3 k_b T$

Interprétation :

La température mesure l'agitation moléculaire. Plus la température est élevée, plus les molécules se déplacent vite et dans tous les sens.

Energie d'un gaz parfait : $E_m = E_c = \sum \langle E_c \rangle = N \langle E_c \rangle = \frac{3}{2} N k_B T = \frac{3}{2} n R T$

Loi des gaz parfaits

Résultat majeur : $PV = nRT$

où $R = k_b T$

Gaz réel : Loi de Van der Waals $\left(P - \frac{an^2}{V^2}\right)(V - bn) = nRT$

où $\frac{an^2}{V^2}$ correspond à la pression interne du gaz (prise en compte des interactions) et b correspond au covolume (prise en compte du volume propre des molécules).

Coefficients thermo-élastiques.

Coefficient de dilatation isotherme

$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \simeq \frac{1}{V} \frac{\Delta V}{\Delta T} \text{ si } \Delta V \ll V.$$

Coefficient de compressibilité isobare

$$\chi = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T \simeq -\frac{1}{V} \frac{\Delta V}{\Delta P} \text{ si } \Delta V \ll V.$$