Lois des gaz et théorie cinétique

Consigne individuel puis petit groupe

Comment relier qualitativement les grandeurs macroscopiques mesurées aux propriétés du système à l'échelle microscopique ? Comment la théorie cinétique permet interpréter les lois traduisant les propriétés des gaz ?

Pour **répondre à ces questions**, on exploitera le document ci-dessous ainsi que le document **[theorie.pdf]**.

La mise en commun permettra alors, en petit groupe, de **réaliser un poster synthétique**, qui sera ensuite présenté en grand groupe.

Grandeurs macroscopiques mesurables permettant de décrire un gaz :

- **pression P** en Pascal (Pa = $N.m^{-2}$ = $kg.m^{-1}s^{-2}$)
- **volume V** en m^3
- **température absolue T** en Kelvin ($T = \theta + 273{,}15$, θ étant la température en °C)
- **quantité de matière (nombre de moles) n** en mol.

Equation d'état des gaz parfaits

$$P\,V = n\,R\,T$$

R constante des gaz parfaits : R = 8,314 $kg.m^2.s^{-2}.K^{-1}.mol^{-1}$.

$R = K_B N_a$ où K_B est la constante de Boltzmann (= 1,38 10^{-23} $kg.m^2.s^{-2}.K^{-1}$) et N_a la constante d'Avogadro (= 6, 022.10^{23} mol^{-1})

Energie interne du gaz parfait (monoatomique)

L'énergie interne U est la somme des énergies **potentielle et cinétique** microscopiques :

$$U = E_{c,micro} + E_{p,micro}$$

Alors, pour le modèle idéalisé du gaz parfait, on obtient :

$$U = \frac{3}{2} R\,T$$

Equation d'état d'un gaz réel : exemple de la loi de Van der Waals

$$(P + a\,n^2/V^2)\,(V - n\,b) = n\,R\,T$$

Energie interne du gaz « parfait » diatomique

$$U = \frac{5}{2} R\,T$$