

# PROPRIÉTÉS THERMIQUES ET LA CHALEUR

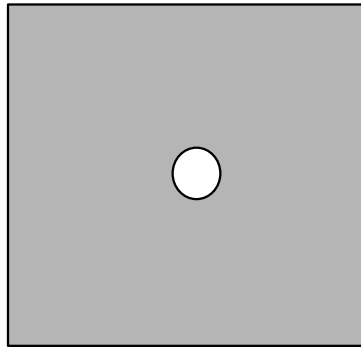
PGC-20 / PGC-21

# QUESTION

Une plaque d'acier a une trou au milieu de diamètre de 2cm.

Si on chauffe la plaque, la diamètre du trou augmente ou diminue?

*Explication.*



P V T

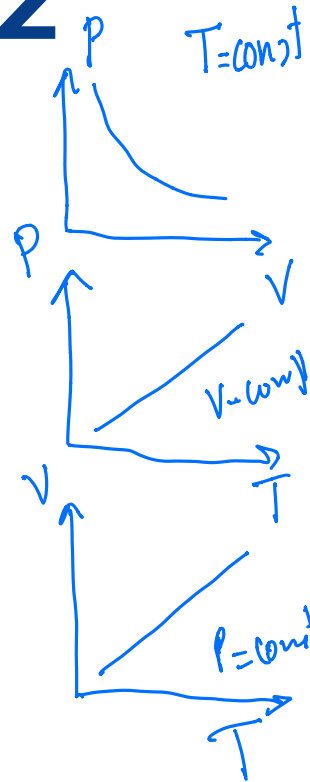
# ÉQUATIONS D'ÉTAT DES GAZ

3 lois

loi de Boyle-Mariotte [T=const]  $PV = \text{const}$

loi de Gay Lussac [V=const]  $P/T = \text{const}$

loi de Charles [P=const]  $V/T = \text{const}$



$$\frac{PV}{T} = \text{const}$$

$$\frac{\Delta V}{\Delta T} = \text{const}$$
$$\Delta V = V_0 \beta \Delta T$$

# LOI DES GAZ PARFAITS

$$\frac{PV}{T} = \text{const}$$

$$PV = nRT$$

$R$ : constante  
= des gaz  
 $n$ : # moles

$$N = n \cdot N_A$$

$$PV = N k_B T$$

$k_B$ : constante  
Boltzmann

$$k_B = \frac{PV}{NT}$$

$$[PV] = N \cdot m = J$$

$N$ : # molecules

$k_B$ : Energie / (molécule  $\times$  degré de  $T$   
absolue)

# QUESTION

$$\# \text{ moles He} = \frac{m_{\text{totale He}}}{m_{\text{atome He}}}$$

$$n_{\text{He}} > n_{\text{N}}$$

Nous avons deux boites qui ont le même volume. Un de deux est remplis avec d'hélium. L'autre a la même masse d'azote. On a la même pression dans les deux cas. Quelle est la relation entre les deux températures?

a)  $T_{\text{He}} > T_{\text{N}}$

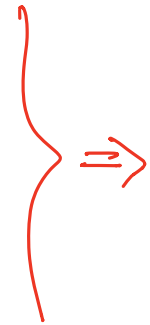
b)  $T_{\text{He}} = T_{\text{N}}$

c)  $T_{\text{He}} < T_{\text{N}}$

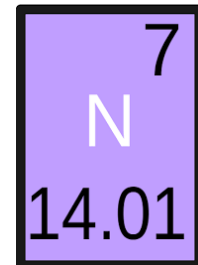
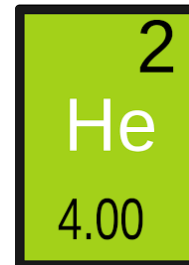
$$T = \frac{PV}{nR}$$

$$T_{\text{He}} = \frac{\text{const}}{n_{\text{He}}}$$

$$T_{\text{N}} = \frac{\text{const}}{n_{\text{N}}}$$



$$\Rightarrow T_{\text{He}} < T_{\text{N}}$$



# GAZ RÉEL

$$PV = nRT$$

Dans un Gaz parfait, les molécules:

- sont ponctuelles.
- sans interactions, sauf lors de collisions

Dans un Gaz réel, les molécules:

- ont un volume propre.
- interagissent à distance

Corrections: Taille finie

Eq. État de Clausius

$$P(V - nb) = nRT \Rightarrow P(v - b) = RT$$

$v = V/n$  : volume disponible par mole.

Particules indépendantes  $\rightarrow$  forces intermoléculaires

Eq. État de van der Waals

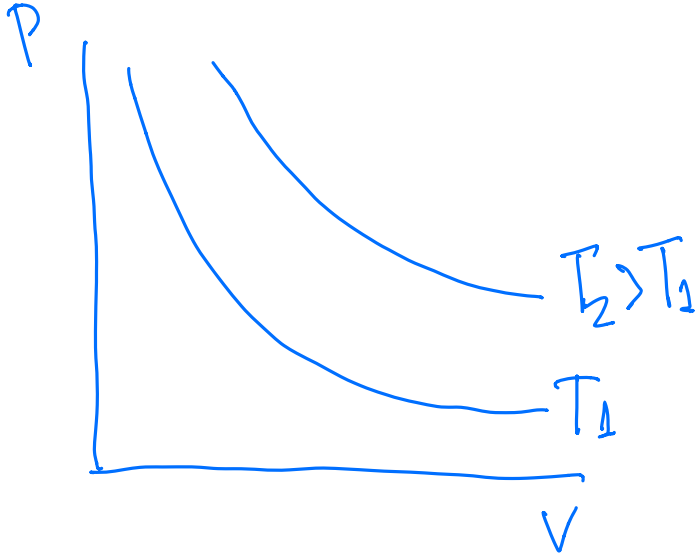
$$\left(P + \frac{a}{v^2}\right)(v - b) = RT$$

volume occupé.

# DIAGRAMME P-V

PARFAIT

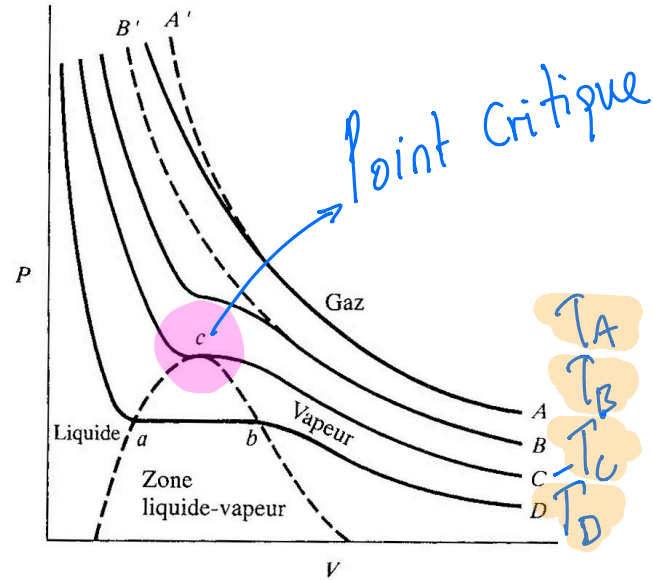
$$PV = \text{const} \quad T = \text{const}$$



RÉEL.

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT$$

$$T_A > T_B > T_c > T_D$$



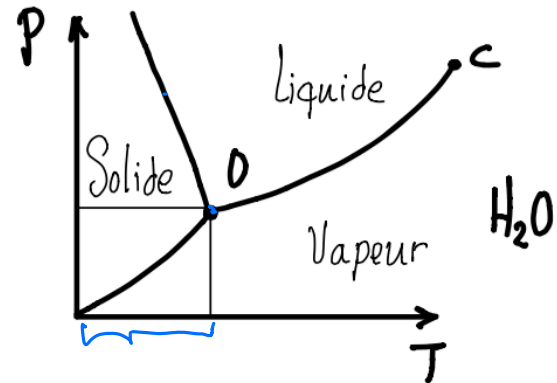
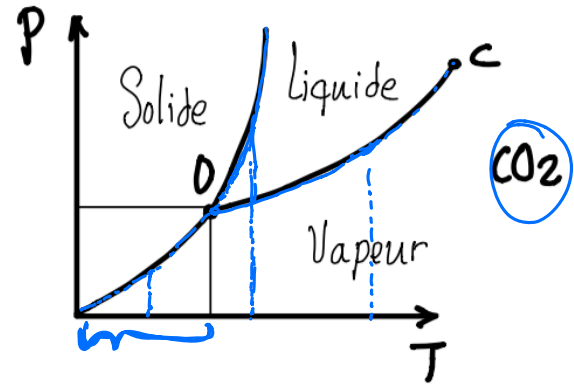
# DIAGRAMME DE PHASE

Courbe de vaporisation (L-V)

Courbe de fusion (S-L)

Courbe de sublimation (S-V)

Point Triple.





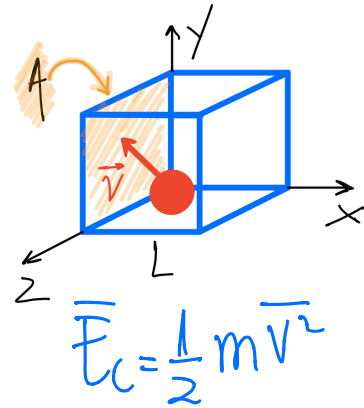
# THÉORIE CINÉTIQUE

Un **gaz réel à faible pression** et **loin du point de liquéfaction** se comporte en pratique comme un **gaz parfait** et peut être étudié en utilisant cette théorie qui repose sur les hypothèses suivantes:

- Le volume du récipient contient un très **grand nombre  $N$**  de molécules de masse  $m$  qui se déplacent sans direction précise avec des vitesses différentes.
- La distance moyenne  $d$  entre les molécules est **très supérieure** à leur diamètre  $D$ ,  $d \gg D$ .
- Les molécules **obéissent aux lois de la mécanique classique** et n'interagissent que lorsqu'elles entrent en collision (on néglige les forces d'attraction entre elles en dehors des collisions).
- On considère que les chocs entre molécules ou avec les parois rigides du récipient sont **parfaitement élastiques**.

# THÉORIE CINÉTIQUE

$N$  molécules.



$$F = \frac{\Delta P}{\Delta t} = \frac{m}{L} \bar{v}_x^2 \cdot N$$

$$\bar{v}_x^2 = \bar{v}_y^2 = \bar{v}_z^2$$

$$\bar{v}^2 = 3 \bar{v}_x^2$$

$$F = \frac{m}{3L} \bar{v}^2 \cdot N$$

$$P = \frac{F}{A} = N \frac{m \bar{v}^2}{3V}$$

$$PV = \frac{1}{3} N m \bar{v}^2 = \frac{2}{3} N \bar{E}_c$$

$$PV = N k_B T$$

$$\Rightarrow T = \frac{2}{3} \frac{N_A}{R} \bar{E}_c$$

$$T \propto \bar{E}_c$$

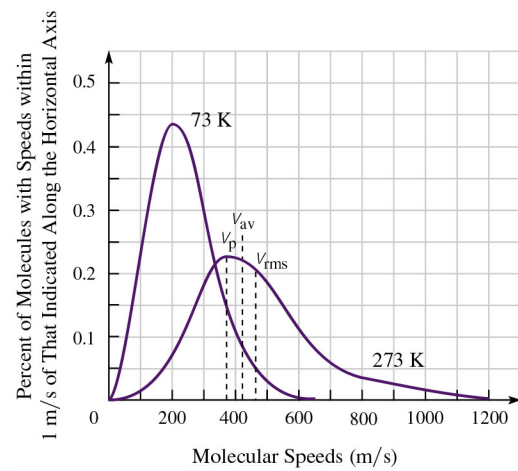
# VITESSE DES MOLÉCULES DANS UN GAZ

$$T = \frac{2}{3} \frac{1}{k_B} \overline{E_c} = \frac{2}{3} k_B \frac{1}{2} m \overline{v^2} \Rightarrow$$

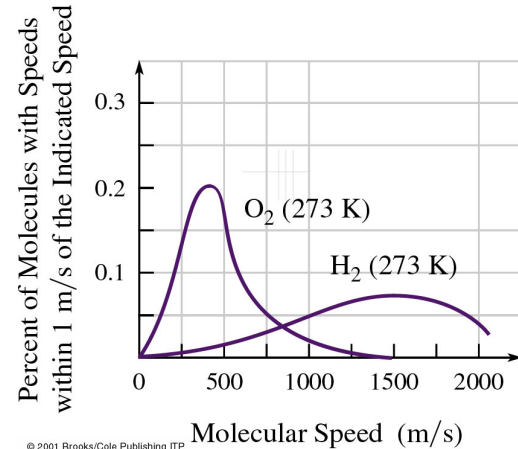
$$\Rightarrow \overline{v^2} = \frac{3 k_B T}{m} = \frac{3 R T}{m N_A} = \frac{3 R T}{M}$$

$$v_{qm} = \sqrt{\overline{v^2}} = \sqrt{\frac{3 k_B T}{m}} \quad \text{vitesse q.m.}$$

$$\overline{v} = 0.92 v_{qm}$$



© 2001 Brooks/Cole Publishing ITP



© 2001 Brooks/Cole Publishing ITP

$$P(v) = 4\pi N \left( \frac{m}{2\pi k_B T} \right)^{3/2} v^2 e^{-\frac{mv^2}{2k_B T}}$$

# QUESTION

La vitesse de chaque molécule dans un gaz est augmentée par un facteur 4. Ça résulte à une augmentation de la température T du gaz par un facteur:

- a) 2
- b) 4
- c) 16
- d) T ne change pas

$U \uparrow 4$

$T ?$

$$T = \frac{k_B M}{3} \overline{v^2}$$

$$v_{gm} = \sqrt{\frac{3 k_B T}{m}}$$

# RAPPEL MATHÉMATIQUE

Huit particules se déplacent aux vitesses suivantes, exprimées en m/s :

1.0, 6.0, 4.0, 2.0, 6.0, 3.0, 2.0 et 5.0.

Calculer a) leur vitesse moyenne et b) leur vitesse quadratique moyenne.

$$\begin{aligned} \text{a) } \bar{v} &= \frac{\sum_i^N v_i}{N} = \frac{1.0 + 6.0 + \dots}{8} = 3.6 \text{ m/s} \\ \text{b) } v_{qm} &= \sqrt{\frac{\sum_i^N (v_i)^2}{N}} = \dots = 4.1 \text{ m/s} \end{aligned} \left. \vphantom{\begin{aligned} \text{a) } \bar{v} &= \frac{\sum_i^N v_i}{N} = \frac{1.0 + 6.0 + \dots}{8} = 3.6 \text{ m/s} \\ \text{b) } v_{qm} &= \sqrt{\frac{\sum_i^N (v_i)^2}{N}} = \dots = 4.1 \text{ m/s} \end{aligned}} \right\} \bar{v} = 0.88 v_{qm}.$$

# EXEMPLE

Assumons  $O_2$  et  $N_2$

- a) Déterminez la moyenne de l'énergie cinétique de translation pour des molécules d'air à  $20^\circ\text{C}$ .  
b) Déterminez leur vitesse quadratique moyenne.

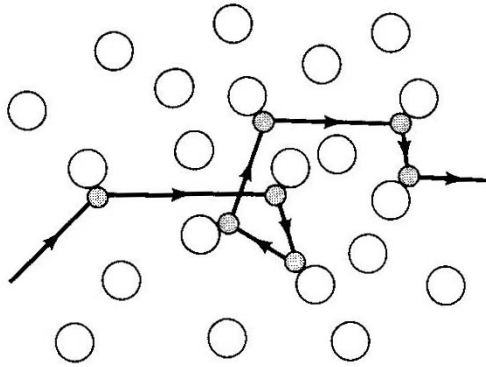
a)  $\bar{E}_c = \frac{3}{2} k_B T = 6.06 \times 10^{-21} \text{ J}$ . Même pour  $O_2$  et  $N_2$ !

b)  $v_{qm} = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}}$

pour une molécule:  $m = \frac{\text{gr}}{\text{mole}} / \frac{\# \text{ molécules}}{\text{mole}} = \frac{32 \text{ gr}}{N_A} (O_2)$   
 $= \frac{28 \text{ gr}}{N_A} (N_2)$

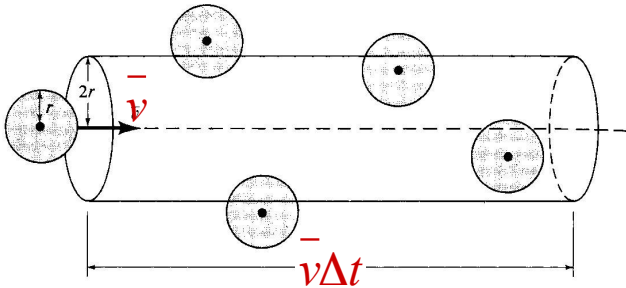
Alors: Pour  $O_2$ :  $4.83 \times 10^2 \text{ m/s}$      $N_2$ :  $5.17 \times 10^2 \text{ m/s}$ .

# LE LIBRE PARCOURS MOYEN



$$\lambda_0 = \frac{1}{4\pi r^2 n_v}$$

$$\lambda = \frac{1}{\sqrt{2}} \frac{1}{4\pi r^2 n_v}$$



air niveau de mer  $\sim 0.1 \mu\text{m}$

100 km  $\lambda = 16 \text{ cm}$

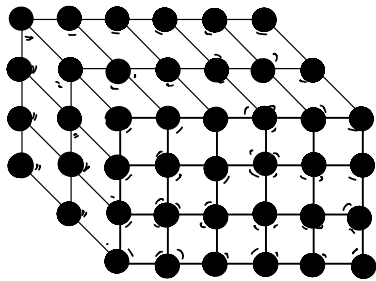
200 km  $\lambda = 20 \text{ km}$

# ÉTATS DE LA MATIÈRE

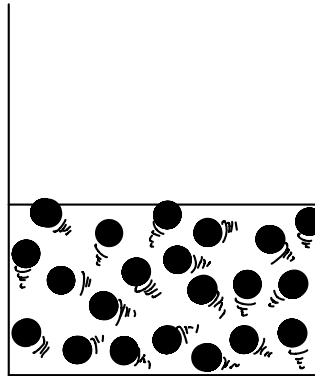
- **solide** : conserve sa forme et son volume.
- **liquide** : coule et prend la forme du récipient dans lequel il est placé, mais conserve un volume constant (si incompressible).
- **gaz** : coule, se disperse prenant la forme et occupant tout le volume du récipient.
- **plasma** : mélange d'atomes, ions et électrons.



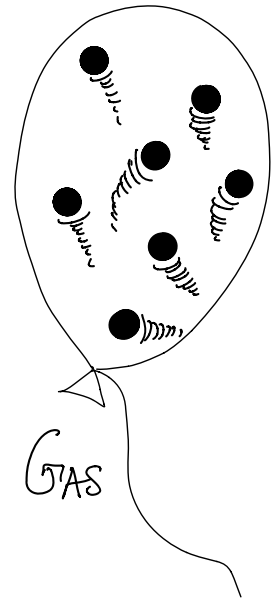
# LES PARTICULES DANS LA MATIÈRE



SOLIDE



LIQUIDE



GAS

# ÉNERGIE THERMIQUE

## L'énergie thermique

est l'énergie cinétique désordonnée totale (rotationnelle, translationnelle et vibratoire) associée à un groupe de particules (atomes, ions, électrons,...) qui constituent un corps.

**Il existe trois mécanismes principaux pour varier l'énergie thermique :**

- Un **travail** sur un corps.
- Le **rayonnement électromagnétique** (lumière visible, infrarouge,...).
- La **conduction**.

***La chaleur est l'énergie thermique échangée entre deux corps.***

# TEMPÉRATURE VS ÉNERGIE THERMIQUE VS CHALEUR

- 1) La **température** qui constitue une mesure de l'**énergie cinétique moyenne** des molécules individuelles. Elle est donc indépendante du nombre total d'atomes présents. Ce type de variable est appelée *variable intensive = variable par molécule*
- 2) L'**énergie thermique** ou **énergie interne**  $U$  qui correspond à l'**énergie cinétique désordonnée** totale de toutes les molécules d'un objet : c'est une *variable extensive = variable de l'ensemble de molécules*
- 3) La **chaleur** qui consiste en un **transfert d'énergie** (généralement thermique) d'un objet à un autre dû à leur différence de température.

# LA QUANTITÉ DE CHALEUR

$$Q \sim \Delta T \quad Q \sim m \quad Q \sim m \Delta T$$

$$Q = c m \Delta T = c m (T_f - T_i)$$

$[Q]$  : calorie       $c$       cal/g°C

1 calorie = 1 Calorie

Consommation horaire approximative en kcal

Masse du corps en kg	45	68	90	100
En sommeil	40	60	80	105
Debout	70	100	140	170
Marche	130	195	260	320
Course à pied	290	440	580	730

# QUANTITÉ DE CHALEUR ET ÉNERGIE

$$1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J}$$

$$1 \text{ kcal} = 4186 \text{ J}$$

On peut augmenter (abaisser) la température de 1 kg d'eau de 1 Kelvin en lui apportant (soutirant) une énergie (chaleur) de 4186 Joules (1kg chutant de 427m).

