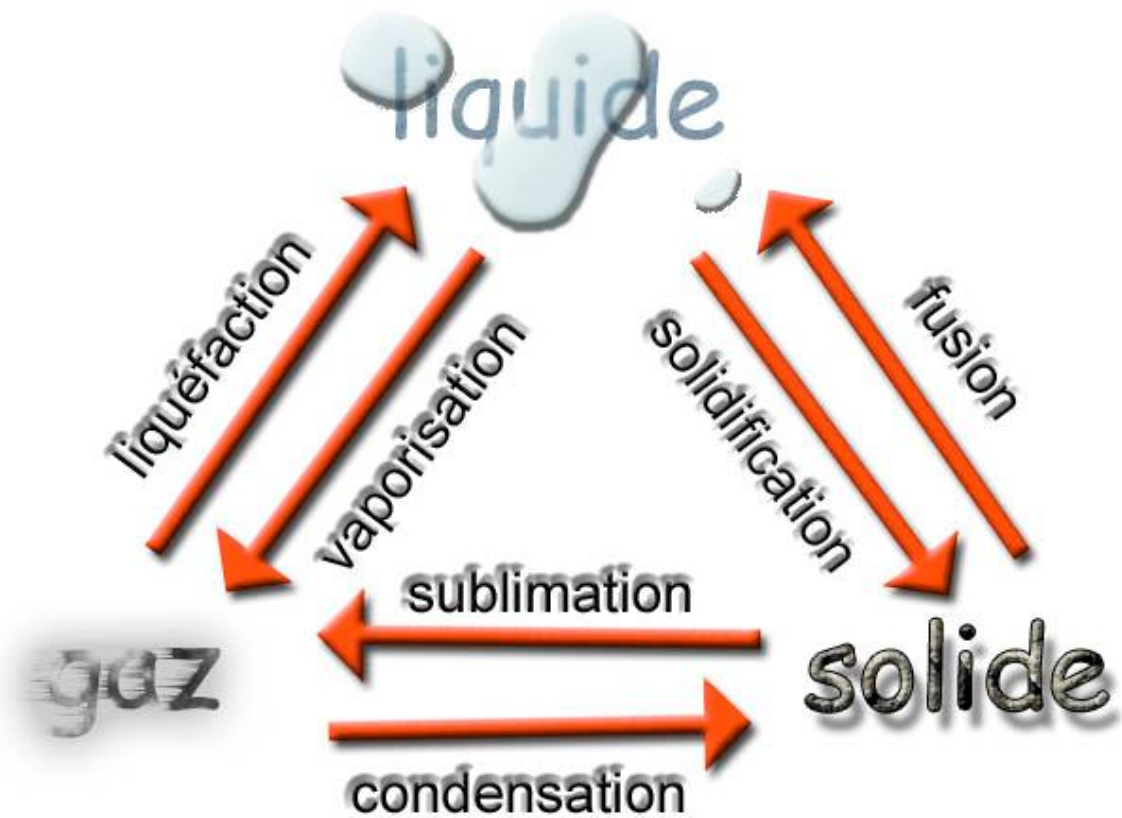


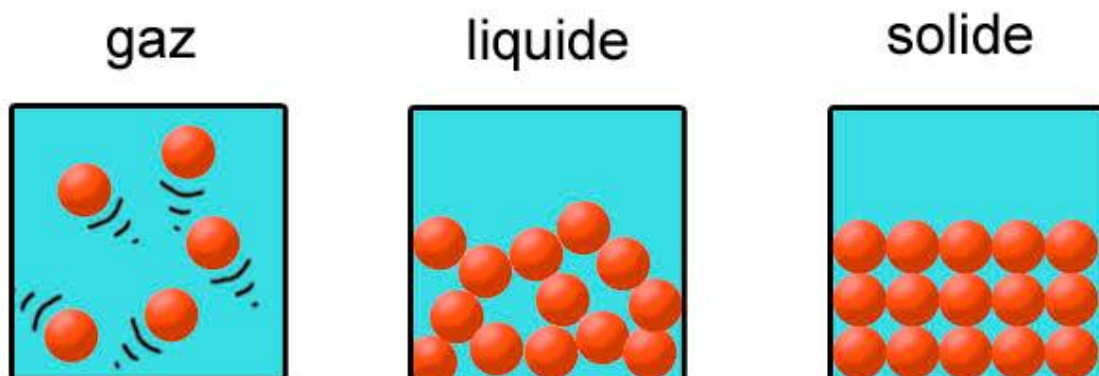
## Cours n°2

### États de la matière



Plus la température est élevée, et plus les molécules bougent rapidement et sont désordonnées.

Schémas de l'arrangement microscopique de la matière :



### Théorie cinétique des gaz

Les molécules de gaz sont de petites particules ponctuelles. Elles ont un mouvement désordonné. De grandes distances sont parcourues avant d'entrer en collision avec un autre particule ou le récipient.

À chaque collision, l'énergie cinétique et la quantité de mouvement globales sont conservées, ce sont des chocs élastiques.

### La pression

La pression provient de l'impulsion communiquée à la paroi par les chocs élastiques des particules de gaz.

Loi des gaz parfaits :

$$P * V = n * R * T$$

P(Pa) : Pression

V(m<sup>3</sup>) : Volume

n(mol) : Quantité de matière

T(K) : Température

R : Constante des gaz parfait. Valeur pour P = 1013 HPa, n = 1 mol, T = 273 K et V = **22,24 m<sup>3</sup>**.

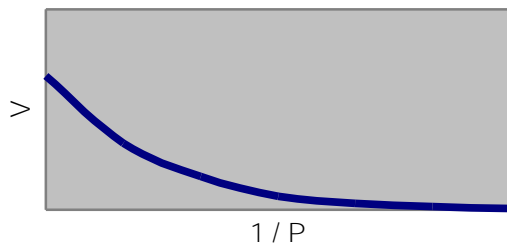
### Le corps pur sous une phase

On compare un corps pur gazeux à un gaz parfait.

Un gaz parfait est un modèle où on assimile les particules à des points matériels sans interaction mutuelle.

Loi de Boyle-Mariotte :

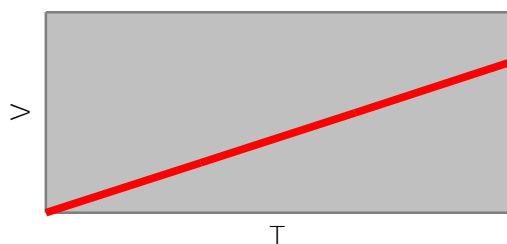
T = Constante



Quand V augmente, P diminue, à T fixe tel que V = constante / P

Loi de Gay-Lussac :

P = constante

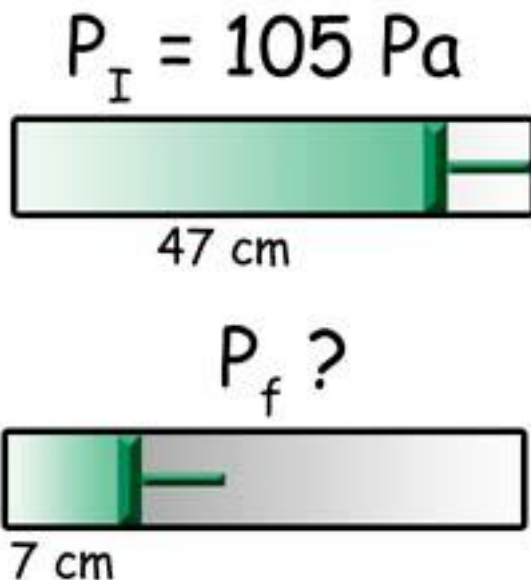


Quand V augmente, T augmente, à P fixe tel que  $V = \text{constante} * P$

On a donc :  $V \propto n * T / P$

À  $T = 273 \text{ K}$ ,  $n = 1 \text{ mol}$  et  $P = 1013 \text{ hPa}$  :  $V_M = 22,24 \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$

Ex : Compression d'une pompe à vélo



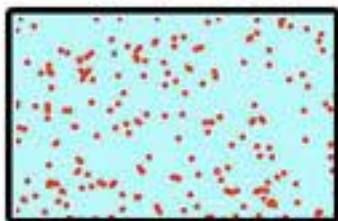
On a :  $P_i * V_i = n * R * T$  et  $P_f * V_f = n * R * T$

Donc  $P_i * V_i = P_f * V_f$  d'où  $P_f = P_i * V_i / V_f = 6,7 * 10^5 \text{ Pa}$

### Le corps pur sous deux phases

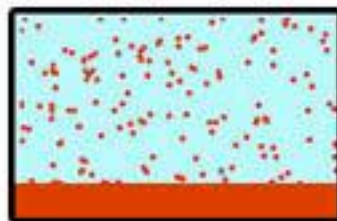
À  $T = \text{constante}$

vapeur sèche



$$P_i < P_{Si}$$

vapeur saturante



$$P_i > P_{Si}$$

L'état liquide est un état condensé semi-ordonné.

Les forces des molécules empêchent la séparation des molécules mais agitation thermique ne les empêche pas de glisser.  
Les liquide ont un volume propre, mais pas de forme propre.

L'**état solide** est un état condensé ordonné.

Les molécules sont fixes. S'il a une structure ordonnée, c'est un solide cristallin, sinon c'est un solide amorphe.

Les solides ont une forme propre, mais pas de volume propre.

## Les mélanges

Un système peut être constitué d'un ou de plusieurs solides et/ou liquides et d'une seule phase gazeuse ( les gaz sont miscibles à 100% ).

Pour parler d'un seul constituant i, on utilise la fraction molaire  $x_i$  :

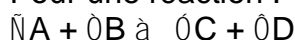
$$x_i = n_i / n_{\text{total}}$$

Pour un mélange de gaz parfaits, on parlera plutôt de la pression partielle  $P_i$  qui est la pression qu'exercerait ce gaz s'il était tout seul dans le volume du mélange. On obtient la loi de Dalton :

$$P_i = x_i * P_{\text{total}}$$

## Loi d'action de masse

Pour une réaction :



Règles :

1. Un solide ou un liquide pur **seul dans sa phase vaudra 1**.
2. Pour un gaz parfait : On utilise  $P_i / P_{\text{atm}}$  (  $P_{\text{atm}} = 101300 \text{ Pa}$  )
3. Pour un soluté en solution idéal : On utilise  $C_i / C_0$  (  $C_0 = 1 \text{ mol.l}^{-1}$  )

On a donc :

$$K_C = ([C] / C_0)^{\acute{O}} * ([D] / C_0)^{\hat{O}} / [ ([A] / C_0)^{\tilde{N}} * ([B] / C_0)^{\hat{O}} ]$$

Et :

$$K_P = (P_C / P_0)^{\acute{O}} * (P_D / P_0)^{\hat{O}} / [ (P_A / P_0)^{\tilde{N}} * (P_B / P_0)^{\hat{O}} ]$$

La valeur ne K ne dépend que de la température.

## Sens de réaction

On compare  $Q_r$  à  $K$  :

- ⌌ Quand  $Q_r > K_C$ , la réaction se fait dans le sens inverse.
- ⌌ Quand  $Q_r < K_C$ , la réaction se fait dans le sens direct.
- ⌌ Quand  $Q_r = K_C$ , la réaction est à l'équilibre.

Pour une réaction donnée ayant  $K_C$  pour constante d'équilibre, la réaction inverse a elle pour constante d'équilibre  $1 / K_C$ .

<i>Variations de l'environnement</i>	<i>Sens de réaction</i>
Réaction endothermique ( $\Delta_r H > 0$ )	
Quand la température augmente	Sens direct
Quand la température diminue	Sens indirect
Réaction exothermique ( $\Delta_r H < 0$ )	
Quand la température augmente	Sens indirect
Quand la température diminue	Sens direct
Pour une température et un K constants	
♦ Quand la pression augmente	Le nombre de moles diminue
♦ Quand la pression diminue	Le nombre de moles augmente
On ajoute des réactifs	Sens direct
On ajoute des produits	Sens indirect
Addition d'un gaz inerte :	
q Si $\Delta_r Y = 0$	Aucun changement
q Si $\Delta_r Y @ 0$ et V est constant	Aucun changement
q Si $\Delta_r Y @ 0$ et P est constante	Le nombre de moles augmente
Addition de solvant	Le nombre de moles augmente

### Loi de van't Hoff

$$\frac{d(\ln(K))}{dt} = \frac{\Delta_r H^0}{RT^2}$$

D'où :

- \_ Si  $\Delta_r H^0 > 0$  ( réaction endothermique ), quand T augmente, K augmente soit un déplacement dans le sens direct est nécessaire pour rétablir l'équilibre.
- \_ Si  $\Delta_r H^0 < 0$  ( réaction exothermique ), quand T augmente, K diminue soit un déplacement dans le sens indirect est requis pour rétablir l'équilibre.