

Description d'un système

Échelles

- Échelle microscopique** caractérisée par le libre parcours moyen : distance moyenne entre deux chocs ℓ
- Échelle macroscopique** caractérisée par une dimension caractéristique du système étudié D
- Échelle mésoscopique** intermédiaire $\ell^3 \ll \delta V \ll D^3$

Système thermodynamique

- Isolé
- Fermé
- Ouvert

Description macroscopique

- Variables d'état**
 - Variables extensives**: Augmentent lorsque le système s'étend. Exemples: V, n
 - Variables intensives**: N'augmentent pas lorsque le système s'étend. Exemples: p, T
- Équation d'état**: Exemple du gaz parfait $pV = nRT$

Caractéristiques

- Coefficients thermoélastiques**

$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p$$

$$K_T = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial p} \right)_T$$

Gaz parfait

- Hypothèses**
 - de constitution: Sphères dures, de diamètre négligeable
 - statistiques: Sans interaction entre elles, Distribution homogène des vitesses, Distribution isotrope des vitesses, Distribution stationnaire des vitesses
- Définition cinétique de la température**: $\langle E_c \rangle = \frac{3}{2} k_B T$
- Vitesse quadratique moyenne**: $v_q = \sqrt{\langle v^2 \rangle} = \sqrt{\frac{\langle E_c \rangle}{\frac{1}{2}m}} = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}}$
- Pression**: On retrouve l'équation d'état des gaz parfaits $p = \frac{1}{3} \frac{N}{V} m v_q^2$ and $pV = Nk_B T = \frac{N}{N_A} N_A k_B T = nRT$
- Modèle**
 - Énergie interne**: $U = N \langle E_c \rangle = N \frac{3}{2} k_B T = \frac{3}{2} nRT$
 - Première loi de Joule pour un gaz parfait**: $U = U(T)$
 - Relation différentielle**: $dU = C_V dT$
 - Capacité thermique à volume constant**: $C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V = \frac{3}{2} nR$

Corps pur

Gaz réel

- Diagramme d'Amagat**:
- Modèle de Van der Waals**: Une seule espèce chimique
- Phase condensée**: Liquide ou solide, Coefficients thermoélastiques proches de 0

Peut se présenter sous 3 états

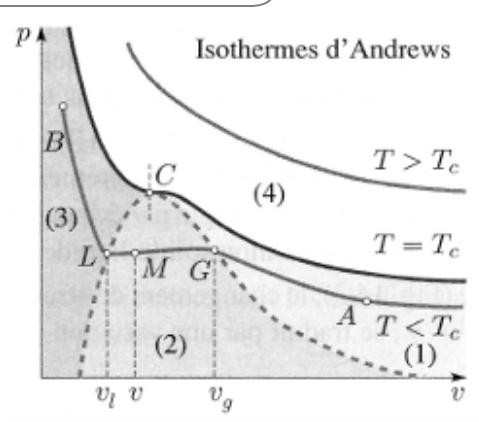
- État gazeux
- État liquide
- État solide

Diverses phases peuvent coexister en équilibre

- Point triple Y**: équilibre entre les phases solide, liquide et gazeuse
- Point critique C**: limite de l'existence de la phase liquide
- Point triple Y**: équilibre entre les phases liquide et gaz

Diagramme p-T

- Courbe de fusion
- Courbe de vaporisation
- Courbe de sublimation
- Fluide
- Solide
- Liquide
- Gaz



Changement d'état (transition de phase) : passage d'un état à un autre

La pression est alors égale à la pression de vapeur saturante. p_s

Exemple d'application : l'évaporation d'un liquide

Sur la courbe de vaporisation : équilibre entre les phases liquide et gaz

x : titre massique de la phase

$$x_g = \frac{m_g}{m} \text{ et } x_\ell = \frac{m_\ell}{m}$$

d'où $x_g + x_\ell = 1$

Loi des moments le long d'un palier

$$x_g(M) = \frac{ML}{GL} = \frac{v(M) - v(L)}{v(G) - v(L)}$$

Le changement d'état s'effectue sur un palier, à pression et température constantes