

# SUIS-JE AU POINT ?

## Chapitre 21 : Description des systèmes thermodynamiques

💡 Une information utile, mais pas à mémoriser par cœur.

♥ Une définition/formule à connaître PAR CŒUR.

✍ Un savoir-faire à acquérir.

### 1 Différentes échelles de description

#### 1.1 Échelle macroscopique

💡 L'échelle macroscopique est l'échelle qui décrit le comportement d'ensemble d'un très grand nombre de particules. Il existe des grandeurs thermodynamiques qui permettent de décrire l'état d'un système à l'échelle macroscopique : la pression, la température mais aussi la masse, le volume, la quantité de matière et leurs dérivés : masse volumique, masse molaire, volume massique, etc.

♥ Définir la **densité particulière** d'un corps.

✍ Calculer la densité particulière d'un liquide, connaissant sa masse molaire et sa masse volumique ou bien celle d'un gaz connaissant son volume molaire.

#### 1.2 Échelle microscopique

💡 L'échelle microscopique est l'échelle des constituants élémentaires d'un corps (atomes, molécules, etc.). À cette échelle, le comportement des particules est caractérisé par des grandeurs **mécaniques** : position, vitesse, quantité de mouvement, forces d'interaction, énergie cinétique, potentielle, etc.

Il est à préciser que l'on adopte un point de vue **classique** et non **quantique** pour décrire le comportement des constituants élémentaires d'un corps. C'est une démarche qui donne des résultats satisfaisants (théorie cinétique des gaz de Maxwell par exemple) mais qui a ses limites. Aujourd'hui, la théorie quantique est celle qui permet le mieux de décrire les propriétés de la matière.

♥ Définir le **libre parcours moyen** d'un corps. Connaître son ordre de grandeur pour un liquide, pour un gaz à T et P ambiants.

#### 1.3 Échelle mésoscopique, notion de grandeur locale

💡 L'échelle mésoscopique est intermédiaire entre les échelles microscopique et macroscopique. Elle permet de décrire le comportement moyen d'une grande quantité de particules élémentaires, mais sur un volume suffisamment petit devant l'échelle macroscopique pour être assimilé à un point.

Grâce à cela, il est permis de définir des grandeurs **locales**, c'est-à-dire des grandeurs définies en **chaque point** d'un corps, comme la pression et la température par exemple. La notion de grandeur locale est très importante, notamment lorsque l'on veut étudier les **inhomogénéités** d'un système (la conduction thermique, par exemple, résulte d'une inhomogénéité de température au sein d'un corps).

### 2 Système et état d'équilibre thermodynamique

#### 2.1 Système thermodynamique

♥ Définir un système **isolé, fermé, ouvert**.

#### 2.2 État d'équilibre thermodynamique

♥ Définir ce qu'est un **état d'équilibre thermodynamique**.

## 2.3 Pression dans un fluide

- ♥ Exprimer la pression qu'un fluide exerce sur un élément de surface ( $d\vec{F}_p = P(M)dS\vec{n}$ ), puis la pression qu'un fluide exerce sur une surface plane, dans le cas où la pression est uniforme ( $\vec{F}_p = PS\vec{n}$ ).
- ♥ Rappeler l'unité SI de pression (le pascal Pa). Savoir faire une conversion entre bar et pascal (1 bar =  $10^5$  Pa).

## 2.4 Agitation thermique et température

- 💡 La température cinétique mesure le degré d'agitation thermique d'un système.
- ♥ Rappeler l'unité SI de température (le kelvin K). Savoir faire une conversion entre degré Celsius et kelvin ( $T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15$ ).

## 2.5 Grandeur extensive, intensive

- ♥ Définir une grandeur **intensive**, **extensive**. Donner quelques exemples dans chaque cas.
- ♥ Définir une grandeur molaire, une grandeur massique.

## 2.6 Équation d'état

- 💡 Une équation d'état relie, pour un système donné, les variables d'état entre elles.

## 2.7 Modèle du gaz parfait

- ♥ Citer les hypothèses microscopiques du modèle du gaz parfait.
- 💡 La température d'un gaz parfait est proportionnelle à l'énergie cinétique moyenne d'agitation thermique :

$$\langle e_c \rangle = \frac{1}{2}mu^2 = \frac{3}{2}k_B T$$

avec  $u$  la vitesse quadratique moyenne et  $k_B$  la constante de Boltzmann.

- ♥ Écrire l'équation d'état des gaz parfaits :  $PV = nRT$ . Savoir que la constante des gaz parfaits est définie par :  $R = k_B \mathcal{N}_A$ .

## 2.8 Phase condensée incompressible et indilatable

- ♥ Écrire l'équation d'état :  $V = \text{Cste}$  à  $n$  fixé.

## 2.9 Diagramme d'état

- ♥ Définir un diagramme de Watt (*diagramme* ( $P, V$ )).
- ♥ Définir une courbe isotherme, isochore, isobare. Tracer l'allure, sur un diagramme de Watt, d'une courbe isotherme, isochore, isobare pour un gaz parfait (justifier l'allure hyperbolique de la courbe isotherme à l'aide de l'équation d'état).

# 3 Équilibre thermodynamique d'un gaz parfait

## 3.1 Équilibre thermique

- ♥ Définir une paroi diatherme (*permet les transferts thermiques*), une paroi calorifugée (*interdit les transferts thermiques*). Expliquer dans quel cas le système est en équilibre thermique avec le milieu extérieur (*parois diathermes*). Que peut-on conclure ? (*égalité des températures du système et du milieu extérieur*).

## 3.2 Équilibre mécanique

- 📐 Traduire en équation l'équilibre mécanique d'un piston ( $\sum \vec{F} = \vec{0}$ ) dans le cas d'un équilibre horizontal ou bien vertical.

### 3.3 Application 1 : Système fermé


 Mettre en œuvre la loi des gaz parfaits. Traduire en équation l'équilibre mécanique d'un piston.

### 3.4 Application 2 : Système ouvert


 Réaliser un bilan de matière pour un pompe (gonflage ou vidage d'une enceinte).

## 4 Énergie interne


### 4.1 Énergie interne

 L'énergie interne mesure l'énergie présente dans un système à l'échelle microscopique (agitation thermique, forces intermoléculaires et intramoléculaires). C'est une **fonction d'état extensive** qui dépend de la température et du volume :  $U(T, V)$ .

### 4.2 Capacité thermique à volume constant

 La capacité thermique à volume constant mesure la quantité d'énergie que doit échanger un système avec le milieu extérieur, son volume restant constant, pour que sa température varie de 1 kelvin. C'est une grandeur extensive.

### 4.3 Gaz parfait : 1<sup>o</sup> loi de Joule

 Énoncer la 1<sup>o</sup> loi de Joule.

#### 4.3.1 GP monoatomique

 Donner l'expression de  $U$  et  $C_V$  pour un GP monoatomique.

#### 4.3.2 GP diatomique


 Donner l'expression de  $U$  et  $C_V$  pour un GP diatomique.

#### 4.3.3 Cas général

 Relier la variation d'énergie interne d'un gaz parfait à sa variation de température ( $\Delta U = C_V \Delta T$ ).

### 4.4 Phase condensée indilatable et incompressible

 En pratique, à  $n$  fixé, l'énergie interne d'une phase condensée incompressible et indilatable ne peut varier qu'avec  $T$  (car  $V$  reste constant).

 Relier la variation d'énergie interne d'une phase condensée incompressible et indilatable à sa variation de température ( $\Delta U = C_V \Delta T$ ).

## 5 Modélisation des gaz et des phases condensées

### 5.1 Compressibilité d'un liquide et d'un gaz

 Un liquide est environ cent mille fois moins compressible qu'un gaz dans les conditions usuelles de température et de pression.

### 5.2 Gaz réel et gaz parfait : loi de Boyle-Mariotte (1662)

 Un gaz parfait vérifie exactement la loi de Boyle-Mariotte. Plus un gaz réel est dilué et plus son comportement tend vers celui d'un gaz parfait

### 5.3 Équation d'état d'un gaz réel



On peut écrire l'équation d'état d'un gaz réel en partant de celle des gaz parfaits et en ajoutant des termes correctifs. L'équation d'état d'un gaz *de Van der Waals* en est un exemple.