SUIS-JE AU POINT ?

Chapitre 21 : Description des systèmes thermodynamiques

Une notion à bien comprendre, un point à retenir.

Une définition/formule à connaître PAR CŒUR.

Un savoir-faire à acquérir.

TD Un exercice du TD pour s'entraîner.

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 particulaire** d'un corps.

Connaître les ordres de grandeurs classiques : masse volumique d'un solide, d'un liquide, d'un gaz, volume molaire d'un gaz (valeurs pour un gaz à T et P ambiants).

Calculer la densité particulaire 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 Modèle du gaz parfait

2.1 Définition

Connaître les hypothèses microscopiques du modèle du gaz parfait (*particules de volume négligeable, sans autre interaction entre elles que des chocs élastiques, avec une distribution des vitesses aléatoire (homogène et isotrope* $\longleftrightarrow$ ***chaos moléculaire***)).

Historiquement, l'apparition de ce modèle vient d'une observation expérimentale : les propriétés d'un gaz dilué (relations entre le volume, la pression et la température) sont quasiment indépendantes de sa nature chimique. Le modèle du gaz parfait fut introduit pour décrire ce comportement commun à tous les gaz dilués.

2.2 Vitesse moyenne, vitesse quadratique moyenne

❤ Définir la **vitesse moyenne**, la **vitesse quadratique moyenne** des particules d'un corps.

TD Vitesse quadratique moyenne : exercice 1.

2.3 Pression cinétique

❤ Définir la **pression cinétique** en un point d'un corps. Connaître la relation entre le bar et le pascal.

💡 On peut évaluer la force de pression exercée par un gaz sur une paroi en effectuant un **bilan de quantité de mouvement** du gaz pendant un intervalle de temps $\mathrm{d}t$. Le bilan a été vu en cours mais il n'est pas demandé de savoir le refaire.

TD Bilan microscopique sur un volume de gaz parfait : exercice 9.

2.4 Température cinétique

❤ Définir la **température cinétique** d'un corps ($\frac{1}{2}mu^2 = \frac{3}{2}k_BT$). Connaître l'unité et l'ordre de grandeur de la constante de Boltzmann.

2.5 Équation d'état du gaz parfait

❤ Énoncer sans démonstration l'équation d'état d'un gaz parfait. Connaître, l'unité SI de chaque grandeur qui intervient dans cette équation. Connaître l'unité et la valeur approchée de la constante des gaz parfaits ($R = 8,31\,\mathrm{J\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1}}$).

TD Équation d'état d'un GP : exercices 2,3,4,5,6,7,9,10.

3 Système thermodynamique

3.1 Définition

💡 Le système est la partie de l'univers dont on fait l'étude. Le reste constitue le **milieu extérieur**.

3.2 Échanges d'un système avec le milieu extérieur

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

3.3 Grandeur extensive, intensive

❤ Définir une grandeur **intensive**, **extensive**. Donner quelques exemples dans chaque cas.

3.4 État d'équilibre thermodynamique d'un système

❤ Définir ce qu'est **l'état d'équilibre thermodynamique** d'un système.

❤ Définir ce qu'est **une variable d'état**.

3.5 Équation d'état

❤ Définir ce qu'est une **équation d'état**.

3.5.1 Gaz parfait

❤ Écrire l'équation d'état d'un gaz parfait.

3.5.2 Phase condensée indilatable et incompressible

❤ Définir une **phase condensée incompressible et indilatable**. Écrire son équation d'état.

3.6 Caractériser l'état d'équilibre d'un système : exemple d'un fluide comprimé par un piston

TD Équilibre thermique et/ou mécanique : exercices 4,5,10.

3.6.1 Équilibre thermique

❤ Définir ce qu'est une paroi **diatherme**, **calorifugée**.

💡 Si les parois du système sont diathermes alors, à l'équilibre thermodynamique, celui-ci est en **équilibre thermique** avec le milieu extérieur. Leur températures sont identiques.
Si les parois du système sont adiabatiques alors, à l'équilibre thermodynamique, sa température peut être différente de celle du milieu extérieur.

3.6.2 Équilibre mécanique

💡 Si le volume du système peut varier librement (avec un piston mobile par exemple) alors, à l'équilibre thermodynamique, celui-ci est en **équilibre mécanique** avec le milieu extérieur.

❤ Connaître l'expression de la pression, à l'équilibre mécanique, d'un gaz situé dans un cylindre fermé hermétiquement par un piston de masse m et de section S pouvant se déplacer librement selon la verticale sous l'effet des forces de pression ($P = P_{\text{ext}} + \frac{mg}{S}$ si le piston appuie sur le gaz interne).

✍ En étudiant l'équilibre mécanique du piston, établir la relation écrite ci-dessus.

3.7 Diagramme d'état

❤ Définir le **diagramme de Watt** (diagramme (P,V)) et le **diagramme d'Amagat** (diagramme (PV,P)).

💡 Chaque point d'un diagramme d'état représente un état d'équilibre possible pour le système.
Pour étudier les relations entre les variables d'état d'un sytème thermodynamique, on trace généralement des réseaux de courbes sur le diagramme d'état.

❤ Définir ce qu'est, sur un diagramme d'état, une courbe **isotherme**, **isobare**, **isochore**.

TD Diagramme d'Amagat : exercice 7.

4 Énergie interne, capacité thermique à volume constant

4.1 Définitions

❤ Définir **l'énergie interne**, la **capacité thermique à volume constant** d'un corps. Connaître leur unité SI.

💡 L'énergie interne peut être vue comme une fonction de deux variables d'état : $U(T,V)$. C'est une **fonction d'état**.

TD Énergie interne et/ou capacité thermique à volume constant : exercices 4,5,6,8.

4.2 Gaz parfait : 1° loi de Joule

❤ Énoncer la 1° loi de Joule. En déduire la relation entre dU et dT pour un GP.

4.2.1 GP monoatomique

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

4.2.2 GP diatomique

💡 Pour un GP diatomique, la valeur de C_V dépend de la température. Elle varie brutalement pour deux températures particulières appelées températures de gel.
Pour toutes les expériences que l'on étudiera cette année, on fera l'hypothèse que l'on reste toujours sur le même palier, C_V sera supposée indépendante de la température.

💡 Donner l'expression de U et C_V pour un GP diatomique à température ambiante.

4.3 Phase condensée indilatable et incompressible

💡 Écrire la relation entre dU et dT pour une phase condensée incompressible et indilatable.

5 Modélisation des gaz et des phases condensées

5.1 Compressibilité d'un liquide et d'un gaz

✍ En s'appuyant sur un diagramme de Clapeyron fourni avec tracé des isothermes d'Andrews, comparer qualitativement la compressibilité d'un liquide et d'un gaz (pas de définition mathématique de la compressibilité à connaître). Justifier la pertinence du modèle de phase condensée incompressible que l'on adopte généralement pour les liquides.

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

✍ En s'appuyant sur le tracé des isothermes de plusieurs gaz différents sur un diagramme d'Amagat, justifier que le produit PV d'un gaz dilué ne dépend pas de sa composition chimique.

❤ Énoncer la loi de **Boyle-Mariotte**.

5.3 Équation d'état d'un gaz réel

💡 L'équation d'état de Van der Waals est une correction de l'équation d'état des gaz parfait qui permet de rendre compte de certaines propriétés des gaz réels qui s'écartent du modèle du gaz parfait.

✍ Expliquer qualitativement l'origine des deux termes correctifs dans l'équation d'état de Van der Waals (fournie).

TD Gaz réel : exercices 7,8.