

# Chapitre 11 – Description d'un système thermodynamique

## Plan du cours

- I Descriptions microscopiques et macroscopiques**
  - I.1** Solide, liquide et gaz
  - I.2** Échelles microscopique et macroscopique
- II Description d'un système thermodynamique**
  - II.1** Système thermodynamique
  - II.2** Variables d'état
  - II.3** Température et pression
  - II.4** Équilibre thermodynamique
- III Modèle du gaz parfait**
  - III.1** Équation d'état
  - III.2** Énergie interne
- IV Phase condensée**

## Ce qu'il faut savoir et savoir faire

- Préciser les paramètres nécessaires à la description d'un état microscopique et d'un état macroscopique sur un exemple.
- Relier qualitativement les valeurs des grandeurs macroscopiques aux propriétés du système à l'échelle microscopique.
- Exploiter l'équation d'état du gaz parfait pour décrire le comportement d'un gaz.
- Exploiter l'expression de la variation de l'énergie interne d'un gaz considéré comme parfait.
- Exploiter l'expression de la variation de l'énergie interne d'un système considéré incompressible et indilatable en fonction de sa température.

## Questions de cours

- Présenter le modèle du gaz parfait et/ou d'une phase condensée indilatable et incompressible et énoncer leurs équations d'état.
- Donner la définition de la capacité thermique à volume constant et de ses équivalents molaire et massique.
- Retrouver l'expression de la capacité thermique molaire à volume constant d'un gaz parfait monoatomique
- Citer la valeur de la capacité thermique massique de l'eau.

## Documents

### Document 1 – Mouvement brownien

L'agitation microscopique peut être mise en évidence par les fluctuations qu'elle engendre, comme Jean Perrin l'a montré en 1908 en étudiant le mouvement de grains microscopiques (au sens très petits) en suspension dans l'eau : on parle ici de mouvement brownien (une expérience similaire : <https://youtu.be/UUSL0NqcY6k>).

Par exemple dans un gaz, le nombre de particules animées d'une vitesse  $\vec{v}$  n'est pas jamais exactement égal au nombre de particules animées d'une vitesse  $-\vec{v}$ . Chacun de ces nombre fluctue au cours du temps autour d'une valeur moyenne commune. Pour un système constitué de  $N$  particules, on montre que l'ordre de grandeur de ces fluctuations varie comme  $\sqrt{N}$ . Si  $N$  est grand  $\sqrt{N}$  l'est aussi, mais en valeur relative, l'importance de ces fluctuations est donnée par  $\sqrt{N}/N = 1/\sqrt{N}$ , qui est d'autant plus faible que  $N$  est plus grand.

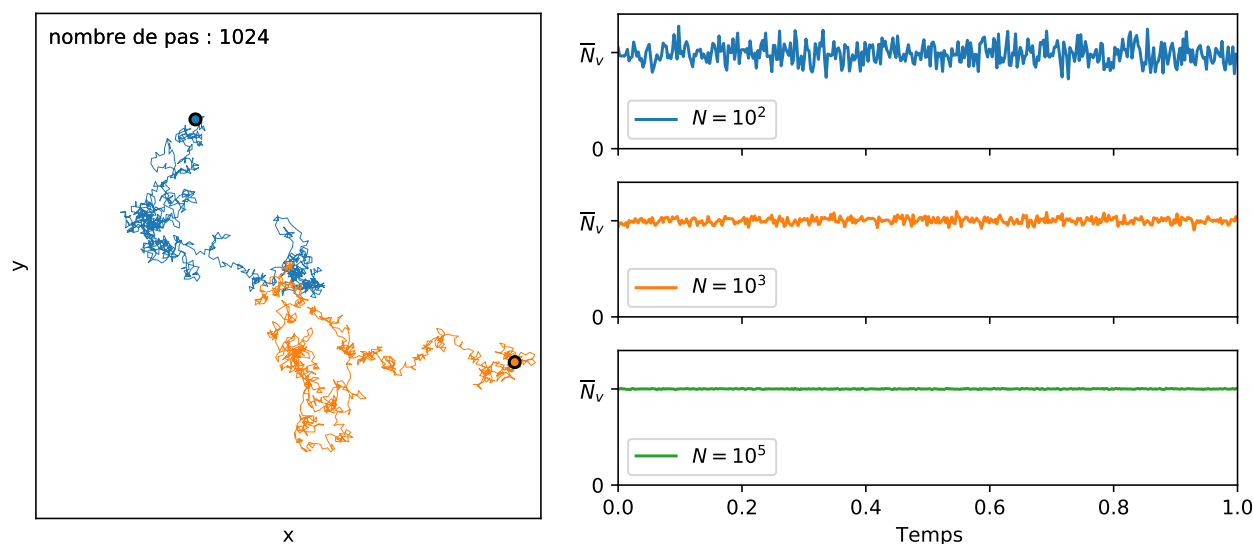


FIGURE 1 – À gauche : simulation d'une marche aléatoire. À droite : fluctuations du nombre de particules animées d'une vitesse  $\vec{v}$  dans un échantillon de gaz contenant  $N$  particules.

### Document 2 – À propos de l'équation des gaz parfaits

La loi des gaz parfaits est une loi empirique, formulée par Émile Clapeyron en 1834. Elle résulte de la combinaison de plusieurs lois découvertes au préalable :

- la loi de Boyle – Mariotte (1662 et 1676) :  $PV = \text{cste}$  ;
- première loi de Charles – Gay-Lussac (1787 et 1802) :  $V \propto T$  ;
- deuxième loi de Charles – Gay-Lussac (1798 et 1802) :  $P \propto T$  ;
- loi d'Avogadro – Ampère (1811 et 1814) :  $V \propto n$ .

Toutes ces lois, et donc la loi des gaz parfaits, restent valables pour des températures et pressions voisines des conditions normales de température et pression (CNTP : 0 °C, 1 atm).

L'équation d'état des gaz parfaits se démontre dans le cadre de la théorie cinétique des gaz, qui permet de définir la température cinétique et la pression cinétique par une interprétation microscopique de ces deux grandeurs. Pour un gaz parfait monoatomique, composé de  $N$

particules de masse  $m$ , on montre que :

$$\frac{1}{2}m\langle\vec{v}^2\rangle = \frac{3}{2}k_{\text{B}}T \text{ et } P = \frac{1}{3}\frac{N}{V}m\langle\vec{v}^2\rangle,$$

où  $\langle\vec{v}^2\rangle$  est la vitesse quadratique moyenne des particules (la moyenne du carré de leur vitesse  $\vec{v}$ ),  $T$  la température,  $P$  la pression,  $V$  le volume du gaz et  $k_{\text{B}} = 1,38 \times 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$  la constante de Boltzmann. En combinant ces deux expressions, on retrouve l'équation d'état des gaz parfaits pour  $n$  moles de gaz :

$$PV = nRT,$$

où  $R = \mathcal{N}_{\text{A}}k_{\text{B}}$  est la constante des gaz parfaits et  $\mathcal{N}_{\text{A}} = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  le nombre d'Avogadro.

### Document 3 – Capacité thermique d'un gaz

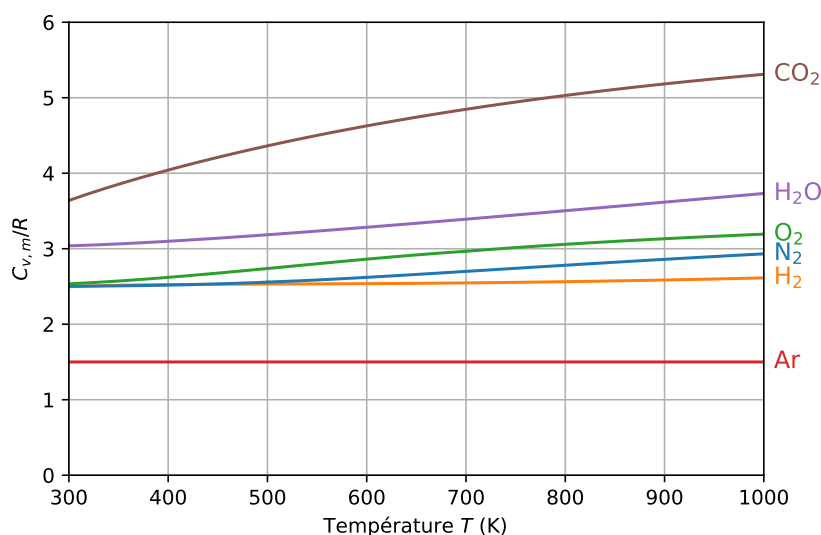


FIGURE 2 – Capacités thermiques molaires à volume constant  $C_{v,m}$  de quelques gaz. En particulier, on remarque que  $C_{v,m} \approx 3R/2$  pour un gaz monoatomique et que  $C_{v,m} \approx 5R/2$  pour un gaz diatomique.

Données adaptées de [nist.gov](http://nist.gov)

## Applications

### Application 1 – Systèmes ouvert, fermé ou isolé ?

Pour chacun des exemples ci-dessous, décrire soigneusement le système thermodynamique le plus naturel, éventuellement à l'aide d'un schéma et dire s'il s'agit d'un système ouvert, fermé ou isolé.

- |                        |                         |                         |
|------------------------|-------------------------|-------------------------|
| 1. Un thermos de café. | 3. Un dirigeable.       | 5. Un pneu crevé.       |
| 2. Une montgolfière.   | 4. Une bouteille d'eau. | 6. Une turbine d'avion. |

### Application 2 – Grandeur extensive ou intensive ?

- Pour chacune des grandeurs suivantes, indiquer son statut, extensif ou intensif. Justifier.

1.a. La température.	1.c. La quantité de matière.	1.e. La pression.
1.b. Le volume.	1.d. La masse totale.	1.f. L'énergie interne.
- Donner une grandeur qui n'est ni intensive, ni extensive.
- Que peut-on dire du quotient de deux grandeurs extensives ? Donner un exemple.

### Application 3 – Pression atmosphérique

- Calculer l'intensité de la force exercée par l'air sur la surface supérieure de la table. Calculer la masse dont le poids a la même intensité. Pourquoi la table ne s'écroule-t-elle pas ?
- Faire l'application numérique pour une surface de  $1 \text{ cm}^2$ .

[https://youtu.be/Zz95\\_VvTxZM](https://youtu.be/Zz95_VvTxZM) et <https://youtu.be/zd5uDlfDwgc?t=280>

### Application 4 – Équilibre ?

- Pour chacun des exemples ci-dessous, indiquer si le système est à l'équilibre ou non. Justifier.

1.a. Un cocktail étagé.	1.d. Le café dans un thermos.
1.b. Le corps humain.	1.e. Le gaz d'une suspension pneumatique lors d'un choc.
1.c. L'univers.	

### Application 5 – Constante des gaz parfaits

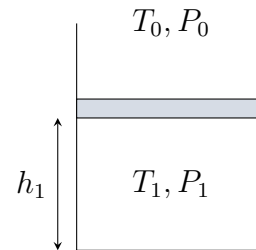
- Rappeler l'expression de l'équation d'état des gaz parfaits pour  $n$  moles de gaz.
- En déduire la dimension et l'unité de  $R$  en fonction des dimensions et unités du système international.
- Exprimer la dimension de  $R$  en faisant apparaître une énergie. En déduire son unité en faisant intervenir le joule.
- Calculer sa valeur avec les données du document 2.

### Application 6 – Équation d'état des gaz parfaits

Dans les questions qui suivent, l'air est considéré comme un gaz parfait de masse molaire  $M = 29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

1. Proposer une estimation de la quantité de matière d'air dans la salle. En déduire la masse d'air contenu dans la salle de classe.

Une enceinte de section  $S$  contenant  $n$  moles d'un gaz parfait est fermée par un piston de masse négligeable, libre de se déplacer verticalement sans frottement. L'enceinte est à l'équilibre avec l'extérieur qui se trouve à température et pression constantes  $T_0$  et  $P_0$  : le piston est alors à la hauteur  $h_1$ .



2. Exprimer les température et pression  $T_1$  et  $P_1$  dans l'enceinte.
3. On ajoute une masse  $m$  et on attend le nouvel état d'équilibre. Exprimer alors les température et pression  $T_2$  et  $P_2$  et en déduire la hauteur finale  $h_2$  du piston.

### Application 7 – Variation d'énergie interne

On reprend les valeurs de la question 1 de (App. 6).

1. Déterminer la variation d'énergie interne  $\Delta U$  de l'air de la salle de classe lors d'une élévation de température  $1^\circ\text{C}$ .
2. Quelle durée faudrait-il à un radiateur pour fournir cette énergie ?

### Application 8 – Calories

Une calorie (cal) correspond à l'énergie nécessaire pour élever de  $1^\circ\text{C}$  la température d'un gramme d'eau. Convertir 1 kcal en joules.

Donnée : capacité thermique massique de l'eau  $c_{v,\text{eau}} = 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .