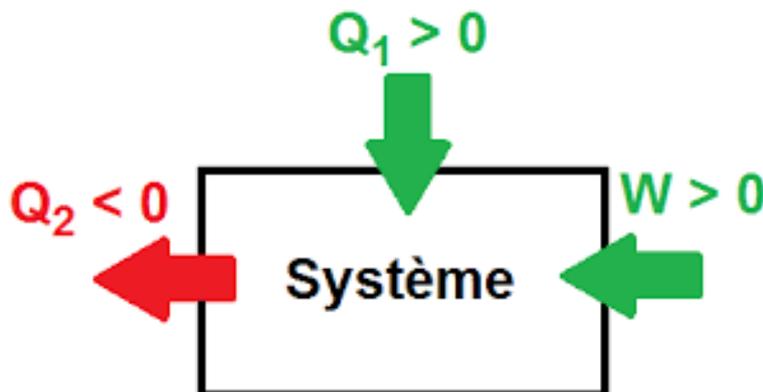




P7

Premier principe de la thermodynamique et bilans énergétiques

- I. Le Modèle du gaz parfait
- II. Premier principe de la thermodynamique



P7 - PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE ET BILANS ENERGETIQUES

La thermodynamique est une discipline étrange. La première fois que vous la découvrez, vous ne comprenez rien. La deuxième fois, vous pensez que vous comprenez, sauf un ou deux points. La troisième fois, vous savez que vous ne comprenez plus rien, mais à ce niveau vous êtes tellement habitué que ça ne vous dérange plus.

Arnold Sommerfeld, vers 1940 (Mathématicien spécialisé dans la Physique théorique)

La **thermodynamique** est une branche de la physique qui étudie les systèmes **macroscopiques** (c'est-à-dire constitués d'un grand nombre de particules) dans le cadre d'une **approche énergétique**.

Exemple : pour un gaz parfait à pression atmosphérique et à une température de 0°C, une mole occupe 22,4 L soit environ 10^{19} à 10^{20} particules.

On étudiera les systèmes étant en état d'**équilibre thermodynamique**, c'est-à-dire un système dans lequel il n'y a plus ni mouvement macroscopique, ni flux d'aucune sorte. À l'équilibre thermodynamique, il suffit de connaître un nombre réduit de quantités pour caractériser entièrement un système. Ces quantités s'appellent des **variables thermodynamiques (variables d'état)**.

Exemples de variables thermodynamiques : la température, la pression, le volume, la masse, la quantité de matière n.

I. Le modèle du gaz parfait

1. La masse volumique

Les variables d'état masse m et volume V sont indépendantes. Les propriétés dont les valeurs découlent des variables d'état choisies sont des fonctions d'état.

Par exemple, on choisit la masse m et le volume V d'un système comme variables d'état, sa masse volumique $\rho = \frac{m}{V}$ devient une fonction d'état. La masse volumique s'exprime en kg.m^{-3} .

2. La température

La notion de température est liée à notre perception : des objets nous paraissent "chauds" ou "froids" au toucher, mais cette sensation est extrêmement subjective.

Que représente la température ?

La température est une mesure macroscopique du degré d'agitation microscopique des particules du système : plus la température est élevée, plus l'agitation microscopique des particules est intense.

La température est donc une mesure d'une vitesse microscopique de particules élémentaires.

Les températures peuvent être repérées sur l'échelle Celsius (en °C) : le 0 de l'échelle correspond à la glace fondante, le 100 à l'eau bouillante (à la pression atmosphérique normale). Elles peuvent surtout être mesurées en Kelvin (K), la température en K étant égale à la température en °C à laquelle on rajoute 273,15 K. $T(\text{K}) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273,15$.

3. La pression

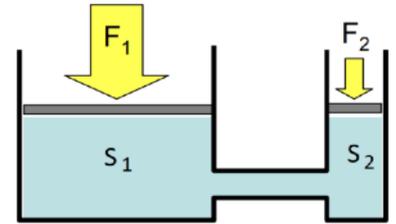
Un fluide exerce sur une surface S de la paroi une force de pression \vec{F} perpendiculaire à S , dirigée vers l'extérieur et de norme $F = P \times S$, où P est par définition la pression du fluide.

$$P = \frac{F}{S}$$

P : pression en Pa
F : force pressante en N
S : surface en m^2

Remarques :

- La pression est une force par unité de surface soit $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N.m}^{-2}$
- Autres unités de la pression : $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$ (en plongée) ; $1 \text{ mbar} = 1 \text{ hPa}$ (en météorologie)
- Pression atmosphérique normale : $P_{\text{atm}} = 1\,013 \text{ hPa} = 1\,013 \text{ mbar} = 1,013 \text{ bar}$
- Du point de vue microscopique, la pression peut se comprendre comme l'effet des chocs des particules sur les parois.
- La pression est donc un effet mesurable des nombreux chocs par seconde sur la paroi



4. Equation d'état du gaz parfait

Pour un gaz pur sous une seule phase, l'état d'équilibre du système est entièrement déterminé par trois variables thermodynamiques, par exemple n , V et T .

Le gaz parfait est un système thermodynamique idéal où l'on néglige les interactions entre particules.

Pour un gaz parfait classique, l'équation d'état est :

$$P.V = n.R.T$$

- P : pression en Pa
- V : le volume (m^3)
- n : la quantité de matière (mol)
- T : la température absolue (K)
- R = $8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ est la constante des gaz parfaits.

Remarque : Le gaz parfait est une très bonne approximation des gaz réels usuels aux températures et pressions ordinaires.

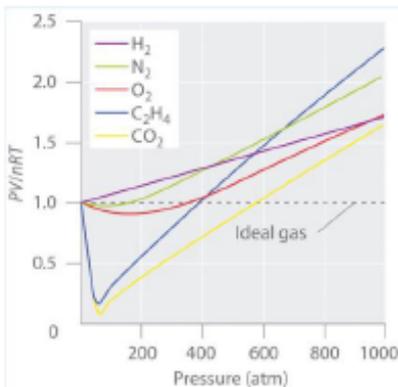
Cependant, pour des valeurs importantes de la densité de matière, l'approximation des gaz parfaits décrit mal la réalité : la distance moyenne entre les particules diminue et les interactions entre-elles ne sont plus négligeables.

5. Limites du modèle du gaz parfait

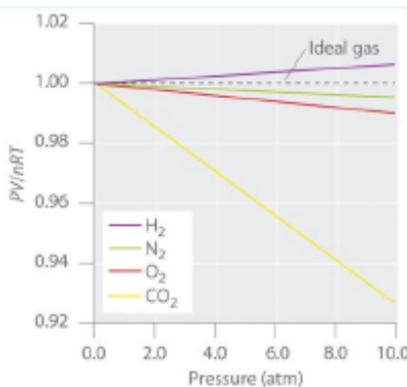
Pour expliquer les propriétés des fluides réels, il faut prendre en compte le volume des molécules et les forces intermoléculaires appelées forces de Van Der Waals qui sont des forces intermoléculaires attractives qui s'exercent sur les molécules d'un gaz.

Si la pression est trop élevée ($P > 1 \text{ atm}$ ou $P > 10^5 \text{ Pa}$), le gaz ne se comporte plus comme un gaz parfait, car les molécules interagissent entre-elles.

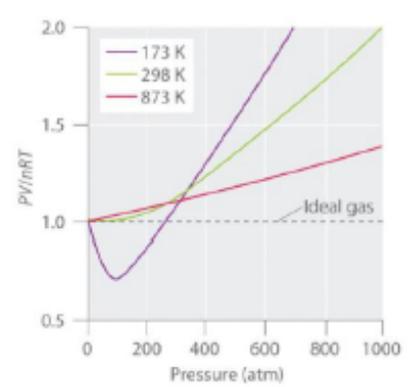
Diagrammes à interpréter



Hautes pressions



Basses pressions



Cas du diazote à différentes températures

Application :

You are in charge of the manufacture of cylinders of compressed gas at a small company.

Your company president would like to offer a 4,0 L cylinder containing 500 g of chlorine Cl_2 in the new catalog. The cylinders you have on hand have a rupture pressure of 40 atm.

Use the ideal gas law to calculate the pressure in a cylinder at 25°C .

Is this cylinder likely to be safe against sudden rupture ?

A rupture would be disastrous and certainly result in lawsuits because chlorine gas is highly toxic.

Given :

- **Molar mass : $70,906 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$**
- **$R = 8,31 \text{ J/K/mol}$**
- **$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa}$**

Strategy : Use the molar mass of chlorine to calculate the amount of chlorine in the cylinder. Then calculate the pressure of the gas using the ideal gas law.

II. Premier principe de la thermodynamique

1. Energie interne U d'un système - Aspects microscopiques

Au niveau microscopique, les entités sont toujours en mouvement désordonné (on parle d'agitation thermique) et en interaction (électrique, magnétique, ...).

Elles possèdent donc des énergies cinétiques microscopiques et potentielles microscopiques.

La somme de ces énergies microscopiques est appelée énergie interne U d'un système.

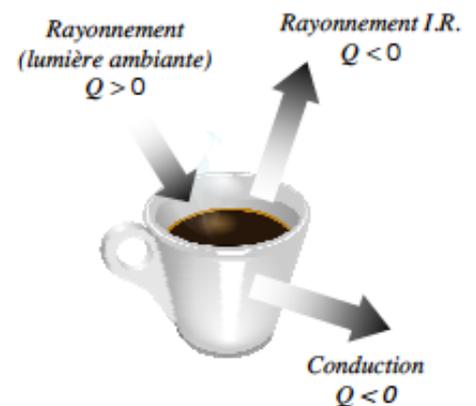
Ainsi, l'énergie totale d'un système physique est égale à :

$$E_{TOT} = E_M + U$$

EM : Energie mécanique en J
U : Energie interne en J

Remarques :

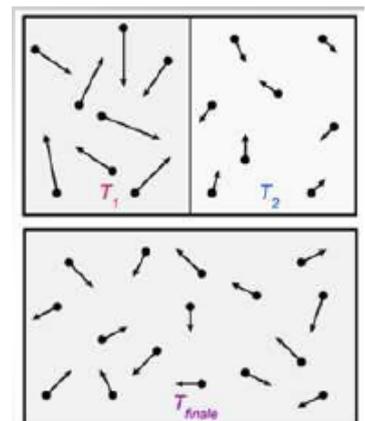
- *On ne mesure que la variation ΔU de l'énergie interne, entre un état initial et un état final.*
- *Cette variation est la conséquence d'échanges d'énergie du système avec l'extérieur, sous forme de travail W ou par transfert thermique Q .*
- *Dans le cas où le système étudié n'interagit pas avec son environnement (système isolé), son énergie interne reste constante : $\Delta U = 0 \text{ J}$*
- *Par convention, W et Q sont POSITIFS s'ils sont reçus par le système et NEGATIFS s'ils sont cédés par le système.*



Application :

On dispose de deux enceintes immobiles (figure du haut) posées à terre contenant chacune un gaz, l'un à la température T_1 , l'autre à la température T_2 . Ces deux enceintes peuvent fusionner en retirant la paroi centrale (figure du bas).

- Que représentent les flèches partant des particules formant ces gaz ?
- Quel type d'énergie interne est représenté ainsi ?
- D'après la figure du haut, quelle est, de T_1 ou de T_2 , la température la plus élevée ? Justifier.



- d. Quelle est, de ces deux enceintes, celle qui possède l'énergie totale la plus grande ? Justifier.
- e. Que peut-on dire de la température finale T_{finale} observée après le retrait de la paroi ?
- f. Proposer une explication, d'un point de vue microscopique, à cette dernière observation.

2. Premier principe de la Thermodynamique

On considère un système solide ou liquide qui n'échange de l'énergie que par transfert thermique sans changer d'état physique.

Lorsqu'un corps de masse m , liquide ou solide, passe d'une température initiale T_i à une température finale T_f , sa variation d'énergie interne ΔU a pour expression :

$$\Delta U = m.c.(T_f - T_i)$$

$$\Leftrightarrow \Delta U = m.c.\Delta T$$

$$\Leftrightarrow \Delta U = C.\Delta T$$

ΔU en J
 ΔT en kelvin K ou degré Celsius °C
 m en kg
 c en $J.kg^{-1}.K^{-1}$ ou en $J.kg^{-1}.^{\circ}C^{-1}$
 C en $J.K^{-1}$ ou en $J.^{\circ}C^{-1}$

Remarques :

- La grandeur c est appelée « **capacité thermique massique** » du solide ou du liquide en question. Elle représente l'énergie qu'il faut fournir pour augmenter de 1 K la température d'un kilogramme de ce solide ou liquide.
- La grandeur C est appelée « **capacité thermique** » du système de masse m . Elle est définie telle que :

$$C = m.c$$

Exemples de capacités thermiques :

Matériau	Eau	Cuivre	Ethanol	Brique	Verre	Aluminium
$c (J.kg^{-1}.K^{-1})$	4180	385	2430	840	720	897

Application :

1. Quelle énergie faut-il fournir à 1,0 kg d'eau pour élever sa température de 2,0°C ?
2. Calculer la variation d'énergie interne de 150 L d'eau chauffés de 15°C à 65°C.
3. Calculer la température finale d'un morceau de cuivre de 500 g à 312 K recevant une énergie de 10 000 J.
4. Calculer la capacité thermique d'un bloc d'aluminium de dimension 20x15x50 cm sachant que $\rho_{Al} = 2,7 \text{ kg/L}$.

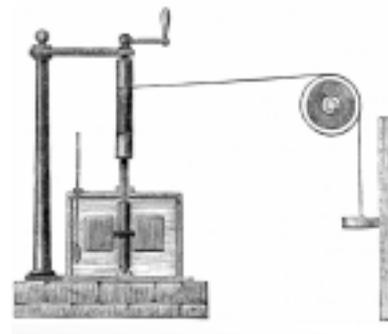
Enoncé du principe

Lorsqu'un système thermodynamique immobile échange de l'énergie thermique Q et/ou du travail W avec l'extérieur, son énergie interne U varie selon l'équation :

$$\Delta U = W + Q$$

Application :

L'appareil de Joule (figure ci-contre) est un dispositif qui chauffe légèrement de l'eau contenue dans une cuve en utilisant l'énergie libérée par une masse m qui chute d'une hauteur h .



1. Déterminer le travail produit par une masse m de 4,5 kg chutant d'une hauteur de 90 cm.
2. D'après le schéma ci-contre, décrire la manière dont l'énergie produite par ce travail est transférée à l'eau de la cuve.
3. Déterminer la température finale des 20 L d'eau à l'intérieur de la cuve sachant qu'au départ, l'eau était à 22,370 °C. Conclure.

Application :

On plonge un morceau de cuivre de masse $m_{\text{Cu}} = 2,5$ kg à $T_{\text{Cu}} = 350$ K dans un volume de 10,0 L d'eau pure initialement à la température de $\Theta_i = 12,0$ °C.

Le système {eau + cuivre} est supposé adiabatique dès l'introduction du morceau de cuivre dans l'eau.

1. Calculer la capacité thermique C_E de l'eau.
2. Calculer la capacité thermique C du morceau de cuivre.
3. Etablir l'égalité traduisant le transfert d'énergie du cuivre vers l'eau en fonction de C_E , C , Θ_i , T_{Cu} et T_F , la température finale du système.
4. Calculer T_F .