

Premier principe de la thermodynamique et gaz parfaits

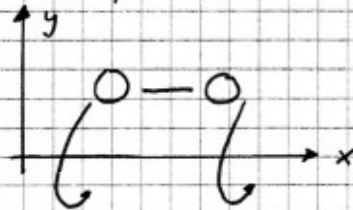
Rappel théorique: Le premier principe de la thermodynamique est le principe de conservation de l'énergie: $Q_{entrante} = \Delta U + A_{augmenté}$.

$Q_{entrante}$ est la chaleur apportée au système, ΔU est la variation d'énergie interne du système et $A_{augmenté}$ est l'augmentation du travail à l'intérieur du système.

Pour un gaz parfait, l'énergie interne U est l'énergie cinétique de translation et de rotation des molécules. On attribue des indices i à différentes sortes d'énergies

cinétiques: 1) énergie cinétique de translation $i=3$;

exemple: si on a une molécule O_2 qui tourne autour de l'axe x de la manière suivante:

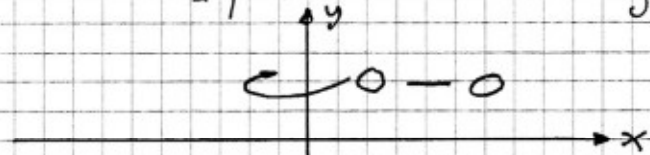


la molécule ne tourne pas sur elle-même et ne fait que se déplacer en restant parallèle autour de l'axe x ; c'est une translation et on prend alors $i=3$;

2) énergie cinétique de rotation d'une molécule à 1 atome (monoatomique): $i=3$ aussi (comme en 1), on peut considérer cette rotation comme une translation);

3) énergie cinétique de rotation d'une molécule à 2 atomes (diatomique): on prend $i=5$;

exemple: si on a une molécule O_2 qui tourne autour de l'axe y de la manière suivante:



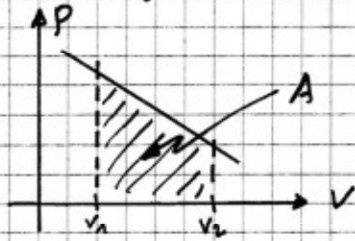
la molécule n'effectue pas simplement une translation, mais elle tourne aussi sur elle-même;

4) énergie cinétique de rotation d'une molécule pluriatomique: $i=6$;

5) énergie cinétique de rotation d'une molécule à l'intérieur de laquelle une ou plusieurs liaisons peuvent être considérées comme des ressorts: $i=9$.

De manière générale, on a, pour un gaz parfait, $U = \frac{i}{2} n R T$.

De manière générale, la pression dans un gaz parfait varie en fonction du volume :



Le travail est alors l'aire sous le graphique entre 2 bornes V_1 et V_2 (correspondants aux volumes initiaux et finaux).

Par le calcul intégral, on sait que l'aire sous le graphique d'une fonction $f(x)$ entre les bornes $x=a$ et $x=b$ est $\int_a^b f(x) dx$.

Ici $x=V$ (volume), $f(x)=p^a$ (pression), $a=V_1$ et $b=V_2$.

Ainsi le travail A est $\int_{V_1}^{V_2} p dV$.

En particulier, si la pression est constante, on a $A = \int_{V_1}^{V_2} p dV = p \int_{V_1}^{V_2} dV = p(V_2 - V_1) = p \Delta V$. Si $\Delta V = S \cdot d$ (où S est la section ou aire de base et d la longueur ou hauteur), on obtient $A = p \cdot S \cdot d$. Or on a $p = \frac{F}{S}$, où F est la force appliquée sur la surface S) et on a $F = p \cdot S$. On trouve ainsi $A = F \cdot d$, ce qui est la définition du travail en mécanique.

Lorsqu'on considère un gaz parfait, on a la relation $pV = nRT$, où p est la pression en Pascal, T la température en Kelvin, n le nombre de moles, V le volume en m^3 et $R = 8,31451$ est la constante des gaz parfaits.

Lorsque la quantité de gaz ne change pas, n est constante et on a que $\frac{pV}{T}$ est aussi constante.

On a alors 4 processus possibles pour les gaz parfaits :

1) Processus isochore : le volume est constant ; on a alors $\frac{p}{T} = \text{constante}$ et

$$A = \int_{V_1}^{V_2} p dV = 0 \text{ puisque } V_1 = V_2 ; \text{ ainsi } Q_{\text{entrante}} = \Delta U \text{ et on a } Q_{\text{entrante}} = \Delta U = \frac{i}{2} n R \Delta T$$

(i étant l'indice décrit ci-dessus) ;

2) Processus isobare : la pression est constante ; on a alors $\frac{V}{T} = \text{constante}$ et

$$A = \int_{V_1}^{V_2} p dV = p \int_{V_1}^{V_2} dV = p(V_2 - V_1) = p \Delta V ; \text{ ainsi } Q_{\text{entrante}} = \Delta U + A = \frac{i}{2} n R \Delta T + p \cdot \Delta V ;$$

3) Processus isotherme : la température est constante ; on a alors $pV = \text{constante}$ et,

$$\text{dans ce cas, } \Delta U = 0 ; \text{ on a alors } Q_{\text{entrante}} = A = \int_{V_1}^{V_2} p dV \text{ où } p = nRT \cdot \frac{1}{V} = \text{constante} \cdot \frac{1}{V} ;$$

4) Processus adiabatique: il n'y a pas d'apport d'énergie (chaleur) de l'extérieur du système ($Q=0$); cette situation a lieu si le système est isolé de l'extérieur ou si le changement dans le gaz parait être très rapide;
si $\Delta U > 0$ (l'énergie interne augmente), alors la température T augmente;
si on fait ce qu'on appelle une détente adiabatique (on augmente le volume sans apport d'énergie de l'extérieur), la pression du gaz baisse et sa température diminue.

③