

CHAPITRE VII : LES DETENTES EN THERMODYNAMIQUE

VII.1 INTRODUCTION

VII.2 DETENTE DE JOULE-GAY LUSSAC

VII.3 DETENTE DE JOULE THOMSON

VII.4 APPLICATIONS

VII.1 Introduction

- ✓ La détente est une transformation thermodynamique au cours de laquelle le système contenant un fluide, passe d'un état initial caractérisé par une pression initiale à un état final caractérisé par une pression finale **inférieure** à la pression initiale.
- ✓ Les détente d'un fluide permettent de connaître ses propriétés.
- ✓ Deux détente historiques ont joué un rôle important dans la détermination des propriétés des fluides et dans les machines produisant du froid : détente de joule-Gay Lussac et la détente de Joule-Kelvin appelé aussi détente de Joule-Thomson.



Gay Lussac (Louis Joseph) : (St Léonard de Noblat, 1778- Paris, 1850) physico-chimiste français découvrit la dilatation des gaz, étudia le magnétisme terrestre (en ballon : il monte à 7 000 mètres), et fit diverses découvertes en chimie (le bore, la nature de l'iode, la synthèse du cyanogène). En 1797, il est reçu à l'Ecole polytechnique, et en sort en 1800 pour entrer à l'Ecole des Ponts et Chaussées. Peu intéressé par le métier d'ingénieur, il passe plus de temps à l'école Polytechnique pour assister Berthollet qui professait la chimie. Titularisé en 1804, Gay-Lussac y enseignera jusqu'en 1840, date à laquelle il devient administrateur de la Compagnie Saint Gobain, puis président (1843).



Joule (James Prescott) : (Salford, 1818- Sole, 1889) physicien anglais. Joule a étudié la nature de la chaleur, et découvert son équivalence avec le travail mécanique. Cela l'a conduit à la théorie de la conservation de l'énergie totale (la première loi de la thermodynamique). Il a travaillé avec Lord Kelvin pour développer l'échelle absolue de température. Il a fait des observations sur la magnétostriktion, et trouva une relation entre le courant électrique traversant un conducteur et la chaleur dissipée, appelée actuellement *la loi de Joule* qu'il formule en 1841. Ensuite il calcula l'équivalent mécanique de la calorie, puis s'intéressa aux gaz (lois sur la détente adiabatique).



Thomson (sir William, alias lord Kelvin) : (Belfast, 1824- NetherHall, 1907) physicien anglais dont les travaux eurent un retentissement considérable. En 1841 il entre à Cambridge et dès la fin de ses études va rejoindre à Paris le physicien Regnault. A 22 ans il occupe la chaire de physique de l'université de Glasgow où il fera toute sa carrière. Il commença par découvrir que par le biais de cycles de compression-détente on pouvait refroidir les gaz, puis il établit l'échelle des températures absolues (en Kelvin) en 1854, et, en passant, il construisit un galvanomètre à miroir, un enregistreur et un électromètre (ce sont d'ailleurs ces travaux *annexes* qui lui valurent sur le moment la célébrité). Outre ces contributions majeures en électricité et thermodynamique, on lui doit aussi des travaux importants en mécanique, hydrodynamique, magnétisme, géophysique.

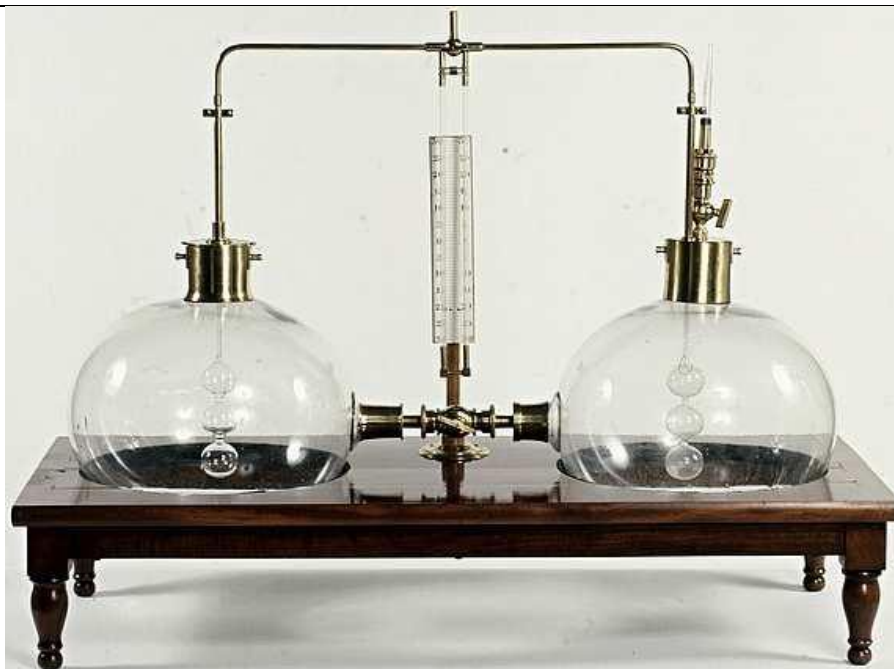
VII.2 Détente de Joule-Gay Lussac

I. Bilan énergétique de la détente de Joule- Gay Lussac

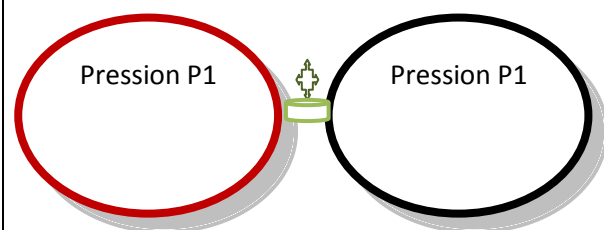
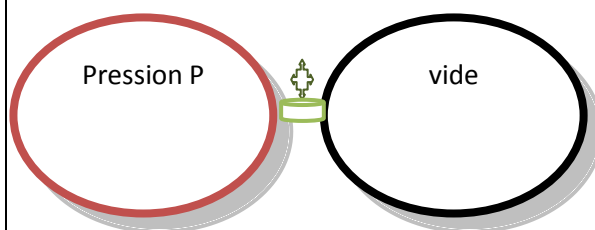
Cette expérience a été réalisée en 1806 par Louis Gay Lussac, est reprise en 1845 par James Joule.

La détente de Joule-Gay Lussac est souvent appelée **détente dans le vide** car la détente se fait dans un compartiment où règne le vide.

L'enceinte est calorifugée et il n'y a pas d'échange de chaleur avec le milieu extérieur on a donc des transformations **adiabatiques**.



Dispositif de Gay-Lussac pour l'étude des détentes (collections. 'Ecole Polytechnique)



Deux récipients calorifugés aux parois rigides ont des volumes respectifs V_1 et V_2 , peuvent communiquer par l'intermédiaire un robinet (R) qui, initialement est fermé. Le compartiment de gauche contient un gaz en équilibre à la pression P , le compartiment de droite est vide et ne contient donc aucune molécule.

On ouvre le robinet : le gaz se détend de façon **brutale** dans le vide et occupe alors les deux récipients, la transformation est donc **irréversible** et on obtient alors un nouvel état d'équilibre.

Il n'y a pas d'échange de chaleur (**adiabatique**) ni d'échange de travail (**pas de paroi mobile**) ; donc **l'énergie interne U est constante**

Propriété : La détente de Joule-Gay Lussac d'un gaz quelconque est une détente adiabatique, irréversible et conservant l'énergie interne.

Un fluide suit la première loi de Joule lorsqu'il ne subit aucune variation de température lors d'une détente de Joule-Gay Lussac.

La température finale d'un gaz ayant subi une détente de Joule – Gay Lussac est égale à sa température initiale, ceci n'implique pas forcément qu'il s'agit d'un gaz parfait. Les gaz de Joule d'équation d'état $P(V - nb) = RT$ ne sont pas des gaz parfaits mais leur énergie interne ne dépend que de la température ($U = U(T)$).

En résumé, l'énergie interne d'un gaz parfait ou d'un gaz de Joule d'équations respectives :

$$PV = RT$$

et $P(V - nb) = RT$ ne dépend que de la température.

Les mesures expérimentales montrent une légère **diminution de la température** pour la plupart des gaz : dans le cas de l'hélium on observe une légère **augmentation de température** lorsque la température est supérieure à 200 K.

- ✓ Dans le cas d'un gaz parfait $dU = C_V dT$; l'énergie d'un gaz parfait ne dépend que de la température. Si l'énergie interne ne varie pas $dU = 0$ alors la température ne varie pas $dT = 0$.
- ✓ Dans le cas d'un gaz de Van Der Waals, il faut exprimer l'énergie interne dU en écrivant l'équation d'état d'un gaz de Van Der Waals,

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2} \right) (V - nb) = nRT \quad \text{sous forme extensive}$$

$$\left(P + \frac{a}{V_m^2} \right) (V_m - b) = RT \quad \text{sous forme intensive}$$

Le terme « $\frac{n^2 a}{V^2}$ » tient compte des interactions conservatives entre les molécules du gaz, les forces dérivant de cette énergie potentielle d'interaction, pour une certaine distance, sont attractives. Ce terme a les dimensions d'une pression, or une pression multipliée par un volume est homogène à une énergie, on peut donc alors écrire que l'énergie potentielle d'interaction entre les molécules est donnée par :

$$E_{p,i} = - \frac{n^2 a}{V^2} V = - \frac{n^2 a}{V}$$

Cette énergie potentielle d'interaction est négative car les forces qui en dérivent sont attractives.

et sous forme différentielle :

$$dE_{p,i} = + \frac{n^2 a}{V^2} dV$$

L'énergie cinétique microscopique E_c d'un gaz de Van Der Waals correspond à l'énergie interne du gaz parfait, car l'énergie interne d'un gaz parfait ne comporte que l'énergie cinétique:

$$E_c = U_{GP} = nC_V T$$

ou sous forme différentielle

$$dU_{GP} = nC_V dT$$

On en déduit que la différentielle de l'énergie interne d'un gaz de Van Der Waals est donnée par :

$$dU_{VdW} = dU_{GP} + dE_{p,i} = nC_V dT + \frac{n^2 a}{V^2} dV$$

Ou encore

$$U_{VdW} = U_{GP} + E_{p,i} = nC_V T - \frac{n^2 a}{V}$$

Si on considère une transformation thermodynamique entre deux états initial et final caractérisé par $(V_i; T_i)$ et $(V_f; T_f)$; on peut alors déterminer la variation de l'énergie interne d'un gaz de Van Der Waals entre ces deux états :

$$\Delta U_{VdW} = \int_i^f dU_{VdW} = \int_i^f dU_{GP} + \int_i^f dE_{p,i} = \int_i^f nC_V dT + \int_i^f \frac{n^2 a}{V^2} dV$$

$$\Delta U_{VdW} = nC_V (T_f - T_i) - n^2 a \left(\frac{1}{V_f} - \frac{1}{V_i} \right)$$

Pour un gaz parfait on a :

$$\Delta U_{GP} = nC_V (T_f - T_i)$$

Lors d'une détente de joule de Joule-Gay Lussac l'énergie interne est conservée, on a donc :

$$\Delta U_{GP} = 0 \quad \text{pour un gaz parfait et donc} \quad T_f - T_i = 0$$

$$\Delta U_{VdW} = 0 \quad \text{pour un gaz de Van Der Waals} \quad nC_V (T_f - T_i) - n^2 a \left(\frac{1}{V_f} - \frac{1}{V_i} \right) = 0$$

et

$$(T_f - T_i) = \frac{n a}{C_V} \left(\frac{1}{V_f} - \frac{1}{V_i} \right)$$

n , a et C_V sont positifs, le volume final V_f est plus grand que le volume initial V_i , on en déduit alors que la différence de température $T_f - T_i$ est négative et donc lors d'une détente de Joule-/Gay Lussac d'un gaz de Van Der Waals la température diminue.

La formule précédente est intéressante au niveau expérimental car elle permet de déterminer le coefficient a de l'équation de Van Der Waals, connaissant les autres grandeurs thermodynamiques facilement mesurables.

II. Bilan entropique de la détente de Joule – Gay Lussac

La détente de Joule / Gay-Lussac est une transformation adiabatique irréversible, adiabatique car il n'y a pas d'échange de chaleur avec l'extérieur et irréversible car la transformation se fait « brutalement », c'est-à-dire assez rapidement, elle se fait dans le vide, il y a donc création d'entropie au sein du système lors de la transformation. L'entropie échangée avec l'extérieur est nulle car la transformation est adiabatique.

Pour un gaz parfait, l'élément d'entropie totale est donnée par :

$$dS = \frac{C_V dT + PdV}{T}$$

L'intégration entre les états initial et final donne :

$$\Delta S = C_V \ln\left(\frac{T_f}{T_i}\right) + R \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$$

Or dans le cas d'un gaz parfait, lors d'une détente de joule-Gay Lussac, la température ne varie pas. On obtient alors :

$$\Delta S = + R \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$$

Et donc **une augmentation de l'entropie créée** dans le système suite à cette transformation.

III. Exercices d'application de la détente de Joule – Gay Lussac

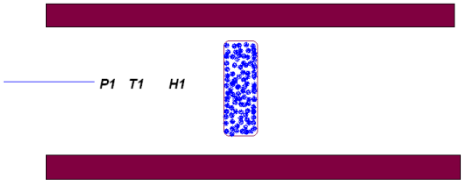
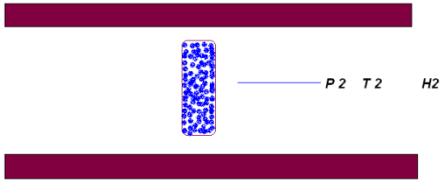
On considère 0.4 mol de CO₂ subissant la détente de joule-gay Lussac, les deux récipients ont le même volume $V_1=V_2= 10 \text{ L}$, la température initiale est de $T_i = 298 \text{ K}$, la température finale est de $T_f = 297.75 \text{ K}$. La capacité thermique molaire à volume constant est égale à $C_v = 29.8 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$ (dans la gamme de température de l'expérience).

- ✓ Déterminer le coefficient a de l'équation de Van der Waals.
- ✓ Déterminer l'entropie créée lors de cette détente. (on pourra considérer le gaz comme étant parfait)

VII.3 Détente de Joule-Thomson (Joule – Kelvin)

I. Bilan énergétique de la détente de Joule -Thomson

Dans le dispositif de joule – Gay Lussac, le gaz subit une transformation adiabatique et très brutale car elle se fait dans le vide et donc irréversible, dans l'expérience de Joule-Thomson (1852), on transfère un gaz **lentement** d'une région où la pression est P_1 le long d'un tube rigide et calorifugé comportant en son centre une paroi poreuse (bouchon poreux, verre fritté, coton tassé, robinet à pointeau, . . .) à une région où la pression est P_2 ($P_2 < P_1$), cette **diminution de pression** est due à l'obstacle dans le tube, il y a une perte de charge (de pression) dû aux frottements entre le fluide et l'obstacle. On suppose le régime permanent (ou stationnaire) établi, les grandeurs thermodynamiques ne dépendent donc pas du temps mais uniquement de la position.

	
Ecoulement des fluides dans des tubes à paroi fixe calorifugés. P_1, T_1 et H_1 sont les grandeurs thermodynamiques du fluide en amont.	P_2, T_2 et H_2 sont les grandeurs thermodynamiques du fluide en aval après la traversée de la paroi poreuse

Pour faire le bilan énergétique, il faut utiliser le premier principe de thermodynamique, valable uniquement pour les circuits fermés, c'est-à-dire sans déplacement de masse vers l'extérieur.

Pendant un intervalle de temps dt , la masse qui entre dans le système est égale à la masse qui sort du système, on peut alors considérer que le système est fermé et on pourra donc appliquer le premier principe pendant l'intervalle de temps dt .

Le travail de transvasement du fluide est le travail W des forces de pression en amont et en aval reçu par le système.

$$U = W + Q$$

Comme la transformation est adiabatique $Q = 0$ et on a :

$$U = W \quad \text{et} \quad \Delta U = U_1 - U_2 = P_2 V_2 - P_1 V_1$$

Et on en déduit que :

$$U_1 + P_1 V_1 = U_2 + P_2 V_2$$

Et on en déduit que

$$H_1 = H_2$$

Propriété : La détente de Joule-Thomson d'un gaz quelconque est une détente adiabatique, irréversible et isenthalpique.

Cette détente de Joule-Thomson est utilisée pour **refroidir les fluides** dans les machines frigorifiques et les liquéfacteurs de gaz (détendeurs du type capillaire ou à pointeau)

Généralisation : Un fluide suit la deuxième loi de Joule lorsqu'il ne subit aucune variation de température lors d'une détente de Joule-Thomson.

Expérimentalement, lors d'une détente de joule-Thomson, la température subit une légère variation, on a alors soit un refroidissement, soit un réchauffement en fonction des conditions initiales

II. Bilan entropique de la détente de Joule-Thomson

La détente de Joule-Thomson est une détente adiabatique (pas d'entropie échangée) et irréversible (entropie créée toujours positive) et donc lors de cette détente l'entropie du gaz augmente.

VII.4 Applications

La détente de Joule-Thomson est une détente isenthalpique d'un fluide quelconque, elle permet de produire une diminution de pression ou de température. Les organes associés sont appelés des détendeurs.

Détendeurs bouteilles de gaz	Détendeurs thermostatiques
	

