



**Cycle préparatoire
Semestre 2**

Cours de thermodynamique

Pr. A. SAAD

Année universitaire: 2019/2020

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

1. Introduction
2. Interactions entre les molécules
3. Lois des gaz réels
4. Modèle de Van der Waals
5. Coefficients thermoélastiques des gaz.
6. Détente des fluides

6-1 Détente de Joule ou Joule-Gay Lussac

6-2 Détente de Joule-Thomson

6-3 Détente isotherme

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

1 Introduction

- Le modèle de gaz idéal ou parfait s'applique aux gaz raréfiés où la distance entre les molécules est très grande.
- Dans ce gaz les molécules se déplacent indépendamment les unes des autres. Les forces d'attraction à l'intérieur du système sont négligeables.
- Cependant, dans la réalité, les molécules interagissent entre elles et cette interaction devient importante quand les molécules sont proches les unes des autres.
- Souvent, les hypothèses microscopiques sous-jacentes nécessaires à l'application de la loi d'état des gaz parfaits ne sont pas vérifiées et il est donc nécessaire de prendre en compte l'effet des interactions moléculaires.

Les gaz réels ont un **comportement très différent des gaz parfaits**. Si la **pression augmente la loi des gaz réels s'écarte de celle des gaz parfaits, surtout aux hautes pressions (quelques atmosphères)**.

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

2. Interactions entre les molécules

La question cruciale est d'expliquer cette différence de comportement par rapport au gaz parfait. Or, pour obtenir la loi simple des gaz parfaits, on a dû postuler un certain nombre d'hypothèses :

- ❖ les molécules sont assimilées à des points ponctuels (sphères de rayons négligeables).
- ❖ l'absence d'interactions entre les particules (énergie potentielle nulle) car leurs distances sont infiniment grandes par rapport à leur dimension.

Ces hypothèses ne sont en fait valables qu'aux faibles pressions ($p < 1 \text{ atm.}$) où le nombre de molécules est réduit, ce qui augmente leur libre parcours moyen : les molécules étant alors très éloignées entre elles, on peut alors négliger leurs interactions mutuelles.

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

2. Interactions entre les molécules

Il y a deux contributions à l'interaction entre les molécules:

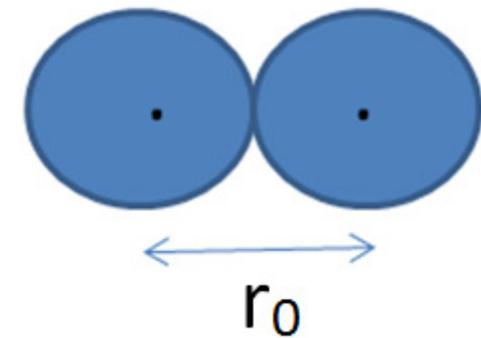
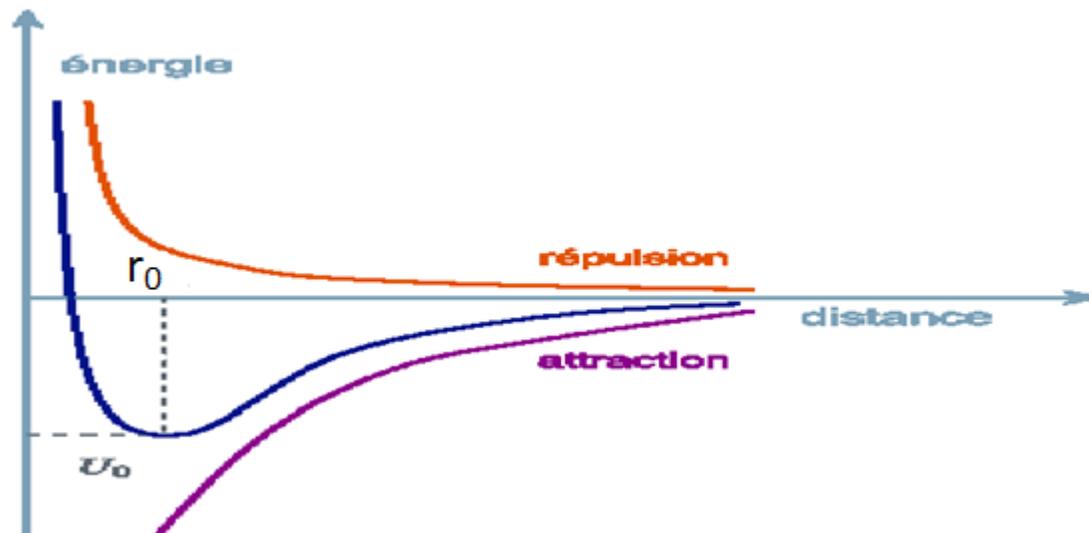
- A des distances de l'ordre de quelques diamètres, les molécules subissent des forces d'attraction. Cette attraction est responsable de la condensation d'un gaz en liquide à des basses températures.
A des températures assez basses l'énergie cinétique des molécules ne permet pas à celles-ci d'échapper aux forces d'attraction et elles s'unissent.
- A des distances petites par rapport au centre de masse des molécules: apparition des forces répulsives. Cette répulsion est responsable du fait que les liquides et les solides ont un volume fini.

L'interaction entre les molécules (forces d'attraction et de répulsion) crée une énergie potentielle qui contribue à l'énergie interne du gaz.

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

2. Interactions entre les molécules

- La figure suivante illustre, de forme générale, la variation de l'énergie potentielle avec la distance entre les molécules.
- A des grandes distances l'énergie potentielle tend vers zéro et elle devient négative (forces d'attraction) au fur et à mesure que la distance diminue.
- A des distances inférieures à r_0 (voir figure), les forces de répulsion prèdominent et l'énergie potentielle est positive.
- L'attraction correspond à une diminution de l'énergie interne (énergie potentielle négative) et la répulsion à son augmentation (énergie potentielle positive).



CHAPITRE 4: Les Gaz réels

2. Interactions entre les molécules

Considérons deux particules de gaz réel neutres électriquement, l'expression de la force d'interaction entre elles est :

$$F(r) = 12 U_{p,0} \frac{r_0^6}{r^7} \left[\left(\frac{r_0}{r} \right)^6 - 1 \right]$$

($U_{p,0}$ et r_0 constantes positives)

$$\vec{F} = -\overrightarrow{\text{grad}}U_p$$

$$U_p(r) = -\int F(r) dr = U_{p,0} \left[\left(\frac{r_0}{r} \right)^{12} - 2 \left(\frac{r_0}{r} \right)^6 \right]$$

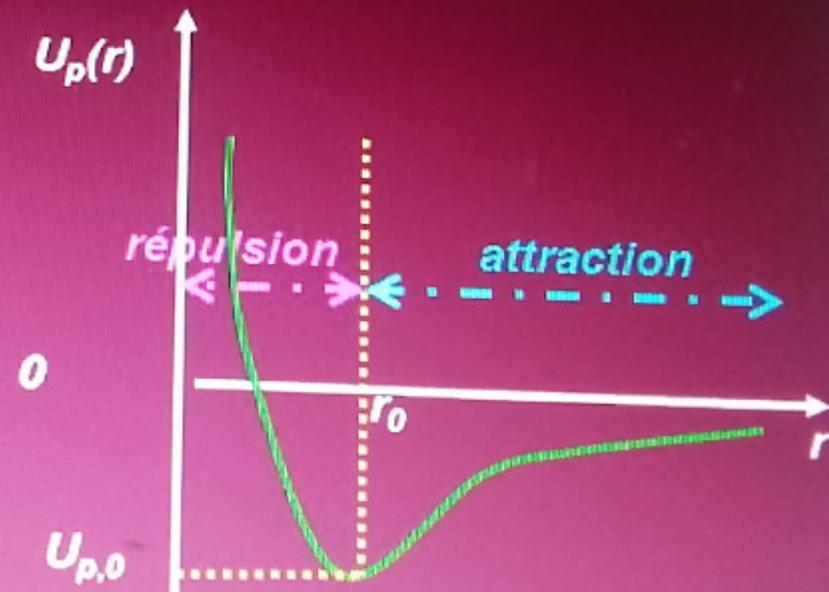
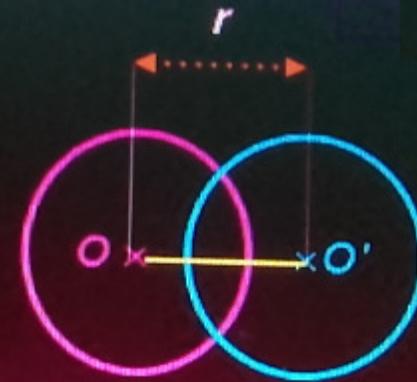
$U_p(r)$: Potentiel de J. Lenard-Jones

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

2. Interactions entre les molécules

❖ $r < r_0 : F(r) > 0$, pour $r < r_0$ on a $(dU_p/dr) < 0$: il y a interpénétration des deux nuages électroniques, la force intermoléculaire est alors répulsive.

❖ $r > r_0 : F(r) < 0$; la force intermoléculaire est attractive et de courte distance, car elle varie en $1/r^7$ et décroît très rapidement avec la distance r . Elle est due aux dissymétries électriques qui apparaissent au sein des particules neutres en interaction.

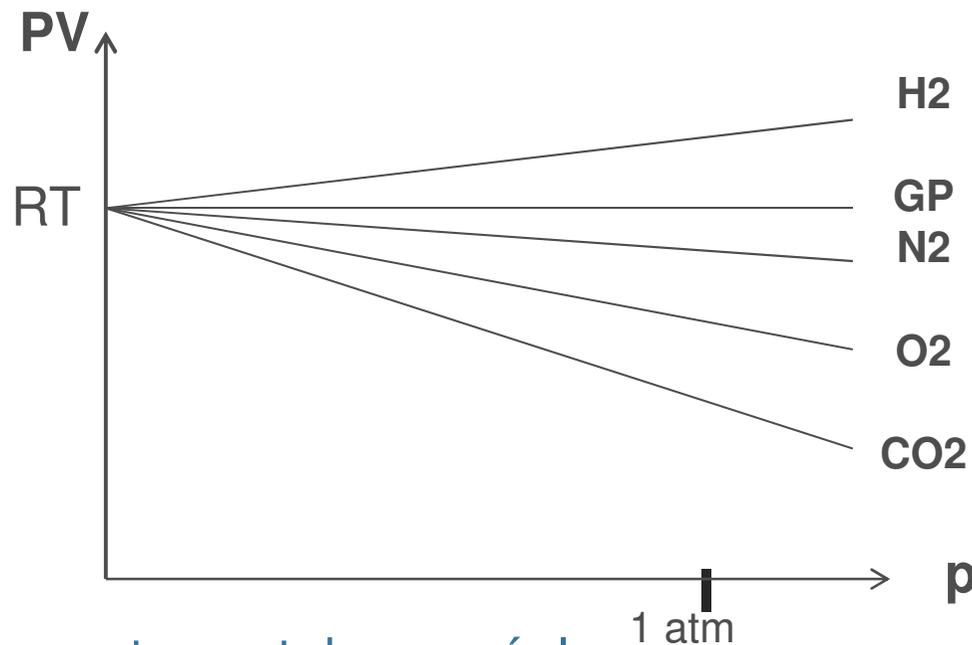


CHAPITRE 4: Les Gaz réels

3. Lois des gaz réels

Le comportement de quelques gaz réels est représenté dans un diagramme d'Amagat, on y constate que :

- aux pressions élevées > 1 atm, les gaz réels s'écartent notablement du gaz parfait (courbe horizontal GP).
- si la pression $p \rightarrow 0$, toutes les courbes convergent vers un seul point RT .



Isothermes aux
températures ordianaires

Comportement de gaz réels

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

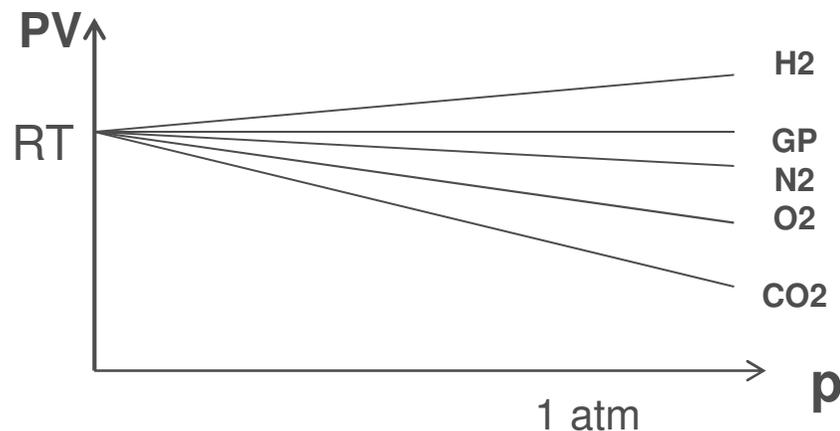
3. Lois des gaz réels

D'après l'allure rectiligne de ces courbes, on voit que les équations d'état de ces différents gaz suivent une loi linéaire, telle que :

$$pV = RT + B(T)p \quad (\text{avec } n = 1 \text{ mole})$$

Cette loi de gaz n'est valable que dans un **intervalle limitée de pression [0, 2 bar]** et pour une **température donnée de 300 K**.

La figure indique que l'équation d'état d'un **gaz réel est bien plus compliquée que celle du gaz parfait**. En fait, il n'existe aucune loi universelle permettant de décrire le comportement complexe de ces gaz en fonction de la température.



Un grand nombre de lois d'état issues de modélisations microscopiques plus ou moins avancées existent. A titre d'exemple, on peut citer l'équation de Van Der Waals et l'équation du Viriel.

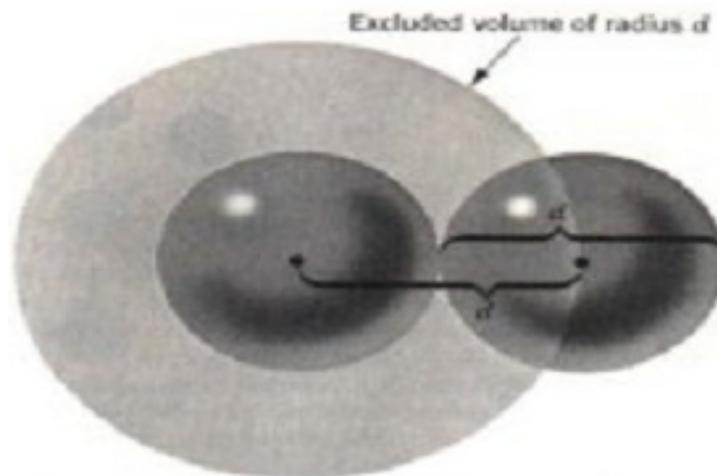
CHAPITRE 4: Les Gaz réels

4. Modèle de Van der Waals

L'équation d'état de Van der Waals s'applique aux fluides et tient compte, dans une certaine mesure, des forces d'interaction entre les particules qui les constituent.

Les forces répulsives entre deux molécules déterminent une distance minimale d'approche entre deux molécules.

Alors, au contraire de ce qui est prévu par le modèle de gaz parfait, le volume disponible au déplacement des molécules est inférieur au volume V du système.

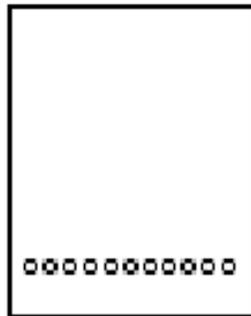


CHAPITRE 4: Les Gaz réels

4. Modèle de Van der Waals

En tenant compte des **interactions mutuelles d'attraction et de répulsion entre les molécules et de la nature non ponctuelle de ces molécules**, Van der Waals a proposé les modifications suivantes par rapport à la loi des gaz parfaits :

- les molécules ont une **certaine taille (soit un volume b)** et vu leur très grand nombre N , elles occupent un volume propre : $V_b = Nb$ dit le **covolume**



- V est le volume de l'enceinte et N le nombre total de molécules

← covolume $V_b = Nb$

D'où, une première modification de l'équation des gaz parfaits liée au covolume :

$$p (V - Nb) = NkT$$

Cette équation, qui n'est pas encore l'équation de *van der Waals*, décrit le *comportement d'un gaz quand les forces répulsives ne sont pas négligeables.*

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

4. Modèle de Van der Waals

- L'effet des forces d'attraction entre les molécules est de réduire la pression exercée par les gaz .
- Parce que les forces d'attraction ralentissent les molécules, celles-ci frappent les parois moins souvent et avec un impact moins fort.
- On peut modeler leur effet en supposant que l'attraction entre les molécules est proportionnelle à leur concentration N/V .
- On peut alors s'attendre à ce que la diminution de la pression soit proportionnelle au carré de la concentration de molécules : un facteur N/V qui représente la réduction de la fréquence des collisions.

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

4. Modèle de Van der Waals

Tenant compte de ces interactions mutuelles (attraction) qui a pour effet de diminuer la pression au voisinage des parois d'un facteur proportionnel au carré de la densité des molécules, à savoir : un facteur : $a(N/V)^2$

d'où, une deuxième modification de la loi des gaz parfaits due à l'attraction des molécules :

$$p = NkT / (V - Nb) - aN^2/V^2$$

et en posant pour une mole, $B = Nb$ et $A = aN^2$, on a l'équation Van der Waals du gaz réel :

$$p = RT/(V - B) - A/V^2 \quad \text{ou, } [p + A/V^2](V - B) = NkT$$

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

4. Modèle de Van der Waals

$$\left[P + a \left(\frac{n}{V} \right)^2 \right] (V - nb) = nRT \text{ 'Équation de Van Der Waals'}$$

Ou bien:

$$P = \frac{nRT}{(V - nb)} - a \left(\frac{n}{V} \right)^2$$

La constante de proportionnalité a est nommée pression de cohésion : on s'attend qu'elle soit plus élevée dans le cas des gaz formés par des molécules qui s'attirent fortement.

La constante de proportionnalité b , le covolume proportionnelle à la taille des molécules.

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

□ 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.

7. Détente des fluides



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 magnétostriction, 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).

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides



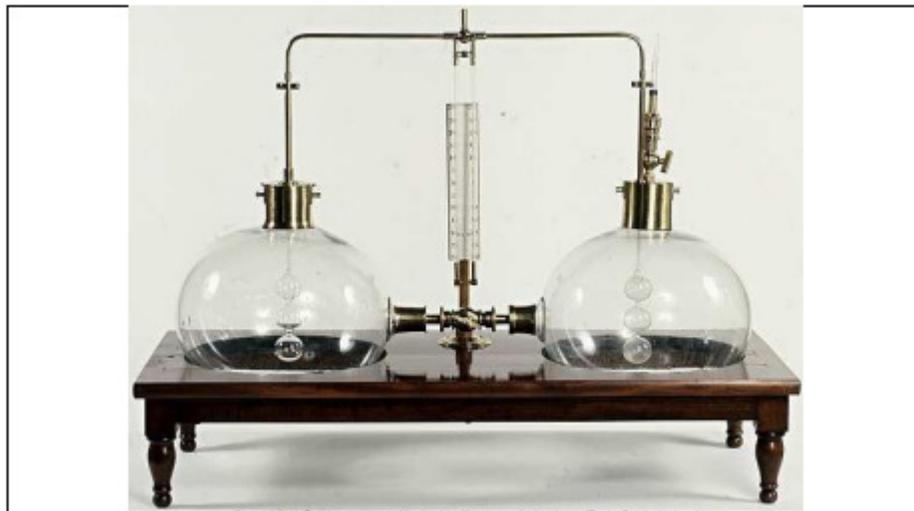
Thomson (sir William, alias lord Kelvin) : (Belfast, 1824- NetherHall, 1907) physicien anglais dont les travaux eurent un retentissement considérable. En 1841 il entre à Cambridge et dès la fin de ses études va rejoindre à Paris le physicien Regnault. A 22 ans il occupe la chaire de physique de l'université 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.

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

6. Détente des fluides

6.1 Détente de Joule ou 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.

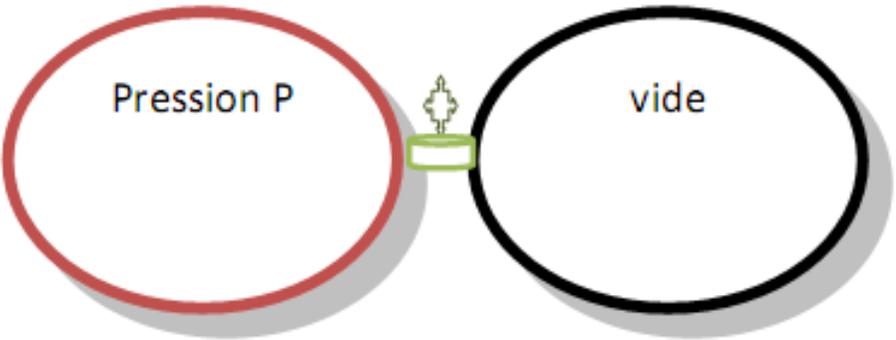
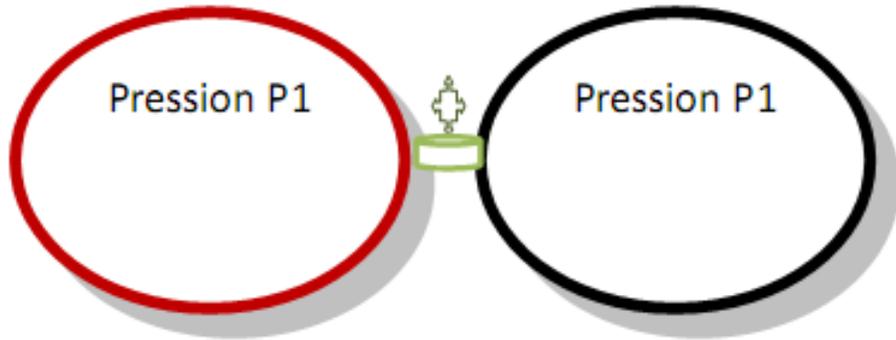


Dispositif de Gay-Lussac pour l'étude des détentes

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

6. Détente des fluides

6.1 Détente de Joule ou Joule-Gay Lussac

	
<p>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.</p>	<p>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</p>

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

6. Détente des fluides

6.1 Détente de Joule ou Joule-Gay Lussac

Bilan énergétique de la détente de Joule- Gay Lussac

Les mesures expérimentales montrent une légère diminution de la température pour la plupart des gaz.

- 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,

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

Le terme « $\frac{n^2 a}{V^2}$ » tient compte des interactions conservatives entre les molécules du gaz.

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

6. Détente des fluides

6.1 Détente de Joule ou Joule-Gay Lussac

Bilan énergétique de la détente de Joule- Gay Lussac

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 :

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

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:

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

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

7.1 Détente de Joule ou Joule-Gay Lussac

Bilan énergétique de la détente de Joule- Gay Lussac

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 :

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

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 :

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

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

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

7.1 Détente de Joule ou Joule-Gay Lussac

Bilan énergétique de la détente de Joule- Gay Lussac

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 :

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

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

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

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.

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

7.1 Détente de Joule ou Joule-Gay Lussac

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

Remarque: 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.

Ex1 : Cas du dioxyde de carbone $CO_{2,(g)}$ — Une DJGL de $n = 0,4 \text{ mol}$ de $CO_{2,(g)}$, avec $V_1 = V_2 = 10 \text{ L}$, depuis $T_I = 298 \text{ K}$, s'accompagne d'une variation de température $\Delta T = -0,25 \text{ K}$. La capacité thermique molaire à volume constant vaut $C_{Vm} = 29,8 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ pour des températures proches de 298 K .

$$a = -\frac{29,8}{0,4} \times \frac{10^{-2} \times 2.10^{-2}}{10^{-2}} \times (-0,25) \rightarrow a(CO_{2,(g)}) \simeq 0,373 \text{ Pa.m}^6.\text{mol}^{-2} \text{ (ou } \text{J.m}^3.\text{mol}^{-2}\text{)}$$

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

7.1 Détente de Joule ou Joule-Gay Lussac

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

◇ **Généralisation :** On dira d'un fluide qu'il suit la **première loi de Joule** lorsqu'il ne subit aucune variation de température lors d'une détente de Joule-Gay Lussac.

- Dans le cas d'un Gaz Parfait, l'énergie interne ne dépendant que de la température, on en déduit que la détente de Joule-Gay Lussac d'un gaz parfait est une détente « isotherme » :

(EI)	$\xrightarrow{\text{DJGL}}$	(EF)
	d'un gaz parfait	
$V_I = V_1$		$V_F = V_1 + V_2$
U_I	$U_{GP} = U(T)$	$U_F = U_I$
T_I		$T_F = T_I$

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

7.1 Détente de Joule ou Joule-Gay Lussac

- **Expérimentalement**, on mesure une **légère diminution de la température** pour la quasi totalité des gaz dans le domaine des températures accessibles.

(EI)	$\xrightarrow{\text{DJGL}}$	(EF)
	d'un gaz réel	
$V_I = V_1$	$U = U(T, V)$	$V_F = V_1 + V_2$
U_I		$U_F = U_I$
T_I		$T_F \neq T_I$
		$ T_F - T_I \ll T_I$

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

7.2 Détente de Joule-Thomson (Joule – Kelvin)

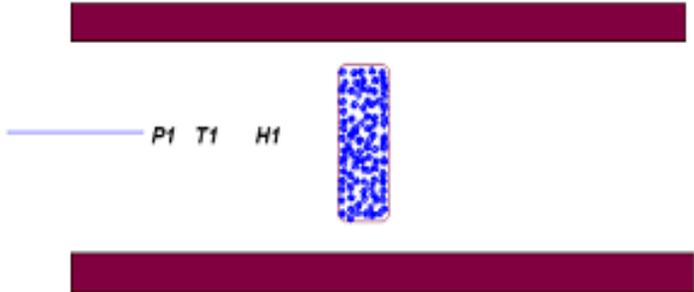
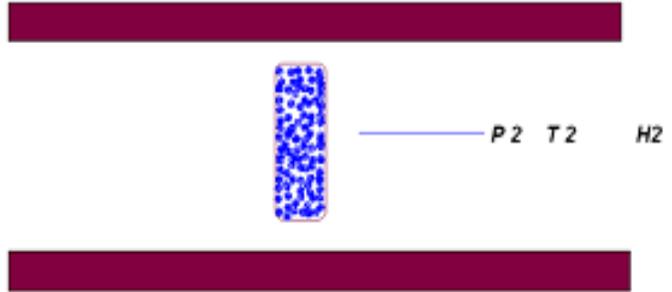
Dans l'expérience de Joule-Thomson (1852), on transfère un gaz lentement d'une région où la pression est P_1 le long d'un tube rigide et calorifugé comportant en son centre une paroi poreuse (bouchon poreux, verre fritté, coton tassé, robinet à pointeau, . . .) à une région où la pression est P_2 ($P_2 < P_1$).

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.

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

7.2 Détente de Joule-Thomson (Joule – Kelvin)

	
<p>Écoulement 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>	<p>P_2, T_2 et H_2 sont les grandeurs thermodynamiques du fluide en aval après la traversée de la paroi poreuse</p>

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

7.2 Détente de Joule-Thomson (Joule – Kelvin)

Bilan énergétique de la détente de Joule -Thomson

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 : $U = W$

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

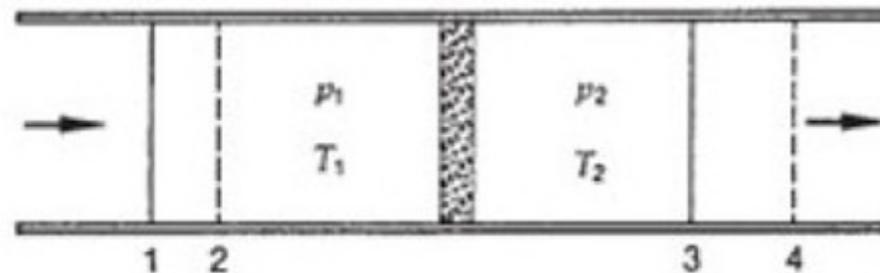
7. Détente des fluides

7.2 Détente de Joule-Thomson (Joule – Kelvin)

Bilan énergétique de la détente de Joule -Thomson

- puisque le travail des forces pressantes *en amont* fait varier le volume *en amont* indépendamment de ce qui se passe *en aval* :

$$W_p = \int_{V_1}^0 -P_{\text{ext}}.dV = -P_1 \int_{V_1}^0 dV = P_1 V_1$$



- puisque le travail des forces pressantes *en aval* fait varier le volume *en aval* indépendamment de ce qui se passe *en amont* :

$$W_d = \int_0^{V_2} -P_{\text{ext}}.dV = -P_2 \int_0^{V_2} dV = -P_2 V_2$$

→ Travail de transvasement : $W = W_p + W_d = P_1 V_1 - P_2 V_2$

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

7.2 Détente de Joule-Thomson (Joule – Kelvin)

Bilan énergétique de la détente de Joule -Thomson

$$\Delta U = U_2 - U_1 = P_1V_1 - P_2V_2 \quad (\text{travail reçu} - \text{travail fourni})$$

Et on en déduit que $U_1 + P_1V_1 = U_2 + P_2V_2$

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.

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

7.2 Détente de Joule-Thomson (Joule – Kelvin)

Bilan énergétique de la détente de Joule -Thomson

- Dans le cas d'un Gaz Parfait, l'enthalpie ne dépendant que de la température, on en déduit que la détente de Joule-Thomson d'un gaz parfait est une détente « isotherme » :

$$\begin{array}{ccc} \text{(EI)} & \xrightarrow[\text{d'un gaz parfait}]{\text{DJT}} & \text{(EF)} \\ \left| \begin{array}{l} P_1 \\ H_1 \\ T_1 \end{array} \right. & \boxed{H_{\text{GP}} = H(T)} & \left| \begin{array}{l} P_2 < P_1 \\ H_2 = H_1 \\ T_2 = T_1 \end{array} \right. \end{array}$$

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

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

7.2 Détente de Joule-Thomson (Joule – Kelvin)

Bilan énergétique de la détente de Joule -Thomson

- **Expérimentalement**, on mesure une **légère variation de la température**, qui correspond soit à un refroidissement, soit à un réchauffement en fonction des conditions initiales $\{P_1, T_1\}$.

$$\begin{array}{ccc} \text{(EI)} & \xrightarrow[\text{d'un gaz réel}]{\text{DJT}} & \text{(EF)} \\ \left| \begin{array}{l} P_1 \\ H_1 \\ T_1 \end{array} \right. & \boxed{H = H(T, P)} & \left| \begin{array}{l} P_2 < P_1 \\ H_2 \\ T_2 \neq T_1 \\ |T_2 - T_1| \ll T_1 \end{array} \right. \end{array}$$

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)

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

7.2 Détente de Joule-Thomson (Joule – Kelvin)

Coefficient de joule-Thomson:

◇ **Définition** : On appelle **coefficient de Joule-Thompson** la pente d'une courbe isenthalpique dans le diagramme (T, P) du fluide considéré.

Il mesure la variation élémentaire dT de la température que provoque une variation élémentaire dP de la pression pendant une détente élémentaire isenthalpique du fluide :

$$\mu_{JT} = \left(\frac{\partial T}{\partial P} \right)_H$$

Ainsi, pour une DJT élémentaire, lorsque

$$\mu_{JT} \begin{cases} < 0 & : \text{la température du fluide croît} \\ = 0 & : \text{la température du fluide est constante} \\ > 0 & : \text{la température du fluide décroît} \end{cases}$$

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

7.2 Détente de Joule-Thomson (Joule – Kelvin)

Applications:

On appelle « détendeur » les éléments qui produisent un effet Joule Thomson (détente isenthalpique d'un fluide). De tels détendeurs ont trouvé de nombreuses applications selon qu'on désire produire une diminution de pression ou une diminution de température.

A- Détendeur des bouteille de gaz comprimés

Les gaz que l'on utilise sont souvent comprimés pour limiter le volume de stockage. Par exemple une bouteille de butane pour l'usage domestique ou d'air pour la plongée. Dans les deux cas, le détendeur permet de ramener la pression du gaz à la pression ambiante, soit pour le brûler (butane) soit pour le respirer (air comprimé du plongeur : de 200 bars à 50/30 bars, de 50/30 bars à la pression ambiante respirée par le plongeur).

Détendeurs bouteilles de gaz



CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

7.2 Détente de Joule-Thomson (Joule – Kelvin)

Applications:

B- Détendeur des réfrigérateurs et climatiseurs

On utilise un détendeur pour assurer la chute de température et de pression nécessaire, de manière à ce que le fluide frigorigène prenne un transfert thermique aux aliments du congélateur.

Détendeurs thermostatiques



CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

7.3 Détente isotherme

Ici, on suppose que l'enceinte n'est plus isolée mais thermalisée à une température T . On n'a donc plus U constant à cause des possibles échanges de chaleur mais T est constant. On cherche alors le changement pour U fonction du changement de volume V à T fixé, soit $(\partial U/\partial V)$. *On réutilise les relations ci-dessus :*

$$dU = TdS - pdV \Rightarrow \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T = T\left(\frac{\partial S}{\partial V}\right)_T - p$$

Troisième loi de Maxwell $\left(\frac{\partial S}{\partial V}\right)_T = \left(\frac{\partial p}{\partial T}\right)_V \Rightarrow \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T = T\left(\frac{\partial p}{\partial T}\right)_V - p$

On en déduit le changement d'énergie interne U quand on détend le gaz de V_1 à V_2 :

$$\Delta U = \int_{V_1}^{V_2} \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T dV = \int_{V_1}^{V_2} \left(T\left(\frac{\partial p}{\partial T}\right)_V - p\right) dV$$

CHAPITRE 4: Les Gaz réels

7. Détente des fluides

7.3 Détente isotherme

- Pour un gaz parfait, $pV = nRT$ donc

$$\Delta U = \int_{V_1}^{V_2} \left(T \frac{nR}{V} - p \right) dV = 0$$

Il n'y a pas de changement d'énergie interne.

- Pour un gaz de van der Waals, en l'exprimant avec le volume molaire V_m

$$p = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m^2} \text{ donc } \left(\frac{\partial p}{\partial T} \right)_V = \frac{R}{V_m - b}$$

$$\Delta U = \int_{V_1}^{V_2} \left(T \frac{R}{V_m - b} - p \right) dV = \int_{V_1}^{V_2} \left(T \frac{R}{V_m - b} - \frac{RT}{V_m - b} + \frac{a}{V_m^2} \right) dV$$

$$\Delta U = \int_{V_1}^{V_2} \frac{a}{V_m^2} dV = a \left(\frac{1}{V_1} - \frac{1}{V_2} \right)$$

Les interactions entre particules via le terme "a" sont responsables du changement d'énergie interne.



Merci pour
votre attention