

Les gaz réels

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. Le résultat est que l'énergie interne d'un gaz parfait est due seulement à l'énergie cinétique des molécules. La contribution provenant de l'énergie potentielle est négligeable. Cependant, dans la réalité, les molécules interagissent entre elles et cette interaction devient importante quand les molécules sont proches les unes des autres. Le modèle de gaz parfait ne peut pas expliquer complètement le comportement de tous les gaz, indépendamment de son état thermodynamique.

Les gaz parfaits

Rappelons la définition d'un gaz parfait :

1. L'interaction entre les molécules se limite à des chocs élastiques. Il n'existe pas des forces d'attraction et/ou de répulsion entre elles.
2. Les molécules n'occupent pas d'espace (volume nul)
3. Les molécules se déplacent aléatoirement.

Les deux premières suppositions sont fausses pour tous les gaz puisque à des températures suffisamment basses tous les gaz se condensent et se transforment en liquides.

Equation d'état de Van der Waals

L'équation d'état des gaz parfait décrit un gaz dont les molécules sont ponctuelles et non interagissantes. Cette équation décrit correctement les gaz monoatomiques et relativement bien les gaz polyatomiques à basse densité, mais à haute densité, l'écart par rapport à l'expérience devient important.

Une meilleure approximation est obtenue vis-à-vis des gaz réels avec l'équation de Van der Waals qui tient compte du volume des molécules et introduit un terme d'interaction simple.

$$PV=nRT$$

Equation d'état des gaz parfaits

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

Equation d'état des gaz de Van der Waals

R est la constante des gaz parfait valant 8,315 J/mol.K ou 0,08315 bar.L/mol.K.

On voit dans l'équation d'état de Van der Waals qu'une correction est effectuée sur la pression et sur le volume à l'aide de deux coefficients.

Les détentes

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.

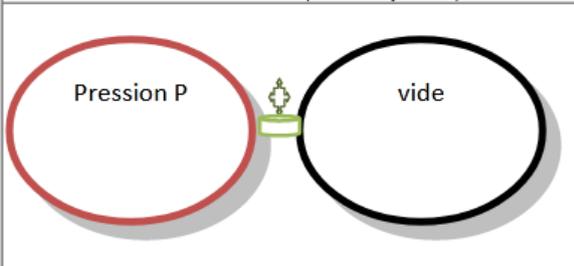
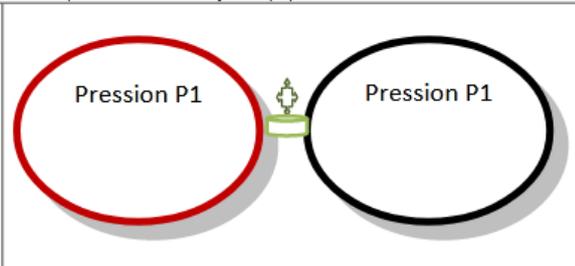
Les détente d'un fluide permettent de connaître ses propriétés. Deux détente historiques ont joué un rôle important dans la détermination des propriétés des fluides et dans les machines produisant du froid : détente de Joule et la détente de Joule-Kelvin appelé aussi détente de Joule-Thomson.

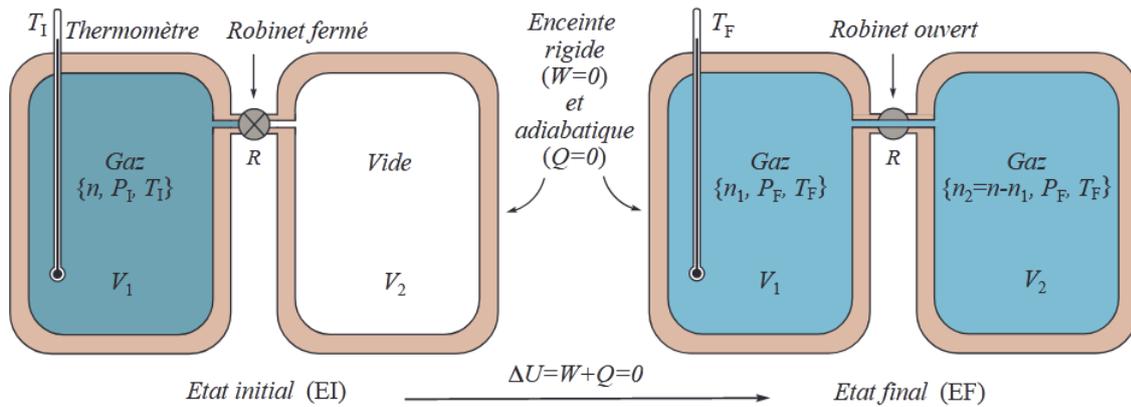
1- Détente de Joule

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.

	
<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>



Dispositif expérimental

Deux compartiments aux parois rigides, de volume respectif V_1 et V_2 sont calorifuges.

Ils communiquent par un robinet (R) qui est initialement fermé. Au départ le compartiment de gauche contient n moles d'un gaz en équilibre à la température T_1 et on a fait le vide dans le compartiment de droite.

On ouvre le robinet: le fluide se répartit dans les deux compartiments de manière irréversible jusqu'à atteindre un nouvel état d'équilibre.

Le gaz ne produit pas de travail ($W = 0$) lorsqu'il se détend librement pour passer de l'état A (initial) à l'état B (final) car il se détend dans le vide. Nous avons vu d'autre part qu'il ne transfère pas non plus de chaleur. En utilisant le premier principe de la Thermodynamique nous avons donc:

$$\cancel{Q}_{AB} = \cancel{W}_{AB} + \Delta U_{AB}$$

$$\Delta U_{AB} = 0$$