

Gaz reels

Introduction

Le modèle du gaz idéal (parfait) s'applique aux gaz raréfiés pour lesquels la distance entre les molécules est très grande et donc, aucune interaction entre les molécules n'est considérée. On dit alors que les molécules, dans ce cas, se déplacent indépendamment des unes des autres et que les forces d'attraction à l'intérieur du système thermodynamique sont négligeables. Le résultat est que l'énergie interne d'un gaz parfait est donnée seulement par l'énergie cinétique des molécules et que la contribution de l'énergie potentielle est négligeable

Définition d'un gaz parfait:

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

Les deux premières suppositions d'un gaz parfait sont fausses pour tous les gaz puisqu'à des températures suffisamment basses, tous les gaz se condensent et se transforment en liquide (les liquides et les solides ont des volumes non nuls). Dans la réalité, les molécules interagissent entre elles et l'énergie potentielle associée à ces interactions devient de plus en plus importante lorsque les molécules sont proches les unes des autres. Le modèle de gaz parfait ne permet pas d'expliquer complètement le comportement de tous les gaz, indépendamment de son état thermodynamique à cause de ces énergies d'attraction et de répulsion

Gaz réel

Nous cherchons une nouvelle équation d'état des gaz car l'expérience montre que le comportement des gaz réels s'écarte de celui des gaz parfaits aux fortes pressions. Van der Waals a proposé une équation en 1873. Cela, avec d'autres travaux, lui a valu le prix Nobel 1910.

Un gaz réel, qualifie un gaz qui se trouve dans une condition qui n'est plus décrite de façon satisfaisante par le modèle du gaz parfait. Pour décrire correctement le comportement du gaz réel, il est nécessaire de rajouter des termes correctifs au modèle du gaz parfait, afin de tenir compte par exemple des interactions entre particules ou encore du volume non négligeable des molécules.

L'équation de van der Waals

Il existe différentes équations permettant de modéliser le comportement d'un gaz réel. L'une des plus simples est l'équation de van der Waals. En substance, cette équation modifie l'équation des gaz parfaits en prenant en compte l'effet du volume des molécules de gaz ainsi que les forces intermoléculaires.

$$\left[P + \frac{a}{V^2} \right] [V - nb] = nRT$$

où :

P pression mesurée

V volume du contenant

n nombre de moles de gaz

R constante des gaz parfaits

T température absolue (en Kelvin)

L'équation de van der Waals introduit dans la loi des gaz parfaits une "correction" de l'expression de la pression, a/V^2 , qui représente la pression plus basse mesurée due à l'attraction des molécules de gaz entre elles. La "correction" du volume, nb , soustrait le volume des molécules de gaz au volume total du contenant afin d'obtenir une mesure plus précise de l'espace libre disponible pour les molécules de gaz. a et b sont des constantes mesurées et spécifiques à chaque gaz (et elles peuvent varier légèrement en fonction de la température et de la pression).

Cette équation semble bien plus compliquée que celle des gaz parfaits, mais en réalité, les deux équations sont très proches l'une de l'autre. Lorsque V est relativement grand et n relativement petit (cas des basses pressions), l'équation de van der Waals se simplifie pour donner l'équation des gaz parfaits.

En résumé, l'équation des gaz parfaits s'applique dans les cas où les attractions intermoléculaires entre molécules de gaz sont négligeables et où les molécules de gaz en elles-mêmes n'occupent pas une portion significative du volume total. Ceci est généralement vrai à basse pression (environ 1 bar). Dans d'autres cas, tels qu'à haute pression, la loi des gaz parfaits peut donner des réponses différentes de ce qui est observé expérimentalement. Dans ces situations, on utilise l'équation de van der Waals (ou une autre similaire) qui prend en compte le fait qu'un gaz ne se comporte pas toujours idéalement.