

Cours 2° - Gaz parfait et gaz réel

I. Gaz parfait.

1. Caractéristiques du gaz parfait.

Le gaz parfait est un modèle simplifié des gaz. Ce modèle est construit sur les deux hypothèses suivantes:

- Les molécules sont considérées comme des points matériels. C'est-à-dire que l'on néglige leur volume propre devant le volume occupé par le gaz.
- On néglige toutes les interactions entre les molécules à l'exception des interactions qui ont lieu lors des chocs entre ces molécules.

2. Equation d'état du gaz parfait.

Les variables d'état, pression P, volume V, température T et quantité de matière n, d'un gaz parfait en équilibre et au repos sont liées par une relation appelée **équation d'état des gaz parfaits**:

$P.V = n.R.T$	P en pascal (Pa) V en mètre cube (m ³) T en kelvin (K) n en mole (mol) R est la constante des gaz parfaits (R=8,32 S.I)
---------------	---

II. Gaz réels.

1. Comportement de l'air (mélange de gaz).

Les expériences faites sur l'air montrent qu'il se comporte comme un gaz parfait **aux faibles pressions**. C'est-à-dire qu'aux faibles pressions (P inférieure à quelques atmosphères), les variables d'état de l'air sont liées par l'équation d'état des gaz parfaits.

2. Comportement des autres gaz.

La plupart des gaz (et des mélanges de gaz) se comportent comme des gaz parfaits **aux faibles pressions**. Ce sera le cas de tous les gaz (et de tous les mélanges de gaz) que nous considérerons dans la suite de ce programme.

Ce comportement des gaz aux faibles pressions peut s'expliquer en considérant qu'à température constante, plus le volume occupé par une quantité de matière de gaz donnée augmente plus la pression de ce gaz diminue. Il s'ensuit deux conséquences. Aux faibles pressions:

- Les distances entre les molécules du gaz devenant très grandes, les interactions entre ces molécules deviennent quasi négligeables.
- Le volume de chaque molécule (volume propre des molécules) devient négligeable devant le volume occupé par le gaz. Les molécules peuvent alors être considérées comme quasi ponctuelles.

Il s'agit précisément des hypothèses faites pour construire le modèle du gaz parfait. En résumé, l'intérêt de définir un gaz parfait (qui n'existe pas) réside dans les faits que:

- Son comportement est particulièrement simple à étudier à l'aide de l'équation d'état $P.V=n.R.T$,
- Les gaz réels se comportent comme des gaz parfaits dans les conditions usuelles. C'est-à-dire que leurs variables d'état vérifient l'équation d'état des gaz parfaits.

3. Volume molaire des gaz réels.

a. Dans les conditions normales de pression et de température (CNPT).

Ces conditions normales sont: $P_0=1,013.10^5$ Pa et $T_0=273$ K (0°C).

Le volume molaire est le volume occupé par une mole de molécules de gaz donc $n=1$. Alors:

$$\begin{aligned}V_0 &= 1 \times R.T_0 / P_0 & \Rightarrow & V_0 = 1 \times 8,32 \times 273 / 1,013 \cdot 10^5 \\ & & \Rightarrow & V_0 = 2,242 \cdot 10^{-2} \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \\ & & \Rightarrow & V_0 = 22,4 \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}\end{aligned}$$

b. Dans d'autres conditions.

Connaissant la valeur du volume molaire V_0 dans les conditions normales, il est possible de déterminer la valeur du volume molaire dans d'autres conditions de pression P et de température T.

Le produit $n.R$ ($n=1$ mol) étant une constante, il suffit d'écrire:

$$P.V_m / T = P_0.V_0 / T_0 \text{ d'où l'on déduit } V_m = P_0.V_0.T / (P.T_0)$$