

Equation d'état des gaz parfaits

Les molécules d'un gaz parfait, sont ponctuelles, et presque sans interaction, les chocs, entre ces molécules sont très élastiques.

L'équation d'état des gaz parfaits relie les paramètres d'état P , V et T par :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

P : pression en pascal (Pa)

V : volume en (m^3)

T : température en (K)

n : nombre de moles

R : Constante universelle des gaz parfaits

$$R = 8,314 \text{ J/mol} \cdot \text{K} = 0,08207 \text{ l} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K}$$

si $P = \text{cte}$, le processus est dit isobare
dans ce cas V est proportionnel à T , c.a.d. :

$$\frac{V}{T} = \text{cte} \quad \text{c'est la loi de Charles}$$

si $T = \text{cte}$, le processus est dit isotherme
dans ce cas P est inversement proportionnelle à V .

C.a.d. : $P \cdot V = \text{cte}$ c'est la loi de Boyle

Conditions normales :

les conditions normales de T et P , $T = 0^\circ\text{C}$, $P = 1 \text{ atm}$

1 mole de gaz parfait occupe le volume :

$$V = \frac{1 \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1 \text{ mol} \times 0,08207 \text{ l} \cdot \text{atm} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}} = 22,4 \text{ l}$$

Autres formes de l'équation d'état des gaz parfaits
si m est la masse du gaz, M , sa masse molaire,
alors, $m = n \cdot M$

on a: $PV = nRT \Leftrightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} RT \Leftrightarrow$

$P \cdot M = \frac{m}{V} RT \Leftrightarrow \boxed{P \cdot M = \rho \cdot RT}$

ρ est la masse volumique du gaz

Ainsi même $PV = \frac{m}{M} RT \Leftrightarrow P \cdot \frac{V}{m} = \frac{1}{M} RT \Leftrightarrow$

$\boxed{P \cdot v = \frac{1}{M} RT}$

v : est le volume massique du gaz

Unités:

$1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mm Hg}$

$1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ l}$

$0^\circ \text{C} = 273 \text{ K}$

Equation d'état des gaz réels

Equation de Van der Waals

gaz qui tient compte des interactions entre les molécules et du volume qu'elles occupent.

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

a et b des constantes

Exple: pour l'hélium

$a = 0,01 \cdot 10^{-48} \text{ Pa} \cdot \text{m}^4$

$b = 3,9 \cdot 10^{-29} \text{ m}^3$

nb : volume occupé par les molécules

$a(\frac{n}{V})^2$ interaction qui diminue la pression par rapport au gaz parfait.

Les Mélanges des gaz parfaits

(3)

Un mélange de gaz parfaits chimiquement inerte, via à vis, les uns des autres, obéit à la loi de

Dalton - Gibbs, d'après laquelle, si le mélange est contenu dans une enceinte de volume V , chaque gaz occupe le volume V comme s'il était le seul, sous une pression désignée comme sa pression partielle, la pression du mélange étant la somme des pressions partielles des gaz composants.

Prenons d'abord pour simplifier un mélange de deux gaz occupant un volume V et contenant n_1 moles d'un gaz G_1 , n_2 moles d'un gaz G_2 à la température T et sous la pression totale P .

Les pressions partielles P_1 et P_2 sont données par:

$$P_1 V = n_1 R T \quad (1) \quad P_2 V = n_2 R T \quad (2)$$

$$(1) + (2) \text{ donne: } (P_1 + P_2) V = (n_1 + n_2) R T \quad (3)$$

$$P_1 + P_2 = P \quad \text{pression totale du mélange}$$

$$n_1 + n_2 = n \quad \text{nombre de moles total du mélange}$$

$$(3) \rightarrow P \cdot V = n R T = (n_1 + n_2) R T$$

Si M_1 et M_2 désignent les masses molaires des gaz G_1 et G_2 , leurs masses sont $n_1 M_1$ et $n_2 M_2$, donc la masse du mélange est $n_1 M_1 + n_2 M_2$

Si M est la masse molaire du mélange, $M = \frac{n_1 M_1 + n_2 M_2}{n}$

Dans le cas de l'air, composé de 79,05% d'azote et de 20,95% d'oxygène. pour $n = 100$ moles d'air.

$$n_1 = 20,95 \text{ moles d'oxygène}, n_2 = 79,05 \text{ moles d'azote}$$

$$\text{la masse molaire de l'air est: } M = \frac{n_1 M_1 + n_2 M_2}{n}$$

$$M_1 = M(O_2) = 32 \text{ g/mol}, M_2 = M(N_2) = 28 \text{ g/mol}$$

$$M_g = \frac{20,95 \cdot 32 + 79,05 \cdot 28}{100} = 28,85 \text{ g/mol} \quad (4)$$

Où donne souvent la composition d'un mélange par des fractions molaires: $x_1 = \frac{n_1}{n}$, $x_2 = \frac{n_2}{n}$.

$$x_1 + x_2 = \frac{n_1 + n_2}{n} = \frac{n}{n} = 1$$

La fraction en volume est définie comme le rapport du volume V_1 qui serait occupé par le gaz G_1 , isolé du mélange au volume occupé par ce même mélange dans les mêmes conditions de température et de pression.

$$v_1 = \frac{V_1}{V} \quad \text{et} \quad v_2 = \frac{V_2}{V}, \quad v_1 + v_2 = \frac{V_1 + V_2}{V} = \frac{V}{V} = 1$$

$$P \cdot V_1 = n_1 R T \quad \text{et} \quad P V = n R T$$

$$\Rightarrow \frac{n_1}{n} = \frac{V_1}{V} \Rightarrow x_1 = v_1$$

$$P V_2 = n_2 R T \quad \text{et} \quad P V = n R T$$

$$\Rightarrow \frac{n_2}{n} = \frac{V_2}{V} \Rightarrow x_2 = v_2$$

d'autre part: $P_1 \cdot V = n_1 R T$ et $P V = n R T$

$$\Rightarrow \frac{P_1}{P} = \frac{n_1}{n} \Rightarrow n_1 = n \cdot \frac{P_1}{P} \quad (1)$$

$$P_2 V = n_2 R T \quad \text{et} \quad P V = n R T$$

$$\Rightarrow n_2 = n \cdot \frac{P_2}{P} \quad (2)$$

$$(1) + (2) \Rightarrow \underbrace{n_1 + n_2}_n = \frac{n}{P} \underbrace{(P_1 + P_2)}_P$$

pour un mélange de plusieurs gaz: $n_i = n \frac{P_i}{P} \Leftrightarrow \frac{n_i}{n} = \frac{P_i}{P}$
 or $\frac{n_i}{n} = x_i \Rightarrow x_i = \frac{n_i}{n} = \frac{P_i}{P}$, $\sum P_i = P$

Enfin la fraction massique est définie par:

$$y_i = \frac{m_i}{m} = \frac{n_i M_i}{\sum n_i M_i} = \frac{\left(\frac{n_i}{n}\right) M_i}{\sum \left(\frac{n_i}{n}\right) M_i} = \frac{x_i M_i}{\sum x_i M_i}$$