

Partie 2 . Comment dénombrer les entités chimiques ?

Chapitre 4 . Détermination de quantité de matière

I. La mole, unité de quantité de matière

(Définition de la quantité de matière)

La mole correspond à un très grand nombre d'entités chimiques toutes identiques : c'est l'unité de quantité de matière , son symbole est mol .

Une mole correspond au nombre d'atomes contenus dans 12 g de $^{12}_6\text{C}$.

On définit la constante d'Avogadro , notée N_A , comme le nombre d'entités élémentaires contenues dans 1 mole :

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

La relation entre le nombre d'entités N et la quantité de matière n contenus dans un échantillon , s'écrit :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

n en mol
 N sans unité

II. Détermination de la quantité de matière à partir de la masse

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément à l'état naturel , c'est-à-dire compte-tenu de tous ses isotopes et de leur abondance relative .

On la note M et elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Application n°1

Ex. 1

Rem. On considère que la masse molaire d'1 mole d'ions est égale à la masse molaire atomique de l'atome correspondant.

ex $M_{Na^+} = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

La quantité de matière n d'un échantillon, sa masse m et la masse molaire M de son espèce chimique sont reliés par :

$$n = \frac{m}{M}$$

n en mol
 m en g
 M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Application n°2
Ex. 2+3+4*
+15+24
(1°S)

III. Détermination de la quantité de matière à partir du volume

La masse volumique ρ d'une espèce chimique est :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

m : masse de l'échantillon en g
 V : volume de l'échantillon en mL ou cm^3

ρ en $\text{g} \cdot \text{cm}^3$ ou $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$

La quantité de matière n se déduit du volume par :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M}$$

Rappel : la densité d correspond à :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$$

avec $\rho_{\text{eau}} = 1,0 \text{ g} \cdot \text{cm}^3$

On appelle volume molaire d'une espèce chimique le volume occupé par une mole de cette espèce.

On a donc

$$n = \frac{V}{V_m}$$

V en L
 V_m en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$
 n en mol

Applicat n°3
Ex. 5+6+
ex. 17+16* p 24
(1°S)

IV Le cas des gaz

1) Loi de Boyle-Mariotte

Pour un gaz, si température et quantité de matière constantes :

$$PV = \text{constante}$$

P : pression en Pa

V : volume en m^3

2) Loi des gaz parfaits

L'équation d'état des gaz parfaits est donnée par :

$$PV = nRT$$

P : pression en Pa

V : volume en m^3

n : qte de matière en mol

T : température en K.

R : constante des gaz parfaits

$$R = 8,314 \text{ (unités SI)}$$

ex $P = 1 \text{ bar}$
 $T = 25^\circ$

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15$$

Donner la qte de matière d'He contenue dans une bouteille de gaz de 5L.

$$n = \frac{PV}{RT} \quad n = 0,2 \text{ mol.}$$

A faible pression, tous les gaz sont considérés comme un gaz parfait avec une précision de 1%.
(jusqu'à 2 ou 3 bars)

3) Volume molaire d'un gaz :

Pour une mole de gaz, le volume V_m occupé

$$V_m = \frac{RT}{P} \text{ est indépendant de la nature}$$

du gaz : c'est la loi d'Avogadro-Ampère.

$$\text{A } T = 20^\circ C \text{ et } P = 1013 \text{ hPa, } V_m = 24,0 \text{ L. mol}^{-1}$$

ex qte de matière dans 10L d' O_2 à $20^\circ C$ et 1013 hPa?

$$n = \frac{V}{V_m} \quad n = 0,42 \text{ mol}$$

Activité :
Modèle micro-
scopique des gaz

ex. 7+8+9+10
+11
+ ex. 13* p 40
(10S)