

## La mole

### Définition

La mole est un « paquet » de  $6,02 \times 10^{23}$  entités chimiques identiques.

### Exemples

- Une mole d'atomes de carbone correspond donc à  $6,02 \times 10^{23}$  atomes
- Une mole de molécules d'eau correspond donc à  $6,02 \times 10^{23}$  molécules d'eau
- Deux moles de molécules de dioxyde de carbone correspond à  $2 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,204 \times 10^{24}$  molécules de dioxyde de carbone.

La mole est une unité notée **n** de symbole **mol**

La mole est une unité qui a été définie par le chimiste italien Amedeo Avogadro et le nombre d'entités auquel elle correspond a été appelé le nombre d'Avogadro (noté  $N_A$ ).

Nombre d' Avogadro :  $N_A = 6,02 \times 10^{23}$

Ainsi pour indiquer le nombre d'entités chimiques (N) à partir d'une quantité de matière exprimée en mol (n) on peut utiliser la relation suivante :

$$N = n \times N_A$$

On utilisera les masses molaires atomiques suivantes:

$M(\text{Al})=27,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$   $M(\text{H})=1,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$   $M(\text{C})=12,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$   $M(\text{Fe})=55,8\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$   
 $M(\text{S})=32,1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$   $M(\text{Na})=23\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$   $M(\text{Cl})=35,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$   $M(\text{Ti})=47,9\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$   
 $M(\text{O})=16,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$   $M(\text{Mg})=24,3\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

**a. Quelle est la quantité de matière correspondant à une masse  $m=111,6\text{g}$  de fer?**

Expression	Calcul	Résultat
$n=m/M$	$N=111,6/55,8$	2 mol

**b. Combien y a t'il d'atomes dans 111,6g de fer?**

Expression	Calcul	Résultat
$N=n\cdot N_A$	$N=2 \times 6,02 \times 10^{23}$	$12,04 \times 10^{23}$ atomes

**c. Quelle est la masse de 1,25 mol d'aluminium?**

Expression	Calcul	Résultat
$m_{\text{al}}=n \times M_{\text{al}}$	$M_{\text{al}}=1,25 \times 27$	$M_{\text{al}}=33,8\text{g}$

**b. Quelle est la masse d'un atome d'aluminium?**

Expression	Calcul	Résultat
$m_{\text{al}}=M_{\text{al}}/N_A$	$m_{\text{al}}=27/6,02 \times 10^{23}$	$43,55 \times 10^{-24}\text{g}$

**Quelle est la masse molaire de l'eau?**

Expression	Calcul	Résultat
$M_{H_2O} = 2M_H + 1M_O$	$M_{H_2O} = 2 \times 1 + 1 \times 16$	18g/mol

**b. Quelle est la quantité de matière contenue dans 3,60g d'eau?**

Expression	Calcul	Résultat
$n = m/M$	$n = 3,6/18$	$N = 0,2 \text{ mol}$

**c. Quelle est la masse de  $5,00 \cdot 10^{-2}$  mol d'eau?**

Expression	Calcul	Résultat
$m = n \times M_{H_2O}$	$m = 5,00 \cdot 10^{-2} \times 18$	$m = 0,9 \text{ g}$

On donne les masses molaires atomiques en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Oxygène :16 Hydrogène : 1 Azote :14 Chlore 35,5 Iode :127 Carbone 12

Le nombre d'Avogadro est  $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

**1. Combien y a-t-il d'atomes dans un 1300g de dioxygène  $O_2$  ?**

Expression	Calcul	Résultat
$N = N_A \times m / M_{O_2}$	$N = 6,02 \times 10^{23} \times 1300 / (16 \times 2)$	$2,44 \times 10^{25}$ atomes

**2. Combien y a-t-il d'atomes dans 18 mol de dioxygène  $O_2$  ?**

Expression	Calcul	Résultat
$N = n \times N_A$	$N = 18 \times 6,02 \times 10^{23}$	$N = 1,08 \times 10^{26}$ atomes

**3. Combien y a-t-il de molécules dans 0,03 mole de di-iode ?**

Expression	Calcul	Résultat
$N = n \times N_A$	$N = 0,03 \times 6,02 \times 10^{23}$	$N = 1,8 \times 10^{22}$ molécules

**4. Calculer la masse de  $6,02 \cdot 10^{23}$  molécules de chlorure d'hydrogène HCl.**

**Comment appelle-t-on cette masse ?**

Expression	Calcul	Résultat
$M_{HCl} = M_H + M_{Cl}$	$M_{HCl} = 1 + 35,5$	$M_{HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$