

La quantité de matière - La mole

1. Définition de la mole:

La mole est la quantité de matière qui contient $N_A = \dots\dots\dots$ entités.

Le nombre $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ s'appelle le nombre $N_A = \dots\dots\dots$

dans 1 mole d'atomes de Cu, il y a $\dots\dots\dots$ atomes de Cu;

dans 1 mole de molécules H_2O , il y a $\dots\dots\dots$ molécules H_2O ;

dans 1 mole d'ions SO_4^{2-} , il y a $\dots\dots\dots$ ions SO_4^{2-} .

2. Masses molaires :

Masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément.

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

Dans les atomes, ce sont les nucléons qui renferment la quasi-totalité de la masse.

La masse d'un nucléon (proton ou neutron) vaut $m_N = m_p = 1,67 \cdot 10^{-24} g$

La masse d'une mole de nucléons vaut $N_A \times m_N = 1,67 \cdot 10^{-24} \times 6,02 \cdot 10^{23} = 1,00 g$

La masse d'une mole d'atomes ${}^A_Z X$, est donc très proche de la masse de $\dots\dots\dots$ moles de nucléons soit $\dots\dots\dots g \cdot mol^{-1}$.

Par exemple : $M({}^{12}_6 C) = \dots\dots\dots g \cdot mol^{-1}$; $M({}^{35}_{17} Cl) = \dots\dots\dots g \cdot mol^{-1}$

Les masses molaires atomiques sont indiquées dans $\dots\dots\dots$

Les masses molaires atomiques données dans le tableau périodique tiennent compte des proportions naturelles en différents isotopes de chaque élément. Ce ne sont donc pas toujours des nombres entiers.

Par exemple : Le chlore naturel est un mélange de 75% de ${}^{35}_{17} Cl$ et de 25% de ${}^{37}_{17} Cl$.

$M({}^{35}_{17} Cl) = 35 g \cdot mol^{-1}$ $M({}^{37}_{17} Cl) = 37 g \cdot mol^{-1}$

$M(Cl_{naturel}) = 75\% \times M({}^{35}_{17} Cl) + 25\% \times M({}^{37}_{17} Cl) = 0,25 \times 37 + 0,75 \times 35 = 35,5 g \cdot mol^{-1}$

Masse molaire moléculaire:

La masse molaire moléculaire d'une espèce chimique moléculaire est $\dots\dots\dots$ de $\dots\dots\dots$ de cette espèce.

$M(\text{moléculaire}) =$ somme des $M(\text{atomiques})$ des atomes qui constituent la molécule.

Exemple : $M(H_2O) =$

Masse molaire ionique:

La masse molaire ionique est la masse $\dots\dots\dots$ d'ions de la même espèce.

$M(\text{ionique}) =$ somme des $M(\text{atomiques})$ des atomes qui constituent l'ion sans tenir compte de leur charge.

Exemple : $M(Cl^-) =$

$M(CO_3^{2-}) =$

3. Relation entre la masse d'un composé et la quantité de matière qu'il renferme:

Soit une masse m (en g) d'un corps de masse molaire M (en $g \cdot mol^{-1}$) ; la quantité d'entités n (en mol) qu'il contient est donné par la relation :

Mole - masses molaires – Applications du cours

La masse m d'un échantillon de corps pur est la grandeur facilement mesurable par le chimiste. Cependant, la quantité de matière n (en mol) présente dans cet échantillon est indispensable pour résoudre les problèmes de chimie.

$$\text{On a: } n_{(\text{mol})} = \frac{m_{(\text{g})}}{M_{(\text{g/mol})}} \text{ où } M \text{ est la masse molaire du corps pur contenu dans l'échantillon.}$$

Exercice de type1:

On dispose de la masse d'échantillons de corps purs, calculer la quantité de matière contenu dans l'échantillon.

<u>Nom</u>	<u>Formule</u>	<u>masse</u>	<u>quantité</u>
zinc métallique		65,5 g	
eau liquide		36 g	
sulfure d'hydrogène		146 g	
oxyde de fer	Fe ₂ O ₃	146 g	
dioxyde de soufre		23 kg	
acide éthanoïque	CH ₃ CO ₂ H	23 mg	

Exercice de type2:

On connaît la quantité de corps purs dans différents échantillons, calculer la masse de matière contenu dans les échantillons.

<u>Nom</u>	<u>Formule</u>	<u>quantité</u>	<u>masse</u>
dioxygène gazeux		5 mol	
eau liquide		0,1 mol	
sulfure de fer	FeS	0,05 mol	
hydroxyde de sodium	NaOH	1,3.10 ² mol	
octane	C ₈ H ₁₈	5,5.10 ⁻³ mol	
nitrate de baryum	Ba(NO ₃) ₂	72 mol	