

Chapitre 8 : Quantité de matière

Cours

1. Masse et nombre d'entités chimiques

a. Masse d'une molécule et d'un ion

La masse d'une molécule est égale à la somme des masses des atomes qui la constituent. Prenons l'exemple de la molécule de glucose $C_{12}H_{22}O_{11}$ avec les différentes masses d'atomes :

$$m(C) = 1,99 \cdot 10^{-26} \text{ kg} ; m(H) = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} ; m(O) = 2,66 \cdot 10^{-26} \text{ kg}.$$

La masse de la molécule est donc

$$\begin{aligned} m(C_{12}H_{22}O_{11}) &= 12 m(C) + 22 m(H) + 11 m(O) \\ &= 12 \times 1,99 \cdot 10^{-26} + 22 \times 1,67 \cdot 10^{-27} + 11 \times 2,66 \cdot 10^{-26} \\ m(C_{12}H_{22}O_{11}) &= \underline{5,68 \cdot 10^{-25} \text{ kg}}. \end{aligned}$$

Remarques

- Dans le calcul de la masse d'un ion on ne tient pas compte de la masse des électrons des électrons « perdus » ou « gagnés ».
- Pour les atomes dont le nombre de nucléons n'est pas très élevé (disons $A < 40$) on peut utiliser $m(\text{atome}) = A m(\text{nucléon})$.

b. Nombre d'entités dans un échantillon

Si $m(\text{entité})$ est la masse d'une (seule) entité et m la masse de l'échantillon alors le nombre N d'entités est le quotient de m par $m(\text{entité})$.

$$N = \frac{m}{m(\text{entité})}$$

Application 1

La masse d'un échantillon de fer est $m = 139,5 \text{ g}$. Déterminer le nombre d'atomes de fer de masse individuelle $m(Fe) = 9,27 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ présents dans l'échantillon.

Ce nombre est

$$\begin{aligned} N &= \frac{m}{m(Fe)} \\ &= \frac{139,5}{9,27 \cdot 10^{-23}} \\ N &= \underline{1,50 \cdot 10^{24}}. \end{aligned}$$

Application 2

On place dans une éprouvette graduée un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'éthanol pur dont la masse volumique est ρ (éthanol) $= 0,79 \text{ g.mL}^{-1}$. La masse d'une seule molécule d'éthanol est $m(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 7,64.10^{-23} \text{ g}$. Déterminer le nombre de molécules dans l'éprouvette.

Il faut diviser la masse d'éthanol par la masse d'une molécule

$$N = \frac{\rho V}{m(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})}$$

$$= \frac{0,79 \times 100}{7,64.10^{-23}}$$

$$N = \underline{1,0.10^{24}}.$$

2. La mole

a. Nécessité d'une unité adaptée

Considérons les deux situations :

Commande de papier par l'intendant du lycée

Le lycée a besoin par an d'environ 200 000 feuilles au format 21x29,7. L'intendant fait la commande chez un grossiste.

-L'intendant va-t-il commander explicitement au grossiste 200 000 feuilles ? Pourquoi ?

Non, car le nombre est trop important. Les feuilles de papier ne s'achètent pas à l'unité.

-Les feuilles sont vendues sous ramettes de 500 et par carton de 5 ramettes. Comment va-t-il formuler sa commande au grossiste de façon plus commode ?

Il faut compter à combien de ramettes correspondent à 200 000 feuilles, puis à combien de cartons correspondent ce nombre de ramettes.

Nombre de ramettes $= 200\,000 / 500 = 400$.

Nombre de cartons $= 400/5 = 80$ cartons.

Préparation d'une expérience de chimie

Lorsque le chimiste prépare ses réactifs en vue de faire une transformation chimique il regarde l'équation chimique. Prenons l'exemple $2 \text{ Al} + 3 \text{ S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$; le chimiste doit sélectionner les quantités d'aluminium et de soufre afin de respecter les proportions de 2 atomes d'aluminium pour 3 atomes de soufre. On ne peut faire une expérience avec de si faibles quantités ! Par conséquent il est nécessaire de regrouper les atomes en paquets importants.

Dans tous les cas il faut raisonner sur des lots d'entités.

b. Définition de la mole

Une « **mole** » d'entités chimiques est la quantité de matière contenue dans un paquet de **$6,02.10^{23}$** entités.

La définition de la mole fait donc intervenir un nombre $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ appelé **nombre d'Avogadro**. La valeur de ce dernier a été choisie pour qu'une mole d'hydrogène H fasse 1 g.

Dans les calculs on utilisera la **constante d'Avogadro** $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ dont l'unité est le « mol^{-1} » qui signifie « nombres d'entités par mole ».

Remarque

Les entités rencontrées en chimie sont soit des :

- atomes,
- molécules,
- ions,
- électrons.

c. Relation entre le nombre d'entités et la quantité de matière

N : nombre d'entités

n : quantité de matière (mol)

N_A : constante d'Avogadro (mol^{-1})

La relation est donc

$$N = N_A n$$

Application 1

Un échantillon de glucose contient $1,204 \cdot 10^{23}$ molécules de glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). Quelle est la quantité de matière n ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) de glucose que contient cet échantillon ?

$$n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = N / N_A = 1,204 \cdot 10^{23} / 6,02 \cdot 10^{23} = 2,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

Application 2

Combien y a-t-il d'entités chimiques dans $n(\text{H}_2\text{O}) = 1,5 \text{ mol}$?

$$N = N_A n(\text{H}_2\text{O})$$

$$= 6,02 \cdot 10^{23} \times 1,5$$

$$N = \underline{9,02 \cdot 10^{23}} .$$

Application 3

Un atome d'or a une masse de $3,271 \cdot 10^{-27} \text{ g}$. Calculer la masse molaire atomique de l'or. Comparer la valeur obtenue avec la valeur donnée dans le tableau périodique.

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes. Donc pour calculer la masse molaire atomique de l'or il faut multiplier la masse d'un atome par le nombre d'atomes qu'il y a dans une mole.

$$M = 3,271 \cdot 10^{-27} \times 6,02 \cdot 10^{23} = 197 \text{ g/mol}.$$

On retrouve la valeur indiquée dans le tableau périodique $M(\text{Au}) = 197,0 \text{ g/mol}$.

d. Masse molaire

La masse molaire **M** d'un corps pur est la **masse d'une mole par unité de mole** . Son unité courante est le **g.mol^{-1}** .

La valeur de M se trouve dans le tableau périodique sous l'appellation masse molaire atomique. Pour l'hydrogène on a $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Application 1

Quelle est la masse molaire du fer Fe de numéro atomique $Z = 26$?

Dans la 26° case du tableau périodique on obtient $M(\text{Fe}) = \underline{55,8 \text{ g.mol}^{-1}}$.

Application 2

Quelle est la masse molaire de l'eau de formule chimique H_2O ?

La consultation du tableau périodique donne $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$. Par conséquent

$$\begin{aligned} M(\text{H}_2\text{O}) &= 2 M(\text{H}) + M(\text{O}) \\ &= 2 \times 1,0 + 16,0 \\ M(\text{H}_2\text{O}) &= \underline{18,0 \text{ g.mol}^{-1}}. \end{aligned}$$

Remarque

On ne tient pas compte de charge des ions pour le calcul de la masse molaire. En effet la masse des électrons perdus ou gagnés est négligeable devant la masse des noyaux.

Ainsi $M(\text{Ca}^{2+}) = M(\text{Ca})$, $M(\text{SO}_4^{2-}) = M(\text{SO}_4)$ etc.

Exercices

N°	3	page	91
N°	5	page	91
N°	7	page	91
N°	8	page	92
N°	9	page	92
N°	12	page	93