

# La mole

## Ce qu'il faut retenir

Pour un échantillon comprenant un seul type d'espèce chimique (atome, ion ou molécule), on définit les grandeurs suivantes :

**m** : masse de l'échantillon en g

**n** : quantité de matière de l'échantillon en mol

**M** : masse molaire\* de l'espèce chimique contenue dans l'échantillon en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

\*Pour déterminer la masse molaire d'une espèce chimique moléculaire, on additionne les masses molaires atomiques de chaque atome qui constitue la molécule.

**N** : nombre d'entités de l'échantillon (sans unité)

**d** : densité de l'espèce chimique (sans unité)

$\rho$  : masse volumique de l'espèce chimique en  $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$  :  $\rho = \rho_{\text{eau}} \times d$ , avec  $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/mL}$

**V** : volume de l'échantillon en mL

Les formules suivantes sont à connaître :

$$m = n \times M$$

$$N = n \times N_A$$

où  $N_A$  est le nombre d'Avogadro ( $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ).

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

## La mole : Exercices d'application niveau basique

### Exercice I

Recopier et compléter les phrases à l'aide d'une partie du vocabulaire suivant : *Nombre d'Avogadro, mole(s), masse(s) molaire(s), quantité(s) de matière, molécule(s), masse(s)* :

« Une ..... de molécules est la ..... d'un système contenant  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  .....  $N_A$  est appelé ..... »

1. Quel est le symbole utilisé en chimie pour représenter la quantité de matière ? Quelle est son unité ?
2. Combien y a-t-il de molécules d'eau  $\text{H}_2\text{O}$  dans 2,00 moles d'eau pure ?

### Exercice II

1. Calculer la masse molaire des molécules suivantes : Chlorure d'hydrogène HCl, méthanal  $\text{H}_3\text{CO}$
2. Calculer la masse molaire des composés ioniques suivants :  
Chlorure de potassium ( $\text{K}^+ + \text{Cl}^-$ )  
Dichromate de potassium ( $2\text{K}^+ + \text{CrO}_3^{2-}$ )

Données : Masses molaires atomiques :

H : 1,0  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;    C : 12,0  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;    N : 14,0  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;    O : 16,0  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;    Na : 23,0  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  
Cl : 35,5  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;    K : 39,1  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;    Cr : 52,0  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;    Co : 58,9  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### Exercice III

Le dihydrogénophosphate de sodium dihydraté est un solide cristallisé de masse molaire  $156,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  et de formule ( $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ )

1. Calculer la masse d'un échantillon contenant  $8,65 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$  de dihydrogénophosphate de sodium dihydraté.
2. Calculer la quantité de matière contenue dans un échantillon de dihydrogénophosphate de sodium dihydraté de masse 2,62 g.
3. Nommer le matériel nécessaire pour effectuer un tel prélèvement.

**Exercice IV**

Un flacon contient 800 mL de chlorododécane, liquide de masse molaire moléculaire 204,79 g/mol, et de masse volumique 0,87 g/mL. On souhaite préparer  $2,05 \cdot 10^{-3}$  mol de chlorododécane.

1. Exprimer la masse  $m$  d'un échantillon en fonction de sa masse volumique  $\rho$  et de son volume  $V$ .
2. Calculer la masse de chlorododécane contenue dans le flacon.
3. Exprimer la quantité de matière d'un échantillon en fonction de sa masse molaire et de sa masse.
4. Calculer la quantité de matière de chlorododécane contenue dans le flacon. Y en a-t-il suffisamment pour la préparation souhaitée ?

## La mole : Exercices d'application niveau avancé

**Exercice V**

Un grain d'or (symbole Au) d'environ  $1 \text{ mm}^3$  contient environ  $98 \text{ } \mu\text{mol}$  d'or.

1. Quelle est sa masse ?
2. En déduire sa masse volumique.
3. Combien d'atomes d'or contient-il ?

Masses molaires (en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) :  $M(\text{C}) = 12$  ;  $M(\text{H}) = 1$  ;  $M(\text{O}) = 16$  ;  $M(\text{Au}) = 197$ .  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

**Exercice VI**

La vitamine C a pour formule brute :  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ .

1. Déterminer la masse molaire de la vitamine C.
2. Quelle est la quantité de matière présente dans un comprimé de vitamine C de 500mg ?
3. En déduire le nombre de molécules présentes dans ce comprimé.

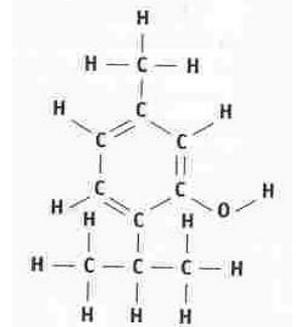
Données : Masses molaires atomiques :

H :  $1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ; C :  $12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ; N :  $14,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ; O :  $16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ; Na :  $23,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  
Cl :  $35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ; K :  $39,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ; Cr :  $52,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ; Co :  $58,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

**Exercice VII**

De nombreuses molécules naturelles issues des plantes possèdent des goûts ou des senteurs agréables. Parmi ces substances, on trouve le thymol que l'on peut extraire du thym et de l'origan. La formule développée de la molécule de thymol est représentée ci-contre.

1. Quelle est la formule brute du thymol ?
2. Calculer la masse molaire moléculaire du thymol.
3. Au cours d'une extraction artisanale, on récupère une masse de 75 g de thymol liquide. Calculer la quantité de matière de thymol récupérée par cette extraction.
4. Le thymol est un liquide organique de masse volumique  $\rho = 0,911 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ . Calculer le volume de thymol extrait.

**Exercice VIII**

Deux échantillons, l'un de platine (métal de symbole Pt, de densité 21,5), et l'autre de paraffine (cire de formule  $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$ ), ont pour masse 1,000 kg.

1. Qu'appelle-t-on masse volumique de la paraffine ? Quelle est son unité ?
2. Quelle est la quantité de matière contenue dans chaque échantillon ?
3. Quel est le volume de l'échantillon de platine ?
4. L'échantillon de paraffine a un volume de 1,20 L. La paraffine est-elle plus dense ou moins dense que le platine ?

Données :  $M_{\text{Pt}} : 195,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{H}} : 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{C}} : 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{N}} : 14,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;

# La mole :

## Corrigé des exercices d'application niveau basique

### Corrigé de l'exercice I

Recopier et compléter les phrases à l'aide d'une partie du vocabulaire suivant : *Nombre d'Avogadro, mole(s), masse(s) molaire(s), quantité(s) de matière, molécule(s), masse(s)* :

« Une **mole** de molécules est la **quantité de matière** d'un système contenant  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  **molécules**  
 $N_A$  est appelé **Nombre d'Avogadro** »

1. Quel est le symbole utilisé en chimie pour représenter la quantité de matière ? Quelle est son unité ?  
**La quantité de matière est représentée par le symbole : n. Son unité est : la mole**

2. Combien y a-t-il de molécules d'eau  $H_2O$  dans 2,00 moles d'eau pure ?

**Données : quantité de matière  $n = 2,00$  moles ; nombre d'Avogadro :  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$**

**Formule :  $N = n \times N_A$**

**Calcul :  $N = 2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$**

**$N = 1,20 \cdot 10^{24}$  molécules**

✂-----

## Corrigé des exercices d'application niveau basique

### Corrigé de l'exercice II

1. Calculer la masse molaire des molécules suivantes : Chlorure d'hydrogène HCl, méthanal  $H_3CO$

**Chlorure d'hydrogène :**

**Données : masses molaires atomiques :  $M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M_{Cl} = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$**

**Formule :  $M_{HCl} = M_H + M_{Cl}$**

**Calcul :  $M_{HCl} = 1,0 + 35,5$**

**$M_{HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$**

**Méthanal :**

**Données :  $M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$**

**Formule :  $M_{H_3CO} = 3 \times M_H + M_C + M_O$**

**Calcul :  $M_{H_3CO} = 3 \times 1,0 + 12,0 + 16,0$**

**$M_{H_3CO} = 31,0 \text{ g/mol}$**

2. Calculer la masse molaire des composés ioniques suivants :

Chlorure de potassium ( $K^+ + Cl^-$ )

Dichromate de potassium ( $2K^+ + CrO_3^{2-}$ )

**Chlorure de potassium ( $K^+ + Cl^-$ ) :**

**Données :  $M_K = 39,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M_{Cl} = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$**

**Formule :  $M_{KCl} = M_K + M_{Cl}$**

**Calcul :  $M_{KCl} = 39,1 + 35,5$**

**$M_{KCl} = 74,6 \text{ g/mol}$**

**Dichromate de potassium ( $2K^+ + CrO_3^{2-}$ )**

**Données :  $M_K = 39,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M_{Cr} = 52,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$**

**Formule :  $M_{K_2CrO_3} = 2M_K + M_{Cr} + 3M_O$**

**Calcul :  $M_{K_2CrO_3} = 2 \times 39,1 + 52,0 + 3 \times 16,0$**

**$M_{K_2CrO_3} = 178,2 \text{ g/mol}$**

**Remarque : ne pas oublier d'indiquer l'unité  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$  (ou  $\text{g/mol}$ )**

## La mole :

### Corrigé des exercices d'application niveau basique

#### Corrigé de l'exercice III

Le dihydrogénophosphate de sodium dihydraté est un solide cristallisé de masse molaire  $156,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  et de formule ( $\text{NaH}_2\text{PO}_4, 2\text{H}_2\text{O}$ )

1. Calculer la masse d'un échantillon contenant  $8,65 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$  de dihydrogénophosphate de sodium dihydraté.

**Données :** masse molaire  $M = 156,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;      quantité de matière :  $n = 8,65 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$

**Formule :**  $m = n \times M$

**Calcul de la masse  $m$  :**  $m = n \times M = 8,65 \cdot 10^{-1} \times 156,0$

**soit  $m = 135 \text{ g}$**

2. Calculer la quantité de matière contenue dans un échantillon de dihydrogénophosphate de sodium dihydraté de masse  $2,62 \text{ g}$ .

**Données :** masse molaire  $M = 156,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;      masse :  $m = 2,62 \text{ g}$

**Formule :**  $m = n \times M$  donc  $n = \frac{m}{M}$

**Calcul de la quantité de matière  $n$  :**  $n = \frac{2,62}{156}$

**soit  $n = 1,68 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$  ( $0,0168 \text{ mol}$ )**

3. Nommer le matériel nécessaire pour effectuer un tel prélèvement.

**Matériel nécessaire pour effectuer une pesée :**

**balance électronique, capsule de pesée, spatule**

✂-----

### Corrigé des exercices d'application niveau basique

#### Corrigé de l'exercice IV

Un flacon contient  $800 \text{ mL}$  de chlorododécane, liquide de masse molaire moléculaire  $204,79 \text{ g/mol}$ , et de masse volumique  $0,87 \text{ g/mL}$ . On souhaite préparer  $2,05 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  de chlorododécane.

1. Exprimer la masse  $m$  d'un échantillon en fonction de sa masse volumique  $\rho$  et de son volume  $V$ .

**Formule :**  $\rho = \frac{m}{V}$

**Donc :** l'expression de la masse est :  $m = \rho \times V$

2. Calculer la masse de chlorododécane contenue dans le flacon.

**Données :**  $\rho = 0,87 \text{ g/mL}$  ;       $V = 800 \text{ mL}$

**Formule :**  $m = \rho \times V$

**$m = 0,87 \times 800$ , soit  $m = 696 \text{ g}$**

3. Exprimer la quantité de matière d'un échantillon en fonction de sa masse molaire et de sa masse.

**Formule :**  $m = n \times M$

**Donc l'expression de la quantité de matière est :**  $n = \frac{m}{M}$

4. Calculer la quantité de matière de chlorododécane contenue dans le flacon. Y en a-t-il suffisamment pour la préparation souhaitée ?

**Données :** masse molaire  $M = 204,79 \text{ g/mol}$  ;      masse :  $m = 696 \text{ g}$

**Formule :**  $n = \frac{m}{M}$

**Calcul :**  $n = \frac{696}{204,79}$

**soit  $n = 3,40 \text{ mol}$ .**

## Corrigé des exercices d'application niveau avancé

### Corrigé de l'exercice V

Un grain d'or (symbole Au) d'environ  $1 \text{ mm}^3$  contient environ  $98 \text{ } \mu\text{mol}$  d'or.

1. Quelle est sa masse?

**Données :** masse molaire  $M = 197 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;      quantité de matière :  $n = 98 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$

**Formule :**  $m = n \cdot M$

**Calcul de la masse  $m$  :**  $m = 98 \cdot 10^{-6} \times 197$

**soit  $m = 1,9 \cdot 10^{-2} \text{ g}$  (0,019 g)**

2. En déduire sa masse volumique.

**Données :** masse :  $m = 1,9 \cdot 10^{-2} \text{ g}$

**volume :**  $V = 1 \text{ mm}^3 = (10^{-1} \text{ cm})^3$  soit  $V = 10^{-3} \text{ cm}^3$  or  $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$ , donc  $V = 10^{-3} \text{ mL}$

**Formule :**  $\rho = \frac{m}{V}$

**Calcul :**  $\rho = \frac{1,9 \cdot 10^{-2}}{10^{-3}}$

**Soit  $\rho = 19 \text{ g/mL}$**

3. Combien d'atomes d'or contient-t-il ?

**Données :** quantité de matière :  $n = 98 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$  ;      nombre d'Avogadro :  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

**Formule :**  $N = n \times N_A$

**Calcul :**  $N = 98 \cdot 10^{-6} \times 6,02 \cdot 10^{23}$

**Soit  $N = 5,9 \cdot 10^{19}$  atomes d'or**

✂-----

## Corrigé des exercices d'application niveau avancé

### Corrigé de l'exercice VI

La vitamine C a pour formule brute :  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ .

1. Déterminer la masse molaire de la vitamine C.

**Données :**  $M_H = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;       $M_C = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;       $M_O = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Formule :**  $M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 6 \times M_C + 8 \times M_H + 6 \times M_O$

**Calcul :**  $M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 6 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 6 \times 16,0$

**Soit  $M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 176,0 \text{ g/mol}$**

2. Quelle est la quantité de matière présente dans un comprimé de vitamine C de 500mg ?

**Données :** masse  $m = 500 \cdot 10^{-3} \text{ g}$  ,      masse molaire  $M = 176,0 \text{ g/mol}$

**Formule :**  $n = \frac{m}{M}$

**Calcul de la quantité de matière :**  $n = \frac{500 \cdot 10^{-3}}{176,0}$

**soit  $n = 2,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$**

3. En déduire le nombre de molécules présentes dans ce comprimé.

**Données :** quantité de matière  $n = 2,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  ;      Nombre d'Avogadro :  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

**Formule :**  $N = n \times N_A$

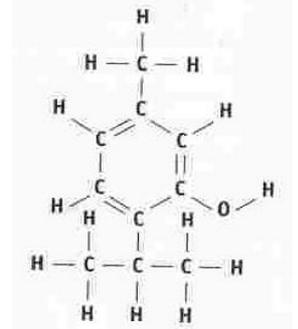
**Calcul du nombre de molécules :**  $N = 2,84 \cdot 10^{-3} \times 6,02 \cdot 10^{23}$

**soit  $N = 1,71 \cdot 10^{21}$  molécules.**

## Corrigé des exercices d'application niveau avancé

### Corrigé de l'exercice VII

De nombreuses molécules naturelles issues des plantes possèdent des goûts ou des senteurs agréables. Parmi ces substances, on trouve le thymol que l'on peut extraire du thym et de l'origan. La formule développée de la molécule de thymol est représentée ci-contre.



1. Quelle est la formule brute du thymol ?

**On compte les atomes présents dans la formule développée du thymol.**

**On obtient la formule :  $C_{10}H_{14}O$**

2. Calculer la masse molaire moléculaire du thymol.

$$M(C_{10}H_{14}O) = 10 \times M_C + 14 \times M_H + M_O,$$

$$M(C_{10}H_{14}O) = 10 \times 12,0 + 14 \times 1,0 + 16,0,$$

$$\text{soit } M(C_{10}H_{14}O) = 150,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

3. Au cours d'une extraction artisanale, on récupère une masse de 75 g de thymol liquide. Calculer la quantité de matière de thymol récupérée par cette extraction.

**Données : masse de l'échantillon  $m = 75 \text{ g}$  ;**

**Masse molaire  $M(C_{10}H_{14}O) = 150,0 \text{ g.mol}^{-1}$**

$$\text{Formule : } n = \frac{m}{M(C_{10}H_{14}O)}$$

$$\text{Calcul : } n = \frac{75}{150,0}$$

$$\text{soit } n = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol (ou } 0,50 \text{ mol)}$$

4. Le thymol est un liquide organique de masse volumique  $\rho = 0,911 \text{ g.cm}^{-3}$ . Calculer le volume de thymol extrait.

**Données : masse volumique :  $\rho = 0,911 \text{ g/mL}$  ;**

**masse de l'échantillon  $m = 75 \text{ g}$ .**

$$\text{Formule : } m = \rho \times V \text{ d'où } V = \frac{m}{\rho}$$

$$\text{Calcul : } V = \frac{75}{0,911},$$

$$\text{Soit } V = 82 \text{ mL}$$

---

## Corrigé des exercices d'application niveau avancé

---

### Corrigé de l'exercice VIII

Deux échantillons, l'un de platine (métal de symbole Pt, de densité 21,5), et l'autre de paraffine (cire de formule  $C_{25}H_{52}$ ), ont pour masse 1,000 kg.

1. Qu'appelle-t-on masse volumique de la paraffine ? Quelle est son unité ?

**La masse volumique est la masse d'un échantillon de volume égal à l'unité.**

**Elle s'exprime en Kg/L ou g/mL (ou  $g.cm^{-3}$ )**

2. Quelle est la quantité de matière contenue dans chaque échantillon ?

**Platine :**

**Données : masse de l'échantillon :  $m = 1,000 \cdot 10^3$  g ; masse molaire :  $M = 195,1$  g.mol<sup>-1</sup>**

**Formule :  $n = \frac{m}{M}$**

**Calcul :  $n_{Pt} = \frac{1,000 \cdot 10^3}{195,1}$ ,**

**Soit :  $n_{Pt} = 5,126$  mol**

**Paraffine :**

**Données : masse de l'échantillon :  $m = 1,000 \cdot 10^3$  g ;**

**masse molaire :  $M_{C_{25}H_{52}} = 25 \times M_C + 52 \times M_H$ , soit  $M_{C_{25}H_{52}} = 352,0$  g.mol<sup>-1</sup>**

**Formule :  $n = \frac{m}{M}$**

**Calcul :  $n_{paraffine} = \frac{1,000 \cdot 10^3}{352,0}$**

**soit  $n_{paraffine} = 2,841$  mol.**

3. Quel est le volume de l'échantillon de platine ?

**Données : masse volumique du platine  $\rho = 21,5$  kg.L<sup>-1</sup> ; masse :  $m = 1,000$  Kg.**

**Formule :  $V = \frac{m}{\rho}$ ,**

**Calcul :  $V = \frac{1,000}{21,5}$**

**soit  $V = 4,65 \cdot 10^{-2}$  L.**

**Remarque : attention aux unités de mesure de la masse volumique (g/mL ou Kg/L) en adéquation avec celles de la masse (g ou Kg) et du volume (mL ou L).**

4. L'échantillon de paraffine a un volume de 1,20 L. La paraffine est-elle plus dense ou moins dense que le platine ?

**A masse équivalente, le volume de la paraffine est supérieur à celui du platine, donc la paraffine est moins dense que le platine.**