

# LA SANTÉ – Chapitre 1

## Prélever des quantités de matière

Pierre-André LABOLLE

Lycée International des Pontonniers

mars 2019

# CE QUE JE RETIENS...

## ① La mole

- Définition : une mole de particules est une assemblée de  $6,02 \cdot 10^{23}$  particules
- il s'agit, par convention, du nombre d'atomes présents dans 12,00 g de  $^{12}\text{C}$ ;
- ainsi, on parlera d'une mole d'atomes de plomb, d'une mole d'électrons, d'une mole de molécules d'eau, etc ;
- le nombre de particules contenues dans une mole est appelé **nombre d'Avogadro**, noté  $N_A$ . Ainsi :  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

# CE QUE JE RETIENS...

## ② Masses molaires

- on appelle **masse molaire atomique, notée M**, d'un élément chimique la masse d'une mole d'atomes de cet élément chimique ;
  - ex :  $M(H) = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ,  $M(C) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ,  $M(O) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;
- on appelle **masse molaire moléculaire, notée M**, d'une espèce chimique la masse d'une mole de molécules de cette espèce chimique ;
  - ex1 :  $M(\text{CH}_4) = M(\text{C}) + 4 \times M(\text{H}) = 12,0 + 4 \times 1,00 = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;
  - ex2 :  $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1,00 + 16,0 = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;
  - cela signifie qu'une mole de méthane pèse 16,0 g et qu'une mole d'eau pèse 18,0 g

## CE QUE JE RETIENS...

### ③ Quantité de matière et masse

- la quantité de matière est notée  $n$  et se mesure en moles ;
- comme il n'est pas possible de compter les particules, en général, on sera amené à mesurer une masse  $m$  pour pouvoir prélever une quantité de matière donnée d'une espèce chimique ;
- la relation entre masse et quantité de matière est : 
$$n = \frac{m}{M}$$
- dans cette relation,  $n$  est en moles,  $m$  en grammes et  $M$  en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- par exemple, si l'on veut  $1,2 \cdot 10^{-1}$  mol d'éthanol dont la masse molaire vaut  $M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 46,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , il faudra en prélever une masse  $m(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = n(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \times M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 1,2 \cdot 10^{-1} \times 46,0 = 5,5 \text{ g}$

# CE QUE JE RETIENS...

## ④ Quantité de matière et volume

- pour les liquides, on mesure généralement le volume et non la masse ;
- il faut donc faire appel à la masse volumique du liquide, notée  $\rho$ , définie comme la masse d'un litre du liquide ;
- ainsi, pour un liquide de masse volumique  $\rho$ , la masse  $m$  de ce liquide et son volume  $V$  sont liés par la relation : 
$$\rho = \frac{m}{V}$$
- dans cette relation,  $\rho$  est en  $\text{kg} \cdot \text{L}^{-1}$ ,  $m$  en kg et  $V$  en L
- par exemple, si l'on veut prélever  $1,2 \cdot 10^{-1}$  mol d'éthanol de masse volumique  $\rho = 0,789 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$ , il faudra en prélever un volume

$$V(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = \frac{m(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})}{\rho(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})} = \frac{5,5 \cdot 10^{-3}}{0,789} = 7,0 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 7,0 \text{ mL}$$

- remarque : on utilise parfois la densité  $d$  des liquides, sans unité et numériquement égale à la masse volumique  $\rho$  ;

## CE QUE JE RETIENS...

### ⑤ Cas particulier des gaz

- pour des conditions raisonnables de température (pas trop basse) et de pression (pas trop élevée), **le volume occupé par une mole de gaz est le même pour tous les gaz** ;
- ce volume est appelé **volume molaire des gaz, noté  $V_m$**  ;
- à 0°C, on a  $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$
- à 25°C, on a  $V_m = 24,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$
- pour un gaz occupant un volume  $V$ , on calcule sa quantité de matière par la relation :

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

## **EXERCICES :**

Tester ses connaissances : P114

Appliquer et s'entraîner : PP114-119 n°19, 28, 30, 31