

## C4. Déterminer une quantité de matière Exercices

### Exercice 1 :

Un atome de manganèse a une masse de  $9,12 \times 10^{-23}$  g.

- Calculer le nombre d'atomes de manganèse dans un échantillon de masse  $m = 3,12$  g.
- Déterminer la quantité de matière correspondante.

### Exercice 2 :

Un comprimé de vitamine C 500 contient une masse  $m = 500$  mg de vitamine C de formule  $C_6H_8O_6$ .

- Calculer la masse molaire moléculaire de la vitamine C.
- Calculer la quantité de matière vitamine C contenue dans un comprimé.
- Recopier et compléter le tableau suivant :

Nom	Formule	M (g.mol <sup>-1</sup> )	m (g)	n (mol)
Diazote			5,6	
Dichlorométhane	CH <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>			0,31
Chlorure d'hydrogène	HCl		5,6	
Dioxyde d'azote	NO <sub>2</sub>			0,31

- Des échantillons de masse égale contiennent-ils la même quantité de matière ?
- Des échantillons différents de même quantité de matière ont-ils la même masse ?

### ☆ Exercice 3 :

L'élément bore à l'état naturel possède 2 isotopes, le bore 10 et le bore 11. En utilisant les données du tableau suivant, calculer la masse molaire atomique de l'élément bore à l'état naturel.

Isotope	Bore 10	Bore 11
Abondance relative	19,64%	80,36%
Masse d'une mole d'atomes (g.mol <sup>-1</sup> )	10,01	11,01

### Exercice 4 :

Lors de la synthèse de l'acétate de linalyle, on utilise 5,0 mL de linalol et 10,0 mL d'anhydride acétique.

En utilisant les données ci-dessous, déterminer les masses puis les quantités de matière des deux réactifs utilisés.

Données :      linalol              C<sub>10</sub>H<sub>18</sub>O              masse volumique  $\rho = 0,86$  g.cm<sup>-3</sup>  
                          anhydride acétique      C<sub>4</sub>H<sub>6</sub>O<sub>3</sub>              masse volumique  $\rho = 1,08$  g.cm<sup>-3</sup>

### Exercice 5 :

Pour réaliser la synthèse d'acétate isoamylique, ester à arôme de banane, on utilise de l'alcool isoamylique C<sub>5</sub>H<sub>12</sub>O, de l'acide acétique C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub> et un catalyseur, l'acide sulfurique concentré.

On dispose d'une masse  $m = 10,2$  g d'alcool isoamylique. Pour obtenir un bon rendement, on utilise une quantité d'acide acétique double de la quantité d'alcool isoamylique.

- Calculer la quantité de matière d'alcool isoamylique  $n$ . En déduire la quantité de matière d'acide acétique nécessaire  $n_{ac}$ .
- Calculer la masse d'acide acétique nécessaire  $m_{ac}$ .
- En déduire le volume d'acide acétique à prélever  $V_{ac}$ .

Donnée : masse volumique de l'acide acétique  $\rho = 1,05$  g.cm<sup>-3</sup>

### Exercice 6 :

Après plusieurs utilisations, la masse d'un briquet contenant du butane C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> a diminué de  $m = 2,10$  g.

Déterminer le volume  $V$  de butane gazeux alors dégagé dans les conditions où le volume molaire des gaz  $V_m$  vaut 24,0 L.mol<sup>-1</sup>.

### **Exercice 7 :**

La synthèse industrielle de l'ammoniac gazeux  $\text{NH}_3$  s'effectue à partir de diazote et de dihydrogène. La masse journalière de diazote consommé dans une usine est de  $1,19 \times 10^3$  tonnes.

1. Calculer la quantité de diazote utilisé chaque jour.
2. En déduire le volume de diazote utilisé chaque jour dans des conditions où le volume molaire des gaz vaut  $25,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Mesuré dans les mêmes conditions de température et de pression, le volume d'ammoniac gazeux obtenu est le double du volume de diazote utilisé.

3. Calculer la quantité, puis la masse d'ammoniac obtenu chaque jour.

### **Exercice 8 :**

Une bouteille cylindrique de diamètre 5,5cm et de hauteur 41 cm contient du dioxygène gazeux sous une pression de 150 bar et à une température de  $25^\circ\text{C}$ .

1. Calculer la quantité de matière de dioxygène contenu dans la bouteille.
2. Calculer la masse de dioxygène contenu dans la bouteille.
3. De quel volume de dioxygène peut-on disposer dans les conditions du laboratoire :  $P = 1 \text{ bar}$  et  $T = 25^\circ\text{C}$  ?

### **Exercice 9 :**

Lors de la réaction entre une solution d'acide chlorhydrique (contenant des ions  $\text{H}^+$  et des ions  $\text{Cl}^-$ ) et le zinc  $\text{Zn}$ , on recueille 35,0 mL de dihydrogène  $\text{H}_2$  sous une pression  $P = 1,010 \text{ bar}$  et à une température de  $T = 21,0^\circ\text{C}$ .

1. Calculer la quantité de matière de dihydrogène formé.
2. Calculer le volume molaire du dihydrogène dans ces conditions.
3. Ecrire l'équation de la réaction sachant que l'élément zinc  $\text{Zn}$  réagit avec les ions  $\text{H}^+$  et qu'il se retrouve sous forme d'ion zinc  $\text{Zn}^{2+}$ .
4. Calculer la masse de zinc initial ayant réagi.

### **☆ Exercice 10 :**

A  $20^\circ\text{C}$  et sous 101,3 kPa, l'éther, de formule  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ , est un liquide ; sa masse volumique vaut alors  $0,71 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ .

1. Quel est le volume molaire de l'éther liquide ?

L'éther est un liquide volatil ; sa température d'ébullition est de  $34^\circ\text{C}$  sous cette pression.

2. Quel est le volume molaire de l'éther gazeux dans ces conditions ?
3. Calculer alors la masse volumique de l'éther gazeux.