

## I. Formules de base

### 1. Quantité de matière $n$

La masse d'une mole d'une molécule donnée est appelée masse molaire moléculaire et est noté  $M$ .

Exemple :

1 mol d'eau a une masse de  $M_{eau} = 18,0 \text{ g}$

Ainsi, la masse  $m$  de : 2 mol d'eau est :  $m = \dots \times M_{eau} = \dots \text{ g}$

3 mol d'eau est :  $m = \dots \times M_{eau} = \dots \text{ g}$

etc...

$n$  mol d'eau est :  $m = \dots \times M$

Exercice :

Déterminer la formule du sulfate d'aluminium sachant qu'il est composé des ions sulfate ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) et aluminium ( $\text{Al}^{3+}$ ).  
En déduire la quantité de matière présente dans 500 g de sulfate d'aluminium.

### 2. Concentrations $C$ et $t$

La concentration molaire  $C$  d'une solution est la quantité de solvant  $n$  par volume  $V$  de solution.

Ainsi :  $C =$

La concentration massique  $t$  d'une solution est la masse de solvant  $m$  par volume  $V$  de solution.

Ainsi :  $t =$

Ces deux concentration sont liées par la relation :  $t = C \times M$

Question :

En partant de la relation donnant la concentration massique, retrouver la relation liant  $t$  et  $C$ .

### 3. Volume molaire $V_m$

Le volume occupé par un gaz dépend de la température et de la pression. On sait que plus un gaz est chaud, plus il a tendance à prendre de place, de même lorsque la pression diminue. Ainsi, le volume occupé par une mole d'un gaz (considéré comme parfait) dépend de deux paramètres : la pression et la température.

Dans les conditions de température et de pression existant dans un laboratoire de chimie ( $\theta = 20^\circ\text{C}$  et  $P = 1 \text{ atm}$ ) le volume molaire des gaz parfaits est  $V_m = 24 \text{ L/mol}$ .

Ainsi, le volume  $V$  de : 2 mol d'un gaz est :  $V = \dots \times V_m = \dots \text{ L}$

3 mol d'un gaz est :  $V = \dots \times V_m = \dots \text{ L}$

etc...

$n$  mol d'un gaz est :  $V = \dots \times V_m$

## II. Exercices

### Exercice 1

On dispose de 2 kg de chlorure de fer III solide (ou chlorure ferrique).

- Quelle est la quantité de chlorure de fer III ?
- Quelle est la quantité d'ions ferrique  $Fe^{3+}$  ?
- Quelle est la quantité d'ions chlorure  $Cl^-$  ?

Données :  $M_{Cl} = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M_{Fe} = 55,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

### Exercice 2

Au contact de l'eau le sulfate de cuivre anhydre blanc devient bleu. Ce sulfate de cuivre bleu solide est alors appelé sulfate de cuivre pentahydraté. Sa formule est :  $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$

- Calculer la masse molaire de ce sulfate de cuivre bleu.
- Quelle quantité d'eau est présente dans 1 tonnes de ce sulfate de cuivre bleu ?

Données :  $M_{Cu} = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M_S = 32,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M_O = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

### Exercice 3

On introduit 15 g de sulfate de cuivre  $CuSO_4$  dans 3 L d'eau pure.

- Calculer la concentration massique du sulfate.
- Calculer la masse molaire du sulfate de cuivre.
- En déduire sa concentration molaire.

### Exercice 4

On dissout 450 g de glucose  $C_6H_{12}O_6$  dans un volume de 900 mL d'eau distillée.

- Calculer la concentration molaire de ce sucre.
- Combien de molécules de sucre trouve-t-on dans 100 mL de cette solution.
- Calculer sa concentration massique.

### Exercice 5

Deux liquides qui se mélangent sont dit miscibles. Ainsi on ajoute 4 moles de dibrome  $Br_2$  à de l'eau de manière à obtenir 2,0 L d'une solution aqueuse d'eau de brome.

- Combien de molécules de dibrome a-t-on ajouté à l'eau ?
- Calculer sa concentration molaire.
- Calculer sa concentration massique.

### Exercice 6

On dispose d'une solution d'eau salée de concentration massique en sel de  $234 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ .

- Calculer la concentration molaire du sel.
- De combien de litres d'une telle eau faut-il disposer pour pouvoir extraire une masse de sel de une tonne ?

### Exercice 7

On se place dans les conditions standards de température et de pression. Le volume molaire d'un gaz parfait est alors égal à  $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

- Donner la formule brute du gaz carbonique
- Retrouver la formule développée de la molécule de gaz carbonique.
- Déterminer la quantité  $n$  de gaz carbonique présent si l'on dispose de  $m = 247 \text{ g}$  de ce gaz.
- Quel est le volume de  $0,35 \text{ mol}$  de ce gaz ?
- La concentration en gaz carbonique dans l'atmosphère de la Terre est de 0,039 %. Déterminer la quantité de ce gaz dans une pièce de dimension  $10 \text{ m} \times 4,5 \text{ m} \times 2,7 \text{ m}$ .