

# EXPERTS 4

Chimie

# Bienvenue dans le livre-cahier d'Experts Chimie !

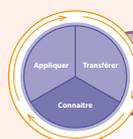
**Experts** t'accompagnera tout au long de l'année dans l'apprentissage des sciences et plus particulièrement de la chimie. Pour cette 4<sup>e</sup> année, la matière de chimie est divisée en UAA (unité d'acquis d'apprentissage). Ces UAA sont eux-mêmes divisés en plusieurs chapitres pour une organisation structurée de la matière.

Nous n'avons pas l'ambition de faire de toi un expert mais de te montrer le chemin pour y parvenir.

- ▶ En début de chaque chapitre, une page récapitulative reprend les différentes compétences que tu vas développer dans le chapitre.

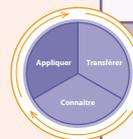


- ▶ Devant chaque exercice de ton livre-cahier, tu trouveras ce sigle qui t'indique le niveau d'acquisition à atteindre :



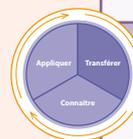
## Connaitre

Tu construis/explicites tes ressources.



## Appliquer

Tu mets en application tout ce que tu as appris dans une situation déjà vue.



## Transférer

Tu mets en application tout ce que tu as appris mais cette fois, dans une situation nouvelle.



\* ! Savoirs et savoir-faire ! Bien qu'absents du nouveau référentiel sous ces termes précis, il nous semble utile de les indiquer afin que l'élève puisse clarifier ses apprentissages. Nous insistons sur le fait que seuls les processus « Appliquer », « Transférer » et « Connaitre » sont susceptibles d'être évalués de manière certificative.

## Quelques explications avant de te lancer dans ton livre-cahier :



Ce bonhomme t'indique la **fiche-outil** à consulter (qui se trouve à la fin de ton manuel) pour t'aider à résoudre l'activité ou l'expérience qui t'est demandée.



Ce logo accompagne les cadres « **Info +** ». Ceux-ci contiennent des informations supplémentaires sur la matière qui te permettent généralement de faire un lien avec la vie courante.

### Expérience



Si le cadre expérience est accompagné de ce logo, c'est ton professeur qui réalise l'expérience.



Si, par contre, il est accompagné de ce logo, c'est toi, avec ou sans tes camarades de classe, qui réalises l'expérience !



Ce bonhomme indique le **rappel** d'une notion déjà vue.



Ce logo indique une analogie.



Ces cadres t'indiquent la présence d'une **définition**, d'une **conclusion** ou de **concepts indispensables**.



Ces cadres mettent l'accent sur les **différentes étapes de la démarche scientifique** (J'observe, j'interprète, je conclus).

### Activité

Les **activités** et les **tâches d'application** te mettent en action pour te permettre de découvrir la matière par toi-même ou de t'exercer.

### Synthèse

Les **synthèses** sont évolutives : dans un premier temps, les synthèses sont données ou à compléter. Dans les derniers chapitres, tu devras être capable de rédiger toi-même, et/ou avec l'aide de ton professeur, la totalité de la synthèse.



UAA 3

## Chapitre 2

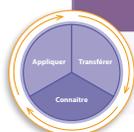
**La « folie »  
des grandeurs**

## Au terme de ce chapitre, tu seras capable de :

### Compétence à développer (UAA 3)

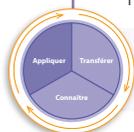
Résoudre des problèmes de stœchiométrie dans le cas de réactions complètes avec des réactifs en quantités stœchiométriques.

#### Processus



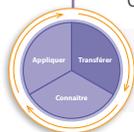
#### Connaître

- Décrire le nombre d'Avogadro comme interface entre la réaction chimique (dimension microscopique) et la transformation chimique (dimension macroscopique).
- Décrire la mole comme un outil permettant au chimiste de lier les champs macroscopique et microscopique.



#### Appliquer

- Préparer une solution de concentration molaire déterminée.
- Calculer la concentration molaire à partir de la concentration massique.



#### Transférer

- Déterminer expérimentalement le nombre de molécules d'eau associées à un composé hydraté.

#### Ressources

##### Prérequis

- UAA1 et UAA2.

##### Savoirs

- Mole, nombre d'Avogadro, masse molaire.
- Unités de masse et de volume.
- Concentration molaire.

##### Savoir-faire

- Trouver une masse molaire.
- Extraire les informations du TPE (dont la masse atomique relative).

# I. Le nombre d'entités chimiques, N

## 1. Mise en situation

Les molécules et les atomes sont tellement minuscules que les scientifiques ont dû trouver un lien permettant le passage d'une échelle microscopique à une échelle macroscopique afin de mesurer aisément la quantité des espèces chimiques.

### Activité 1

► Comment procédera-tu pour compter le nombre de grains de riz dans un paquet d'1 kg de riz ?



.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

► Est-il possible de compter, facilement et sans erreur, le nombre de grains de sel dans un paquet d'1 kg ? Justifie.



.....

.....

.....

.....

### Je conclus

.....

.....

.....

.....

.....

Dans la vie de tous les jours, on prend un paquet de riz, un paquet de sucre, un paquet de sel, un litre d'eau... Sur ceux-ci est inscrite la masse nette du produit et non le nombre de molécules, d'atomes ou d'ions qui y sont présents.

## Activité 2

► Considère une canette en aluminium. Est-ce que tu peux, comme pour le riz, compter le nombre d'atomes d'aluminium dans une canette ? Justifie.

.....

.....

.....

► Que manque-t-il comme donnée pour trouver, par calcul, le nombre d'atomes d'Al ?

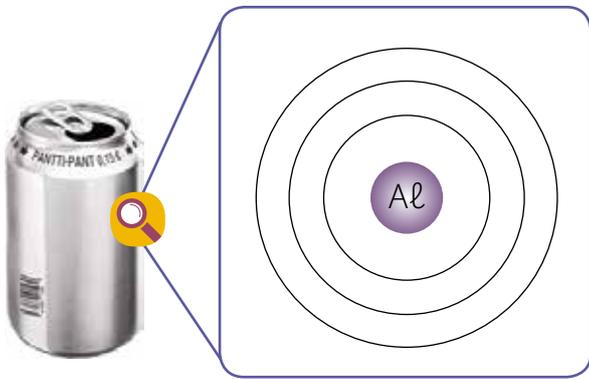
.....

.....

.....

► Recherche la masse d'un atome d'Al.

Le modèle de Bohr de l'atome d'aluminium :



Complète le tableau ci-dessous.

Z	A	e <sup>-</sup>	p <sup>+</sup>	n <sup>o</sup>	Écriture électronique

Tes connaissances de 3<sup>e</sup> t'ont appris que la masse des électrons est négligeable face à la masse des nucléons (protons et neutrons), qui est de l'ordre de  $1,67 \cdot 10^{-27}$  kg/nucléon =  $1,67 \cdot 10^{-24}$  g/nucléon .

.....

.....

.....

► Peux-tu isoler un atome d'aluminium et le peser avec la balance ? Justifie ta réponse.

.....

.....

.....

► Calcule le nombre d'atomes Al, N dans la canette que tu as préalablement pesée.

$m_{\text{canette}} =$  .....

Résolution :  $N =$  .....

**Je définis**

Le nombre d'atomes ou de molécules de n'importe quelle matière est symbolisé par **N**.  
C'est le nombre d'entités chimiques (atomes, molécules, ions).

► **Ce nombre te semble-t-il facile à manier lors d'un calcul ? Pourquoi ?**

---

---

---

---

**Je conclus**

En effet, même si on découpe la canette en très petits morceaux, chacun de ceux-ci sera encore constitué d'un grand nombre d'atomes d'aluminium.

---

---

---

---

**Application directe**

La mine d'un crayon noir en carbone graphite pèse 1,5 g et contient principalement des atomes de carbone 12. L'atome de carbone 12 est constitué de ... protons, ... neutrons et ... électrons.



► **Détermine la masse d'un atome de carbone.**

---

---

---

---

► **Combien d'atomes de carbone constituent cette mine de crayon ?**

---

---

---

---

## 2. La masse atomique relative, $A_r$



**Rappel :** tu as vu en 3<sup>e</sup> comment repérer sur le TPE la masse atomique relative ( $A_r$ ) des éléments chimiques.

Tu viens de voir que les masses des atomes sont très petites et le kg est une unité peu appropriée pour les exprimer. Une autre unité a été choisie conventionnellement, mieux adaptée à la grandeur de ce qui doit être mesuré.

### ► Comment calculer la masse d'un certain nombre d'atomes ou de molécules de façon aisée ?

Tes connaissances actuelles en chimie ne te permettent pas de répondre à cette question. Nous allons donc apprendre comment les chimistes ont résolu ce problème.

#### Quelques concepts indispensables

**L'unité de masse atomique (u).**

**1 u est le douzième de la masse d'un atome de carbone :  $1 \text{ u} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ .**

On parle alors de masse atomique ( $m_a$ ), dont l'unité est **u**, et non plus de masse atomique relative ( $A_r$ ) qui n'a, quant à elle, pas d'unité.

### ► Considérons un atome Ca.

Donne la  $A_r$  d'un atome Ca : .....

Donne la masse de l'atome Ca en unité de masse atomique : .....

Donne la masse d'un atome Ca en g et en kg : .....

### ► La masse atomique relative d'un atome Ca est-elle différente de celle d'un ion $\text{Ca}^{2+}$ ? Explique.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

### 3. De la masse atomique relative ( $A_r$ ) à la masse moléculaire relative ( $M_r$ )

- Sachant qu'une molécule est constituée d'une association d'éléments chimiques, comment procédera-tu pour calculer la masse relative d'une molécule, c'est-à-dire sa masse moléculaire relative ?

.....

.....

Prenons les deux exemples suivants :  $H_2O$  et  $NaHCO_3$ .

- Calcule la  $M_r$  de  $H_2O$ .

Une molécule d'eau est donc ..... fois plus lourde qu'.....

.....

- Donne la masse moléculaire ( $m_m$ ) de  $H_2O$  : .....

- Donne la masse en grammes de  $H_2O$  : .....

- Calcule la  $M_r$  de  $NaHCO_3$  :

.....

- Une molécule d'hydrogencarbonate de sodium est donc ..... fois plus lourde qu'.....

.....

- Donne la masse moléculaire ( $m_m$ ) de  $NaHCO_3$  : .....

- Donne la masse en grammes de  $NaHCO_3$  : .....

#### Je conclus

La masse moléculaire relative ( $M_r$ ) est .....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

## II. La mole et le nombre d'Avogadro

### 1. Identification du nombre d'Avogadro

#### Activité

► Compare le nombre d'espèces chimiques et la masse relative des échantillons de matière représentés ci-dessous ?



4 g d'hélium :  
 $6 \cdot 10^{23}$  atomes He



58,35 g de sel de cuisine :  
 $6 \cdot 10^{23}$  molécules NaCl



26,98 g de papier aluminium :  
 $6 \cdot 10^{23}$  atomes Al

100 g de calcaire :  
 $6 \cdot 10^{23}$  molécules de  $\text{CaCO}_3$



12 g de mine de crayon :  
 $6 \cdot 10^{23}$  atomes C

18,02 g d'eau :  
 $6 \cdot 10^{23}$  molécules  $\text{H}_2\text{O}$



#### J'observe

.....

.....

.....

.....

.....



Un paquet de matière correspond à .....

► À quelle grandeur correspond la masse de ces différents échantillons ?

.....

.....



Le nombre d'Avogadro  $N_A$  a été déterminé expérimentalement au début du XX<sup>e</sup> siècle, notamment par **Jean Perrin**. La valeur utilisée aujourd'hui est  $6,02 \cdot 10^{23}$  : c'est un nombre énorme qui vaut 602 000 milliards de milliards. La valeur de  $N_A$  est souvent simplifiée à  $6 \cdot 10^{23}$ .

Jean Perrin.  
Physicien et chimiste français (1870-1942), prix Nobel de physique en 1926.



### Tâche

► Combien y a-t-il de billets de 500 euros dans  $6,02 \cdot 10^{23}$  euros (donc dans 602 milliards de milliards) ?



► Imaginons une mallette contenant 10 000 000 d'euros en billets de 500 euros. Combien de billets faudra-t-il compter, si on les compte un par un ? .....

► Comment simplifier le comptage du nombre de billets ? .....

.....

.....

► Conclue.

.....

.....

### Je conclus

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

### Je définis

Le nombre d'Avogadro ( $N_A$ ) est défini comme étant égal au nombre d'atomes contenus dans 0,012 kg ou 12 g de carbone. C'est-à-dire  $6,02 \cdot 10^{23}$ .



### Un peu d'histoire

Le nombre d'Avogadro est nommé ainsi en souvenir du chimiste italien **Amadeo Avogadro** (1776–1856). En 1811, il énonce sa loi appelée dès lors la loi d'Avogadro : « deux volumes égaux de gaz différents, dans les mêmes conditions de température et de pression, contiennent le même nombre de molécules ». Cette loi lui a permis de déterminer la masse d'un gaz à partir de celle d'un autre. Il publie cette théorie dans un mémoire *Essai d'une manière de déterminer les masses relatives des molécules élémentaires des corps et les proportions selon lesquelles elles entrent dans ces combinaisons*. Mais il reste à déterminer le nombre de molécules ou d'atomes qui sont présents dans cette masse relative. Ce n'est que 50 ans plus tard, en 1909, que le physicien français Jean Perrin (1870–1942) détermine expérimentalement la valeur numérique de ce nombre ( $6,02 \cdot 10^{23}$ ) dont le nom restera cependant lié au chimiste italien qui l'a découvert en premier. Ce nombre correspond à une mole, qui devient, dès 1971, l'unité de base de la quantité de matière. Il a donc, dès lors, la  $\text{mol}^{-1}$  comme unité et devient une constante.



Amadeo Avogadro

## 2. Une nouvelle grandeur : la mole

Parce qu'il est plus commode de compter par paquet lorsque les quantités sont trop importantes et/ou minuscules, comme des grains de sel, des grains de riz ou des feuilles de papier dans une rame, le chimiste utilise, lui aussi, un « paquet » de matière, c'est-à-dire d'atomes, de molécules... soit un paquet d'entités ou d'espèces chimiques. Ce paquet « chimique » correspond à une nouvelle grandeur : « **la mole** ». Ainsi, une mole correspond à un paquet de  $6 \cdot 10^{23}$  espèces chimiques, c'est-à-dire au  $N_A$ .

### Activité

► Analyse les échantillons ci-dessous et complète le tableau.



107,87 g d'argent  
ou  $6 \cdot 10^{23}$  atomes Ag



24 g de carbone graphite  
ou  $12 \cdot 10^{23}$  atomes C

32,75 g de cuivre  
ou  $3 \cdot 10^{23}$  atomes Cu



25 g de calcaire  
ou  $1,5 \cdot 10^{23}$  molécules de  $\text{CaCO}_3$



26,98 g de papier aluminium  
ou  $6 \cdot 10^{23}$  atomes Al



34,2 g de sucre  
ou  $6 \cdot 10^{22}$  molécules  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$



Échantillon	N	Nombre de paquets	Nombre de moles	Masse (en g)
Cuivre				
Argent				
Carbone				
Aluminium				
Calcaire				
Sucre				

J'interprète

.....

.....

.....

.....

.....

Je conclus

.....

.....

.....

.....

.....

Je définis

.....

.....

.....

.....

.....

## Synthèse schématique

$$N = 1 \text{ molécule}$$

$$m_m = 18 \text{ u}$$

$$m = 18 \cdot 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$= 2,98 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$n = \frac{1}{6 \cdot 10^{23}} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ mol}$$

$$N = 6 \cdot 10^{23} \text{ molécules} = N_A$$

$$m = 6 \cdot 10^{23} \cdot 18 \cdot 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

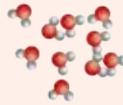
$$= 18 \text{ g}$$

$$n = 1 \text{ mole}$$

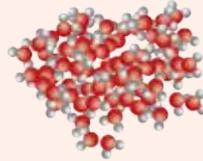
1 H<sub>2</sub>O



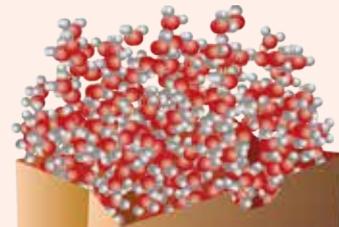
10 H<sub>2</sub>O



100 H<sub>2</sub>O



6.10<sup>23</sup> H<sub>2</sub>O



1 mole  
H<sub>2</sub>O  
18g

### Applications directes

#### ► 1. Je complète les pointillés.

- Une mole d'atomes =  $N_A$  ..... =  $6 \cdot 10^{23}$  .....
- Une mole de molécules = .....
- Une mole d'ions = .....
- 1 mol d'atomes S .....
- $\frac{1}{2}$  mol d'atomes O .....
- 0,1 mol de molécules HCl .....
- $6 \cdot 10^{23}$  molécules H<sub>2</sub>O constituent .....
- $12 \cdot 10^{23}$  atomes Al constituent .....
- $15 \cdot 10^{22}$  molécules NH<sub>3</sub> constituent .....

#### ► 2. Combien de moles d'aluminium contient la canette en aluminium pesée au début du chapitre ?

.....

.....

.....

.....

### Activité

Je complète l'organigramme en annexe avec les nouveaux termes :

→  $N_A$

→  $N$

→  $n$

### 3. La masse molaire

Lors de l'analyse des échantillons de matière, tu as pu remarquer que la masse de chaque échantillon d'une mole varie selon la matière considérée. À quoi correspond la masse d'une mole ?

► À partir des échantillons de matière (pages 28 et 30), complète le tableau ci-dessous pour 1 mole de chaque espèce chimique.

Molécules ou atomes	Formule chimique	Masse (g)
Cuivre	.....	.....
Aluminium	.....	.....
Eau	.....	.....
Carbonate de calcium	.....	.....
Carbone	.....	.....
Chlorure de sodium	.....	.....
Sucre	.....	.....

#### Je définis

La masse d'1 mole d'une espèce chimique correspond à .....

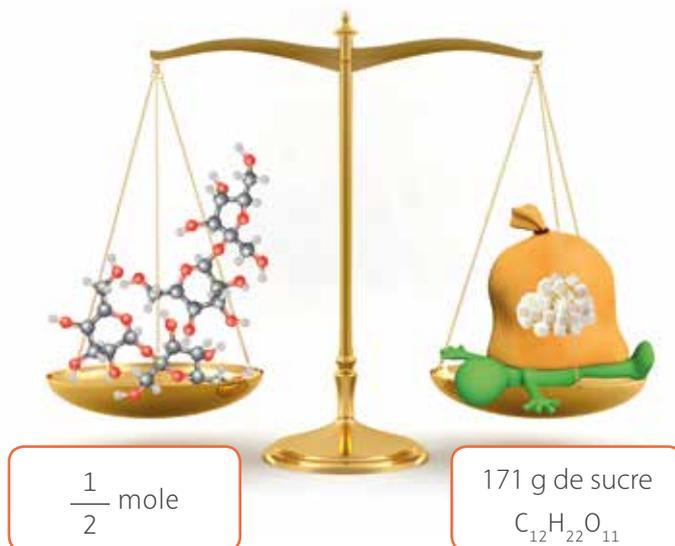
On parle de **masse molaire atomique ou moléculaire (M)** exprimée en **g/mol**.

La masse **molaire atomique** d'un élément ou la masse d'une mole d'atomes est sa masse atomique relative ( $A_r$ ) exprimée en grammes par mole (g/mol).

La masse **molaire moléculaire d'une molécule (ou autre composé)** ou la masse d'une mole de molécules (ou autre composé) est sa masse moléculaire relative ( $M_r$ ) exprimée en grammes par mole (g/mol).

## 4. Conversion gramme ↔ mole

La quantité de matière en chimie s'exprime, le plus souvent, en ..... Cependant, le chimiste doit pouvoir estimer cette quantité. Étant donné qu'il n'existe pas de balance « pesant » directement le nombre de moles, le chimiste doit pouvoir convertir ce nombre de moles en une masse et inversement.



► Analyse le tableau suivant pour trouver la relation qui unit la masse (m) à la mole (n).

Échantillon	Formule	N (atomes ou molécules)	Nombre de moles (mol)	Masse (en g)	M (g/mol)
Cuivre	.....	$3 \cdot 10^{23}$	.....	32,75	.....
		$6 \cdot 10^{23}$	.....	63,55	.....
		$12 \cdot 10^{23}$	.....	127,1	.....
Carbonate de calcium	.....	$6 \cdot 10^{22}$	.....	10	.....
		$1,2 \cdot 10^{24}$	.....	200	.....
		$1,5 \cdot 10^{23}$	.....	25	.....

J'interprète

.....  
.....

Je conclus

La relation est : ..... ; et les unités sont : .....

### Activité

Complète l'organigramme avec la relation de  $n \leftrightarrow m$ .

### Applications

► Trouve la masse totale de 6 canettes vides en aluminium dont on te donne le nombre de moles = 7.

.....

.....

.....

.....

.....

► Quelle masse de sucre, de cuivre, d'oxyde de plomb (II) et de soufre faut-il prendre pour avoir une quantité de matière égale à 0,10 mol pour chacune de ces substances ?

On donne :  $M_{(\text{cuivre})} = 63,5 \text{ g/mol}$  ;  $M_{(\text{soufre})} = 32 \text{ g/mol}$  ;  $M_{(\text{oxyde de plomb (II)})} = 223 \text{ g/mol}$  et  $M_{(\text{sucrose})} = 342 \text{ g/mol}$ .

Soit  $m$  : masse de la substance

$M$  : masse molaire de la substance

$n$  : la quantité de matière de cette substance ( $n = 0,1 \text{ mol}$ )



$m_{\text{sucrose}} =$  .....

$m_{\text{cuivre}} =$  .....

$m_{\text{soufre}} =$  .....

$m_{\text{oxyde de plomb (II)}} =$  .....

## Synthèse

La masse atomique d'un élément ( $m_a$ ) s'exprime en .....

La masse atomique relative ( $A_r$ ) d'un atome est le rapport entre .....

La masse moléculaire ( $m_m$ ) est .....  
..... Comme la masse atomique, la masse moléculaire s'exprime .....

La masse moléculaire relative ( $M_r$ ) d'une molécule est .....

Un ensemble de particules identiques se nomme quantité de matière. Le nombre de particules est symbolisé .....

La mole est .....

Le nombre de moles est symbolisé par .....

Une mole est .....

Ce nombre appelé ..... ( $N_A$ ) est égal à .....

Une mole de n'importe quelle espèce chimique ( ..... )  
contient donc toujours .....



## 5. Déterminer expérimentalement le nombre de molécules d'eau associées à un composé hydraté

Lors de leur cristallisation, certains sels fixent des molécules d'eau. Pour un sel donné, le nombre de molécules d'eau est constant. Le sel hydraté peut donc s'écrire ..... ou .....



### Expérience

**But de l'expérience :** déterminer la quantité d'eau de cristallisation du sulfate de cuivre (II) hydraté de couleur .....



### Mode opératoire

Ton professeur chauffe lentement un creuset contenant 3 g de sulfate de cuivre (II) hydraté. Lorsque le sel est parfaitement blanc/gris, ce creuset est mis dans un dessiccateur jusqu'à refroidissement. Ton professeur pèse une nouvelle fois l'ensemble.

### Résultats expérimentaux

Masse du sulfate de cuivre (II) hydraté .....	3 g
Masse du sulfate de cuivre (II) anhydre (sans eau) .....	.....

### Calculs pour déterminer le nombre de molécules d'eau (z)

Masse d'eau libérée	.....
Masse molaire $H_2O$	.....
Nombre de moles de $H_2O$	.....
Masse molaire du sulfate de cuivre (II) anhydre	.....
Nombre de moles du sulfate de cuivre (II) anhydre	.....

► Le rapport du nombre de moles de  $H_2O$ , sur le nombre de moles du sulfate de cuivre anhydre, donne le nombre de molécules d'eau de cristallisation présentes dans le sulfate de cuivre (II) hydraté.

La formule du sulfate de cuivre hydraté est donc .....

# Exercices

Notions abordées : masse atomique relative, masse moléculaire relative, nombre d'entités de matière, nombre d'Avogadro, mole, masse molaire atomique et masse molaire moléculaire, nombre de molécules d'eau associées à un composé hydraté.



► 1. Complète le tableau.

Nom de l'atome	Symbole	Nombres de p <sup>+</sup> et de n <sup>o</sup>	A <sub>r</sub> et A	M (g/mol)	Masse d'un atome (en g)
Phosphore	.....	.....	.....	.....	.....
Potassium	.....	.....	.....	.....	.....
Brome	.....	.....	.....	.....	.....
Bore	.....	.....	.....	.....	.....



► 2. Complète le tableau.

Formule	Nom de la molécule	Masse moléculaire (u)	Masse molaire (g/mol)	Masse du composé (en g)
H <sub>2</sub> S	.....	.....	.....	.....
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	.....	.....	.....	.....
Fe(OH) <sub>3</sub>	.....	.....	.....	.....



► 3. Détermine la masse molaire M des composés suivants et précise leur nom : H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, Al(OH)<sub>3</sub>, HCl, NaOH. Quelle est la masse moléculaire (en u) de ces espèces chimiques ?

.....

.....

.....

.....

.....



► 4. Combien de moles d'eau y a-t-il dans une goutte d'eau ?



N = 15 · 10<sup>18</sup> molécules

.....



► 5. Calcule la quantité de matière, en mol, correspondant à :

- $2 \cdot 10^{23}$  atomes Mg : .....
- $3 \cdot 10^{23}$  molécules  $\text{CO}_2$  : .....
- $1,2 \cdot 10^{23}$  ions  $\text{SO}_4^{2-}$  : .....



► 6. Calcule le nombre d'entités N contenues dans :

- $\frac{1}{2}$  mol de molécules  $\text{H}_2\text{S}$  : .....
- 4 mol de molécules  $\text{O}_2$  : .....
- 0,2 mol d'atomes Mg : .....
- 0,1 mol d'ions  $\text{Na}^+$  : .....



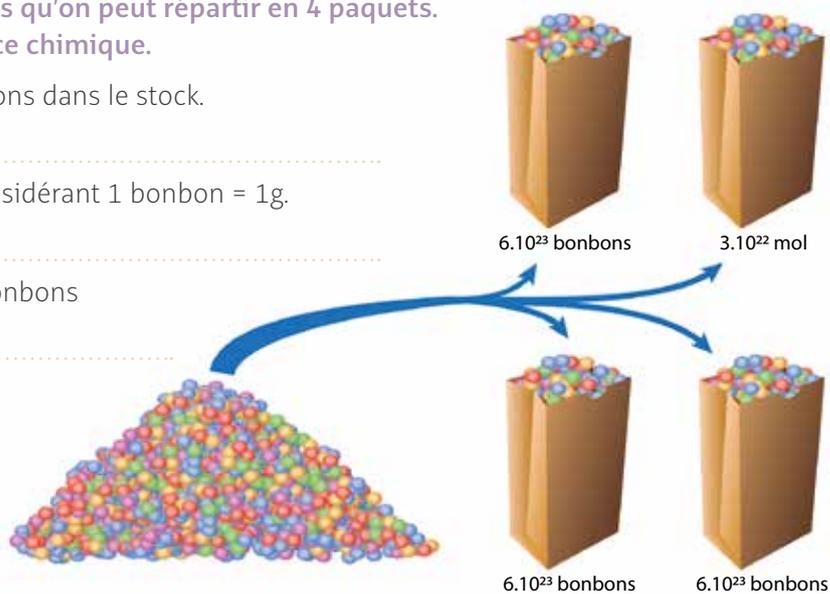
► 7. Donne la masse molaire des corps purs suivants :  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Ne}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

- $\text{Fe}_2\text{O}_3$  : .....  $\text{H}_2\text{SO}_4$  : .....
- $\text{KCl}$  : .....  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  : .....
- $\text{Ne}$  : .....
- $\text{Mg}$  : .....  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  : .....
- $\text{Cl}_2$  : .....



► 8. Considérons un stock de bonbons qu'on peut répartir en 4 paquets.  
Un bonbon représente une espèce chimique.

- Calcule le nombre total de bonbons dans le stock.  
.....
- Calcule la masse du stock en considérant 1 bonbon = 1g.  
.....
- Calcule le nombre de mole de bonbons  
.....



► 9. Calcule la quantité de matière, en mol, correspondant à :

- 15 g d'hydroxyde de magnésium : .....
- 10 g de sulfate d'aluminium : .....



► 10. Calcule la masse, en g, correspondant à une quantité de matière de...

- $\frac{1}{10}$  mol d'eau : .....
- 3 mol d'hydroxyde de sodium : .....
- 1,5 mol de nitrate de calcium : .....



► 11. Complète le tableau ci-dessous.

Corps pur	Formule	m (g)	n (mol)
Trioxygène (ozone)	.....	.....	5,0
Dioxyde de soufre	.....	.....	0,01
Sulfure d'hydrogène	.....	.....	1,2
Monoxyde de carbone	.....	3,2	.....



► 12. Combien de molécules d'eau avales-tu lorsque tu bois un verre d'eau ?



200 ml

.....

.....

.....

.....



► 13. Complète le tableau ci-dessous.

Échantillon	Formule	N	Nombre de moles	Masse (en g)	M (g/mol)
Argent	.....	$6 \cdot 10^{23}$	.....	.....	.....
Carbone	.....	.....	2	.....	.....
Aluminium	.....	$6 \cdot 10^{23}$	.....	.....	.....
Sucre (glucose)	.....	.....	0,1	.....	.....
Eau	.....	.....	2	.....	.....
Méthane	$\text{CH}_4$	$2,4 \cdot 10^{24}$	.....	.....	.....
Dioxyde de carbone	.....	$6 \cdot 10^{23}$	.....	.....	.....
Chlorure de sodium	.....	.....	.....	116,9	.....
Ion magnésium	.....	$6 \cdot 10^{23}$	.....	.....	.....
Hydroxyde de calcium	.....	.....	.....	24,69	.....



► 14. Un comprimé d'aspirine de 500 mg contient 60% d'acide acétylsalicylique ( $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ ). Détermine le nombre de molécules de cet acide, qui se retrouve dans ton organisme lorsque tu as avalé un comprimé.



.....

.....

.....

.....



- 15. Sachant qu'une canette de coca contient 7 morceaux de sucre, et qu'un morceau de sucre pèse 5 grammes, combien de moles de sucre (saccharose  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) contient une canette de coca ?



- 16. Calcule le nombre d'atomes contenus dans deux échantillons de fer et dans deux autres de soufre de même masse ( $m = 1g$ ).

On donne la masse d'un atome de fer  $m_{Fe} = 9,3 \cdot 10^{-23} g$  et la masse d'un atome de soufre  $m_s = 5,3 \cdot 10^{-23} g$ .



- 17. La caféine est un alcaloïde présent dans le café. Sa formule chimique brute est  $C_8H_{10}N_4O_2$ . Un café fort contient  $6,55 \cdot 10^{-3}$  moles de caféine par litre de café.

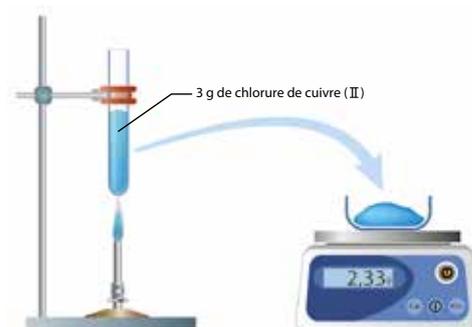


- a. Quelle masse de caféine y a-t-il dans un litre de café ?

- b. Combien de molécules de caféine y a-t-il dans une tasse de café de 150 ml ?



- 18. Au laboratoire, tu désires déterminer le nombre de molécules d'eau présentes dans le chlorure de cuivre (II) hydraté. Pour ce faire, tu chauffes 3 g de chlorure de cuivre (II) hydraté dans un tube à essai. Après un certain temps, tu pèses à nouveau le composé ; sa masse est maintenant de 2,33 g.



### III. Concentration d'une solution

Dans la vie courante ou dans les laboratoires de chimie, on rencontre diverses unités pour exprimer la quantité de matière présente dans une solution. Il est important pour un chimiste de connaître la concentration des solutions qu'il utilise. Le chimiste est souvent amené à préparer des solutions de **concentration** donnée, soit directement, soit par **dilution** d'une solution mère de concentration connue.

Les substances dont nous disposons à la maison, dans la pharmacie (certains sirops pour la toux, des solutions d'antiseptiques, par exemple) ou dans la cuisine (produits d'entretien ou une sauce), ne sont pas des substances pures mais mises en solution à une certaine concentration ou à mettre en solution (à diluer dans l'eau) pour arriver à une certaine concentration.



#### 1. Rappel : la concentration massique



En 3<sup>e</sup>, tu as vu la concentration massique d'une solution et tu as réalisé une solution de concentration massique déterminée.

##### Je définis

Solution : .....

Soluté : .....

Solvant : .....

► Donne la formule de la concentration massique et interprète-la.

Formule :

.....

Interprétation

.....  
.....

Prenons l'exemple de la dissolution (ou dissociation ionique) de 100 g de NaCl dans 1 litre d'eau.

L'équation de la réaction de dissolution est :

.....

$\text{NaCl}_{(s)}$  est le soluté et  $\text{H}_2\text{O}$  est le solvant ;  $\text{Na}^+_{(aq)}$  et  $\text{Cl}^-_{(aq)}$  représentent, respectivement, les ions sodium et chlorure en solution aqueuse.

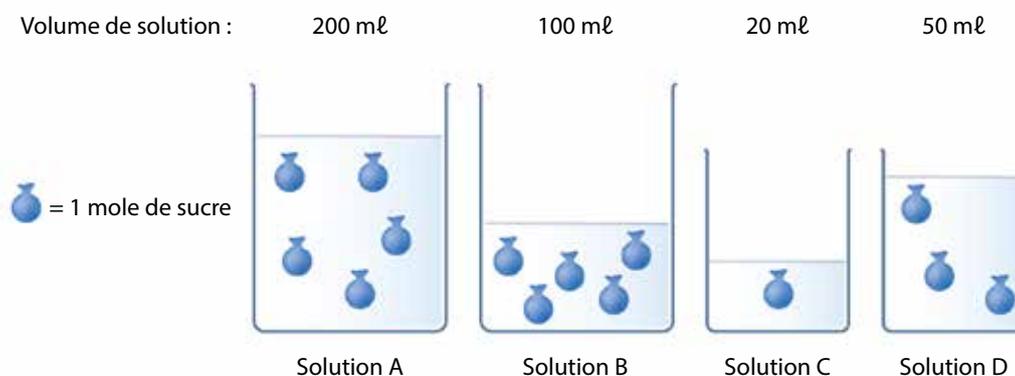
On a une solution de concentration massique 100g/l en NaCl.

## 2. La concentration molaire

### Activité

#### ► Découvrons une nouvelle façon d'exprimer la concentration d'une solution.

On met des quantités différentes de sucre en solution et on cherche à connaître les concentrations en sucre de ces différentes solutions.



#### ► Comment exprimer la concentration de ces solutions ?

Solution A : .....

solution B : .....

solution C : .....

solution D : .....

La nouvelle façon d'exprimer la concentration est ....., son unité est ..... et son expression mathématique est :

.....

#### ► Exprime les volumes en litres et mets les solutions dans un ordre croissant de concentration.

A .....

B .....

C .....

D .....

Ordre croissant : .....

#### ► Comment procéderais-tu pour passer d'une solution de même concentration que la solution A à partir de la solution B ?

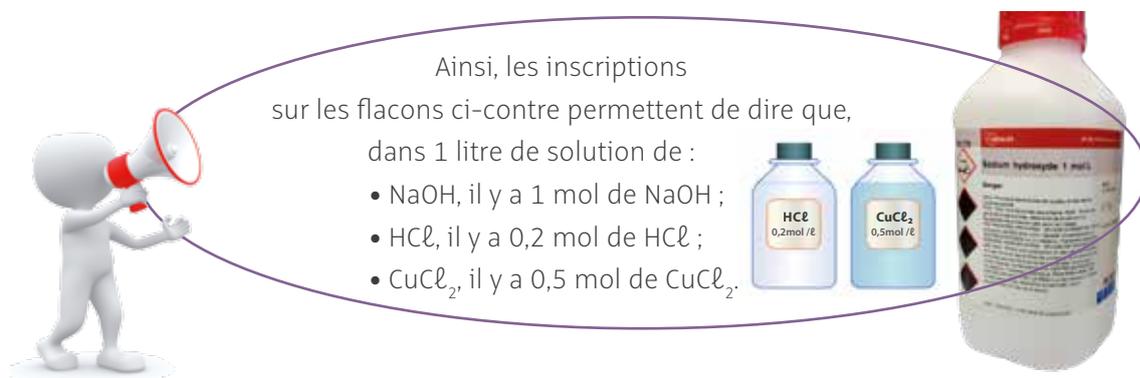
.....

#### ► Comment nomme-t-on cette pratique ?

.....

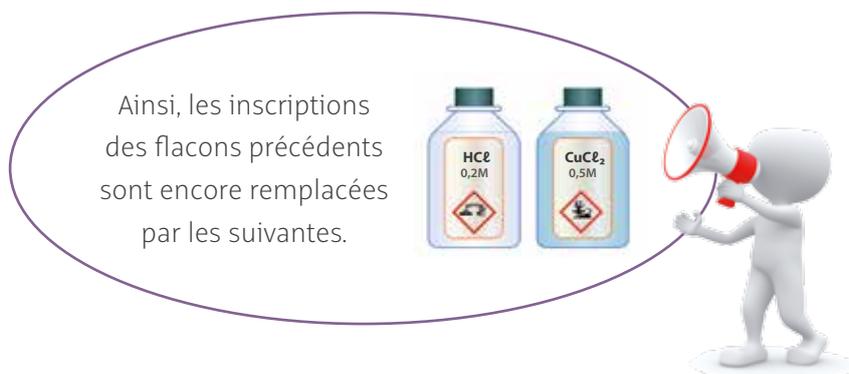
## Je définis

La **concentration molaire (C)** d'une solution est la quantité de matière (exprimée en mol) de soluté par litre de solution.



Remarque :

Dans la pratique, la concentration molaire est encore appelée **molarité** et une solution qui contient 1 mol de soluté par litre de solution est dite **1 molaire**, ce qui s'écrit **1 M**.

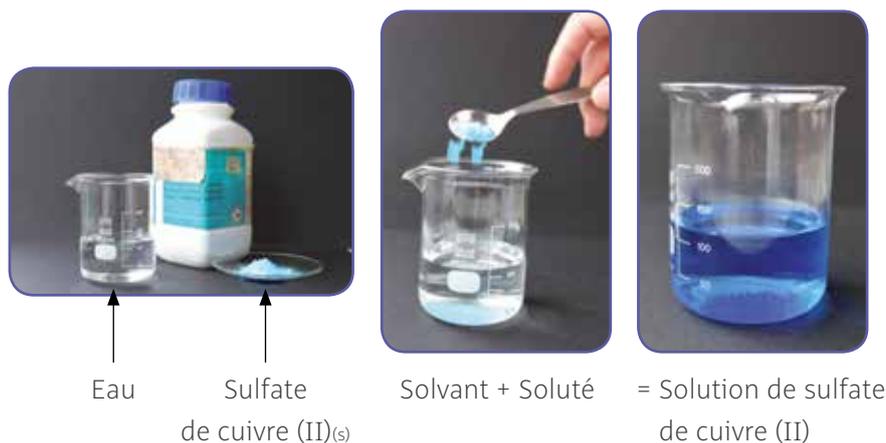


## 3. Généralisation

$$\text{Concentration} = \frac{\text{quantité de soluté (masse, volume, ou nombre de moles)}}{\text{quantité de solution (masse ou volume)}}$$

Les unités de la concentration dépendront donc de celles qui sont utilisées pour quantifier la substance dissoute et la solution.

Selon la quantité de soluté dissout, la solution aura une certaine concentration. La concentration exprime donc la quantité de soluté présent dans une solution.





• Calcul du nombre de moles présentes dans un volume donné de solution

► Quel est le nombre de moles dans 100 mL d'une solution de NaOH 1 mol/L ?

Données	On cherche ?	Formule à utiliser	Solution
.....	.....	.....	.....
.....	.....	.....	.....
.....	.....	.....	.....
.....	.....	.....	.....

► Fais de même, si on considère 500 mL de la solution de KNO<sub>3</sub> 3 mol/L.

.....

.....

.....

• Calcul du nombre de grammes présents dans un volume donné de solution ( $m = n \cdot M$ )

► On dispose de 500 mL de la solution de KNO<sub>3</sub> 3 mol/L. Combien de grammes de KNO<sub>3</sub> a-t-on dû peser pour réaliser cette solution ?

Données	On cherche ?	Formule à utiliser	Solution
.....	.....	.....	.....
.....	.....	.....	.....
.....	.....	.....	.....
.....	.....	.....	.....
.....	.....	.....	.....
.....	.....	.....	.....
.....	.....	.....	.....

.....

.....

À partir de ce dernier exemple, trouve une façon simple de passer de C à  $\gamma$  et inversement.

On peut facilement passer de C à  $\gamma$  :

.....

.....

.....

.....



# Exercices

Notions abordées : concentration d'une solution, concentration massique, concentration molaire.



► 1. Calcule la masse de  $\text{CaCl}_{2(s)}$  nécessaire à la préparation de 300 mL d'une solution 0,5 mol/L.

.....

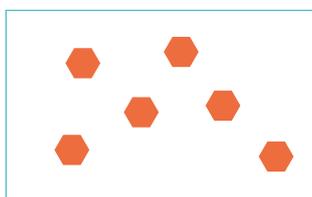
.....

.....

.....



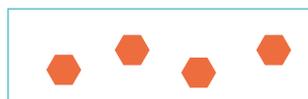
► 2. Parmi (a), (b), (c) et (d), quelle est la solution la plus concentrée en espèces «  » ?



(a) V = 200 mL



(b) V = 200 mL



(c) V = 100 mL



(d) V = 50 mL

.....



► 3. Calcule le nombre de moles et la masse de soluté présents dans les solutions suivantes.

- a. 500 mL de sulfate de calcium à 0,3 mol/L : .....
- b. 800 mL de chlorure de cuivre (II) à du 0,05 mol/L : .....



► 4. Calcule la concentration molaire des solutions aqueuses obtenues après dissolution des composés suivants.

- a. 20 g de sucre de table ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) dans 100 mL de solution finale : .....
- b. 1,5 kg de sel de cuisine ( $\text{NaCl}$ ) dans 10 L de solution finale : .....



► 5. Suite à des analyses médicales, le médecin doit communiquer à son patient ses résultats. Que va-t-il lui annoncer ? Justifie ta réponse par des calculs.

Test	Résultats du patient	Valeurs de référence
Glucose	7 mmol/L	0,7 à 1,05 g/L
Urée (M = 60 g/mol)	0,35 g/L	1,66 à 7,47 mmol/L
Cholestérol (M = 386,65 g/mol)	2,05 g/L	3,87 à 5,68 mmol/L
Créatinine (M = 113,1 g/mol)	62,0 $\mu\text{mol/L}$	5 à 13 mg/L

.....

.....

.....

.....

