

## I. QUELQUES GRANDEURS CARACTERISTIQUES

## 1. Les unités de quelques grandeurs

Grandeur	Symbole	Unité
Masse	m	g
Quantité de matière	n	mol
Masse molaire	M	$\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Volume	V	L
Masse volumique	$\mu$ ou $\rho$	$\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ ou $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$
Densité	d	
Volume molaire	$V_m$	$\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$
Concentration en masse	$C_m$	$\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$
Concentration en quantité de matière	C	$\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

## 2. Noms des symboles grecs

Symboles grecs	noms
$\mu$	mu
$\rho$	rhô
$\nu$	nu
$\pi$	pi
$\lambda$	lambda

## II. DETERMINER UNE QUANTITE DE MATIERE

## 1. La quantité de matière d'une espèce chimique

- n désigne la **quantité de matière** contenu dans un corps en mol.  
Une **mole** d'entités (atomes, ions ou molécules) est un « lot » de  $6,02 \times 10^{23}$  entités.  
La mole est l'unité de la quantité de matière.

- La **constante d'Avogadro**  $N_A$  est le nombre d'entités dans une mole :  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .
- La quantité de matière  $n$  représente le nombre de « lots ».

$$n(X) = \dots$$

- $n(X)$ : quantité de matière de l'espèce « X » en mol
- $N_A$ : nombre d'Avogadro en  $\text{mol}^{-1}$
- $N(X)$ : nombre d'entités (atomes, ions ou molécules)

## 2. A partir de la masse de l'espèce chimique

La quantité de matière de l'espèce X peut être déterminée par la relation :

$$n(X) = \dots$$

- $n(X)$ : quantité de matière de l'espèce en mol
- $m(X)$ : masse de l'espèce en g
- $M(X)$ : masse molaire de l'espèce en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

### Remarques

- Si l'espèce X est atomique, M est donnée dans le tableau périodique des éléments.
- Si l'espèce X est moléculaire, M doit être calculée à partir des données du tableau périodique des éléments en effectuant la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes constituant la molécule.
- Si l'espèce (X) est un solide ionique, M doit être calculée à partir des données du tableau périodique des éléments en effectuant la somme des masses molaires atomiques des éléments figurant dans la formule statistique de X.

## 3. A partir de la masse volumique de l'espèce chimique

### Masse volumique d'une espèce

La masse volumique d'une espèce chimique se calcule en effectuant le rapport entre sa masse sur le volume qu'occupe cette masse.

$$\rho(X) = \dots$$

- $\rho(X)$  : masse volumique de cette espèce X en  $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$
- $m(X)$  : masse de l'espèce X en g
- $V(X)$ : volume de l'espèce X en  $\text{cm}^3$

**Densité d'une espèce chimique**

La densité d'une espèce est le rapport de sa masse volumique sur la masse volumique de l'eau dans les mêmes conditions de pression et de température :

$$d(X) \quad \begin{array}{l} \bullet d(X) : \text{densité de l'espèce à l'état liquide} \\ \bullet \rho(X) : \text{masse volumique de l'espèce en } \text{g}\cdot\text{cm}^{-3} \\ \bullet \rho_{\text{eau}} : \text{masse volumique de l'eau } \rho_{\text{eau}} \approx 1 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} \end{array}$$

La quantité de matière de l'espèce chimique peut donc se calculer en combinant les deux relations vues précédemment :  $n(X) = \frac{m(X)}{M(X)} = \frac{\rho(X) \times V(X)}{M(X)}$

Remarque :  $1 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} = 1 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$      $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$  et  $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$

**4. A partir des concentrations d'une espèce chimique dissoute dans une solution****Concentration en quantité de matière ou concentration molaire en soluté**

La concentration en quantité de matière d'un soluté est le rapport entre la quantité de matière de ce soluté et le volume de la solution :

$$C(\text{soluté}) \quad \dots \quad \begin{array}{l} \bullet C(\text{soluté}) : \text{concentration en quantité de matière en } \text{mol}\cdot\text{L}^{-1} \\ \bullet n(X) : \text{quantité de matière du soluté X en mol} \\ \bullet V_{\text{solution}} : \text{volume de solution en L} \end{array}$$

La quantité de matière d'un soluté apporté dans une solution se calcule donc par :

$$n(\text{soluté}) = C(\text{soluté}) \times V_{\text{solution}}$$

**Concentration en masse ou titre massique du soluté**

La concentration en masse ou titre massique d'un soluté est le rapport entre la masse de ce soluté et le volume de solution :

$$t(\text{soluté}) \quad \dots \quad \begin{array}{l} \bullet t(\text{soluté}) : \text{concentration en masse en } \text{g}\cdot\text{L}^{-1} \\ \bullet m(\text{soluté}) : \text{masse du soluté en g.} \\ \bullet V_{\text{solution}} : \text{volume de solution en L} \end{array}$$

**Relation entre concentration en masse et concentration en quantité de matière :**

$$t(\text{soluté}) = \dots$$

**Remarque :**

Pour les solutions, leur composition peut être donnée à l'aide d'un pourcentage en masse et de leur densité. A partir de ces deux données, on peut alors trouver la concentration en quantité de matière de soluté par exemple.

- % en masse du soluté dissout dans la solution :  $m(\text{soluté}) = \% \times m(\text{solution})$ .
- $C(\text{soluté}) = \frac{n(\text{soluté})}{V(\text{solution})} = \frac{m(\text{soluté}) \times M(\text{soluté})}{V(\text{solution})} = \frac{\% \times m(\text{solution}) \times M(\text{soluté})}{V(\text{solution})} = \% \times \rho(\text{solution}) \times M(\text{soluté})$
- $C(\text{soluté}) = \% \times d(\text{solution}) \times \rho(\text{eau}) \times M(\text{soluté})$

**5. A partir du volume molaire pour un gaz**

Le volume molaire, désigne le volume occupé par une mole de gaz. Ce volume est le même quel que soit le gaz.

$$V_m = \dots$$

- $V_m$  : volume molaire du gaz en  $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $V(\text{gaz})$  : volume de gaz en L
- $n(\text{gaz})$  : quantité de matière de gaz en mol

- La quantité de matière d'un gaz se calcule donc par :  $n(\text{gaz}) = \frac{V(\text{gaz})}{V_m}$
- $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$  à  $20^\circ\text{C}$  et sous  $P = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$ .

❖ Relation à n'utiliser que pour les gaz !

**6. A partir de la loi des gaz parfaits**

- A l'échelle microscopique, un gaz est modélisé par un ensemble d'entités (molécules ou atomes) en mouvement désordonné. Un gaz est dit « parfait » si la taille de ses entités est négligeable devant la distance qui les sépare et si les interactions entre elles sont négligeables.
- La loi des gaz parfaits est la suivante :

$$P \times V = n \times R \times T$$

- $P$  : pression du gaz en Pa (Pascal)
- $V$  : volume du gaz en  $\text{m}^3$ .
- $R$  : constante des gaz parfaits =  $8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- $T$  : température en K
- $n$  : quantité de matière du gaz en mol

La quantité de matière d'un gaz se calcule donc par :  $n = \frac{pV}{RT}$

Remarques :

- **1 atm = 1 bar =  $10^5$  Pa**                      1013 hPa = 1013 ×  $10^2$  Pa.
- Attention : l'unité du volume V est le  $\text{m}^3$  dans cette relation !!
- **$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$**

### III. QUANTITE DE MATIERE ET DISSOLUTION D'UN SOLIDE IONIQUE

#### 1. Cohésion d'un solide ionique

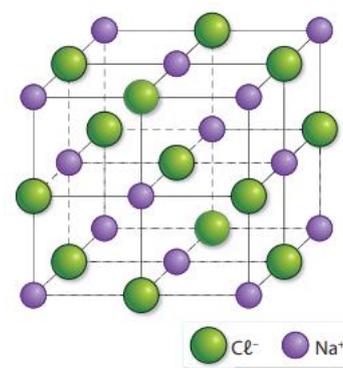
- Un **solide ionique** est constitué de **cations** et d'**anions** régulièrement disposés dans l'espace. Il est électriquement neutre.
- Dans un solide ionique, chaque ion de charge  $q_A$  est entouré d'ions de charge  $q_B$  de signe opposé. **L'interaction électrostatique attractive** entre ces ions assure la cohésion du solide ionique.

*Exemple* : Modélisation du chlorure de sodium NaCl(s)

Le chlorure de sodium NaCl(s) est constitué d'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  et d'ions sodium  $\text{Na}^+$ .

Charge électrique portée par l'ion chlorure :  $q_{\text{Cl}^-} = -e$ .

Charge électrique portée par l'ion sodium :  $q_{\text{Na}^+} = +e$ .



#### Exercice n°1 :

Donner le nom et la formule chimique des ions constituant les solides ioniques suivants :

- L'hydroxyde de sodium ;
- Le chlorure de potassium ;
- Le chlorure de fer (III) ;
- Le permanganate de potassium  $\text{KMnO}_4(\text{s})$  ;
- Le sulfate de cuivre (II)  $\text{CuSO}_4(\text{s})$  ;
- Le phosphate de potassium  $\text{K}_3\text{PO}_4(\text{s})$  ;
- Le sulfate d'aluminium  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})$  ;
- Le nitrate d'argent  $\text{AgNO}_3(\text{s})$ .

#### Exercice n°2 :

Donner la formule chimique des solides ioniques suivants : le sulfate de potassium, le chlorure de calcium, le bromure de magnésium, le nitrate de fer (III).

#### Exercice n°3 :

Nommer ces solides ioniques :  $\text{NaI}(\text{s})$  ;  $\text{CuCl}_2(\text{s})$  ;  $\text{BaBr}_2(\text{s})$  ;  $\text{NiCl}_2(\text{s})$  ;  $\text{Na}_3\text{PO}_4(\text{s})$  ;  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2(\text{s})$  ;  $\text{CuNO}_3(\text{s})$

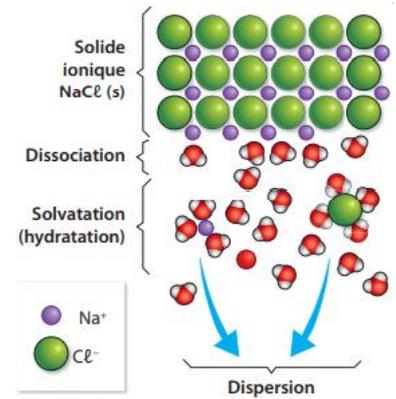
#### 2. Mise en solution d'un solide ionique

Les **solides ioniques** sont **solubles dans un solvant polaire** comme l'eau. Cette dissolution s'explique par l'établissement d'interaction électrostatique entre les ions du solide et les molécules du solvant polaire.

Vidéo : <https://www.youtube.com/watch?v=R4RkKvyf-dg>

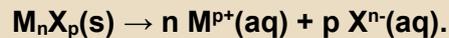
### 3. Dissolution d'un solide ionique dans l'eau

Exemple : Dissolution du chlorure de sodium dans l'eau



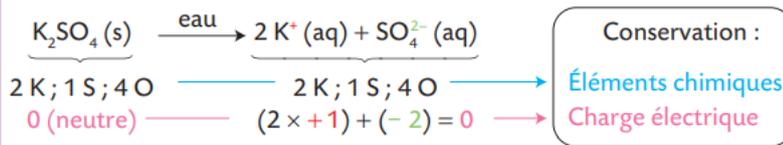
- La **dissolution d'un solide ionique dans l'eau** est modélisée par une **équation de réaction de dissolution** qui doit respecter la **conservation des éléments chimiques et de la charge électrique**.

Pour un solide ionique de formule  $M_nX_p(s)$  constitué des ions  $M^{p+}$  et  $X^{n-}$ , cette équation s'écrit :



**Exemple**

Équation de la réaction de dissolution du sulfate de potassium  $K_2SO_4(s)$  :



**Exercice n°4 :** Donner les équations de dissolution des solides ioniques des exercices n°1 et 2.

- La concentration en quantité de matière des ions  $M^{p+}(aq)$  ou des ions  $X^{n-}(aq)$  dans une solution est notée  $[M^{p+}]$  ou  $[X^{n-}]$ . Elle est donnée par la relation :

$$[M^{p+}] = \frac{n(M^{p+})}{V_{\text{solution}}} \quad \text{ou} \quad [X^{n-}] = \frac{n(X^{n-})}{V_{\text{solution}}}$$

Labels:  $n(M^{p+})$  (en mol),  $n(X^{n-})$  (en mol),  $V_{\text{solution}}$  (en L),  $[M^{p+}]$  (en mol · L<sup>-1</sup>),  $[X^{n-}]$  (en mol · L<sup>-1</sup>)

La concentration en quantité de matière des ions est liée à la quantité  $n_0$  de solide à dissoudre. Cette relation peut être déterminée à l'aide d'un tableau d'avancement.

**Exemple**

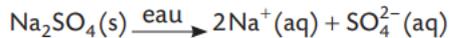
Dissolution du sulfate de potassium  $K_2SO_4(s)$ .

Équation de dissolution		$K_2SO_4(s) \rightarrow 2 K^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$		
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière (en mol)		
		$n(K_2SO_4)$	$n(K^+)$	$n(SO_4^{2-})$
État initial	$x = 0$	$n_0$	0	0
État final	$x = x_{\text{max}}$	0	$2n_0$	$n_0$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{n(SO_4^{2-})}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_0}{V_{\text{solution}}}; [K^+] = \frac{n(K^+)}{V_{\text{solution}}} = \frac{2n_0}{V_{\text{solution}}}$$

**Exercice n°5 : Déterminer des concentrations en quantité de matière d'ions en solution**

On prépare un volume  $V_{\text{solution}} = 100,0 \text{ mL}$  par dissolution d'une quantité  $n_0 = 2,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$  de sulfate de sodium  $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s})$ . L'équation de la réaction de dissolution du sulfate de sodium dans l'eau s'écrit :



- Déterminer les quantités  $n(\text{Na}^+)$  en ions sodium et  $n(\text{SO}_4^{2-})$  en ions sulfate dans la solution.
- En déduire les concentrations en quantité de matière  $[\text{Na}^+]$  des ions sodium et  $[\text{SO}_4^{2-}]$  des ions sulfate dans la solution.

**Exercice n°7 :**

Calculer une masse de solide à dissoudre

On veut préparer un volume  $V_{\text{solution}} = 50,0 \text{ mL}$  d'une solution de phosphate de potassium dont la concentration en quantité de matière des ions potassium est  $[\text{K}^+] = 0,30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . L'équation de la réaction de dissolution du phosphate de potassium  $\text{K}_3\text{PO}_4(\text{s})$  dans l'eau s'écrit :



- Calculer la quantité  $n(\text{K}^+)$  contenue dans cette solution.
- En déduire la quantité  $n_0$  de phosphate de potassium à dissoudre pour préparer la solution.
- En déduire la masse  $m_0$  correspondante.

**Données**

- Masses molaires :  $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  
 $M(\text{P}) = 31,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{K}) = 39,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Exercice n°9 : Traiter une carence en calcium**

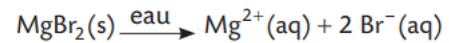
Le chlorure de calcium  $\text{CaCl}_2(\text{s})$  est un solide ionique composé d'ions calcium  $\text{Ca}^{2+}$  et d'ions chlorure  $\text{Cl}^-$ . On l'utilise en solution aqueuse pour traiter l'hypocalcémie qui correspond à une carence en calcium dans l'organisme.



- Justifier la charge portée par chacun des ions.
- Préciser l'interaction responsable de la cohésion du solide. Justifier.
- Établir l'équation de la réaction de dissolution du chlorure de calcium dans l'eau.
- Déterminer les concentrations en quantité de matière de chacun des ions dans la solution.
- En déduire la concentration en masse  $t(\text{Ca}^{2+})$  des ions calcium dans la solution injectable.

**Exercice n°6 : Calculer des quantités de matière à dissoudre**

Le bromure de magnésium  $\text{MgBr}_2(\text{s})$  est un solide ionique. La concentration en quantité de matière des ions bromure  $\text{Br}^-(\text{aq})$ , dans une solution aqueuse S de bromure de magnésium est égale à  $3,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . L'équation de la réaction de dissolution s'écrit :



- Calculer la quantité  $n_0$  de bromure de magnésium à dissoudre pour préparer un volume  $V_{\text{solution}} = 100,0 \text{ mL}$  de solution S.

**Exercice n°8 :**

Préparation d'une solution de sel de Mohr

On souhaite préparer un volume  $V_{\text{solution}} = 250,0 \text{ mL}$  d'une solution contenant des ions ammonium à la concentration  $[\text{NH}_4^+] = 0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  en dissolvant, dans l'eau, du sel de Mohr.

**Données**

- Le sel de Mohr est un solide ionique hydraté de formule chimique  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .
- Masse molaire du sel de Mohr :  $M = 392,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Déterminer la masse de sel de Mohr nécessaire pour préparer la solution désirée.

- Un infirmier a injecté, en perfusion à un patient, six ampoules de chlorure de calcium pendant 36 heures. La posologie a-t-elle été respectée ?

**A Extrait d'une notice de chlorure de calcium injectable**

- Dénomination du médicament : chlorure de calcium, solution injectable en ampoule de 10 mL.
- Composition quantitative : masse de chlorure de calcium (pour 10 millilitres) égale à 506,82 mg.
- Indication thérapeutique : hypocalcémie.
- Posologie : les hypocalcémies sévères sont traitées par perfusion d'au maximum 800 mg de calcium par jour.

**Données**

Atome	Configuration électronique	Masse molaire ( $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ )
Chlore Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	35,5
Calcium Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	40,1

**Exercice n°10** : Mise en solution de solides ioniques : dissolution et dilution.

Pour les deux solutions aqueuses préparées comme indiqué ci-dessous, écrire :

- L'équation bilan traduisant la mise en solution du solide ionique. On justifiera la formule des solutés en s'appuyant sur le tableau périodique.
- L'expression littérale et la valeur numérique de la concentration en quantité de matière des solutés présents.

1) On solubilise  $m_1 = 11,69 \cdot 10^2$  mg de chlorure de sodium dans de l'eau pure, le volume de la solution obtenue est  $V_1 = 5000$  mL.

2) On solubilise  $m_2 = 0,5549$  kg de chlorure de calcium dans  $V_2 = 0,500$  m<sup>3</sup> d'une solution de chlorure de sodium à  $C_2 = 0,0100$  mol·L<sup>-1</sup>. Dans ces conditions il n'y a pas de variation de volume liée à la dissolution du chlorure de calcium.

3) Mêmes questions quand on mélange les deux solutions obtenues ci-dessus (on considérera qu'il y a additivité des volumes).

Données : Masse molaire (g·mol<sup>-1</sup>)    Na : 22,999    ;    Cl : 35,453    ;    Ca : 40,078