



**COURS À DISTANCE**  
**LEGENDRE**

Le choix d'une autre scolarité

# PHYSIQUE-CHIMIE

Première

- Premier trimestre -

76/78 rue Saint Lazare – 75009 Paris

**COURS-LEGENDRE-EAD.FR**

Extrait de cours Physique-Chimie

# PROGRAMME DE SPECIALITÉ PHYSIQUE-CHIMIE

## Classe de Première

Cours rédigé par Mme Aleth Veillas

### ORGANISATION DU PREMIER TRIMESTRE

Séquences	Leçons	Devoirs
1	<b>Composition d'un système chimique</b> : masse molaire, volume molaire d'un gaz, calcul de la quantité de matière, concentration molaire	
2	Spectre d'absorption et absorbance, loi de Beer Lambert, dosage par spectrophotométrie	<b>Devoir n° 1</b>
3	<b>Une transformation chimique : l'oxydo-réduction</b> Oxydant et réducteur, réactions d'oxydo-réduction	
4	<b>Evolution d'un système chimique</b> : étude qualitative, étude quantitative par le tableau d'avancement, modélisation avec Python	<b>Devoir n° 2</b>
5	<b>Titrage d'une solution</b> : dosage, équivalence, applications des techniques de titrage, incertitude sur une grandeur mesurée	
6	<b>Interactions fondamentales et notion de champ</b> : interactions et champ électrostatiques, loi de Coulomb, interactions et champ de gravitation, analogie	
7	<b>Etude d'un fluide au repos</b> : grandeurs macroscopiques et comportement microscopique, loi de Boyle-Mariotte	<b>Devoir n° 3</b>
8	Force pressante, loi fondamentale de la statique des fluides	
9	<b>Mouvement d'un système</b> : variation du vecteur vitesse, résultante des forces appliquées à un système	<b>Devoir n° 4</b>
10	Approche de la 2 <sup>ème</sup> loi de Newton	

Extrait de cours Physique-Chimie

# SÉQUENCE 1

## COMPOSITION D'UN SYSTEME CHIMIQUE

Un système chimique est un ensemble d'espèces chimiques susceptibles de réagir entre elles. L'objet de ce chapitre est de pouvoir calculer la composition d'un système chimique à partir de grandeurs physiques connues : masse et volume.

### Masse molaire

#### Définition

La masse molaire est la **masse d'une mole d'espèce chimique donnée X** (atomes, ions, molécules). On la note **M(X)** et elle s'exprime en **g.mol<sup>-1</sup>**.

Rappel : **1 mole** =  $N_A$  (nombre d'Avogadro) =  $6,022 \times 10^{23}$  entités chimiques

#### Masse molaire d'un atome ou d'un ion

Pour les atomes et les ions, la **masse molaire** est celle indiquée dans la **classification périodique des éléments**. En effet, pour les ions, la masse des électrons gagnés ou perdus est négligeable devant la masse molaire de l'atome (neutre) correspondant.

**Remarque :** le calcul de la masse molaire atomique d'un élément se calcule à partir de la répartition des isotopes de cet élément dans la nature.

Par exemple pour le carbone C on trouve dans la nature 98,92 % de <sup>12</sup>C de masse molaire 12,00 g et 1,07 % de <sup>13</sup>C de masse molaire 13,00 g. Le <sup>14</sup>C étant présent à l'état de traces.

$$M(C) = 0,9892 \times 12 + 0,0107 \times 13 = 12,011 \text{ g.mol}^{-1}$$

Les masses molaires atomiques ne sont pas à connaître par cœur. Les valeurs seront données dans chaque exercice. Elles peuvent être données à l'unité, au dixième ou au centième près. Il est important dans la suite de l'exercice de donner le même nombre de chiffres significatifs.

#### Masse molaire d'une molécule

La masse molaire d'une molécule est la **somme des masses molaires atomes qui la compose**.

**Exemple :** H<sub>2</sub>O -> il y a 2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène donc :  
 $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1,00 + 16,00 = 18,00 \text{ g.mol}^{-1}$



## Volume molaire d'un gaz

Une mole de gaz occupe toujours le même volume dans des conditions de pression et de température données, quelle que soit la nature du gaz considéré. Ce volume molaire se note  $V_M$  et s'exprime en  $L \cdot mol^{-1}$ .

**A connaître :** à 20°C et pression atmosphérique (1,013 bar) :  $V_M = 24 L \cdot mol^{-1}$

## Calcul de la quantité de matière d'une espèce chimique

### À partir de la masse :

Soit  $m(X)$  la masse d'une espèce chimique X, soit  $M(X)$  sa masse molaire, alors  $n(X)$  la quantité de matière de X vaut :

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

avec  $m(X)$  en g ;  $M(X)$  en  $g \cdot mol^{-1}$  ; et  $n(X)$  en mol.

Pour un solide ou un liquide pur, si on connaît sa masse  $m(X)$  et sa masse molaire  $M(X)$ , on peut calculer directement la quantité de matière  $n(X)$ .

### À partir du volume :

Pour un liquide ou un gaz pur, il peut être plus facile de mesurer son volume que sa masse. Ainsi on peut calculer la quantité de matière à partir de  $\rho(X)$  la masse volumique et  $V(X)$  le volume :

$$n(X) = \rho(X) \cdot \frac{V(X)}{M(X)}$$

**Conseil important :** il faut toujours vérifier au brouillon l'homogénéité d'une formule, c'est à dire que les 2 parties de l'égalité soient bien exprimées dans la même unité. Cela permet de détecter les erreurs d'unité, mais aussi les erreurs de formule.

Par exemple  $n(X)$  s'exprime en mol. Il faut que le résultat de  $\rho(X) \cdot \frac{V(X)}{M(X)}$  soit bien des mol.

Vérification :  $\frac{(g)}{(L)} \cdot (L) \cdot \frac{(mol)}{(g)} = \mathbf{mol}$ , donc la formule est homogène.

Ce conseil constitue une initiation à la notion d'analyse dimensionnelle des grandeurs physiques qui sera plus largement abordée en terminale.

Pour un gaz pur, on peut utiliser le volume molaire  $V_M$  d'un gaz pour calculer la quantité de matière à partir du volume  $V(X)$  de l'espèce chimique X considérée :

$$n(X) = \frac{V(X)}{V_M}$$

avec  $V(X)$  en L ;  $V_M$  en  $L \cdot mol^{-1}$  ;  $n(X)$  en mol.

## Concentration molaire d'une espèce en solution

La concentration molaire  $[X]$  d'un soluté X en solution s'exprime ainsi :

$$[X] = \frac{n(X)}{V_{\text{solution}}} \text{ en mol.L}^{-1}$$

La concentration molaire  $[X]$  d'un soluté X est liée à sa concentration massique  $C_m$  par la formule :

$$[X] = \frac{C_m}{M(X)} \text{ en mol.L}^{-1}$$

avec  $C_m$  en  $\text{g.L}^{-1}$  et  $M(X)$  en  $\text{g.mol}^{-1}$

**Exemple :** on dissout 3,0 g de NaCl dans 200 mL d'eau. Calculer la concentration molaire en NaCl dans cette solution.

On donne :  $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

$$[\text{NaCl}] = \frac{m(\text{NaCl})}{V_{\text{solution}}} = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl}) \times V_{\text{solution}}} = \frac{3}{(23,0 + 35,5) \times 0,200} = 0,26 \text{ mol.L}^{-1}$$

(avec deux chiffres significatifs)

### Exercice 1

On dissout 20 g de sulfate d'aluminium  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  dans 200 mL d'eau distillée.

1. Calculer la quantité de matière n de soluté
2. Calculer la concentration du soluté apporté dans la solution.

Données :  $M(\text{Al}) = 27 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M(\text{S}) = 32 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

### Exercice 2

Calculer la quantité de matière de dioxyde de carbone dans 3,5 L de  $\text{CO}_2$  pur, dans les conditions de laboratoire ( $T = 20^\circ\text{C}$ , pression atmosphérique  $P = 1,013 \text{ bar}$ ).

Donner le résultat arrondi au centième de mol près.

### Exercice 3

Une bouteille d'oxygène médical ( $\text{O}_2$ ) à une capacité de 2,00 L. Aux conditions de stockage de l'oxygène dans la bouteille, le volume molaire d'un gaz vaut  $0,1650 \text{ L.mol}^{-1}$ .

1. Calculer le nombre de moles de  $\text{O}_2$  stockées dans cette bouteille d'oxygène, puis calculer la masse de  $\text{O}_2$  correspondant.



2. De quel volume de dioxygène  $V_{\text{dispo}}$  pourra-t-on disposer aux conditions du laboratoire (1 bar, 20°C) à partir de cette bouteille ? (approximation : on estime qu'à l'issue de la détente du gaz, tout le dioxygène s'évacue de la bouteille).

Données :  $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g.mol}^{-1}$

Extrait de cours Physique-Chimie