

PREMIERE
SPECIALITE
Physique et
chimieCHAPITRE C1
Déterminer la composition d'un système à l'aide de grandeurs
physiques

BILAN 1



I. COMPOSITION CHIMIQUE D'UN SYSTEME

1. SYSTEME et QUANTITE DE MATIERE

Un système est composé de différentes entités chimiques qui peuvent être : des **atomes** – des **ions** – des **molécules**.

Pour les dénombrer les chimistes les regroupent en paquets appelés : **mole**.

Une mole contient exactement : **$6,02 \times 10^{23}$** entités toutes **identiques**.

Ce nombre d'entités est appelé la **Constante d'Avogadro** et se note **N_A** .

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

2. MASSE MOLAIRE

La masse molaire est **la masse d'une mole d'entités chimiques**.

Elle se note **M** et a pour unité le **gramme par mole** (**$\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$**)

a) Masse molaire atomique

La molaire correspond à **la masse d'une mole d'atomes**

Masse d'un atome d'oxygène $m(\text{O}) = 2,66 \times 10^{-23} \text{g}$

→ **Calculer** la masse molaire de l'oxygène : **$M(\text{O}) = m(\text{O}) \times N_A = 2,66 \times 10^{-23} \times 6,02 \times 10^{23} = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$**

Les masses molaires atomiques sont répertoriées dans **le tableau périodique**

b) Masse molaire moléculaire

Les masses molaires **moléculaires** se **calculent** à partir des masses molaires **atomiques**

Exemple

Masse molaire du carbone : $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masse molaire de l'oxygène : $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

→ **Calculer** la masse molaire de la molécule de dioxyde de carbone CO_2

$$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 12,0 + 2 \times 16,0 = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

c) Masse molaire ionique

Un ion étant un atome (ou groupe d'atomes) ayant **gagné** ou **perdu** 1 ou plusieurs **électrons** et dont la masse est **négligeable** devant celle du noyau, la masse molaire ionique est **identique** soit à celle de l'atome soit à celle de la molécule dont il est issu.

Exemple

Masse molaire du carbone : $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masse molaire de l'oxygène : $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

➤ **Calculer** la masse molaire de l'ion sulfate SO_4^{2-}

$$M(\text{SO}_4^{2-}) = M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) = 32,1 + 4 \times 16,0 = 96,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

3. CALCUL de QUANTITE DE MATIERE

Au laboratoire on ne sait pas déterminer directement la quantité de matière n d'un système.
Pour y parvenir on passe par la mesure d'une masse d'un volume ou d'une concentration.

a) A partir d'une masse

A l'état solide :

$$n_{(solide)} = \frac{m_{(solide)}}{M_{(solide)}}$$

A l'état liquide :

$$n_{(liquide)} = \frac{m_{(liquide)}}{M_{(liquide)}} = \frac{\rho_{(liquide)} V_{(liquide)}}{M_{(liquide)}}$$

b) A partir d'un volume d'un corps pur gazeux

Dans les mêmes conditions de température et de pression, une mole de gaz occupe toujours le même **volume** appelé : le **volume molaire** noté V_m

$$V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1} \text{ à } T = 0^\circ\text{C}$$

$$V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1} \text{ à } T = 20^\circ\text{C}$$

$$n_{\text{gaz}} = \frac{V}{V_m} \quad \text{L.mol}^{-1}$$

Astuce de calcul



Astuce pour retrouver facilement les relations faisant intervenir un produit ou un rapport !

$$n = \frac{V}{V_m}$$

peut s'écrire

$$\frac{n}{1} = \frac{V}{V_m}$$

Tableau de proportionnalité :

n	V
1	V_m

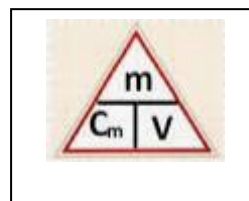
II. COMPOSITION CHIMIQUE DES SOLUTIONS

1. CONCENTRATION D'UNE ESPECE DISSOUE

	Concentration molaire	Concentration en masse
Définition	La concentration molaire d'une espèce en solution correspond à la quantité de matière de cette espèce dissoute dans 1L de solution	La concentration en masse d'une espèce en solution correspond à la masse de cette espèce dissoute dans 1L de solution
Symbole	C	C_m
Unité	mol. L^{-1}	g.L^{-1}
Formules	$C = n / V_{\text{sol}}$	$C_m = m / V_{\text{sol}}$
Relation	$C = C_m / M$ ou $C_m = C \times M$	

$$C = \frac{n}{V_s} \quad n = \frac{m}{M}$$

$$C = \frac{\frac{m}{M}}{V_s} \leftrightarrow C = \frac{m}{M \times V_s} \leftrightarrow C = \frac{C_m}{M}$$



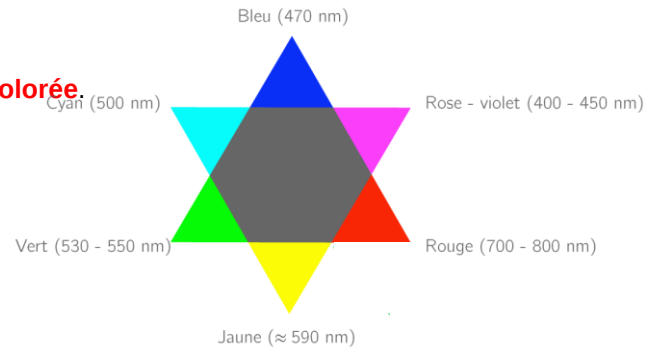
2. COULEUR D'UNE SOLUTION

Une solution qui n'absorbe aucune radiation est **transparente**.

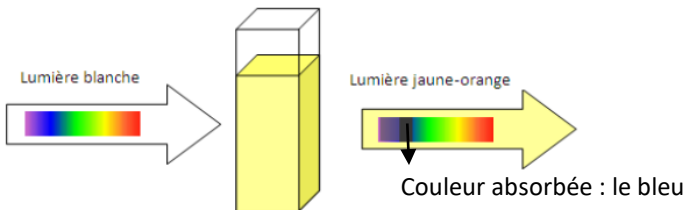
Une solution qui absorbe une partie des radiations visibles est **colorée**.

La couleur d'une solution correspond à :

- ☐ la synthèse **additive** des couleurs transmises
- ☐ la couleur **complémentaire** des radiations absorbées



Exemple



La solution absorbe le **bleu**
 La couleur complémentaire est **diamétralement opposée** et on obtient le **jaune**
 La solution est donc **jaune**

3. ABSORBANCE

Pour une longueur d'onde donnée l'absorbance quantifie la proportion des radiations incidentes absorbées.

Le graphique obtenu est appelé **spectre d'absorbance**

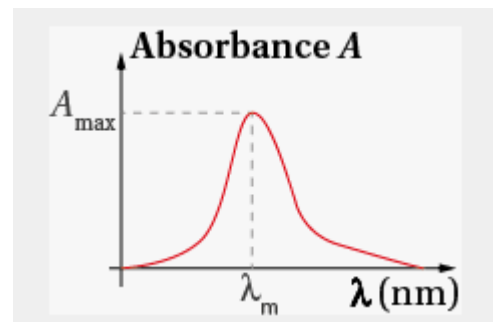
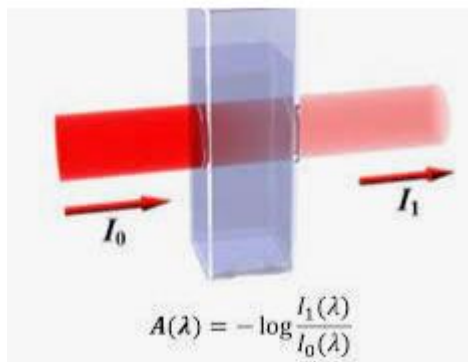
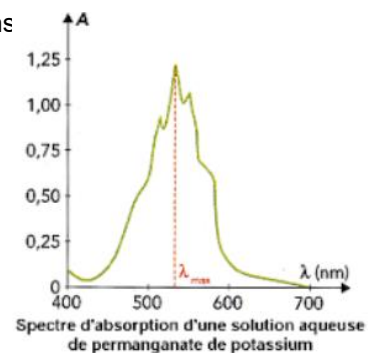
Ce spectre s'obtient à l'aide d'un **spectrophotomètre**

Exemple

Absorbance maximale pour une longueur d'onde $\lambda_{\max} = 550$ nm

Sur le cercle chromatique $\lambda_{\max} = 550$ nm correspond au **vert**

La couleur perçue de la solution est donc la couleur **complémentaire** : le **magenta**



4. DOSAGE

a) Loi de BEER LAMBERT

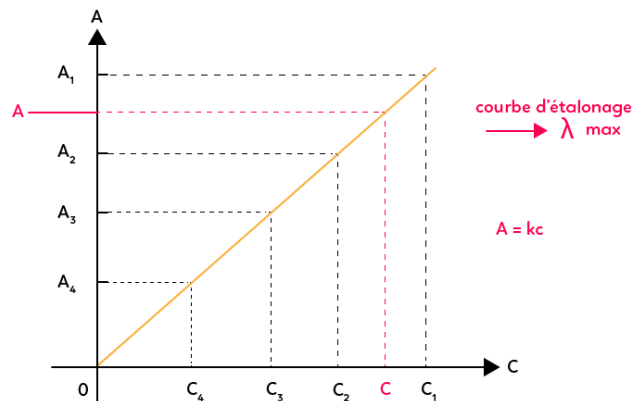
Pour une longueur donnée, l'absorbance A d'une espèce chimique en solution diluée est **proportionnelles** à :

- ☐ la **concentration molaire** de cette espèce chimique notée C
- ☐ l'**épaisseur** de la solution traversée notée l (fixe)
- ☐ un coefficient appelé coefficient d'extinction molaire noté ε (fixe)

A_λ : absorbance à la longueur d'onde λ (sans unité) → $A_\lambda = k_\lambda \times C$ ← C : concentration en soluté apporté ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

k_λ : coefficient de proportionnalité ($\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$) avec $k_\lambda = \varepsilon_\lambda \times \ell$

On obtient ainsi le graphique suivant appelé **courbe d'étalonnage** :



b) Le principe du dosage par étalonnage

Objectif : déterminer la concentration molaire d'une solution inconnue à partir de la mesure de son absorbance

Etapes

- 1- Déterminer la longueur d'onde maximale $\lambda_{\max}$ pour laquelle le spectre d'absorption de l'espèce chimique présente une absorbance maximale
- 2- Régler le spectrophotomètre à $\lambda_{\max}$ pour un maximum de précision des mesures faites
- 3- Mesurer absorbance de différentes solutions de concentrations molaires différentes
- 4- Tracer la droite d'étalonnage c'est-à-dire $A = k \times C$
- 5- Déterminer le coefficient k en calculant le coefficient directeur de la droite obtenue
- 6- Mesurer l'absorbance de la solution inconnue
- 7- Calculer la concentration molaire C de la solution inconnue