

Détermination de la composition du système initial à l'aide de grandeurs physiques

Lien vers la vidéo : https://youtu.be/GXSMHmuju9k?si=sH0fW_Pc-sMZta1N

Pages du livre : 16 à 20

On n'oublie pas la carte mentale!



1 Rappels de seconde

La **constante d'Avogadro**, notée N_A , correspond au nombre d'entités chimiques dans une mole. Sa valeur est de

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

La quantité de matière

On utilise donc une nouvelle grandeur, la **quantité de matière**, que l'on note « n » et qui permet de compter les entités chimiques par paquets! La quantité de matière correspond au « nombre de moles » dans un échantillon. Elle s'exprime en moles de symbole « mol ». Le lien entre le nombre d'entités chimiques, la quantité de matière et la constante d'Avogadro est

$$n = \frac{N}{N_A}$$

2 La masse molaire

2.1 La masse molaire atomique

Chaque élément chimique possède une masse différente à cause du nombre de nucléons qui compose son noyau. La masse d'une mole d'un atome est donc différente selon l'atome en question.

On définit donc la **masse molaire atomique** des éléments chimiques, notée M , qui représente **la masse contenue dans une mole d'un élément chimique**.

Élément chimique	Masse molaire M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Hydrogène (H)	1,0
Carbone (C)	12,0
Oxygène (O)	16,0
Sodium (Na)	23,0

Signification : La masse molaire de l'oxygène est de $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Une mole d'oxygène possède une masse de 16g.

2.2 La masse molaire d'une entité chimique

La **masse molaire d'une entité chimique** correspond à la **somme des masses molaires atomiques** des atomes qui composent l'entité chimique.

Exemple pour la molécule de glucose de formule $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

$$\begin{aligned} M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) &= 6 \times M(\text{C}) + 12 \times M(\text{H}) + 6 \times M(\text{O}) \\ &= 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 \\ &= 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Une mole de glucose possède une masse de 180 grammes!

3 Lien entre la quantité de matière et la masse

A retenir

Cette relation, fondamentale en chimie, permet de relier la masse et la quantité de matière d'une entité chimique à sa masse molaire.

$$m = nM$$

avec

- m la masse du composé en grammes (g)
- n la quantité de matière en moles (mol)
- M la masse molaire en grammes par mol ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

3.1 Exemple

Quelle est la masse qui correspond à une quantité de matière de $n = 2,0 \times 10^{-2}$ mol d'hydroxyde de sodium solide de formule NaOH?

On commence par déterminer la masse molaire de l'hydroxyde de sodium

$$M(\text{NaOH}) = M(\text{Na}) + M(\text{O}) + M(\text{H}) = 23,0 + 16,0 + 1,0 = 40,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

puis on détermine la masse de l'échantillon

$$m = nM = 2,0 \times 10^{-2} \times 40,0 = \boxed{0,80 \text{ g}}$$

4 Le volume molaire d'un gaz

A retenir

Le volume molaire d'un gaz représente le volume occupé par une mole de ce gaz

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

Cette valeur est une constante pour une température donnée, à 20°C et à la pression atmosphérique, le volume molaire est égal à $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. Une mole de gaz occupe donc un volume de 24 L dans ces conditions de pression et de température.

Exemple : Un récipient de volume égal à 500 mL est rempli de diazote gazeux à la température de 20°C et à la pression atmosphérique. Quelle est la quantité de matière contenue dans la bouteille?

$$V_M = \frac{V}{n} \Leftrightarrow n = \frac{V}{V_M} = \frac{500 \times 10^{-3} \text{ L}}{24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

5 La concentration en quantité de matière

A retenir

La concentration en quantité de matière d'un soluté (ou concentration molaire) correspond à la quantité de matière de soluté présent dans un volume de solution donné. Elle s'exprime dans le système d'unité international en moles par mètre cube ($\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$)

$$C = \frac{n}{V_{\text{solution}}}$$

Il faut être attentif aux unités, si la quantité de matière est en moles et que le volume est en litre, la concentration en quantité de matière sera en ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

Remarque : Il est pratique de savoir passer rapidement d'une concentration en masse à une concentration en quantité de matière pour une espèce chimique donnée. On sait que

$$m = nM$$

En divisant par le volume de solution de chaque coté du signe égal, il vient

$$\frac{m}{V_{\text{solution}}} = \frac{n}{V_{\text{solution}}} M$$

il vient donc que

$$C_m = C \times M$$

Cette formule se retrouve très rapidement et permet de déterminer facilement la concentration en quantité de matière à partir de la concentration en masse.

6 Absorbance d'une solution colorée

Le principe de fonctionnement est plutôt simple et reprend les notions de synthèse soustractive vue dans la séquence précédente. Une solution colorée transmet la lumière de "couleur identique" et présente un maximum d'absorption dans sa couleur complémentaire.

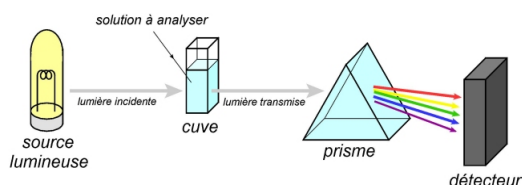


FIGURE 1.1 – Schéma de principe d'un spectrophotomètre UV-vis

Il suffit d'envoyer de la lumière blanche au travers de la solution, en dispersant la lumière qui traverse l'échantillon, on peut ensuite mesurer à l'aide d'un détecteur les radiations lumineuses qui ont été transmises et en déduire celles qui ont été absorbées.

A retenir

Une solution colorée présente une absorbance dans sa couleur complémentaire. Si l'on connaît ce maximum d'absorbance, il suffit de s'aider d'un cercle chromatique afin d'en déduire la couleur de la solution.

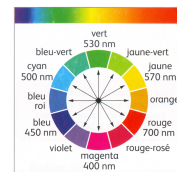


FIGURE 1.2 – Le cercle chromatique

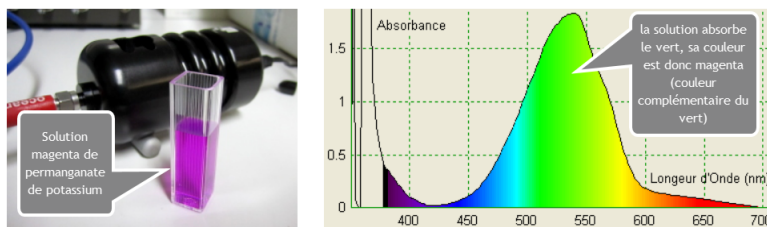


FIGURE 1.3 – La solution du permanganate de potassium absorbe les radiations vertes, la couleur transmise est donc la couleur complémentaire du vert, le magenta.

Loi de Beer-Lambert

La **loi de Beer Lambert** permet de relier l'absorbance à la concentration d'une solution pour une longueur d'onde donnée :

$$A = k \times C$$

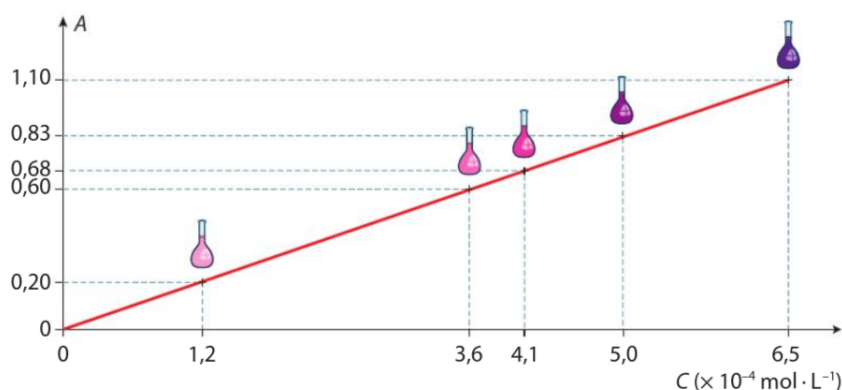
Pour une solution diluée, **l'absorbance d'une solution colorée est proportionnelle à sa concentration.**

Avec :

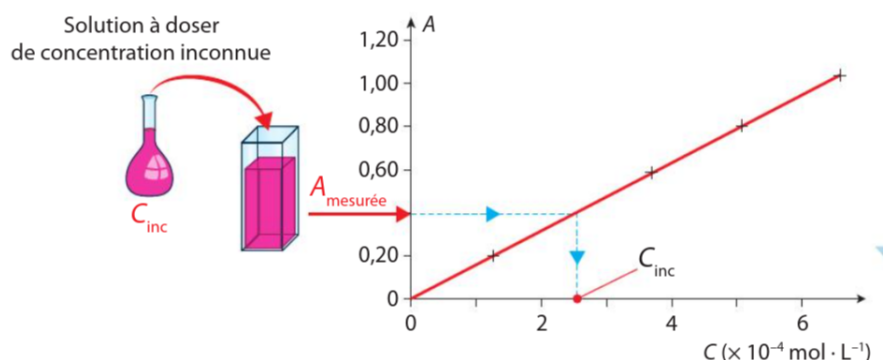
- A l'absorbance de la solution pour une longueur d'onde donnée qui s'exprime **sans unité**
- k une constante de proportionnalité qui dépend de la solution étudiée et de la longueur de solution traversée par la lumière
- C la concentration en quantité de matière de la solution ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

7 Le dosage par étalonnage

Un dosage consiste à déterminer la concentration ou la quantité de matière présente dans un échantillon. Dans un dosage par étalonnage, le but est d'obtenir une droite d'étalonnage en mesurant l'absorbance de solutions étalons, puis de déterminer la concentration de la solution à analyser



À partir d'une solution mère, préparer une gamme de solutions étalons (solutions filles) dont la concentration en soluté est connue de façon très précise en utilisant de la verrerie de précision : fioles et pipettes jaugées. Pour chaque solution, mesurer l'absorbance et tracer la droite d'étalonnage : Absorbance en fonction de la concentration.



Il suffit ensuite de mesurer l'absorbance de la solution dont on cherche la concentration et on détermine le point de la droite d'étalonnage qui correspond à cette valeur. Attention, il faut bien se fier à la droite moyenne qui a été tracée et non aux points de mesures.

8 La dilution

Lors d'une dilution, la quantité de matière de soluté présent dans le prélèvement de solution mère est égal à celui présent dans la solution fille ; en effet seul de l'eau a été ajouté. Il vient donc :

$$n_{mere} = n_{fille}$$

d'où

$$C_{mere} \times V_{mere} = C_{fille} \times V_{fille}$$

