

PARTIE I : OBSERVER

- Pratiquer une démarche expérimentale mettant en œuvre une extraction, une synthèse, une chromatographie.
- Identifier le réactif limitant, décrire quantitativement l'état final d'un système chimique.
- Interpréter en fonction des conditions initiales la couleur à l'état final d'une solution siège d'une réaction chimique mettant en jeu un réactif ou un produit coloré.
- Pratiquer une démarche expérimentale pour déterminer la concentration d'une espèce colorée à partir d'une courbe d'étalonnage en utilisant la loi de Beer-Lambert.

Chapitre 5

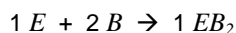
Couleurs et réaction chimique

I. Equation bilan d'une réaction chimique

I.1 Principe

Aujourd'hui, c'est repas japonais ! Chaque élève doit se munir de 2 baguettes pour pouvoir aller déjeuner à sa table. Dans la chaîne du self se trouvent 17 élèves. La boîte à couvert en début de chaîne contient 20 baguettes.

En notant E un élève et B une baguette, l'équation bilan de ce passage au self pourrait s'écrire :



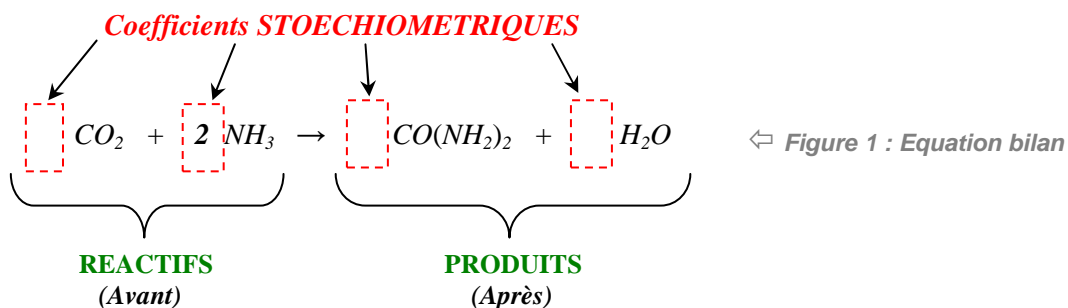
Questions :

- Que représente dans la logique de l'exercice le symbole EB_2 ?
- Définir en une phrase l'histoire que raconte cette équation bilan.
- D'après cette équation bilan, combien faut-il de B pour 10 E ?
- Même question pour 17 E . Quel problème va-t-on alors rencontrer dans cette chaîne de self ?
- Dans ces conditions, quel est l'élément que l'on pourrait qualifier de "**limitant**" ou "**d'élément en défaut**" ?
- Que faudrait-il pour que les 17 E puissent déjeuner correctement ? Y aurait-il alors encore un élément limitant ?

I.2 En chimie

Une réaction chimique a lieu lorsque la ou les entités de départ (atomes, ions ou molécules) se transforment pour donner une ou plusieurs autres entités. Le lieu de la réaction est appelé **REACTEUR**.

Exemple :

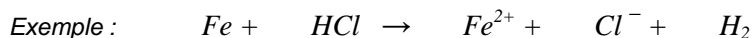


A noter :

- Les entités de départ sont appelées : **REACTIFS**
- Les nouvelles entités produites par la réaction sont appelées : **PRODUITS**

Une équation chimique doit toujours être équilibrée :

- Les coefficients stœchiométriques doivent être tels que l'on retrouve toujours autant d'atomes de chaque élément chimique avant et après la réaction.
- Les **coefficients stœchiométriques** doivent toujours être les **plus petits possible** mais **toujours entiers**.
- En présence d'ions, il faut aussi veiller à ce que la charge totale du côté des réactifs soit égale à la charge totale du côté des produits.



I.3 Le tableau d'avancement

Le tableau d'avancement permet de connaître la quantité de produits formés au cours d'une réaction mais aussi de savoir si l'un des réactifs n'a pas été introduit en quantité insuffisante (réactif en défaut).

Exemple :

On fait réagir **3 mol** de gaz carbonique avec **5 mol** d'ammoniac.

↓ Figure 2 : Tableau d'avancement

Etat du système	Avancement	$CO_2 + 2 NH_3 \rightarrow CO(NH_2)_2 + H_2O$			
initial	$x = 0$	3	5	0	0
intermédiaire	x	$3 - x$	$5 - 2x$	$0 + x$	$0 + x$
final	$x_{max} =$				

Pour trouver l'état final, on résout les équations de l'état intermédiaire du côté des réactifs exclusivement :

$$3 - x = 0 \Leftrightarrow x = 3 \text{ mol}$$

$$5 - 2x = 0 \Leftrightarrow x = 2,5 \text{ mol}$$

La bonne solution pour **l'avancement x** est toujours la plus petite, ici : $x_{max} = 2,5 \text{ mol}$

On remplace alors l'avancement x dans la dernière ligne du tableau et on obtient l'état du milieu réactionnel en fin de réaction :

final	$x_{max} = 2,5$	$3 - 2,5 =$ 0,5 mol	$5 - 2 \times 2,5 =$ 0 mol	$0 + 2,5 =$ 2,5 mol	$0 + 2,5 =$ 2,5 mol
-------	-----------------	-------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------	-------------------------------

Ainsi cette réaction a produit **2,5 mol** d'urée et **2,5 mol** d'eau.

A retenir :

- La **réaction est qualifiée de "totale"** car elle s'arrête lorsqu'un réactif vient à manquer.
- Le ou les réactifs ayant intégralement disparus sont appelés **réactifs en défaut ou limitants**.
- Le ou les réactifs n'ayant pas été complètement consommés sont appelés **réactifs en excès**.
- Si, à la fin de la réaction, il n'y a plus aucun réactif, le mélange initial de réactif a été fait dans les **proportions stœchiométriques** (indiquées par l'équation bilan)

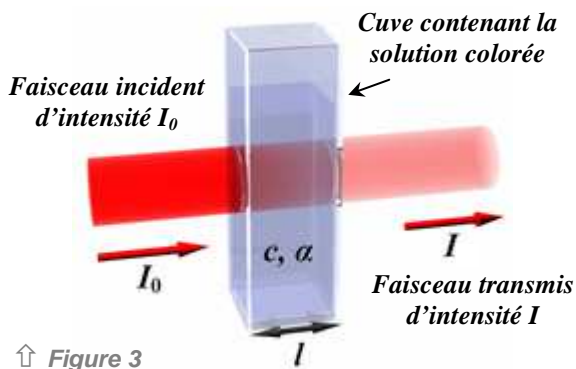
Exercice :

On brûle **2 mol** de butane C_4H_{10} dans **4,5 mol** de dioxygène. Il se forme de l'eau et du gaz carbonique.

- Etablir l'équation bilan de la réaction chimique qui se produit lors de cette combustion.
- A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer le réactif limitant
- Déduire du tableau les masses d'eau et de gaz carbonique obtenues.

II. Solutions colorées

II.1 L'absorbance



↑ Figure 3

Pour chaque longueur d'onde λ on définit alors :

- la transmittance (sans unité) : $T = \frac{I}{I_0}$
- l'absorbance (sans unité) : $A = -\log T$

Questions :

On considère la solution colorée à l'origine de la figure 4. La courbe C_1 a été obtenue avec une concentration en soluté 2 fois plus importante que la concentration de la solution qui a donnée la courbe C_2 .

- Quelle est la longueur d'onde qui est le plus absorbée par le soluté qui colore la solution ?
- Vers quelles longueurs d'onde la solution n'arrête aucun rayon ?
- Quelle est alors la couleur probable de cette solution ?
- On considère que l'absorbance est nulle pour $\lambda = 400 \text{ nm}$. Que vaut la transmittance pour cette longueur d'onde ?
- Quelle longueur d'onde faut-il idéalement choisir pour mesurer l'absorbance lorsqu'on cherche à comparer l'absorbance de deux solutions de même soluté mais de concentration différente ?
- Quelle est ici la meilleure longueur d'onde à prendre pour effectuer ces mesures de l'absorbance ?
- Quelle relation existe-t-il entre $A(C_1)$ et $A(C_2)$ quelque soit la longueur d'onde choisie pour la mesure ? Conclure.

A retenir :

- Lorsqu'une espèce chimique absorbe dans un seul domaine de longueur d'onde, sa couleur en solution est la couleur complémentaire de celle absorbée.
- Il faut mesurer l'absorbance pour la longueur d'onde la plus absorbée.

II.2 La loi de Beer - Lambert

D'après la **loi de Beer - Lambert**, l'absorbance A d'une espèce chimique en solution est proportionnelle à sa concentration C :

$$A = \varepsilon \cdot l \cdot C$$

$\left\{ \begin{array}{l} A \text{ sans unité} \\ \varepsilon \text{ en } L \cdot mol^{-1} \cdot cm^{-1} \\ C \text{ en } mol/L \\ l \text{ en } cm \end{array} \right.$

$$\Leftrightarrow A = cste \times C$$

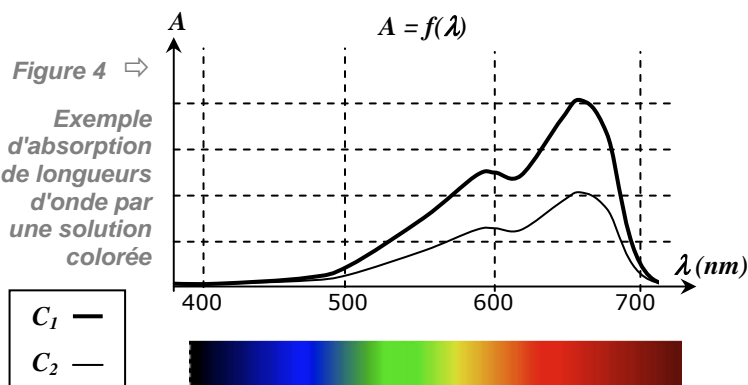
Question :

Définir l'unité de la constante $cste$ dans l'expression $A = cste \times C$.

Principe du **spectrophotomètre** :

Lorsqu'un faisceau de lumière polychromatique contenant toutes les longueurs d'onde du visible traverse une espèce colorée dissoute dans un solvant, certaines longueurs d'onde sont plus ou moins absorbées par ce soluté alors que d'autres passent sans être atténuées.

Ainsi, pour les longueurs d'onde λ partiellement absorbées, l'intensité du faisceau transmis I est inférieure à l'intensité incidente I_0 .



↑ Figure 5 :

Couleurs complémentaires

avec :

- ε le coefficient d'absorption molaire qui caractérise la capacité qu'a une espèce donnée à absorber la lumière d'une longueur d'onde donnée.
- l la largeur de la cuve du spectrophotomètre où l'on mesure l'absorbance

II.3 Dosage par étalonnage

Doser une solution signifie déterminer expérimentalement sa concentration molaire C ou sa concentration massique ρ .

Il existe plusieurs façons de doser une solution, une des méthodes les plus simples étant le dosage spectrophotométrique par étalonnage :

Pour une longueur d'onde donnée idéalement choisie, l'absorbance de la solution pour laquelle on désire doser une espèce chimique dissoute est comparée à celle des solutions contenant la même espèce chimique, mais à des concentrations différentes connues. Ces dernières sont appelées **solutions étalons** et permettent de tracer une droite appelée **droite d'étalonnage**.

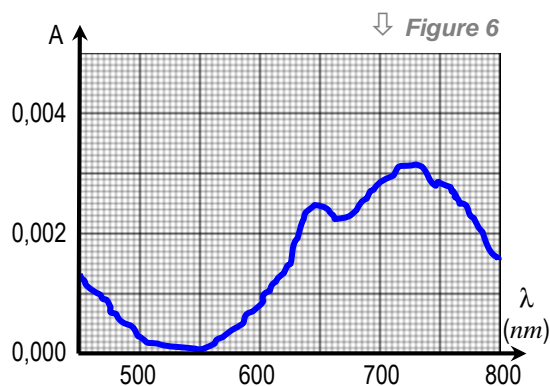
Questions :

On dispose d'une solution S de chlorure de nickel de concentration C_S inconnue. Pour déterminer expérimentalement la valeur de cette concentration, on prépare une série de solutions étalons de chlorure de nickel à diverses concentrations.

- a) En observant le spectre d'absorption d'une solution de chlorure de nickel, déterminer la longueur d'onde idéale λ_0 pour effectuer le dosage spectrophotométrique par étalonnage.

On mesure alors l'absorbance à la longueur d'onde λ_0 des solutions étalons de chlorure de nickel. On obtient les résultats du tableau ci-dessous :

Solution étalon	1	2	3	4	5
Concentration (mmol/L)	20,0	25,0	30,0	35,0	40,0
Absorbance mesurée	0,10	0,12	0,16	0,17	0,21



- b) Les solutions étalons ont été obtenues en diluant une solution mère de concentration $C_0 = 0,100 \text{ mol/L}$. Déterminer le volume de la solution mère qu'il a fallu prélever pour fabriquer 50 mL de la solution étalon 1.
- c) Tracer sur la figure 7 la droite d'étalonnage de ce dosage à partir des valeurs obtenues avec les solutions étalons.
- d) A partir de la loi de Beer - Lambert, montrer que pour une même espèce chimique dissoute, l'absorbance de la solution est proportionnelle à la concentration du soluté.
- e) On place alors de la solution S dans la cuve du spectrophotomètre et on mesure pour la longueur d'onde λ_0 une absorbance $A_S = 0,14$. Déterminer à partir de la droite d'étalonnage la valeur de la concentration C_S inconnue.

