

EX1 : Une dilution 3 pts

On dispose d'une solution de concentration molaire $2,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et on souhaite préparer par dilution 100 mL d'une solution de concentration $8,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Calculer le volume de solution mère qu'il faudra prélever
2. Parmi la liste de matériel ci-dessous, quel est l'instrument qu'il faut utiliser pour réaliser le prélèvement ?
Liste : *pipette graduée 5 mL, 10 mL, 25 mL / pipette jaugée 5 mL, 10 mL, 25 mL*
3. Que vaut le facteur de dilution ?

Données :

La loi de **Beer-Lambert** est :

$$A = \epsilon_{\lambda} \cdot \ell \cdot C$$

A: absorbance de la solution (sans unité)

ℓ : longueur de la solution traversée par la lumière (en cm)

C: concentration de la solution (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

ϵ_{λ} : coefficient d'extinction molaire (en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$)

ϵ_{λ} dépend de la nature de l'espèce dissoute et de la longueur d'onde de la radiation utilisée

EX2 : Un mélange de colorants 4 pts

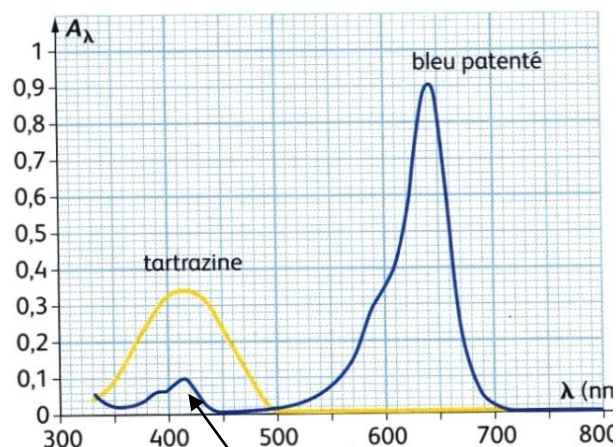
Plusieurs mesures d'absorbance réalisées à des longueurs d'onde différentes permettent d'évaluer les concentrations en solution d'un mélange d'espèces colorées.

La figure ci-après représente les spectres d'absorption de la tartrazine (notée T) à la concentration $c_T = 0,50 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et du bleu patenté (noté B) à la concentration $c_B = 1,5 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ relevés dans une cuve de largeur $\ell = 1,0 \text{ cm}$.

Une solution aqueuse S contient un mélange du colorant T à la concentration molaire c'_T et du colorant B à la concentration molaire c'_B .

On mesure l'absorbance de la solution à deux longueurs d'onde différentes : $A_{413} = 0,95$ et $A_{641} = 0,54$.

Déterminer la concentration c'_B du colorant B, puis la concentration c'_T du colorant T dans la solution S.



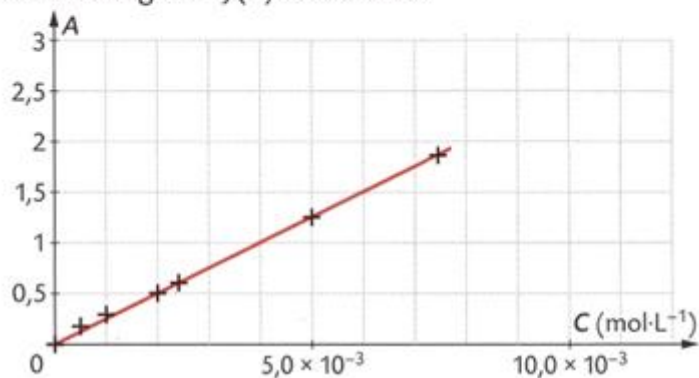
On négligera l'absorbance du bleu patenté à 420 nm

Question supplémentaire:

Déterminer la valeur du coefficient d'extinction molaire ϵ_{641} du bleu patenté à la longueur d'onde 641 nm

EX3 Etude d'un antiseptique 5 pts

Le Lugol[®] est une solution aqueuse de diiode, I₂ (aq), espèce chimique de couleur bleue, utilisée comme antiseptique et comme compresseur des vaisseaux sanguins de la thyroïde en cas d'ablation. On souhaite déterminer la concentration en diiode de cette solution à l'aide d'un spectrophotomètre. On dispose de six solutions aqueuses de diiode de concentrations C différentes. Parmi les espèces chimiques présentes dans le Lugol[®], le diiode est la seule espèce qui absorbe à 470 nm. La mesure de l'absorbance A de chaque solution est donc réalisée à cette longueur d'onde. Le spectrophotomètre peut mesurer des absorbances de A₀ = 0,00 à A_{max} = 2,00. Les résultats obtenus permettent de tracer la droite d'étalonnage A = f(C) ci-dessous.

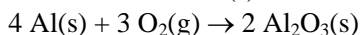


1. La loi de Beer-Lambert $A = k \cdot C$ est-elle vérifiée ?
2. On note C_{max} la concentration molaire en diiode au-delà de laquelle l'absorbance d'une solution de diiode n'est pas mesurable avec ce spectrophotomètre. Déterminer la valeur de C_{max}.
Pour déterminer la concentration molaire en diiode du Lugol[®], on dilue dix fois la solution commerciale S₀. La solution obtenue est notée S'₀. On mesure son absorbance : A_{S'₀} = 1,00.
3. Déterminer la concentration molaire C'₀ en diiode de la solution S'₀.
4. En déduire la concentration C_L en diiode du Lugol[®].
5. Pourquoi a-t-il été nécessaire de diluer le Lugol[®] ?
6. Calculer la concentration massique en diiode du lugol
Donnée : M(I) = 126,9 g.mol⁻¹
7. Quelle est la couleur du Lugol ?
(on suppose que la maximum d'absorption du lugol se situe à 470 nm)
(s'aider des documents projetés par le professeur)

EX4 : Les saphirs 8 pts

Les saphirs sont des pierres précieuses constituées de cristaux d'oxyde d'aluminium . Des impuretés , à l'état de traces , leur donnent leur couleur (titane et fer pour le bleu , vanadium pour le violet , chrome pour le rose ...).

L'oxyde d'aluminium Al₂O₃(s) peut être obtenu en faisant réagir à chaud une quantité n(Al)_i de métal aluminium Al(s) avec une quantité n(O₂)_i de dioxygène O₂(g) selon l'équation :



1. Compléter le tableau d'avancement de façon littérale

initial		4 Al(s)	+	3 O ₂ (g)	→	2 Al ₂ O ₃ (s)
Etat	Avancement	Quantités de matière (mol)				
initial	0					
Intermédiaire	x					
final	x _{max}					

2. On fait réagir une quantité d'aluminium n(Al)_i = 12,0 mol avec une quantité n(O₂)_i = 15,0 mol de dioxygène
Quel est le réactif limitant ? la valeur de l'avancement maximal x_{max} ?
Compléter le tableau suivant avec les valeurs numériques et décrire le système à l'état final

initial		4 Al(s)	+	3 O ₂ (g)	→	2 Al ₂ O ₃ (s)
Etat	Avancement	Quantités de matière (mol)				
initial	0					
Intermédiaire	x					
final	x _{max} =					

3. Décrire le système lorsque l'avancement x vaut 1 mol
4. Quelle est la masse d'oxyde d'aluminium formé ? Données : M(Al) = 27,0 g.mol⁻¹ et M(O)= 16,0 g.mol⁻¹
5. Et la masse du réactif restant ?
6. Montrer qu'il y a eu conservation de la masse lors de cette transformation chimique
7. Quelle quantité de O₂ aurait-on du faire réagir avec les 12 mol d'aluminium pour réaliser un mélange initial stoechiométrique ?

Corrigé

EX1

- $C_m \times V_m = C_f \times V_f \rightarrow V_m = C_f \times V_f / C_m = 100 \times 0.008 / 0.200 = 100 / 25 = 4 \text{ mL}$
- pipette graduée de 5 mL
- F = 25

EX2 : Un mélange de colorants 4 pts

$$C^b = 1,5 \cdot 10^{-5} \times 0,54 / 0,90 = 0,9 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$
$$C^t = 0,5 \cdot 10^{-5} \times 0,95 / 0,34 = 1,40 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$
$$\epsilon_{641} = Ab / (l \times cb) = 0,90 / (1 \times 1,5 \cdot 10^{-5}) = 0,6 \cdot 10^5 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{Lcm}^{-1}$$

EX3 Etude d'un antiseptique 5 pts

- La loi de Beer-Lambert est bien vérifiée car le graphe est une droite croissante passant par l'origine : les grandeurs A et c sont donc bien proportionnelles
- D'après le texte "Le spectro .. peut mesurer des absorbances jusque $A_{\max} = 2$ ". Graphiquement, $A = 2$ correspond à $C_{\max} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- Graphiquement $C'_0 = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- S'_0 a été obtenue en diluant le Lugol d'un facteur 10. Donc $C'_0 = C_L / 10$ Donc $C_L = 10 \times C'_0 = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- Il a été nécessaire de diluer le Lugol car sa concentration est trop élevée et dépasse la valeur de C_{\max} : le spectrophotomètre ne peut pas mesurer son absorbance (le Lugol absorbe trop, il est trop "foncé", le capteur du spectrophotomètre n'est pas assez sensible pour mesurer avec précision le flux de lumière qui traverse la cuve)
- $C_m(I_2) = C_L \times M(I_2) = 4 \cdot 10^{-2} \times (253,8) = 10 \text{ g.L}^{-1}$
- Absorbe dans le bleu roi : la couleur est orangée

EX4 : Les saphirs 8 pts

- Tableau littéral :

initial		4 Al(s)	+	3 O ₂ (g)	→	2 Al ₂ O ₃ (s)
Etat	Avancement	Quantités de matière (mol)				
initial	0	$n_i(\text{Al})$		$n_i(\text{O}_2)$		0
Intermédiaire	x	$n_i(\text{Al}) - 4x$		$n_i(\text{O}_2) - 3x$		2x
final	x_{\max}	$n_i(\text{Al}) - 4x_{\max}$		$n_i(\text{O}_2) - 3x_{\max}$		$2x_{\max}$

- $x_{\max} = 3 \text{ mol}$ réactif limitant = Al

initial		4 Al(s)	+	3 O ₂ (g)	→	2 Al ₂ O ₃ (s)
Etat	Avancement	Quantités de matière (mol)				
initial	0	12		15		0
Intermédiaire	x = 1 mol	8		12		2
final	$x_{\max} = 3 \text{ mol}$	0		6		6

- Si $x = 1 \text{ mol}$, Il reste $n(\text{Al}) = 8 \text{ mol}$ et $n(\text{O}_2) = 12 \text{ mol}$ et il s'est formé $n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \text{ mol}$
- A l'état final, il s'est formé 6 mol d'oxyde d'aluminium de masse molaire $M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \times 27 + 3 \times 16 = 102 \text{ g.mol}^{-1}$
Soit une masse $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = n(\text{Al}_2\text{O}_3) \times M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 6 \times 102 = \mathbf{612 \text{ g}}$
- il reste 6 mol de O₂ de masse molaire $M(\text{O}_2) = 2 \times 16,0 = 32,0 \text{ g.mol}^{-1}$
Soit une masse $m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \times M(\text{O}_2) = 6 \times 32 = \mathbf{192 \text{ g}}$
- Il faut montrer que la masse du système chimique à l'état final est la même qu'à l'état initial**
Etat final : 612 g d'oxyde d'aluminium formé et 192 g de O₂ restant (Al a complètement disparu) : 612+192 = **804 g**
Etat initial :
On avait 12 mol d'Aluminium soit une masse $m_i(\text{Al}) = n_i(\text{Al}) \times M(\text{Al}) = 12 \times 27 = 324 \text{ g}$ d'Al
et 15 mol de dioxygène soit une masse $m_i(\text{O}_2) = n_i(\text{O}_2) \times M(\text{O}_2) = 15 \times 32 = 480 \text{ g}$
Soit 324 + 480 = **804 g**
804 g à l'état initial et 804 g à l'état final : la masse est conservée : "Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme" (Lavoisier)

- Proportions stœchiométriques : $\frac{n_i(\text{Al})}{4} = \frac{n_i(\text{O}_2)}{3}$ On obtient $n_i(\text{O}_2) = (12/4) \times 3 = 9 \text{ mol}$