NOM : ..... Prénom : ..... **Classe** : 1ère S …

Le 04/01/2016	**Devoir n°3 (1h) - avec calculatrice**	Page : 1/4

Observations :	**NOTE** :
	/20

Connaître : ..... /22	Appliquer : ..... /10	Raisonner : ..... /32	Communiquer : ..... /16
% de réussite : ..... %	% de réussite : ..... %	% de réussite : ..... %	% de réussite : ..... %

Les réponses doivent être justifiées et les calculs détaillés

I. Le bleu des bonbons Schtroumpf©

Problématique : Combien de bonbons Schtroumpf © peut manger un élève de 1èreS du lycée Zola avant de dépasser la dose journalière admissible (DJA) associée à la couleur de ces bonbons ?

Données :
- il est noté sur le paquet que le colorant **cyan** utilisé se nomme bleu patenté E131 ;
- pour le colorant E131, la DJA est de 2,5 mg par kg de masse corporelle et par jour ;
- la masse molaire du bleu patenté est de 560 $g.mol^{-1}$;
- la masse moyenne d'un élève est de 50 kg.

- On prépare 50,0 mL de solution aqueuse par dissolution d'un bonbon dans de l'eau. **On appelle cette solution S_X.**
- On réalise ensuite une échelle de teintes à partir d'une solution mère S_0 de bleu patenté de concentration molaire $c_0 = 1{,}25 \times 10^{-5}$ $mol.L^{-1}$. Le tableau suivant rend compte des **dilutions** réalisées et indique, entre autres, le volume de solution mère prélevé à l'aide d'une pipette graduée.

Solutions de bleu patenté	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5
$V_{mère}$ (en mL)	20,0	16,0	12,0	8,0	4,0
V_{total} (en mL)	25,0	25,0	25,0	25,0	25,0
c (en $mol.L^{-1}$)	$1{,}0 \times 10^{-5}$	$8{,}0 \times 10^{-6}$	$6{,}0 \times 10^{-6}$	……..	$2{,}0 \times 10^{-6}$

1) Dans quelle verrerie réalise-t-on les solutions filles lors d'une dilution ? Quel volume choisit-on ?
❑ éprouvette graduée ; ❑ bécher ; ❑ fiole jaugée ; ❑ 50,0 mL ; ❑ 25,0 mL ; ❑ 100,0 mL
2) Calculer la concentration molaire de la solution S_4 (détailler les calculs)

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

3) La couleur de la solution inconnue S_X se trouve entre la couleur des solutions S_2 et S_3. Que peut-on en conclure ?

.....

.....

◆ On utilise maintenant un spectrophotomètre pour mesurer l'absorbance des solutions S_0 à S_5 et de la solution S_x.

4) Énoncer le loi de Beer-Lambert et préciser deux conditions de sa validité.

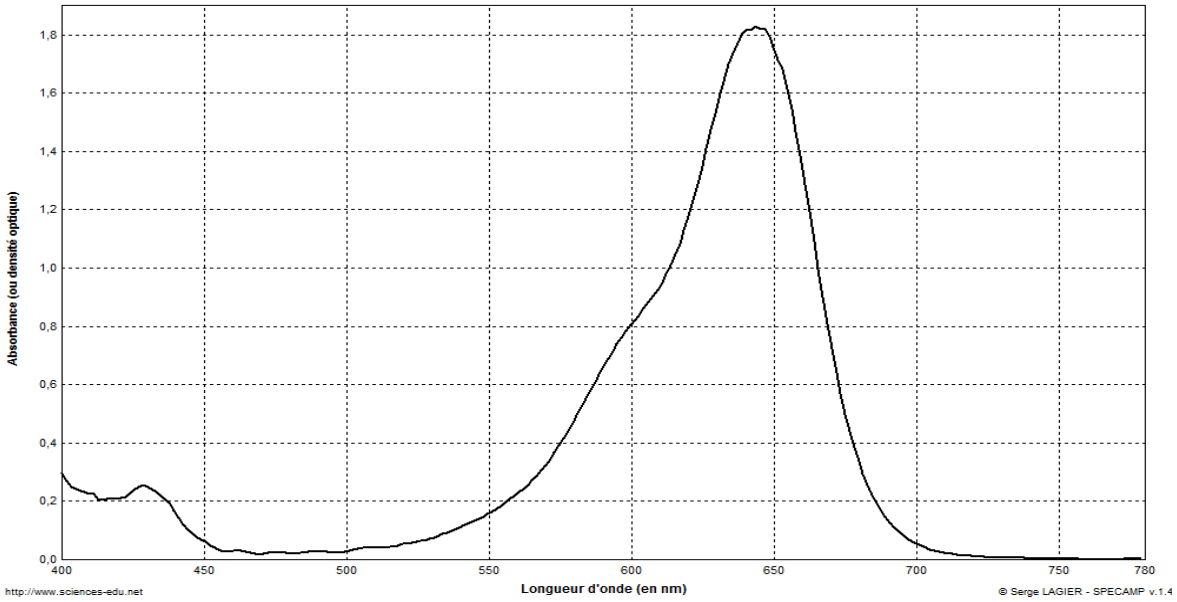
.....

.....

.....

.....

5) En utilisant la courbe ci-dessous représentant l'absorbance d'une solution de bleu patenté en fonction de la longueur d'onde, mesurer la longueur d'onde, **au nm près**, à laquelle on doit régler le spectrophotomètre afin de réaliser les mesures d'absorbance les plus précises possibles ? Justifier.



.....

.....

.....

.....

.....

6) À quelle couleur doit normalement correspondre cette longueur d'onde ? Justifier

.....

.....

.....

◆ On trace ensuite la courbe d'étalonnage ci-contre, représentant l'absorbance en fonction de la concentration. L'absorbance de la solution S_X est : $A_X = 0,65$. **Voir page suivante.**

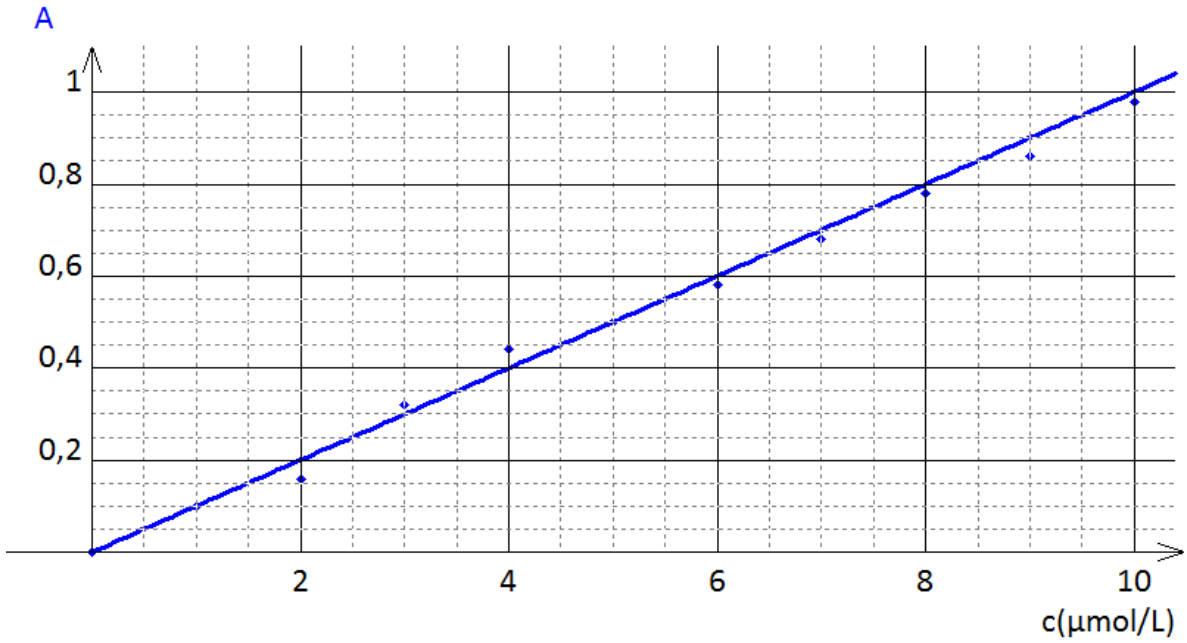
7) En déduire, par lecture graphique, la concentration molaire C, **en mol/L**, de la solution S_X qui contient un bonbon dissous. Faire apparaître les traits de construction.

.....

.....

.....

.....



8) Combien de bonbons Schtroumpf © peut manger un élève de 1ère S du lycée Zola avant de dépasser la dose journalière admissible (DJA) associée à la couleur de ces bonbons ?

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

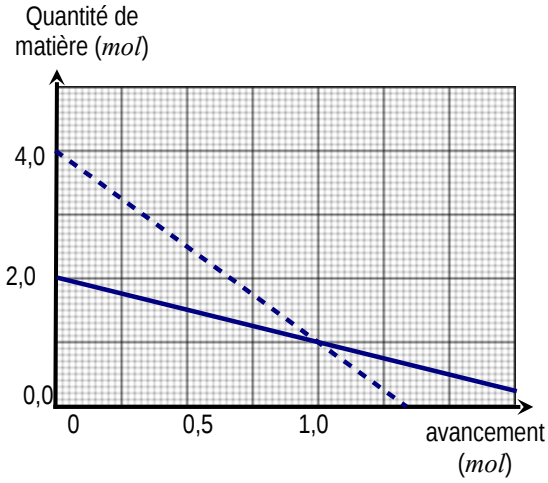
II. Oxydation de l'aluminium

- L'hydroxyde d'aluminium $Al(OH)_3$ est un solide blanc qui peut être obtenu par une réaction de précipitation entre les ions aluminium Al^{3+} et les ions hydroxyde HO^-.

1) Compléter l'équation bilan : …… $Al^{3+}_{(aq)}$ + …... $HO^-_{(aq)}$ → …….. $Al(OH)_{3\,(s)}$

- Le graphe ci-contre montre l'évolution des quantités de matière de ces ions en fonction de l'avancement x de la réaction.

2) Identifier les droites d'évolution n(Al^{3+}) et n(HO^-). Justifier.



.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3) Déterminer les quantités de matière des réactifs à l'état initial.

.....

.....

.....

4) Déterminer l'avancement maximal :

.....

.....

.....

5) Déterminer le réactif limitant :

.....

.....

6) Tracer sur le graphe ci-contre l'évolution de la quantité de matière de $Al(OH)_3$ en fonction de l'avancement.

7) Déterminer les quantités de matière à l'état final.

.....

.....

.....

.....

.....

III. Un pigment naturel : l'ocre rouge

- Les ocres du Roussillon sont des composées, entre autres, de silice, d'argile et d'un pigment minéral coloré : l'oxyde de fer III de formule Fe_2O_3. Ce solide peut être obtenu en faisant réagir à chaud du métal fer avec du dioxygène selon l'équation : $4\ Fe_{(s)} + 3\ O_{2\,(g)} \rightarrow 2\ Fe_2O_{3\,(s)}$. On fait réagir 50,2 g de fer avec 0,900 moles de dioxygène. **Données** : M(Fe) = 55,8 g.mol^{-1} ; M(O) = 16,0 g.mol^{-1}

1) Calculer la quantité de matière initiale de fer puis compléter le tableau d'avancement ci-dessous : .....

.....

.....

équation de la réaction		$4\ Fe_{(s)}$ +	$3\ O_{2\,(g)}$ →	$2\ Fe_2O_{3\,(s)}$
État du système	Avancement	Quantité de matière (en mol)		
État initial	$x = 0$			
en cours	$0 \leq x \leq x_{max}$			
État final	x_{max}			

2) Déterminer l'avancement maximal x_{max} et en déduire le réactif limitant.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3) Quelle masse d'oxyde de fer III obtient-on en fin de réaction ?

.....

.....

.....

.....

4) Sachant que, dans les conditions de l'expérience, une mole de gaz occupe un volume de 22,4 L, calculer le volume de dioxygène consommé lors de l'expérience ?.....

.....

.....

.....