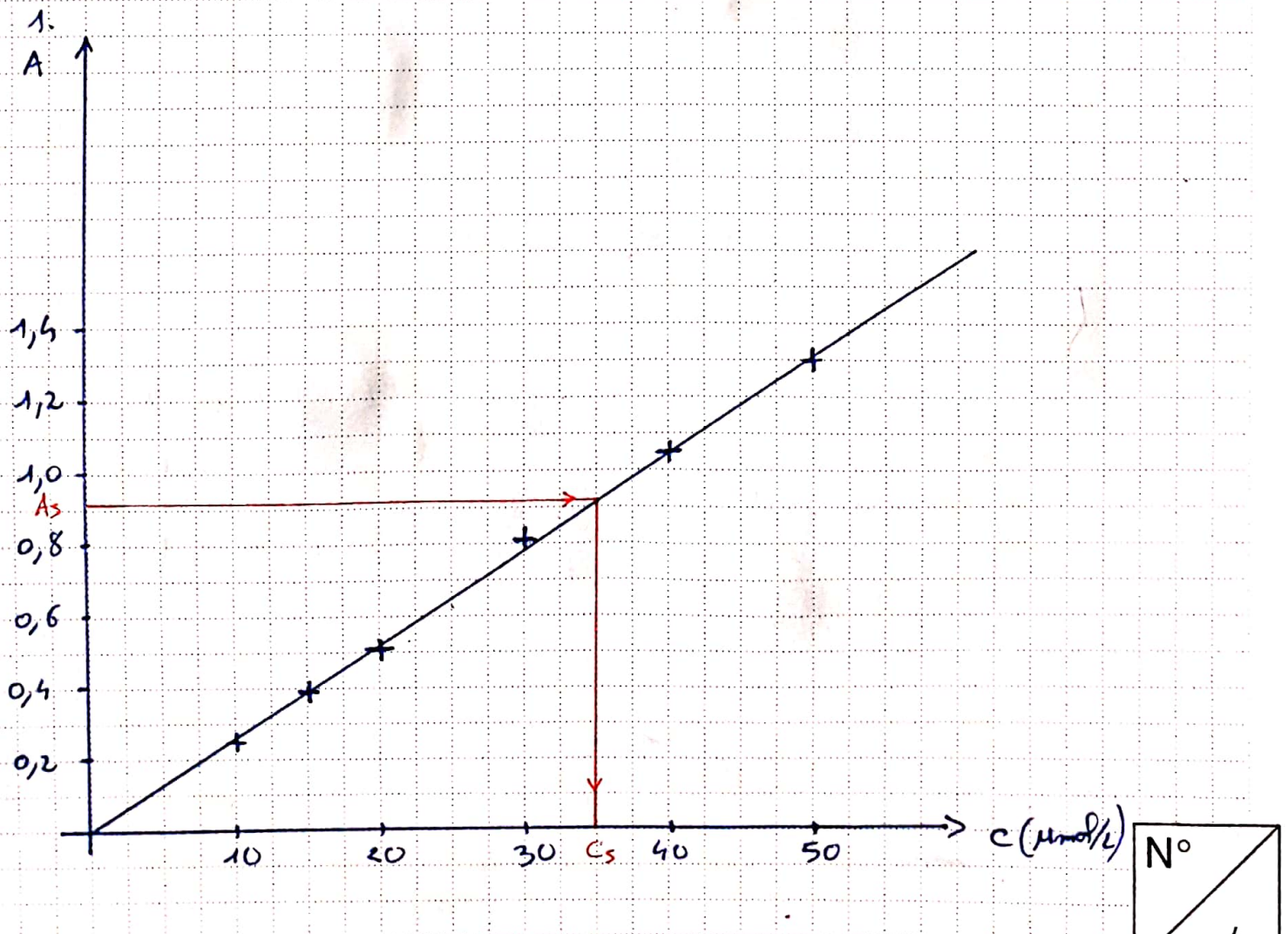


Spé 1^{er} - Exercices - Loi de Beer-Lambert. (1) - corrigé

* Uniquement s'il s'agit d'un examen.

Exercice 1

1. La Loi de Beer-Lambert est vérifiée car on obtient une droite qui confirme que l'absorbance est proportionnelle à la concentration.
2. Calculons le coefficient directeur k : $k = \frac{1,75 - 0}{6 \times 10^{-3} - 0} = 291 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$
on sait que $k = \epsilon \cdot l \Rightarrow \epsilon = \frac{k}{l} = \frac{291}{1} = 291 \text{ S.I}$

Exercice 2 : Loi de Beer-Lambert.

2. On obtient une droite

3. La loi vérifiée est la loi de Beer-Lambert.

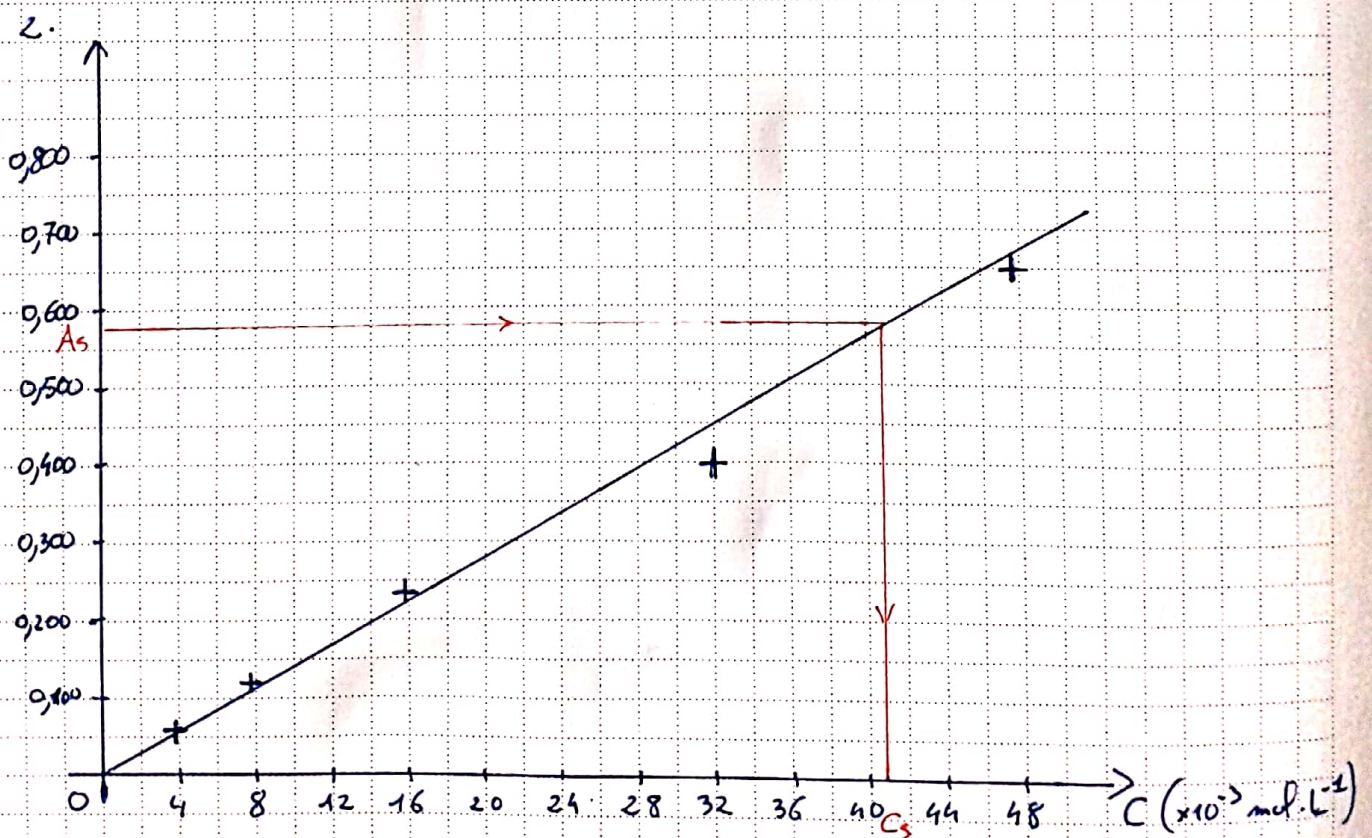
4. On lit $C_s = 35,0 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Exercice 3 : Du cuivre dans la monnaie

1.a. L'ion fer Fe^{3+} absorbe à 300 nm (Ultraviolet), d'après le cercle chromatique, il apparaît jaune-vert

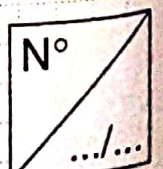
1.b. Une solution de Cu^{2+} est bleu-verte (Soit par connaissance soit elle absorbe à 780 nm (Rouge +) donc d'après le cercle chromatique, elle apparaît bleu-vert)

1.c. Le maximum d'absorbance du cuivre se fait vers $\lambda_{\text{max}} = 800 \text{ nm}$ et le fer Fe^{3+} n'absorbe pas à cette longueur d'onde donc on est sûr de mesurer l'absorbance du cuivre



On obtient une droite donc la loi de Beer-Lambert est vérifiée

3. On lit $C_s = 41 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$



4. On trouve 41×10^{-3} mol de cuivre Cu^{2+} dans 1L.

On a dissout la pièce dans 100 mL donc on a récupéré 41×10^{-4} mol de cuivre Cu^{2+} , ce qui fait une masse $m = n \times M = 41 \times 10^{-4} \times 63,5 = 0,26$ g.

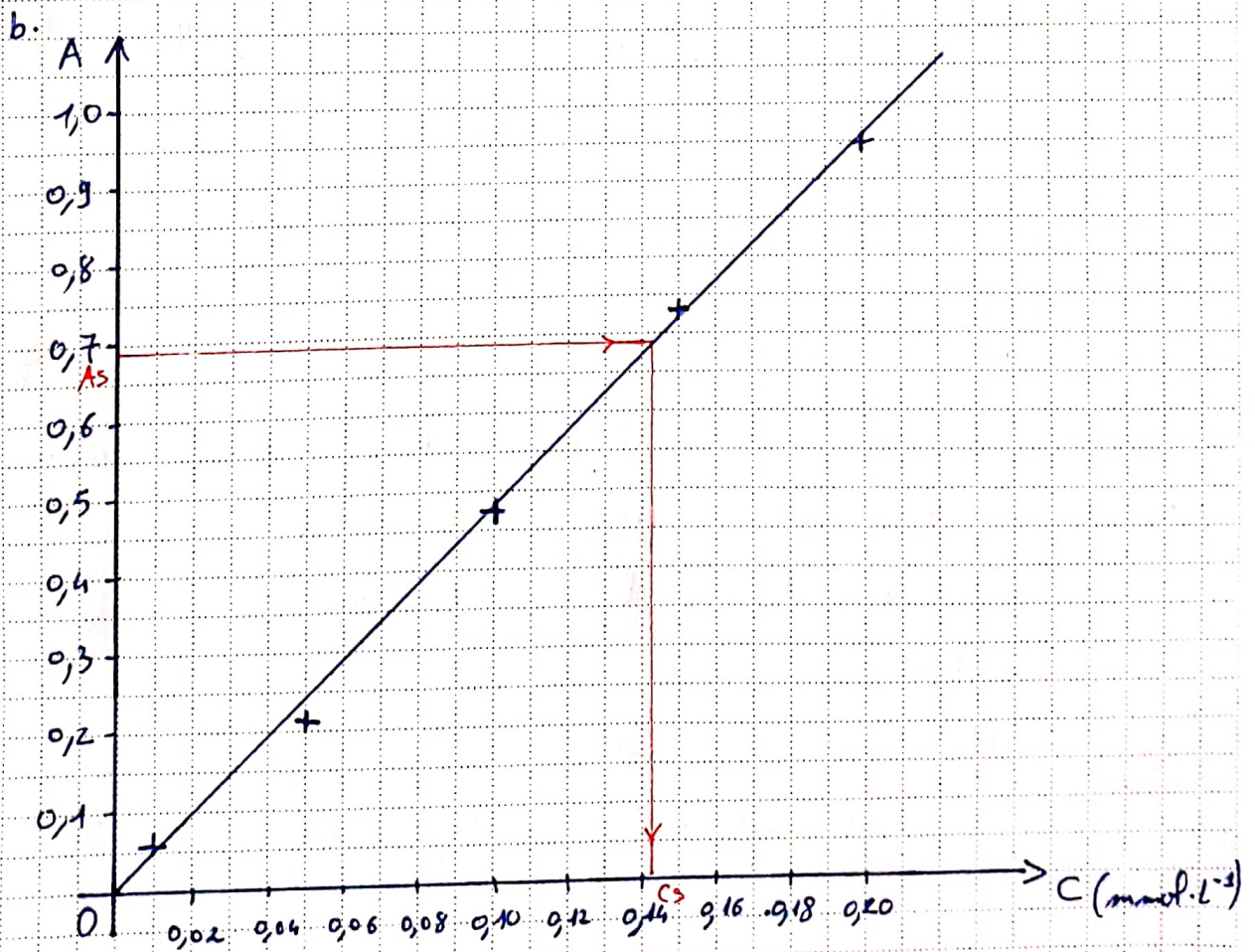
La masse totale de la pièce est de 3,93 g donc

le pourcentage de cuivre vaut $p = \frac{0,26}{3,93} = 0,066$
soit 6,6% de cuivre

Exercice 4: Dosage de l'élément fer dans un médicament.

a. D'après l'énoncé, la couleur de la solution est rouge.

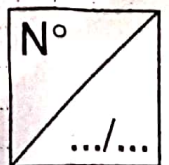
Le cercle chromatique nous indique qu'elle absorbe donc le vert soit un λ de 500 nm environ



c. On lit $C_s = 0,142$ mmol.L⁻¹

La solution du comprimé a été diluée 10 fois donc

$C_0 = 1,42$ mmol.L⁻¹



$$\begin{aligned} \text{Ceci donne une masse } m &= n \times M = 1,42 \times 10^{-3} \times 55,8 \\ &= 79 \times 10^{-3} \text{ g} \\ &\approx 80 \text{ mg} \end{aligned}$$

Le comprimé est donc conforme à l'étiquette.

ne rien
écrire
dans

la
partie
barrée

Exercice 5: un acide aminé.

1. La solution absorbe à 280 nm soit les UV, loin des 400 nm du visible, on est donc hors du cercle chromatique donc la solution est incolore
2. $C_{S_3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $C_{S_4} = 0,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, on réalise donc une dilution par 2. Pour confectionner 100 mL de S_4 , on va donc prélever 50 mL de S_3 , les introduire dans la fiole jaugée de 100 mL, ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et agiter.
3. Les précautions à prendre:
 - Faire le blanc avant.
 - Tenir les cuves avec précautions
 - Bien refermer le spectrophotomètre pour faire la mesure
4. Graphiquement, on lit $C_S = 1,4 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$
On a dissout la gélule dans 2 L d'eau, elle contenait donc 2,8 mmol de tyrosine
5. $M_{\text{Tyrosine}} = 181 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Une gélule contient $m = n \times M = 2,8 \times 10^{-3} \times 181 = 0,507 \text{ g} \approx 500 \text{ mg}$

Spé 1^o - Exercices - Loi de Beer-Lambert (2) - corrigé.

* Uniquement s'il s'agit d'un examen.

Exercice 6: Dosage par étalonnage

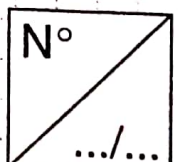
1. Il faut régler le spectrophotomètre vers 475 nm car c'est la longueur d'onde d'absorption maximale du diode
2. Le graphique obtenu est une droite donc il y a proportionnalité entre A et c
3. $C_s = 4,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$
4. La solution commerciale a été diluée 10 fois donc
 $C_{\text{com}} = 40 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

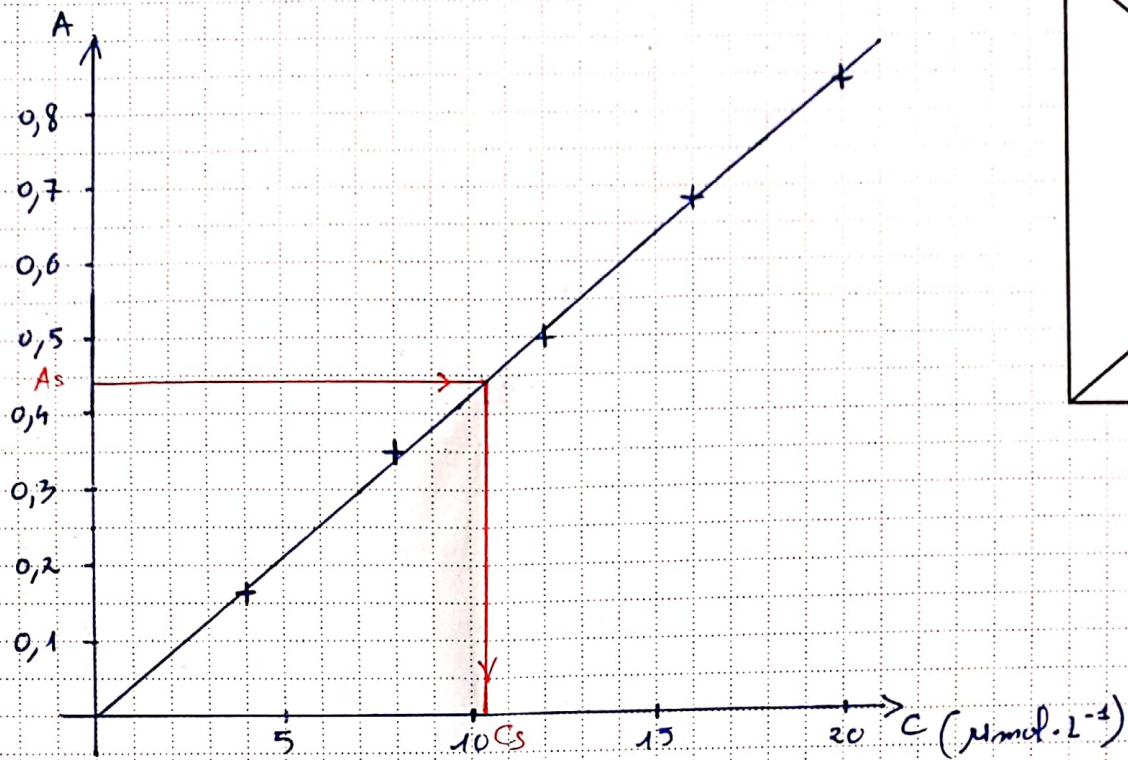
Exercice 7: Dosage d'un colorant bleu dans un bonbon

Raisonnement: Pour répondre à la question, il nous faut la masse de bleu patenté dans un bonbon et le comparer à la masse de la DJA.
Pour trouver la masse de bleu patenté, il faut le nombre de moles dans un bonbon, on trouvera ce nombre avec la loi de Beer-Lambert.

Résolution

Tracés la courbe d'étalonnage





On lit la concentration de la solution "bonbon":

$$C_s = 10,4 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La solution avait un volume de 100 mL donc le bonbon a apporté 1,04 μmol de colorant bleu.

on en déduit la masse dans de colorant dans 1 bonbon

$$m = n \times M = 1,04 \times 10^{-6} \times 582,2 = 6,05 \times 10^{-4} \text{ g} \\ = 0,605 \text{ mg}$$

Une personne de 60 kg a une DJA de $2,5 \times 60 = 150 \text{ mg}$
 elle peut donc ingurgiter un maximum de $\frac{150}{0,605} = 248$ bonbons,
 pas sûr que le problème soit le colorant...

