Exercice d'Application : Loi de Beer-Lambert

Une solution de sulfate de cuivre(II) ($CuSO_4$) présente une coloration bleue. On souhaite déterminer la concentration de cette solution en utilisant la loi de Beer-Lambert. Un spectrophotomètre est utilisé pour mesurer l'absorbance de la solution à une longueur d'onde de 620 nm, où l'absorption est maximale pour le Cu^{2+}. On utilise une cuve de 1 cm de longueur de trajet optique.

Questions

1. La loi de Beer-Lambert s'écrit : $A=\epsilon lc$, où A est l'absorbance, ϵ est le coefficient d'extinction molaire, l est la longueur du trajet optique et c est la concentration. Exprimez les unités de ϵ en fonction des unités de A, l et c (en utilisant les unités standard : A sans unité, l en cm, c en $mol.L^{-1}$).
2. On mesure l'absorbance de la solution de $CuSO_4$ et on obtient une valeur de 0,45. Sachant que le coefficient d'extinction molaire du Cu^{2+} à 620 nm est de 150 $L.mol^{-1}.cm^{-1}$, calculez la concentration de la solution en $mol.L^{-1}$.
3. On dilue 10 mL de la solution initiale de $CuSO_4$ dans une fiole jaugée de 100 mL avec de l'eau distillée. Quelle est la concentration de la solution diluée, en $mol.L^{-1}$?
4. Si l'intensité du faisceau lumineux incident (I_0) est de 100 $W.m^{-2}$ et l'intensité du faisceau lumineux transmis (I) est de 30 $W.m^{-2}$, calculez l'absorbance de la solution initiale.
5. La loi de Beer-Lambert est-elle applicable à des solutions très concentrées ? Expliquez pourquoi.

Corrigé

Question 1

Les unités de ϵ peuvent être déterminées en réarrangeant la loi de Beer-Lambert : $\epsilon=\frac{A}{(lc)}$. Comme A est sans unité et l est en cm, et c est en $mol.L^{-1}$, les unités de ϵ sont $L.mol^{-1}.cm^{-1}$.

Question 2

En utilisant la loi de Beer-Lambert : $c=\frac{A}{(\epsilon l)}=0,\frac{45}{\left(150L.mol^{-1}.cm^{-1}\times 1cm\right)}=0,003\,mol.L^{-1}$ ou 3×10^{-3} $mol.L^{-1}$.

Question 3

La dilution suit la formule $C_1V_1 = C_2V_2$. C_1 = 0,003 $mol.L^{-1}$, V_1 = 10 mL, V_2 = 100 mL. Donc, $C_2 = (C_1V_1) / V_2$ = (0,003 $mol.L^{-1}$ * 10 mL) / 100 mL = 0,0003 $mol.L^{-1}$ ou 3×10^{-4} $mol.L^{-1}$.

Question 4

L'absorbance est définie comme $A = -\log_{10}\left(\frac{I}{I_0}\right)$. Donc, $A = -\log_{10}\left(\frac{30}{100}\right) = -\log_{10}(0,3) \approx 0,52$.

Question 5

Non, la loi de Beer-Lambert n'est pas applicable à des solutions très concentrées. À des concentrations élevées, les interactions entre les molécules de soluté deviennent significatives. Ces interactions modifient l'absorbance de la lumière et entraînent une déviation par rapport à la linéarité prévue par la loi de Beer-Lambert.

From:
https://wikiprof.fr/ - **wikiprof.fr**

Permanent link:
https://wikiprof.fr/doku.php?id=exercices:lycee:general:premiere_generale:physique_chimie:exercice_application_loi_de_beer_lambert

Last update: **2025/07/08 23:26**