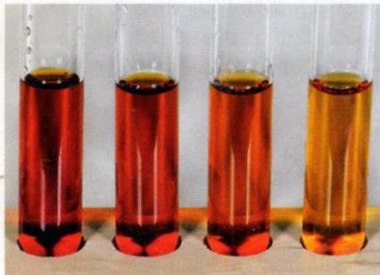


**Ch.18. Exercices (énoncés) p : 478 à 485. CONTRÔLE DE QUALITE PAR DOSAGE**

Qu'est-ce qu'un dosage par étalonnage ?

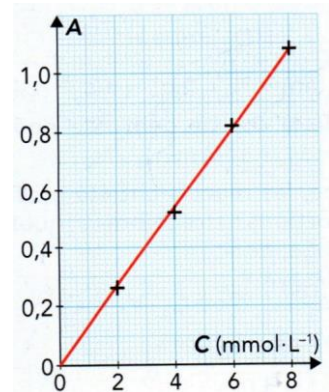
**EXERCICE p : 478 n°6. Utiliser la loi de Beer-Lambert**

On dispose d'une échelle de teinte en diode dont les concentrations  $C$  sont connues. Un spectrophotomètre, réglé sur la longueur d'onde  $\lambda = 450 \text{ nm}$ , permet de mesurer l'absorbance  $A$  des solutions de l'échelle de teinte.

On peut alors tracer le graphe  $A = f(C)$ .

1. Comment appelle-t-on le graphe  $A = f(C)$ ?
2. La loi de Beer-Lambert est-elle vérifiée?
3. Sans modifier les réglages du spectrophotomètre, on

mesure l'absorbance  $A_s = 0,64$  d'une solution  $S$  d'eau iodée. En déduire la concentration  $C_s$  en diode de la solution  $S$ .

**EXERCICE p : 478 n°7. Utiliser la loi de Kohlrausch**

La carence en élément calcium, ou hypocalcémie, peut être traitée par injection intraveineuse d'une solution de chlorure de calcium. On souhaite déterminer la concentration  $C_0$  en chlorure de calcium contenue dans une ampoule de 10,0 mL. Le contenu de l'ampoule est dilué 100 fois. La mesure de la conductivité de la solution  $S$  obtenue est  $\sigma_s = 1,23 \text{ mS}\cdot\text{cm}^{-1}$ . On mesure également la conductivité de différentes solutions étalon en chlorure de calcium.

Les résultats sont rassemblés dans le tableau ci-dessous :

$C \text{ (mmol}\cdot\text{L}^{-1})$	1,0	2,5	5,0	7,5	10,0
$\sigma \text{ (mS}\cdot\text{cm}^{-1})$	0,27	0,68	1,33	2,04	2,70

1. Tracer la courbe  $\sigma = f(C)$ .
2. La loi de Kohlrausch est-elle vérifiée?
3. Établir l'équation du graphe  $\sigma = f(C)$ .
4. En déduire les concentrations  $C_s$  et  $C_0$ .

Qu'est-ce qu'un dosage par titrage direct ?

**EXERCICE p : 478 n°8. Établir une relation à l'équivalence**

Pour contrôler la composition d'une ampoule de complément alimentaire contenant des ions  $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ , la solution qu'elle contient peut être dosée par les ions  $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq})$  d'une solution de permanganate de potassium de concentration connue.



L'équation support de la réaction de titrage est :  $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 8 \text{H}^{+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

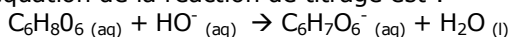
1. Quel est le réactif titrant ? le réactif titré ?
2. Quelles doivent être les caractéristiques de la réaction support du titrage?
3. On note  $n_0(\text{Fe}^{2+})$  et  $n_E(\text{MnO}_4^{-})$  respectivement la quantité initiale d'ions  $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$  à doser et la quantité d'ions  $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq})$  versée à l'équivalence.
  - a. Définir l'équivalence du titrage.
  - b. En déduire une relation entre  $n_0(\text{Fe}^{2+})$  et  $n_E(\text{MnO}_4^{-})$ .

**Comment repérer l'équivalence d'un titrage direct ?**

**EXERCICE p : 479 n°12. Utiliser la courbe dérivée.**

Une solution  $S_0$  de vitamine C (ou acide ascorbique  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ ) de volume  $V_0 = 100,0 \text{ mL}$  est préparée en dissolvant un comprimé dans de l'eau distillée. Le titrage d'un volume  $V_A = 10,0 \text{ mL}$  de  $S_0$  par une solution  $S_B$  d'hydroxyde de sodium,  $\text{Na}^{+}(\text{aq}) + \text{HO}^{-}(\text{aq})$ , de concentration  $C_B = 4,00 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  est suivi par pH-métrie et permet de tracer les deux graphes suivants.

L'équation de la réaction de titrage est :



1. Déterminer le volume équivalent  $V_E$  du titrage.
2. Définir l'équivalence du titrage.  
Exprimer la quantité  $n_A$  d'acide ascorbique titrée en fonction de  $C_B$  et  $V_E$ .
3. En déduire la quantité  $n_0$  d'acide ascorbique dans le comprimé.

4. Calculer la masse  $m_0$  d'acide ascorbique dans le comprimé. Le fabricant indique que le comprimé contient « 1000 mg » de vitamine C. Comparer cette valeur à  $m_0$  en réalisant un calcul d'incertitude relative.

