

Exercice 1 : Dosage du glucose dans un jus de fruit ($\approx 1h$)

On souhaite déterminer la masse de glucose présent dans 1,0 L de jus de fruit.

Pour cela, on prépare une solution de volume $V(\text{mélange}) = 50 \text{ mL}$ à partir du mélange d'un volume $V_1 = 2,0 \text{ mL}$ de jus de fruit, $V_2 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution colorée de diiode de concentration $C_2 = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $V_3 = 28 \text{ mL}$ d'une solution d'hydroxyde de sodium introduite en excès.

1. Réaction entre le glucose et le diiode

Le glucose contenu dans le jus de fruit (que l'on notera $\text{RCOH}_{(\text{aq})}$) réagit avec le diiode $\text{I}_{2(\text{aq})}$. Il se forme des ions iodures iodure $\text{I}^{-}_{(\text{aq})}$ et le glucose se transforme en ion gluconate (qui sera noté $\text{RCOO}^{-}_{(\text{aq})}$).

L'équation de la réaction est : $\text{I}_{2(\text{aq})} + 3 \text{HO}^{-}_{(\text{aq})} + \text{RCOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{RCOO}^{-}_{(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{I}^{-}_{(\text{aq})}$

Dans le mélange étudié, seul le diiode est coloré.

- 1.1. Calculer la quantité de matière n_D de diiode initialement introduite dans le mélange.
- 1.2. Construire et compléter littéralement (avec des expressions littérales) le tableau d'évolution, (descriptif) de la réaction étudiée. On notera n_G la quantité de matière de glucose initialement présente dans le mélange.
- 1.3. Au bout d'une demi-heure, l'aspect de la solution n'évolue plus, celle-ci restant partiellement colorée. Quel est le réactif limitant ? Justifier la réponse.
- 1.4. En déduire l'expression de l'avancement x_{max} en fonction de n_G . Justifier la réponse.

2. Dosage du diiode en excès

La quantité de glucose n_G initialement présente dans le mélange peut s'écrire : $n_G = n_D - n_R$ où n_R représente la quantité de diiode qui n'a pas réagi.

On souhaite déterminer la quantité de diiode n_R n'ayant pas réagi. Pour cela, on prépare 5 solutions de diiode de concentrations différentes et on mesure l'absorbance A de chacune à l'aide d'un spectrophotomètre. Les valeurs obtenues sont regroupées dans le tableau ci-dessous :

$[\text{I}_2] \text{ (mmol} \cdot \text{L}^{-1}\text{)}$	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0
$A \text{ (sans unité)}$	0,19	0,42	0,61	0,78	1,0

- 2.1. Tracer la courbe $A = f([\text{I}_2])$. La loi de Beer-Lambert est-elle vérifiée ? Justifier la réponse.
- 2.2. L'absorbance du mélange étudié vaut $A(\text{mélange}) = 0,70$. Déterminer la valeur de la concentration, $[\text{I}_2]_R$ en diiode restant dans la solution. On expliquera la démarche qui devra apparaître clairement sur la courbe.
- 2.3. En déduire la quantité de matière de diiode restant n_R (on rappelle que le volume de la solution préparée est $V(\text{mélange}) = 50 \text{ mL}$).
- 2.4. Déterminer la quantité de matière de glucose n_G initialement présente dans le mélange.
- 2.5. En déduire la masse m_G de glucose initialement présente dans le mélange.
- 2.6. Sachant que cette masse est celle contenue dans un volume $V_1 = 2,0 \text{ mL}$ de jus de fruit, en déduire, la masse m'_G de glucose présente dans un litre de jus de fruit.

Donnée : Masse molaire moléculaire du glucose : $M_G = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 2 : « Eau forte et gravure » (≈ 15 min)

Une eau forte est une gravure obtenue en dessinant à l'aide d'une pointe en métal sur une plaque de cuivre recouverte d'un vernis protecteur. La plaque est ensuite plongée dans une solution d'acide nitrique

$(\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})})$: les parties de cuivre non protégées par le vernis sont alors attaquées par les ions nitrate $\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$.

Partie I : « Solution d'acide nitrique » (≈ 7 min)

Pour réaliser la gravure, on désire préparer un volume $V_1 = 200 \text{ mL}$ de solution S_1 d'acide nitrique de concentration molaire $C_1 = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ à partir d'une solution commerciale d'acide nitrique de concentration molaire $C_0 = 10,0 \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Quel volume V_0 de solution commerciale faut-il prélever pour préparer cette solution ? Justifier la réponse.
2. Quel récipient utilise-t-on pour préparer la solution ?

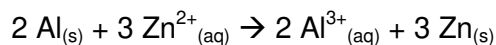
Partie II : « Réaction d'oxydoréduction » (≈ 8 min)

Données : couples redox mis en jeu : $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}$ et $\text{NO}_3^-_{(\text{aq})} / \text{NO}_{(\text{g})}$

3. Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction correspondant à chacun des couples mis en jeu.
4. En déduire l'équation de la réaction qui se produit, lorsque la plaque est plongée dans la solution d'acide nitrique. Justifier la réponse.

Exercice 3 : « Pile aluminium-zinc » (≈ 30 min)

On réalise une pile aluminium-cuivre, formée de deux demi-piles. L'équation de la réaction se produisant dans la pile a pour équation :



Les ions $\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})}$ proviennent d'une solution de chlorure d'aluminium ($\text{AlCl}_{3(\text{s})}$) de concentration molaire en ion aluminium $[\text{Al}^{3+}] = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ et les ions $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$ d'une solution de sulfate de zinc $\text{ZnSO}_{4(\text{s})}$ de concentration molaire en ion zinc $[\text{Zn}^{2+}] = 0,30 \text{ mol.L}^{-1}$. Pour chacune des demi-piles, on utilise un volume $V = 100,0 \text{ mL}$. On fait débiter la pile dans un conducteur ohmique.

A. Préparation des solutions

Pour réaliser la pile, on dispose d'une solution de chlorure d'aluminium de concentration molaire en ion aluminium égale à $[\text{Al}^{3+}]_0 = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$ et de sulfate de zinc solide.

1. Expliquer comment préparer 100,0 mL de solution de sulfate de zinc de concentration molaire en ion zinc $[\text{Zn}^{2+}] = 0,30 \text{ mol.L}^{-1}$ (On précisera uniquement le raisonnement avec les calculs et la liste de matériel). Quel type de préparation réalisez-vous ?
2. Expliquer comment préparer 100,0 mL de solution de chlorure d'aluminium de concentration molaire en ion aluminium $[\text{Al}^{3+}] = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ (On précisera uniquement le raisonnement avec les calculs et la liste de matériel). Quel type de préparation réalisez-vous ?
3. Quelle est la concentration molaire en ion chlorure de la solution de chlorure d'aluminium ? Justifier la réponse.

B. Fonctionnement de la pile

4. Faire le schéma légendé de la pile réalisée lorsqu'elle est branchée à conducteur ohmique.
5. Quels sont les couples oxydant/réducteur mis en jeu dans cette pile ?
6. Décrire le fonctionnement de la pile. Justifier la réponse. (Aide : on précisera les demi-équations redox qui se produisent à chaque électrode ainsi que leur nature, le sens de circulation des porteurs de charges dans les fils et dans le pont salin, le sens de circulation du courant, la polarité de la pile)
7. Retrouver, en le justifiant, l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile lorsqu'elle débite.