

Consignes

- ▷ Réfléchissez aux exercices proposés, puis soignez le travail de rédaction.
- ▷ Travailler avec cours et TD ouverts est possible : il s'agit d'un entraînement, pas d'une évaluation. En cas de besoin, n'hésitez pas à me poser des questions, à la fin d'un cours ou par mail.
- ▷ On portera une attention particulière à la présentation des copies. Les numéros des questions doivent être mis en évidence et les résultats encadrés. On veillera au respect des chiffres significatifs.

Données : $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 1 : Dissolution d'un sel d'aluminium

Un volume $V = 100,0 \text{ mL}$ de solution de sulfate d'aluminium a été obtenu par dissolution d'une masse $m = 4,00 \text{ g}$ de sulfate d'aluminium hydraté dont la formule chimique est $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 14\text{H}_2\text{O}$.

1. Calculer la masse molaire du sulfate d'aluminium hydraté.
2. En déduire la quantité de matière de sulfate d'aluminium hydraté.
3. Écrire la réaction de dissolution. En déduire les quantités de matière d'ions aluminium Al^{3+} et SO_4^{2-} en solution, puis les concentrations molaires des ions.

Exercice 2 : Action du vinaigre sur l'hydrogénocarbonate de sodium

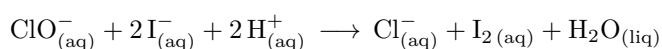
On place sur une balance un erlenmeyer avec $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution d'acide éthanoïque CH_3COOH à $c_1 = 1,33 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et un pilulier avec $m_2 = 0,810 \text{ g}$ d'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3 : elle affiche $20,810 \text{ g}$. On renverse le contenu du pilulier dans l'erlenmeyer : une effervescence se produit et la balance n'indique plus que $20,406 \text{ g}$ lorsque le dégagement gazeux a cessé (le pilulier a été reposé sur la balance).

1. Déterminer les quantités des réactifs présents initialement.
2. Écrire l'équation de la réaction, les produits étant H_2O , CO_2 , Na^+ et CH_3COO^- .
3. Construire le tableau d'avancement. Calculer les quantités de matières à l'état final (sauf celle de l'eau, considérée en large excès).
4. Déterminer, en utilisant les indications de la balance, la quantité (en masse puis en moles) de dioxyde de carbone qui s'échappe. Le résultat est-il conforme à celui prévu dans la question précédente ?

Exercice 3 : Dosage de l'eau de Javel

On souhaite réaliser le dosage d'une eau de Javel commerciale. Les propriétés désinfectantes de l'eau de Javel sont dues aux ions hypochlorite ClO^- . On note c_1 leur concentration. Le protocole est le suivant :

- i) On prélève à la pipette jaugée $V_1 = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'eau de Javel commerciale diluée à 1 %, et on l'introduit dans un bécher de 150 mL .
- ii) On ajoute à l'éprouvette graduée $V_2 = 20 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique à $c_2 = 6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- iii) On ajoute quelques gouttes d'empois d'amidon.
- iv) On ajoute à l'éprouvette graduée $V_3 = 20 \text{ mL}$ d'iodure de potassium ($\text{K}^+; \text{I}^-$) à $c_3 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Il se produit alors la réaction totale :



La solution se colore car les empois d'amidon se colorent en présence de diiode I_2 .

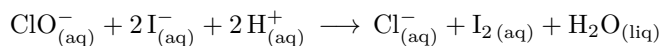
- v) On dose le diiode produit par une solution de thiosulfate à $c_4 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La solution se décolore pour un volume de thiosulfate ajouté $V_{\text{eq}} = 4,2 \text{ mL}$.

1. On prépare la solution d'iodure de potassium.

- (a) On dissout $m = 8,3 \text{ g}$ d'iodure de potassium solide dans une fiole de 100 mL d'eau. Calculer la concentration molaire en ions iodure I^- et en ions potassium K^+ dans la solution.

- (b) Présenter un protocole possible pour avoir la solution nécessaire pour l'expérience (concentration c_3) à partir de la solution préparée ci-dessus.

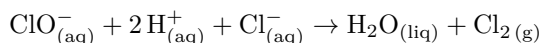
2. On étudie la première réaction (totale).



- (a) Exprimer les quantités de matière initiales en ions hypochlorite ClO^- , en ions H^+ et en ions I^- en fonction des données de l'énoncé. Aucune application numérique n'est à faire.
- (b) On suppose que les ions hypochlorite sont le réactif limitant. Exprimer la quantité de diiode produite par la réaction en fonction des données de l'énoncé. C'est cette quantité de diiode qui va être dosée dans la question 3.
- (c) Pourquoi utilise-t-on une éprouvette graduée pour le prélèvement de l'iodure de potassium et de l'acide chlorydrique ?

3. On étudie désormais le dosage à proprement parler.

- (a) Écrire la réaction support du titrage entre les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ et le diiode produisant des tétrathionate $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ et des ions iodure I^- .
- (b) Exprimer la quantité de matière d'ions thiosulfate en fonction de c_4 et du volume V ajouté à la burette.
- (c) Définir l'équivalence et en déduire une relation entre c_1 , V_1 , c_4 et V_{eq} . En déduire c_1 .
- (d) Justifier qu'à l'équivalence, la solution se décolore.
4. La solution que l'on a dosée était diluée à 1 %, quelle était la concentration de la solution commerciale ?
5. Il est parfois indiqué sur l'eau de Javel le degré chlorométrique, c'est-à-dire le nombre de litres de dichlore Cl_2 que peut produire 1 L d'eau de Javel en réagissant avec l'acide chlorydrique selon la réaction :



Calculer le volume de dichlore produit en supposant H^+ et Cl^- en excès. Commenter l'indication de 48 degrés chlorométriques.

On donne le volume molaire des gaz $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{I}) = 126,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, et $M(\text{K}) = 39,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

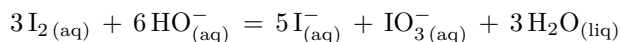
Exercice 4 : Énergie du sportif (facultatif)

Le glucose, un sucre de formule brute $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, est stocké chez les plantes sous forme d'amidon et chez les animaux sous forme de glycogène, qui peuvent être hydrolysés à tout moment pour redonner des molécules de glucose prêtes à être dégradées en fournissant de l'énergie dès que la cellule en a besoin. Nous allons nous intéresser au titrage du glucose dans un jus d'orange selon le protocole proposé dans le document 1.

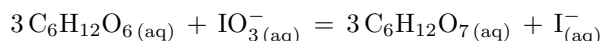
Document 1 – Dosage du glucose présent dans du jus d'orange.

- Presser une demi-orange et filtrer sur Büchner sous pression réduite pour récupérer le jus.
- Diluer 5 fois le jus d'orange. Cette solution est nommée (S1).
- En se plaçant en milieu basique, oxyder le glucose présent dans $V_G = 20,0 \text{ mL}$ de la solution (S1) à l'aide de $20,0 \text{ mL}$ de solution aqueuse de diiode de concentration $C = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Dans cette étape il se produit deux réactions :

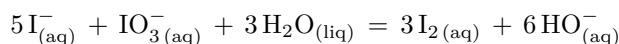
— Dismutation du diiode :



— Réaction du glucose avec les ions iodates :



- Revenir en milieu acide pour reformer du diiode par une réaction de médiamutation :



- Titrer le diiode présent par une solution de thiosulfate de sodium à $0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On obtient un volume équivalent $V_{\text{eq}} = 8,8 \text{ mL}$.

Résolution de problème. Calculer la concentration en glucose dans le jus d'orange.