Le bicarbonate de sodium

Bac S 2020 Nouvelle-Calédonie (ancien programme) · Exercice 3 **5 points** **Durée conseillée 55 min**

1.1 Décrire précisément le protocole de préparation de la solution S_0, en précisant le matériel utilisé.

Données utiles $m_0 = 10{,}0$ g de poudre ; $V_0 = 1{,}00$ L de solution

Il s'agit d'une dissolution.

- Poser une coupelle sur une balance de précision, faire la tare, puis peser $10{,}0$ g de poudre avec une spatule.
- Verser la poudre, à l'aide d'un entonnoir, dans une fiole jaugée de $1{,}00$ L ; rincer la coupelle et l'entonnoir à l'eau distillée en récupérant l'eau de rinçage dans la fiole.
- Remplir la fiole aux trois quarts environ d'eau distillée, boucher, agiter jusqu'à dissolution complète du solide.
- Compléter à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge (bas du ménisque sur le trait), en terminant à la pipette simple.
- Boucher et retourner la fiole plusieurs fois pour homogénéiser.

Dissolution de $10{,}0$ g de poudre dans une fiole jaugée de $1{,}00$ L, complétée au trait de jauge puis homogénéisée.

PIÈGE
Citer un bécher ou une éprouvette graduée : seule la fiole jaugée garantit le volume de $1{,}00$ L. Oublier le rinçage de la coupelle, c'est perdre une partie du solide pesé.

1.2 Justifier que l'ion HCO_3^- est l'espèce prédominante au début du titrage. Préciser l'espèce prédominante en fin de titrage.

Données utiles figure 1 : $pH \approx 8{,}2$ pour $V_{acide} = 0$ mL et $pH \approx 1{,}7$ pour $V_{acide} = 20$ mL ; diagramme de distribution

Au début du titrage ($V_{acide} = 0$ mL), la figure 1 donne $pH \approx 8{,}2$. Sur le diagramme de distribution, à ce pH, la courbe de HCO_3^- passe par son maximum (proche de $100\ \%$) tandis que celles de (CO_2, H_2O) et de CO_3^{2-} sont voisines de $0\ \%$: l'ion bicarbonate est bien l'espèce prédominante.

En fin de titrage ($V_{acide} = 20$ mL), $pH \approx 1{,}7$. Le diagramme, qui commence à $pH = 2$, montre que pour un pH inférieur à 4 l'espèce (CO_2, H_2O) est présente à près de $100\ \%$.

Début : HCO_3^- prédomine ($pH \approx 8{,}2$). Fin : (CO_2, H_2O) prédomine ($pH \approx 1{,}7$).

MÉTHODE
Pour toute question de prédominance : 1) lire le pH de la solution ; 2) reporter ce pH sur le diagramme de distribution ; 3) nommer l'espèce dont le pourcentage est le plus élevé.

1.3 En déduire l'équation de la réaction support du titrage entre les ions HCO_3^- et les ions H_3O^+.

Données utiles couples $(CO_2, H_2O)\,(aq)$ / $HCO_3^-\,(aq)$ et $H_3O^+\,(aq)$ / $H_2O\,(l)$

Au cours du titrage, HCO_3^- se transforme en (CO_2, H_2O) (question 1.2) : l'ion bicarbonate joue le rôle de base et capte l'ion H^+ cédé par l'acide H_3O^+.

$$HCO_3^-\,(aq) + H^+ = (CO_2, H_2O)\,(aq)$$

$$H_3O^+\,(aq) = H_2O\,(l) + H^+$$

$$HCO_3^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq) \longrightarrow (CO_2, H_2O)\,(aq) + H_2O\,(l)$$

PIÈGE
L'ion HCO_3^- est amphotère. Face à un acide, il réagit comme base : écrire CO_3^{2-} dans les produits revient à choisir le mauvais couple.

COMPRENDRE
Une réaction support de titrage est totale et rapide : on l'écrit avec une flèche simple, pas avec une double flèche.

1.4 Définir l'équivalence d'un titrage et expliquer pourquoi l'ajout d'eau dans le bécher ne change pas le volume versé à l'équivalence.

L'équivalence est l'état du système pour lequel le réactif titré et le réactif titrant ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction support : ils sont alors tous deux entièrement consommés.

Ici, à l'équivalence : $n_i(\mathrm{HCO_3^-}) = n_E(\mathrm{H_3O^+}) = C_A \times V_E$.

Ajouter de l'eau dilue la solution du bécher mais n'apporte ni ne retire aucun ion $\mathrm{HCO_3^-}$: la quantité de matière $n_i(\mathrm{HCO_3^-})$ à titrer est inchangée. Il faut donc verser la même quantité d'ions $\mathrm{H_3O^+}$, soit le même volume V_E.

L'eau ajoutée modifie la concentration dans le bécher, pas la quantité de matière titrée : V_E est inchangé.

PIÈGE
Confondre concentration et quantité de matière. La dilution divise la concentration, mais $n = C \times V$ reste constant ; c'est n qui fixe V_E.

1.5 Déterminer le volume V_E d'acide chlorhydrique versé à l'équivalence. En déduire le degré de pureté du bicarbonate de sodium alimentaire.

Données utiles $C_A = 2{,}00 \times 10^{-1}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; prise d'essai $V_p = 20{,}0\ \mathrm{mL}$; $V_0 = 1{,}00\ \mathrm{L}$; $m_0 = 10{,}0\ \mathrm{g}$; $M(\mathrm{NaHCO_3}) = 84{,}0\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$

Volume équivalent. L'équivalence correspond au saut de pH, donc au maximum de la courbe dérivée $\frac{\mathrm{dpH}}{\mathrm{d}V}$. Ce maximum se situe entre les points d'abscisses 11,5 mL et 12,0 mL : $V_E \approx 11{,}7$ mL.

Quantité titrée. À l'équivalence, d'après l'équation de la question 1.3 (nombres stœchiométriques égaux à 1) :

$$n_p(\mathrm{HCO_3^-}) = C_A \times V_E = 2{,}00 \times 10^{-1} \times 11{,}7 \times 10^{-3} = 2{,}34 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol}$$

Passage à la solution S_0. La prise d'essai de 20,0 mL provient de 1,00 L de solution :

$$n_0(\mathrm{HCO_3^-}) = n_p \times \frac{V_0}{V_p} = 2{,}34 \times 10^{-3} \times \frac{1{,}00}{20{,}0 \times 10^{-3}} = 0{,}117\ \mathrm{mol}$$

Masse de bicarbonate de sodium. La dissolution $\mathrm{NaHCO_3\,(s) \longrightarrow Na^+\,(aq) + HCO_3^-\,(aq)}$ libère un ion $\mathrm{HCO_3^-}$ par $\mathrm{NaHCO_3}$, donc $n(\mathrm{NaHCO_3}) = n_0(\mathrm{HCO_3^-})$:

$$m(\mathrm{NaHCO_3}) = n_0 \times M = 0{,}117 \times 84{,}0 = 9{,}83\ \mathrm{g}$$

Degré de pureté.

$$\frac{m(\mathrm{NaHCO_3})}{m_0} = \frac{9{,}83}{10{,}0} = 0{,}983$$

La poudre alimentaire est du bicarbonate de sodium presque pur.

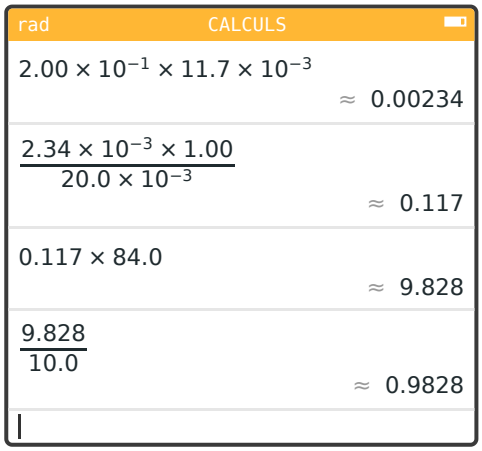
$V_E \approx 11{,}7$ mL ; degré de pureté $= 0{,}983$, soit $98{,}3\ \%$

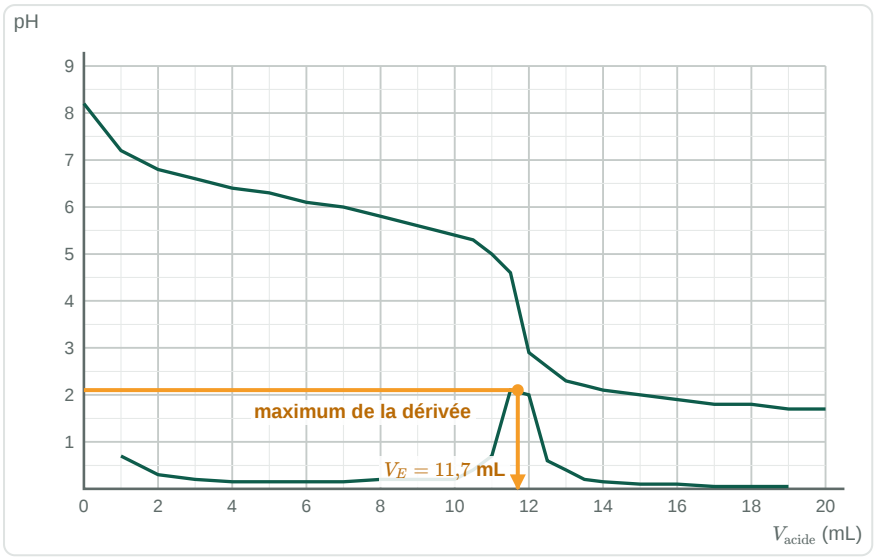
PIÈGE
Calculer la masse à partir de n_p sans multiplier par 50 : on n'a titré que 20,0 mL sur les 1,00 L de S_0. Penser aussi à convertir V_E en litres.

COMPRENDRE
Les données ont trois chiffres significatifs : le résultat aussi. La lecture graphique de V_E reste incertaine : toute valeur entre 11,5 et 12,0 mL est recevable et donne une pureté comprise entre 97 % et 101 %.

MÉTHODE
Question ouverte : annoncer les étapes (volume équivalent, quantité titrée, quantité dans la solution mère, masse, pureté), écrire chaque relation littérale avant le calcul, conclure par une phrase.

À LA CALCULATRICE





1.5 · Figure 1 du sujet : pH (courbe du haut) et dérivée (courbe du bas), avec la lecture de V_E

2.1 Montrer que la quantité de matière de dioxyde de carbone récupérée est égale à $1{,}19 \times 10^{-2}$ mol.

Données utiles $V = 286$ mL ; $V_m = 24{,}0\ \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ à 20 °C et à pression atmosphérique

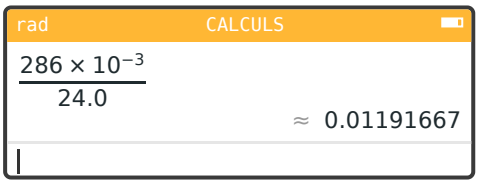
Le volume de gaz est mesuré à 20 °C et à pression atmosphérique, conditions pour lesquelles le volume molaire est donné :

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{286 \times 10^{-3}}{24{,}0} = 1{,}19 \times 10^{-2}\ \text{mol}$$

$n(\text{CO}_2) = 1{,}19 \times 10^{-2}$ mol : c'est la valeur attendue.

PIÈGE
Laisser V en millilitres alors que V_m est en litres par mole : le résultat serait mille fois trop grand.

À LA CALCULATRICE



2.2 Identifier, parmi les équations (1) et (2), celle qui modélise la décomposition thermique du bicarbonate de sodium.

Données utiles $m = 2{,}0$ g ; $M(\text{NaHCO}_3) = 84{,}0\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $n(\text{CO}_2) = 1{,}19 \times 10^{-2}$ mol (question 2.1)

Les deux équations diffèrent par la quantité de CO_2 formée pour 2 mol de NaHCO_3 : 2 mol d'après (1), 1 mol d'après (2). On compare donc la quantité de réactif décomposée à la quantité de gaz obtenue.

Quantité de bicarbonate de sodium chauffée :

$$n(\text{NaHCO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{2{,}0}{84{,}0} = 2{,}4 \times 10^{-2}\ \text{mol}$$

La décomposition étant totale :

$$\frac{n(\text{NaHCO}_3)}{n(\text{CO}_2)} = \frac{2{,}4 \times 10^{-2}}{1{,}19 \times 10^{-2}} = 2{,}0$$

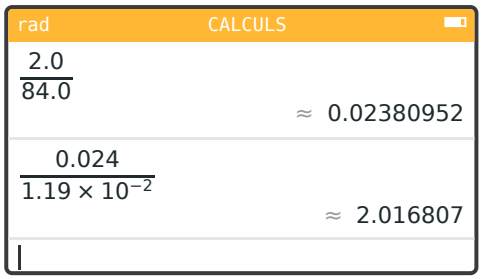
Il se forme une mole de CO_2 pour deux moles de NaHCO_3 décomposées. L'équation (1) prévoirait un rapport égal à 1, soit $2{,}4 \times 10^{-2}$ mol de gaz.

La décomposition est modélisée par l'équation (2) :
$2\,\text{NaHCO}_3\,(\text{s}) \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3\,(\text{s}) + \text{CO}_2\,(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}\,(\text{g})$

COMPRENDRE
La masse $m = 2{,}0$ g n'a que deux chiffres significatifs : $n(\text{NaHCO}_3)$ et le rapport s'écrivent avec deux chiffres.

MÉTHODE
Pour trancher entre deux équations, calculer avec chacune la quantité de produit attendue, ou le rapport réactif/produit, puis comparer à la mesure.

À LA CALCULATRICE



2.3.1 Indiquer la conséquence de l'ajout de bicarbonate de sodium dans une pâte à gâteau lors de la cuisson.

Pendant la cuisson, la température de la pâte dépasse $50\ °C$: le bicarbonate de sodium se décompose et libère du dioxyde de carbone gazeux (et de la vapeur d'eau). Les bulles de gaz, emprisonnées dans la pâte, augmentent son volume.

Le gaz formé fait gonfler la pâte : le bicarbonate de sodium joue le rôle de levure chimique.

2.3.2 Expliquer comment le bicarbonate de sodium éjecté par un extincteur permet d'éteindre un feu au sol.

Données utiles la masse volumique de l'air est inférieure à celle du dioxyde de carbone gazeux

Au contact du feu, la poudre est portée à plus de $50\ °C$: elle se décompose en produisant du dioxyde de carbone gazeux.

Ce gaz, de masse volumique supérieure à celle de l'air, ne s'élève pas : il reste au niveau du sol et recouvre le foyer en chassant l'air.

Le combustible n'est alors plus en contact avec le dioxygène de l'air : privée de comburant, la combustion s'arrête.

Le CO_2 formé, plus dense que l'air, stagne au sol et isole le combustible du dioxygène : le feu est étouffé.

COMPRENDRE

Une combustion exige un combustible, un comburant et une température suffisante. Supprimer l'un des trois suffit à l'arrêter ; ici, c'est le comburant qui est écarté.