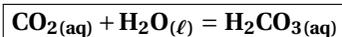


DOSAGE D'UNE SOUDE CARBONATÉE

I. Étude préliminaire et révisions de sup

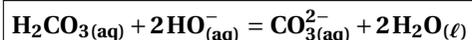
Question 1 - Lorsque le dioxyde de carbone se dissout dans l'eau, il se forme de l'acide carbonique $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$. Écrire et ajuster l'équation de la réaction correspondant.

La réaction est la suivante :



Question 2 - Écrire et ajuster l'équation de la réaction de carbonatation de la soude, c'est-à-dire la réaction entre les ions hydroxydes $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ et l'acide carbonique $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$.

Il s'agit d'une réaction acido-basique :



Question 3 - Après avoir réalisé un bilan de matière, déduire de ce qui précède la relation existant entre c_0 , c_1 et c_2 .

Bilan de matière :

$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$	+	$2\text{HO}^-_{(\text{aq})}$	=	$\text{CO}_3^{2-}_{(\text{aq})}$	+	$2\text{H}_2\text{O}(\ell)$
avant la carbonatation	C		c_0		0		excès
après la carbonatation	$C - x_f$		$c_1 = c_0 - 2x_f$		$c_2 = x_f$		excès

Ainsi, il vient :

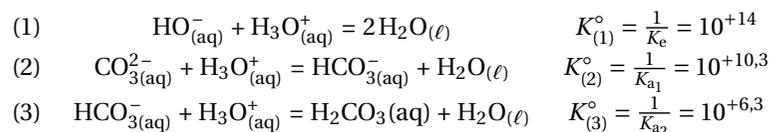
$$c_0 = c_1 + 2c_2$$

Question 4 - Déduire des questions précédentes la composition d'une soude laissée trop longtemps à l'air libre.

Si une solution de soude est laissée trop longtemps à l'air libre, elle contient :

- des ions hydroxydes $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$;
- des ions $\text{CO}_3^{2-}_{(\text{aq})}$;
- des ions $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$.

Question 5 - Lors du titrage de cette solution par un acide (représenté ici par l'ion hydronium $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$), plusieurs réactions peuvent donc être envisagées. Écrire et ajuster chacune d'entre-elles. Calculer leurs constantes thermodynamique d'équilibre et conclure quant à la simultanéité ou non des différents titrages.



Les deux premières réactions vérifient $\left| \frac{K_{(1)}}{K_{(2)}} \right| < 10^4$: elles sont donc **simultanées**.

En revanche, pour (2) et (3), $\left| \frac{K_{(2)}}{K_{(3)}} \right| > 10^4$: elles sont donc **successives**.

II. Protocole du dosage

Question 6 - Justifier la verrerie utilisée pour prélever les 10 mL de la solution de soude et les 20 mL d'eau.

Le prélèvement de la solution de soude doit être précis car il contient le nombre de moles d'ions $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ précis à titrer. Il faut donc utiliser une **pipette jaugée**.

En revanche, l'ajout d'eau n'a aucune influence sur la quantités de matières des espèces à titrer. Il peut être effectué à l'aide d'une **éprouvette graduée**.

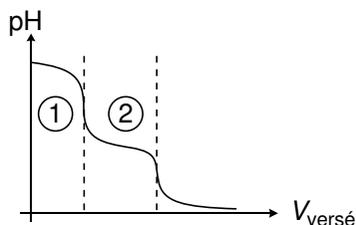
Question 7 - Expliquer la raison de l'ajout d'eau distillée.

L'ajout d'eau distillée permet d'immerger correctement les électrodes du pH-mètre dans la solution.

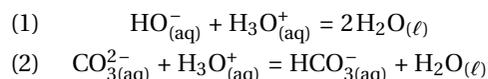
III. Exploitation des résultats

Question 8 - Justifier précisément le nombre de sauts de pH en identifiant quelle(s) réaction(s) a (ont) lieu dans chaque domaine de la courbe de dosage. Un schéma avec la courbe de titrage serait le bienvenu...

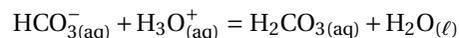
La courbe de titrage présente, comme prévu, deux sauts :



Dans le domaine n° 1 de la courbe, les deux réactions de titrages suivantes sont menées simultanément :



Dans le domaine n° 2, seule la troisième réaction de titrage est menée (successivement aux deux autres) :



Question 9 - Justifier la valeur du pH à la première équivalence.

À la première équivalence, la solution contient uniquement des ions $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$. Il s'agit d'une espèce amphotère donc le pH vérifie :

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_{\text{a},1} + \text{p}K_{\text{a},2})$$

Application numérique : $\text{pH} = \frac{1}{2} (10,3 + 6,3) = 8,3$

Question 10 - Justifier la valeur de pH à la seconde demi-équivalence.

À la seconde demi-équivalence, la solution contient un mélange équimolaire d'ions $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$ (pas encore titrés) et de $\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$ (formé lors du titrage de la première moitié d'ions $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$). Ainsi :

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{a},1}$$

Application numérique : $\text{pH} \approx 6,3$

Question 11 - Déterminer les concentrations c_1 et c_2 sous la forme d'une valeur associée à une incertitude-type.

- *Exploitation de la première équivalence* : titrage des ions hydroxydes $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ et hydrogéné-carbonates $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques.

$$\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{versées}}^{0 \rightarrow V_{\text{éq},1}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{titrées}}}{1} + \frac{n(\text{CO}_3^{2-})}{1}$$

(En français : « à la première équivalence, une quantité suffisante d'ions hydronium $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ a été versée pour consommer la quantité d'ions hydroxyde $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ et d'ions carbonates $\text{CO}_3^{2-}_{(\text{aq})}$ présents initialement dans le bécher »)

$$c_3 V_{\text{éq},1} = c_1 V_0 + c_2 V_0$$

$$c_1 = c_3 \cdot \frac{V_{\text{éq},1}}{V_0} - c_2$$

- *Exploitation de la seconde équivalence* :

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques.

$$\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{versées}}^{V_{\text{éq},1} \rightarrow V_{\text{éq},2}}}{1} = \frac{n(\text{HCO}_3^-)_{\text{titrées}}}{1}$$

(En français : « entre la première et la seconde équivalence, une quantité suffisante d'ions hydronium $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ a été versée pour consommer la quantité d'ions hydrogénécarbonates $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$ présents initialement dans le bécher »)

$$c_3 (V_{\text{éq},2} - V_{\text{éq},1}) = c_2 V_0$$

⚠ Erreur classique : ne pas oublier la différence entre les deux volumes équivalents!

Ce qui a été versé avant $V_{\text{éq},1}$ a été utilisé pour consommer les autres ions!

$$c_2 = c_3 \frac{V_{\text{éq},2} - V_{\text{éq},1}}{V_0}$$

Les volumes équivalents obtenus sont :

La relation d

Question 12 - Déduire la concentration c_0 de la soude avant carbonatation.

Puisque $c_0 = c_1 + 2c_2$:

$$c_0 = \dots$$