

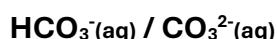
Exercice 1

Q1. Définition des notions d'acide et de base selon Brönsted:

Un **acide** est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs protons H^+ .

Une **base** est une espèce chimique capable d'accepter un ou plusieurs protons H^+ .

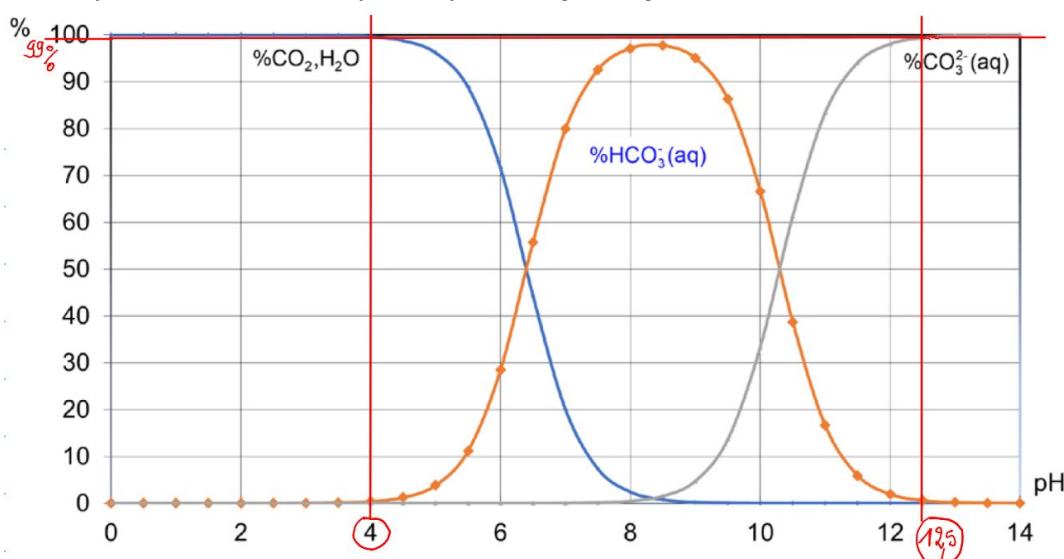
Q2. Les deux couples acide / base sont :



Q3. D'après le diagramme de distribution :

$\text{CO}_2(\text{aq}), \text{H}_2\text{O(l)}$ représente plus de 99% des espèces pour un **pH inférieur** à environ **4**.

$\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$ représente plus de 99% des espèces pour un **pH supérieur** à environ **12,5**.



Q4. L'alcalinité de l'eau étudiée est due principalement aux ions hydrogénocarbonate HCO_3^- .

Justification : le pH de l'eau est de **7,50**, et d'après le diagramme de distribution, à ce pH, HCO_3^- est l'espèce **majoritaire**.

Q5. Pour prélever 20,0 mL d'eau, on utiliserait une **pipette jaugée de 20 mL**.

Q6. Équation du titrage : $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O(l)}$

Q7. D'après la courbe en annexe, le volume équivalent du septième binôme (V_{E7}) est environ **11,0 mL**.

Q8. Valeurs cohérentes : **10,8 mL, 11,2 mL, 11,0 mL, 11,0 mL, 11,0 mL**

$$\text{Moyenne } V_{E\text{ moy}} = (10,8 + 11,2 + 11,0 + 11,0 + 11,0) / 5 = \mathbf{11,0 \text{ mL}}$$

Q9. Concentration des ions HCO_3^- :

$$C = (C_A \times V_{E\text{ moy}}) / V_{\text{eau}} = (1,00 \times 10^{-2} \times 11,0 \times 10^{-3}) / (20,0 \times 10^{-3}) = \mathbf{5,50 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$

Q10. Masse d'ions HCO_3^- dans $V' = 1,00 \text{ L}$ d'eau :

$$m = C \times M(\text{HCO}_3^-) \times V' = 5,50 \times 10^{-3} \times 61,0 \times 1,00 = 0,336 \text{ g} = 336 \text{ mg}$$

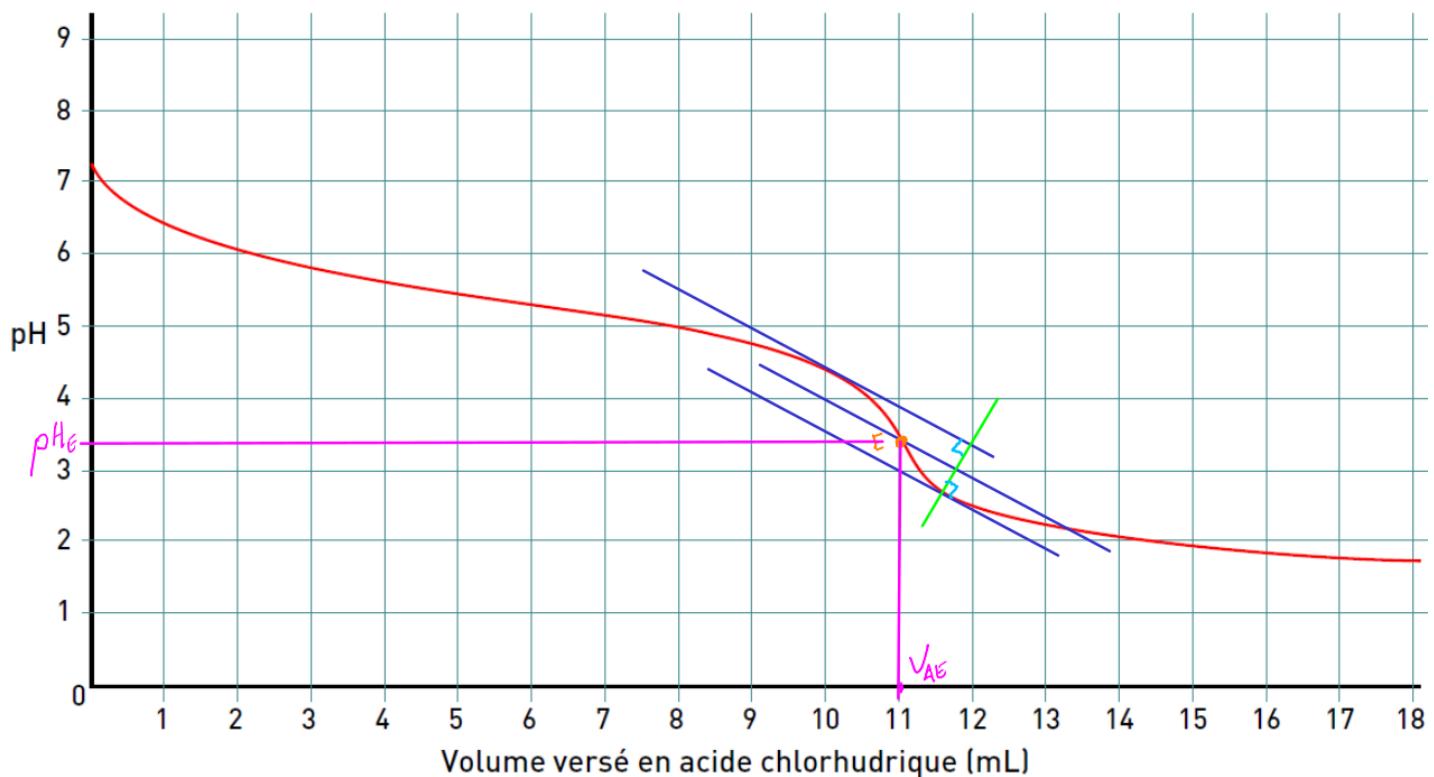
Q11. La valeur indiquée sur l'étiquette est 330 mg.L^{-1} .

$$\text{Écart relatif} = \Sigma = |336 - 330| / 330 \times 100 \approx 1,82\%$$

Cette valeur est **inférieure à 2%**, donc le résultat est en **accord** avec les caractéristiques de l'eau étudiée.

« Annexe »

Courbe du suivi pH-métrique du septième binôme



Exercice 2

Q1. Potabilité de l'eau selon le critère de conductivité :

La **conductivité** de l'eau étudiée est de $520 \mu\text{S.cm}^{-1}$, ce qui équivaut à **0,520 mS.cm⁻¹**.

Cette valeur est comprise entre **0,180** et **1,000 mS.cm⁻¹**, donc l'eau **satisfait le critère de conductivité** pour sa potabilité.

Q2. Justification du choix d'un volume d'échantillon plus important (400 mL) :

Un **volume plus important** permet d'avoir une **meilleure précision** sur les mesures de conductivité et de réduire **l'impact des erreurs de mesure**. De plus, cela permet d'avoir une **variation de conductivité plus progressive et donc plus facile à suivre**.

Q3. Estimation du nouveau volume équivalent :

Dans l'exercice 1, $V_{E\text{moy}} = 11,0 \text{ mL}$ pour 20,0 mL d'échantillon avec $C_A = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Pour 400 mL d'échantillon avec $C'_A = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$:

$$V_E (\text{estimé}) = (11,0 \times 400 \times 1,00 \times 10^{-2}) / (20,0 \times 0,100) = 22,0 \text{ mL}$$

Q4. Problème potentiel avec une burette de 25 mL :

Le volume équivalent estimé (**22,0 mL**) est **proche de la capacité maximale de la burette de 25 mL**. Il y a un risque de ne pas pouvoir terminer le titrage si le volume équivalent réel est légèrement supérieur à l'estimation c'est pourquoi il est **préférable** d'utiliser une burette de **50 mL**.

Q5. Espèces chimiques à considérer pour l'évolution de la conductivité :

Il faut tenir compte de l'évolution des quantités de matière de **HCO₃⁻**, **H₃O⁺** et **Cl⁻**. Les ions **HCO₃⁻** sont **consommés**, tandis que les ions **H₃O⁺** (dont une partie consommée) et **Cl⁻** sont **ajoutés** au cours du titrage.

Q6. Variation de la conductivité avant l'équivalence :

La conductivité devrait **légèrement diminuer avant l'équivalence**. Les ions HCO₃⁻ ($\lambda^{\circ} = 4,5 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$) sont remplacés par des ions Cl⁻ ($\lambda^{\circ} = 7,6 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$), ce qui **augmente la conductivité**. Cependant, les ions H₃O⁺ ajoutés ($\lambda^{\circ} = 35,0 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$) sont consommés par la réaction, ce qui compense largement cette **augmentation**.

Q7. Variation de la conductivité après l'équivalence :

La conductivité devrait **augmenter rapidement après l'équivalence**. Les ions **HCO₃⁻** sont **épuisés**, et les ions **H₃O⁺** et **Cl⁻** ajoutés ne sont plus consommés, contribuant tous deux à **l'augmentation de la conductivité**.

Q8. Allure de la courbe de titrage par suivi conductimétrique :

