

PARTIE C : EFFECTUER DES CONTROLES DE QUALITE

| | | |
|----------------|---|----------------------|
| TP n°08 | Dosage des ions hydrogencarbonates dans une eau minérale | Terminale spé |
|----------------|---|----------------------|

I. LES EAUX MINERALES

- Lorsque les eaux de ruissellement s'infiltrent dans le sol, elles se purifient par filtration des matières en suspension qu'elles peuvent transporter, mais elles s'enrichissent simultanément en sels minéraux par dissolution de certaines des espèces chimiques contenues dans les roches traversées. Elles peuvent aussi entraîner des substances liées à l'activité humaine (ions nitrate, pesticides).

Selon la nature du terrain dans lequel elles se sont lentement infiltrées, les eaux naturelles ont des compositions très différentes.

Les ions sodium $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$, potassium $\text{K}^+_{(\text{aq})}$, magnésium $\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})}$, calcium $\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})}$, chlorure $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$, sulfate $\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ et hydrogencarbonate $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$ sont souvent présents.

La teneur en ions hydrogencarbonate $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$, appelés aussi **bicarbonate**, des eaux minérales est variable mais ces ions sont toujours présents. Ce sont les principaux responsables de l'**alcalinité (qualité de ce qui est basique)** des eaux d'alimentation.

- Le gaz dissous dans les eaux gazeuses est le dioxyde de carbone CO_2 .

- Les eaux de source et les eaux minérales sont des eaux potables. Cependant, la composition des eaux de source peut varier au cours du temps alors que celle des eaux minérales doit rester inchangée.

Les ions hydrogencarbonate sont des ampholytes. On utilise leurs propriétés basiques pour les doser dans une eau minérale : Évian, Hépar, Vittel...

- Les ions hydrogencarbonate peuvent être utilisés en médecine sous forme de solution injectable de

« bicarbonate de sodium », ou hydrogencarbonate de sodium, pour traiter les acidoses métaboliques (augmentation du pH du sang, due notamment à une insuffisance rénale) ou les hyperkaliémies (perturbations biologiques et parfois cliniques dues aux modifications de l'équilibre potassique entre les secteurs intra et extracellulaires).

II. PRINCIPE

L'alcalinité d'une eau est dosée par l'acide chlorhydrique.

Par convention on exprime le résultat en :

- titre alcalimétrique T.A. : c'est le volume d'acide chlorhydrique à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$ nécessaire pour doser 100 mL d'une solution en présence de phénolphtaléine.

- titre alcalimétrique complet T.A.C. : c'est le volume d'acide chlorhydrique à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$ nécessaire pour doser 100 mL d'une solution en présence de vert de bromocrésol. (BCR).

Données :

| | | | |
|---|---|---|----------------------------|
| zone de virage des indicateurs : | phénolphtaléine : | pH < 8,2 : incolore | pH > 9,9 : rose. |
| | vert de bromocrésol : | pH < 3,8 : jaune | pH > 5,4 : bleu. |
| couples acido - basiques : | $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} / \text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$ | $\text{pK}_{\text{A}1} = 6,4$. | |
| | $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})} / \text{CO}_3^{2-}_{(\text{aq})}$ | $\text{pK}_{\text{A}2} = 10,3$. | |

Masse molaire de l'hydrogencarbonate $\text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$: $M = 61 \text{ g.mol}^{-1}$

Formule de l'acide chlorhydrique : $(\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})})$

Couple où intervient l'acide chlorhydrique : $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ $\text{pK}_\text{A} = 0$

III. ETALONNAGE DU pH-METRE

- Etalonner le pH-mètre avec les solutions tampon

IV. DETERMINATION DE LA CONCENTRATION DE L'ACIDE CHLORHYDRIQUE

Le but de cette partie est de déterminer avec précision la concentration C_A d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) que vous allez utiliser dans le paragraphe V. à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$) de concentration exactement égale à $C_\text{B} = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$

1) Protocole expérimental

- Réaliser le montage ci-contre

- Rincer la burette avec quelques millilitres de la solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_B .

La remplir avec cette solution et ajuster le niveau du liquide au zéro en veillant à ce que l'extrémité inférieure de la burette soit correctement remplie sans bulles d'air.

- Mettre dans un bécher de 100 mL exactement et avec précision, $V_\text{A} = 50 \text{ mL}$ de la solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$)

- Rajouter **quelques gouttes** d'indicateur coloré (bleu de bromothymol appelé BBT)

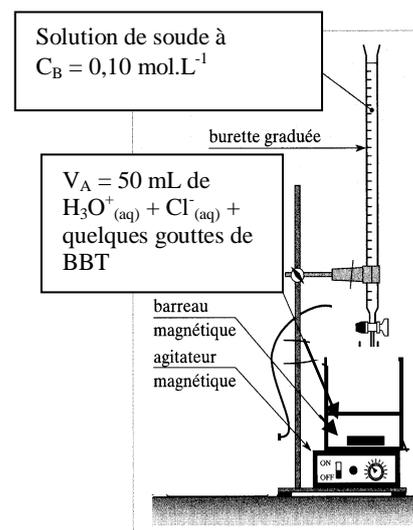
- Pensez à mettre sous le bécher une feuille de papier blanc pour bien voir le changement de couleur

2) Dosage

- Ajouter gouttes à gouttes la solution de soude dans le bécher jusqu'à l'équivalence

- Relever le volume de soude V_BE versée pour obtenir l'équivalence.

Aide : L'équivalence a lieu entre 8 et 12 mL de solution d'hydroxyde de sodium versée.

3) Questions

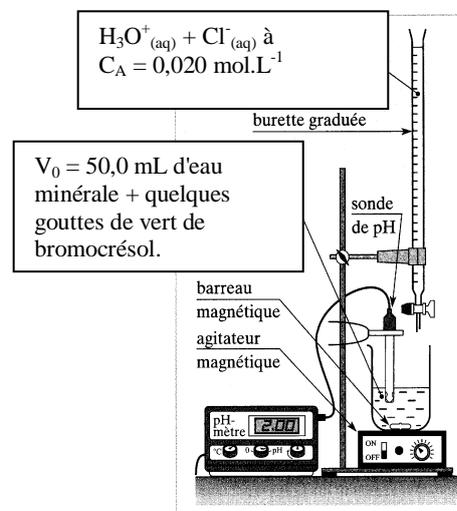
- Ecrire l'équation de la réaction entre la soude et l'acide chlorhydrique
- Quelles sont les caractéristiques d'une réaction de dosage acido-basique ?
- Pourquoi ne faut-il mettre que quelques gouttes d'indicateur coloré ?
- Avec quoi avez-vous prélevé les 50 mL d'acide chlorhydrique ? Pourquoi ?
- Déterminer la relation entre le nombre de moles d'acide chlorhydrique au départ (noté $n_0(A)$) et le nombre de moles de soude versé pour avoir l'équivalence (noté $n_{\text{equ}}(B)$).
- Calculer le titre C_A de la solution d'acide chlorhydrique

V. DOSAGE DES IONS HYDROGENOCARBONATE DANS UNE EAU MINERALE

- **Bien** rincer la burette avec de l'eau distillée, puis avec la solution d'acide chlorhydrique puis :

- Remplir la burette graduée avec la solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 0,020 \text{ mol.L}^{-1}$. (préciser la valeur en fonction des résultats du IV.)
- Introduire dans un bécher $V_0 = 50,0 \text{ mL}$ d'eau minérale, un barreau aimanté et quelques gouttes de vert de bromocrésol.
- Placer le bécher sur un agitateur magnétique.
- Pensez à mettre sous le bécher une feuille de papier blanc pour bien voir le changement de couleur
- Plonger dans la solution la sonde du pH-mètre
- Ajouter, millilitre par millilitre, la solution d'acide chlorhydrique contenue dans la burette en agitant et en mesurant le pH après chaque ajout ; resserrer les mesures lorsque les variations de pH augmentent.

- Noter les résultats des mesures dans un tableau, puis tracer le graphe $\text{pH} = f(V_A)$ sur papier millimétré.



| | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|------------|---|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|
| V_A (mL) | 0 | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| pH | | | | | | | | | | | | | | | | | | |

VI. EXPLOITATION

- Le pH indiqué sur l'étiquette est-il en accord avec la première mesure de pH ?
- Déterminer, par la méthode des tangentes, le volume de solution d'acide chlorhydrique versé à l'équivalence (V_{AE}) ainsi que le pH à l'équivalence (pH_E). Noter sur votre rapport la valeur de pH_E et de V_{BE}
- Pourquoi, en plus du pH-mètre, à-t-on choisit de mettre un indicateur coloré ?
 - Justifier l'emploi du vert de bromocrésol
 - Aurait-on juste pu utiliser un indicateur coloré pour faire le dosage.
- Quelles sont les propriétés acido-basiques des ions hydrogénocarbonate ?
- Ecrire l'équation de la réaction de dosage.
 - Calculer sa constante d'équilibre.
- A l'aide de la relation à l'équivalence, déterminer la concentration molaire C des ions hydrogénocarbonate
 - Déterminer la concentration massique t_m des ions hydrogénocarbonate dans l'eau minérale étudiée.
 - Comparer cette valeur à celle portée sur l'étiquette de la bouteille.

$$\text{Calculer l'écart relatif : } P = \left| \frac{t_{\text{théo}} - t_m}{t_{\text{théo}}} \right| \cdot 100$$

- Sur un axe gradué en pH, placer les domaines de prédominance des espèces acides et basiques des deux couples auxquels appartient l'ion hydrogénocarbonate.
- Quelle serait la couleur de l'eau minérale en présence de phénolphaléine ?
 - En déduire le T.A. de cette eau.
- Pour le couple : $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}_{(l)} / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$, quelle est l'espèce prédominante lorsque le vert de bromocrésol est :
 - bleu ?
 - jaune ?

- Déterminer le T.A.C. de l'eau minérale.

Exercices
Exo résolu p 184 + exo p 186-188 n° 06-08
 (+ le n°10 si vous avez le temps)

MATERIEL AU BUREAU

- 6 béchers de 250 mL
- Marqueur permanent
- Lunettes
- Gants de protection

PRODUITS AU BUREAU

- 2 L de solution d'acide chlorhydrique à $0,02 \text{ mol L}^{-1}$
- 1 L de solution de soude à $0,1 \text{ mol L}^{-1}$
- 1 L d'eau minérale (à préciser)

MATERIEL PAR GROUPE

- Burette graduée
- Agitateur magnétique
- pH-mètre
- 5 béchers de 100 mL
- 1 éprouvette graduée de 50 mL
- 1 fiole jaugée de 50 mL
- 2 pipettes pasteur en plastique

PRODUITS PAR GROUPE

- Eau distillée
- Solutions tampon pH 7 et pH 4
- BBT
- Vert de bromocrésol