

TITRE ALCALIMÉTRIQUE D' UNE EAU MINÉRALE

CORRECTION <http://labolycee.org> ©

2004/09 Polynésie

(4 points)

Calculatrice autorisée

1. Le titre alcalimétrique TA

1.1. Pour $V_a = 0$ mL, on lit $\text{pH} = 7$. Il s'agit du pH de l'eau minérale.

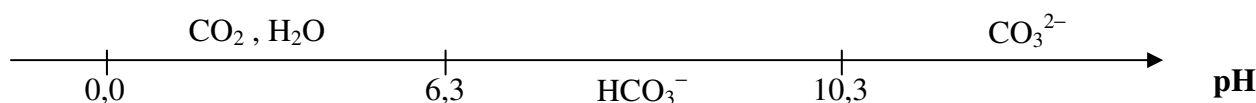
1.2. Diagramme de prédominance:

Sur un axe gradué de pH , on place les pK_a des deux couples acido-basiques concernés.

On a la relation $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}$ où $A^-_{(\text{aq})}$ est la base conjuguée et $AH_{(\text{aq})}$ l'acide conjugué du couple AH/A^- .

Pour $\text{pH} < \text{pK}_a$, alors AH prédomine sur A^- et pour $\text{pH} > \text{pK}_a$ alors A^- prédomine sur AH .

On obtient donc ce diagramme:



Le pH de l'eau minérale étant égal à 7, les ions HCO_3^- prédominent en solution par rapport aux autres espèces carbonatées.

1.3. $\text{pH} = 7$ donc la phénolphthaléine est incolore.

1.4. L'ajout d'acide chlorhydrique apporte en solution des ions H_3O^+ qui vont consommer les ions HCO_3^- . Le pH va diminuer, la phénolphthaléine ne changera pas de couleur. Il faudrait que le pH devienne supérieur à 8 pour qu'elle devienne rose pale.

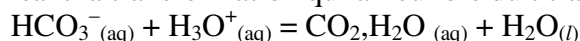
On ne peut donc pas déterminer par l'observation un volume équivalent.

1.5. $\text{TA} = 0$ car il n'y a pas ou trop peu d'ions carbonate dans l'eau de $\text{pH} = 7$ pour pouvoir les titrer.

2. Le titre alcalimétrique complet TAC

2.1. On a vu que HCO_3^- prédomine dans l'eau minérale par rapport aux autres espèces carbonatées.

L'équation de la réaction modélisant la transformation qui a lieu lors du titrage est:



2.2. $n_a = C_a \times V_a = 2,0 \times 10^{-2} \times 14,0 \times 10^{-3}$

$n_a = 2,8 \times 10^{-4} \text{ mol}$

On utilise la courbe $\text{pH} = f(V_a)$. Pour $V_a = 14,0$ mL, on lit $\text{pH} = 4,5$.

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

$n'_a = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V$

$n'_a = 10^{-\text{pH}} \times (V_1 + V_a)$

$n'_a = 10^{-4,5} \times (50,0 + 14,0) \times 10^{-3}$

$n'_a = 2,02 \times 10^{-6} \text{ mol}$

Justification utilisation de cette réaction pour le titrage:

La réaction support d'un titrage doit être rapide et totale.

Pour que la réaction soit totale, il faut que l'avancement à l'équivalence soit égal à l'avancement maximal.

Si tous les ions oxonium versés étaient consommés alors $n_a - x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

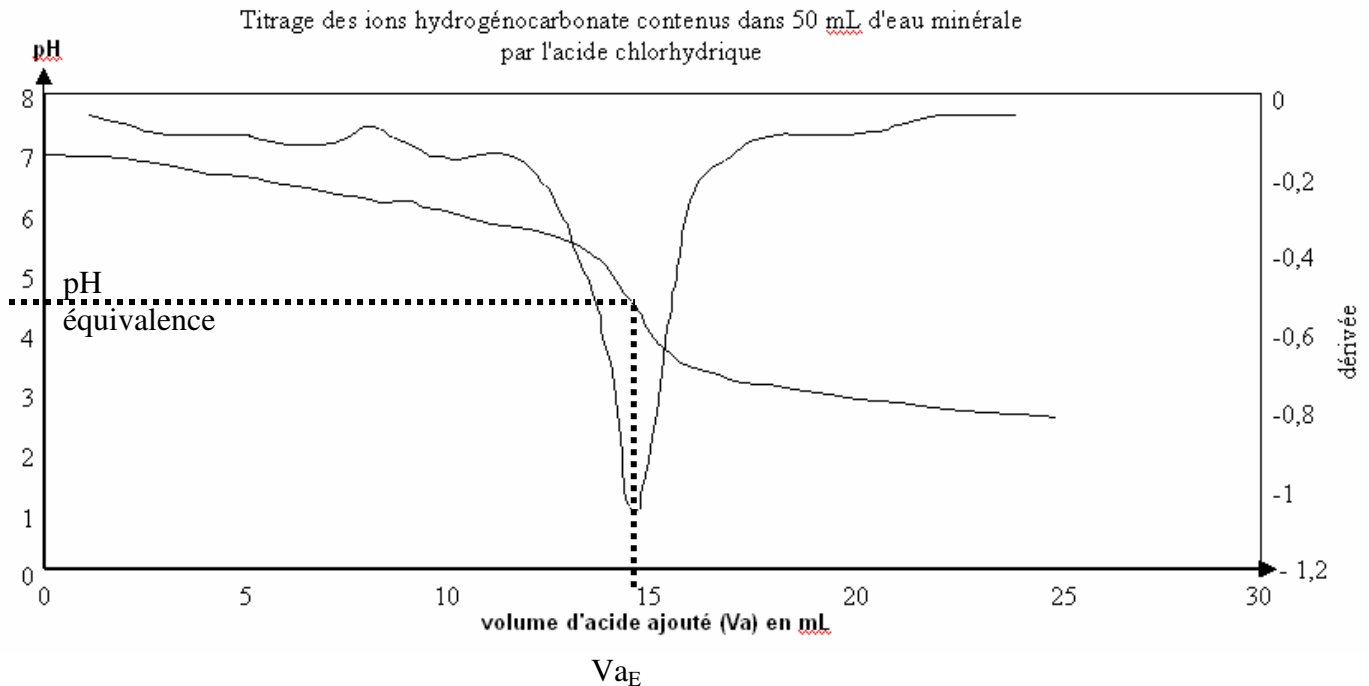
En réalité, il reste n'_a ions oxonium. On a $n_a - x_{\text{équivalence}} = n'_a$

soit $x_{\text{équivalence}} = n_a - n'_a = 2,77976 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 2,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

donc $x_{\text{équivalence}} = x_{\text{max}}$. La réaction peut être considérée comme étant totale.

2.3. Autour de l'équivalence, il se produit un saut de pH. L'équivalence correspond au minimum de la valeur de la dérivée $\frac{dpH}{dVa}$.

Le point d'équivalence a pour coordonnées ($V_{aE} = 14$; $pH_E = 4,5$). Valeurs approximatives, vu le manque de précision du graphe donné.



2.4. La zone de virage du vert de bromocrésol contient le pH à l'équivalence. Cet indicateur coloré est donc bien adapté pour repérer l'équivalence.

2.5. A l'équivalence les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, soit

$$n_{H_3O^+} \text{ versée} = n_{HCO_3^-} \text{ initiale}$$

$$Ca \times Va_E = C \times V_1$$

$$C = \frac{Ca \times Va_E}{V_1} = \frac{2,0 \cdot 10^{-2} \times 14}{50,0}$$

$$C = 5,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.6. $C = \frac{T}{M}$ donc $T = C \times M_{HCO_3^-} = 5,6 \times 10^{-3} \times 61$ $T = 0,34 \text{ g.L}^{-1}$

2.7. D'après le texte: "c'est le volume, exprimé en millilitres, de solution d'acide chlorhydrique de concentration $Ca = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ nécessaires pour doser 100 mL d'eau minérale en présence de vert de bromocrésol".

Lors du dosage, on a utilisé seulement $V_1 = 50,0 \text{ mL}$ d'eau minérale, et on a versé 14 mL d'acide chlorhydrique.

Si on avait utilisé 100 mL d'eau minérale, on aurait versé 28 mL d'acide chlorhydrique.

Donc **TAC = 28**