

TP Spé
Chim n°7

Titrages acido-basiques

Correction



I DOSAGE DE L'ACIDITE TOTALE D'UN LAIT

1) Le lait

2) Dosage colorimétrique d'un lait

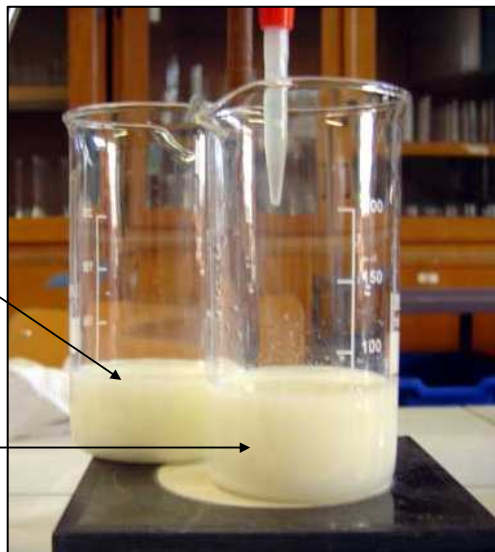
Burette graduée avec une solution
de soude à $0,050 \text{ mol.L}^{-1}$.



Réglage du zéro
de la burette
graduée

Bécher témoin:
- 20,0 mL de lait
- 50,0 mL d'eau
distillée

Bécher pour dosage:
- 20,0 mL de lait
- 50,0 mL d'eau
distillée
- quelques gouttes de
phénolphaléine



Avant dosage



Avant équivalence

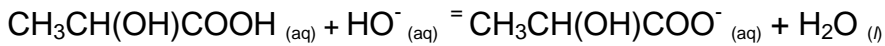


A l'équivalence



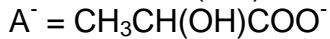
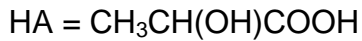
Après équivalence

a) Réaction entre l'acide lactique $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$ et la solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) :



b) Calcule de la constante d'équilibre K:

On note:



$$K = \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{HA}]_{\text{eq}} \cdot [\text{HO}^-]_{\text{eq}}} = \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{HA}]_{\text{eq}} \cdot [\text{HO}^-]_{\text{eq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}} = \frac{K_{A1}}{K_{A2}}$$

$$K = 10^{\text{p}K_{A2} - \text{p}K_{A1}} = 10^{14 - 3,9} = \mathbf{1,3 \cdot 10^{10}}$$

$K \gg 10^3$ la réaction est donc totale.

c) A l'équivalence les réactifs ont été mélangés dans les proportions stoechiométriques de l'équation de dosage.

Calcul de la quantité d'acide lactique dans 20,0 mL de lait:

$$n_{\text{init}}(\text{HA}) = n_{\text{versée equiv}}(\text{HO}^-)$$

$$n_{\text{init}}(\text{HA}) = C_B \times V_{BE} = 5,0 \cdot 10^{-2} \times 6,0 \cdot 10^{-3} = \mathbf{3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}$$

d) Concentration molaire de l'acide lactique dans le lait: $C_A = n_{\text{init}}(\text{HA}) / V_{\text{lait}}$

$$C_A = 3,0 \cdot 10^{-4} / 20 \cdot 10^{-3} = \mathbf{1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

e) Degré Dornic de ce lait:

masse d'acide lactique dans 20,0 mL de lait:

$$m = n_{\text{init}}(\text{HA}) \times M(\text{HA}) = 3,0 \cdot 10^{-4} \times 90 = 2,7 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

masse d'acide lactique dans 1L = 1000 mL de lait:

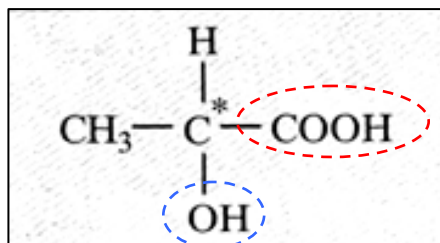
$$m = 2,7 \cdot 10^{-2} \times 50 = 1,35 \text{ g} \approx \mathbf{1,4 \text{ g}}$$

Or $1 \text{ }^\circ\text{D} \Leftrightarrow 0,10 \text{ g d'acide lactique dans } 1,0 \text{ L de lait}$ donc:

$$\mathbf{\text{Degré Dornic du lait: } 1,4 \times 1 / 0,10 = \mathbf{14 \text{ }^\circ\text{D}}}$$

Le lait est donc frais car: $14 \text{ }^\circ\text{D} < 18 \text{ }^\circ\text{D}$.

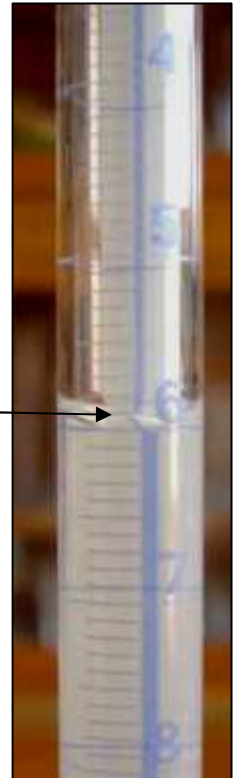
f)



Fonction hydroxyle

Fonction carboxyle

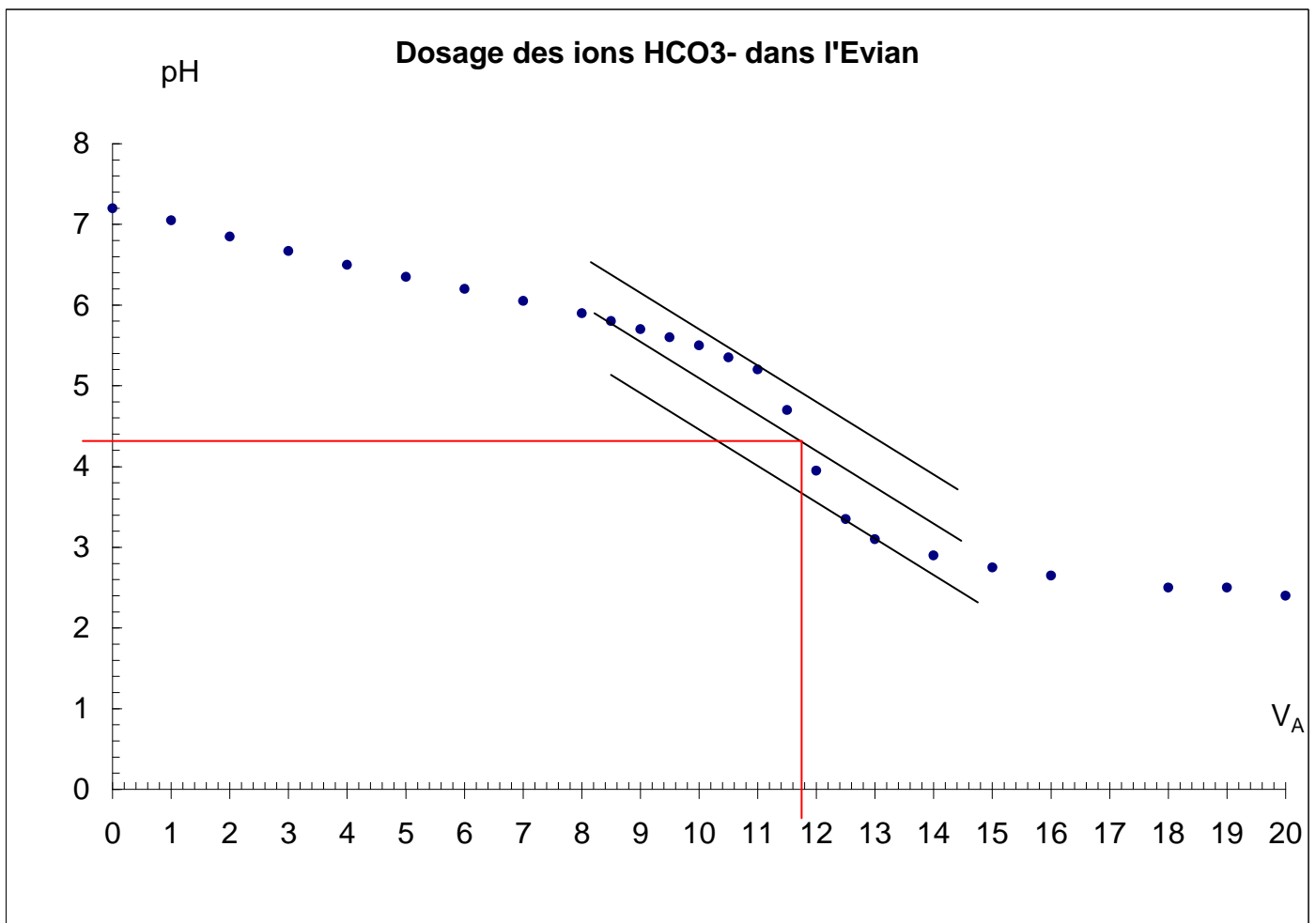
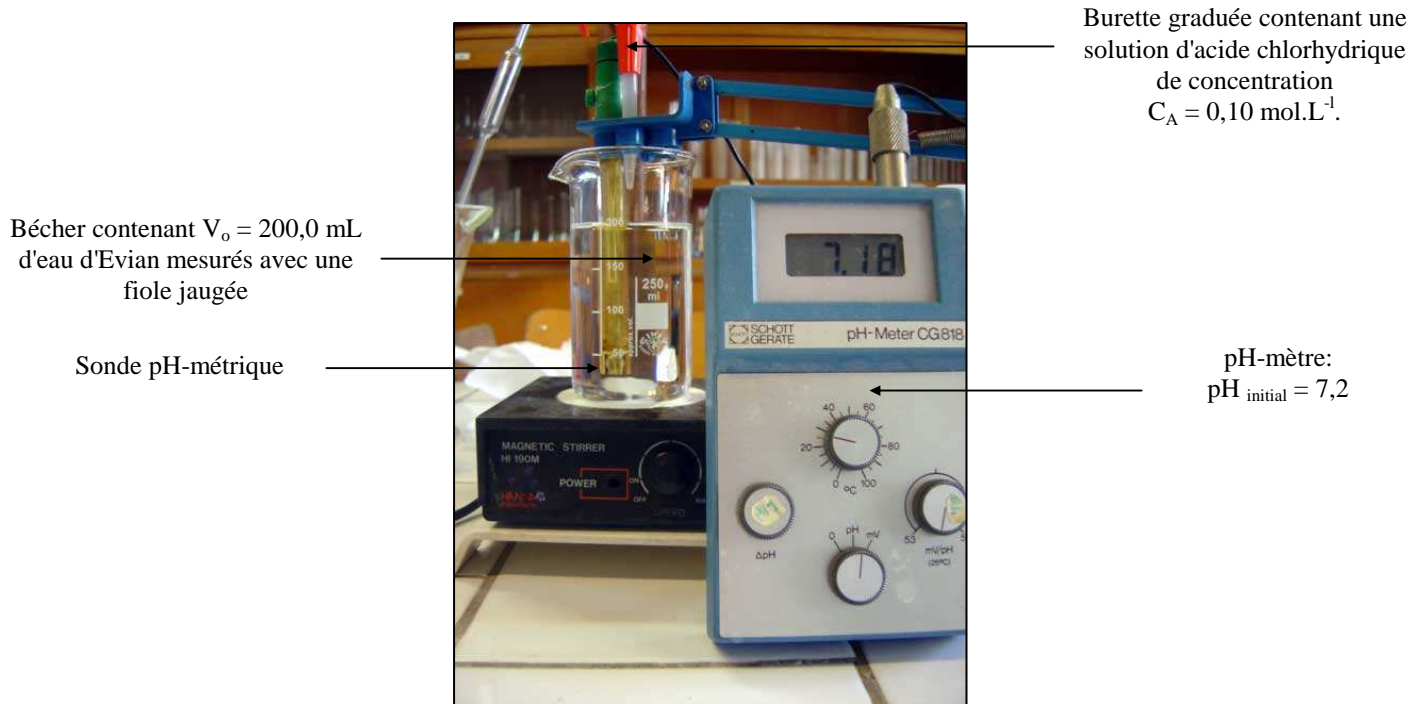
Le carbone fonctionnel C^* étant lié à deux autres atomes de carbone, l'alcool est de classe secondaire.



II - DOSAGE DES IONS HCO_3^- DANS UNE EAU MINERALE

1) Alcalinité d'une eau

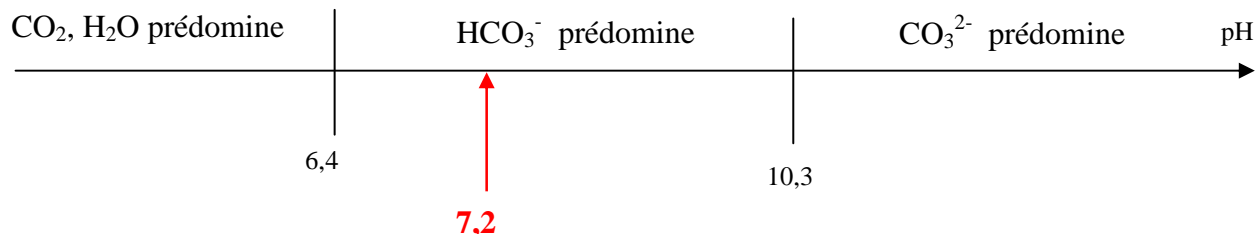
2) Manipulations



3) Exploitation des résultats

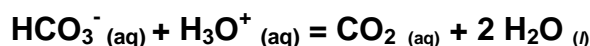
a) Le pH indiqué sur l'étiquette est $\text{pH} = 7,2$ est bien en accord avec la première mesure de pH, $\text{pH}_{\text{initial}} = 7,2$

b) Diagramme de prédominance avec les deux couples contenant les ions HCO_3^- :



A $\text{pH} = 7,2$ l'espèce prédominante dans l'eau minérale est l'ion hydrogénocarbonate: HCO_3^- .

c) équation de la réaction de dosage:



$$\text{Constante d'équilibre: } K = \frac{[\text{CO}_{2,\text{aq}}]_{\text{eq}}}{[\text{HCO}_3^-]_{\text{eq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}} = \frac{1}{K_{A2}} = 10^{\text{p}K_{A2}} = 10^{6,4} = 2,5 \cdot 10^6$$

$K \gg 10^3$ donc la réaction est totale.

d) En utilisant la méthode des tangentes il vient: $V_{AE} = 11,7 \text{ mL}$ et $\text{pH}_E = 4,3$

e) Concentration molaire C et concentration massique t des ions hydrogénocarbonate dans l'eau minérale:

A l'équivalence du dosage: $n_{\text{init}}(\text{HCO}_3^-) = n_{\text{versée}} \text{équiv}(\text{H}_3\text{O}^+)$

Donc:

$$C = C_A \times V_{AE} / V_{\text{évia}} = 0,10 \times 11,7 / 200 = 5,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$t = C \times M(\text{HCO}_3^-) = 5,9 \cdot 10^{-3} \times 61 = 0,36 \text{ g} = 360 \text{ mg}$$

écart relatif de 1 % avec l'indication de l'étiquette.

| AUTORISATION MINISTERIELLE DES 1878 ÉTENDUE LE 14.05.1993 AU GROUPE DES SOURCES DU CANTON D'EVIAN | | | |
|---|----|--------------|-----|
| Minéralisation caractéristique en mg/litre : | | | |
| Calcium | 78 | Bicarbonates | 357 |
| Magnésium | 24 | Sulfates | 10 |
| Potassium | 1 | Chlorures | 4,5 |
| Sodium | 5 | Nitrates | 3,8 |
| Silice : 13,5 | | | |

4) T.A.C de l'eau minérale

Bécher contenant 20,0 mL d'eau d'Evian mesurés avec une pipette jaugée + 15 gouttes de vert de bromocrésol



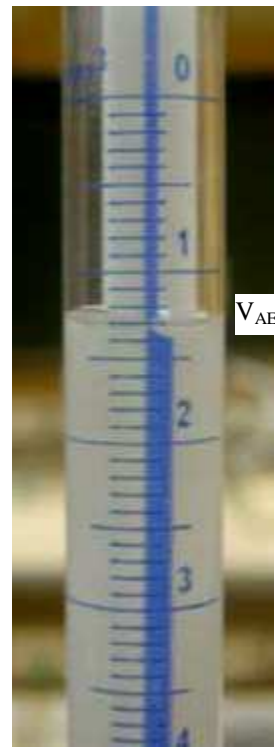
Burette graduée contenant une solution d'acide chlorhydrique à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$



Avant dosage



A l'équivalence



Pour 20,0 mL d'eau minérale on a: $V_{AE} = 1,3 \text{ mL}$

Pour 100,0 mL d'eau minérale on aurait: $V_{AE} = 1,3 \times 5 = 6,5 \text{ mL}$

Or la concentration acide chlorhydrique est ici 5 fois plus grande que celle de la définition du TAC ($0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ au lieu de $0,020 \text{ mol.L}^{-1}$). Avec une solution en acide chlorhydrique de $0,020 \text{ mol.L}^{-1}$ il aurait fallu verser un volume 5 fois plus grand pour obtenir l'équivalence donc le TAC est:

$$\text{TAC} = 5 \times 6,5 = 33$$

TAC = 33 < 50 l'eau est donc potable