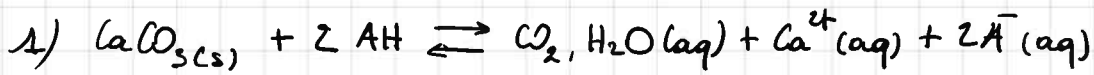
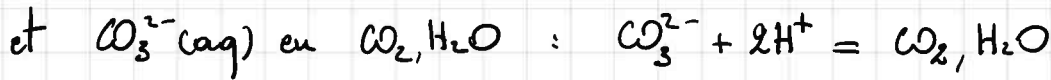


n° 33, page 34



Au cours de cette réaction, AH se transforme en  $\text{A}^{-}$  :  $\text{AH} = \text{A}^{-} + \text{H}^{+}$



Il s'agit donc bien d'une réaction acide-base.

$$2) n_f(\text{CO}_2) = \frac{V_f(\text{CO}_2)}{V_m} \quad \underline{\text{AN}} \quad n_f(\text{CO}_2) = \frac{310 \times 10^{-3} \text{ L}}{160 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,94 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_o(\text{CaCO}_3) = \frac{m_o(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} \quad \underline{\text{AN}} \quad n_o(\text{CaCO}_3) = \frac{0,20 \text{ g}}{100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

À partir de l'équation de la réaction on déduit que  $n(\text{CaCO}_3)$  qui réagit =  $n(\text{CO}_2)$  qui se forme.  
(si la TC est totale et le carbonate de calcium le réactif limitant).

Aux erreurs de manipulation et incertitudes près, on constate que  $n_f(\text{CO}_2) = n_o(\text{CaCO}_3)$

Tout le carbonate de calcium a été consommé.

$$3) \text{Concentration minimale en acide lactique} : n(\text{CaCO}_3) \text{ qui réagit} = \frac{n(\text{AH}) \text{ qui réagit}}{2}$$

$$\text{Donc } n_o(\text{AH}) = 2 n_o(\text{CaCO}_3) \text{ et } n_o(\text{AH}) = CV \text{ donc } C = \frac{2 n_o(\text{CaCO}_3)}{V}$$

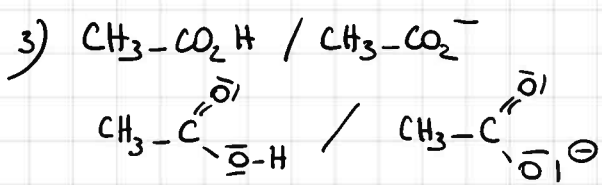
$$\underline{\text{AN}} \quad C = \frac{2 \times 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}}{10,0 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,40 \text{ mol/L}$$

Comme l'acide lactique a été dilué 10 fois, sa concentration est de 4,0 mol/L.

n° 40, page 35

1) Un indicateur coloré acide-base colore différemment une solution en fonction de son pH.

2) D'après le document 1, le chou rouge colore en vert les solutions dont le pH est compris entre 9 et 12. Puisque  $\text{pH} > 7,0$ , ces solutions sont basiques.



## II Dilution

Pour diviser par 10 la concentration, il faut prélever 20 mL à l'aide d'une pipette jaugée, introduire ce volume dans une fiole jaugée de 200 mL et compléter avec de l'eau.

## III Réaction du vinaigre avec de la soude

1. Dans la soude  $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$  seuls les ions  $\text{HO}^-$  ont des propriétés acido-

base (les ions  $\text{Na}^+$  sont spectateurs) donc  $\text{CH}_3\text{-CO}_2\text{H} + \text{HO}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{CO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$

2. À ce stade de l'exercice on ne sait pas encore si la transformation est totale ou pas. On imagine donc la transformation qui conduit à la disparition du réactif limitant.

$$n(\text{AH}) = 0 = n_0(\text{AH}) - x_{\text{max}} \Leftrightarrow x_{\text{max}} = n_0(\text{AH}) = C \frac{V}{N} = 0,10 \text{ mol/L} \times 10,0 \times 10^{-3} \text{ L} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{HO}^-) = 0 = n_0(\text{HO}^-) - x_{\text{max}} \Leftrightarrow x_{\text{max}} = n_0(\text{HO}^-) = C'V = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol/L} \times 6,0 \times 10^{-3} \text{ L} = 6,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$x_{\text{max}} = 6,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$  et le réactif limitant est  $\text{HO}^-$ .

3. Lorsqu'on a versé 6,0 mL de soude,  $\text{pH} = 5$  donc  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \text{ mol/L} \times 10^{-5} = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

À partir des données, on peut écrire  $[\text{HO}^-] = \frac{C_0 \times 10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$

$$\text{A.N. } [\text{HO}^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14} (\text{mol/L})^2}{1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}} = 1,0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

Dans l'état final la concentration en ions  $[\text{HO}^-]$  est de  $1,0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$

$$\text{donc } n_f(\text{HO}^-) = 1,0 \times 10^{-9} \text{ mol/L} \times (60 + 10 + 6) \times 10^{-3} \text{ L} = 7,6 \times 10^{-11} \text{ mol}$$

Initialement  $n_0(\text{HO}^-) = 6,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \gg n_f(\text{HO}^-)$ . La transformation est donc totale.