

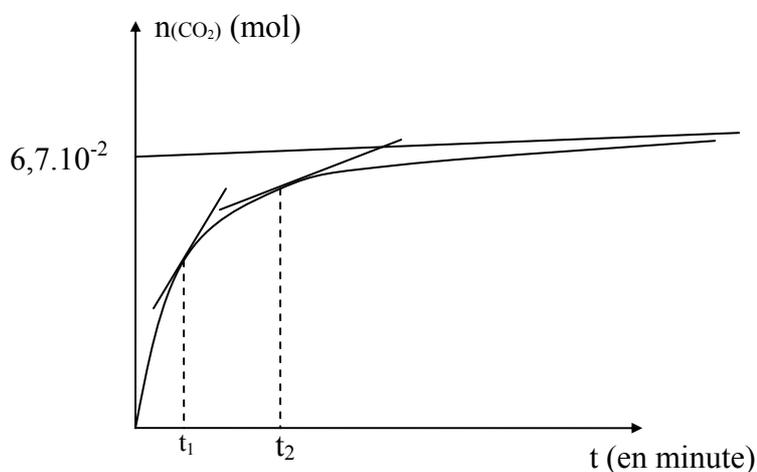
Corrigé de l'épreuve des sciences physiques  
Session principale : Juin 2003  
(Section maths, sciences expérimentales et technique)

**CHIMIE :**

Exercice N°1 (3 points)

1) a- A un instant de date  $t$ , la vitesse instantanée  $v(t)$  de formation du dioxyde de carbone est la limite vers laquelle tend la vitesse moyenne de formation du dioxyde de carbone entre deux instants de dates  $t_1$  et  $t_2$  encadrant  $t$  lorsque  $t_2 - t_1$  tend vers zéro.

b- A un instant  $t$  donné, la valeur de la vitesse instantanée de formation du dioxyde de carbone est donnée par la pente, à la date  $t$ , de la tangente à la courbe représentant les variations du nombre de mole de  $\text{CO}_2$  en fonction du temps.



La pente de la tangente à la courbe  $n(\text{CO}_2) = f(t)$  est plus faible à la date  $t_2$  qu'à la date  $t_1$ . Ce qui veut dire que la vitesse  $v$  de formation de  $\text{CO}_2$  décroît avec le temps.

c- Le facteur responsable de la diminution de  $v$  est la diminution de la concentration des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  ( $\text{CaCO}_3$  étant solide, sa concentration reste constante bien que sa quantité diminue au cours de la réaction et  $\text{Cl}^-$  n'est pas un réactif).

2) D'après l'équation qui traduit la réaction chimique, le nombre de moles de dioxyde de carbone formé est égal au nombre de moles de carbonate de calcium qui disparaît.

A la fin de la réaction, le nombre de moles de  $\text{CO}_2$  formé est égal à  $6,7 \cdot 10^{-2}$  mol donc le nombre de moles de  $\text{CaCO}_3$  consommé est  $6,7 \cdot 10^{-2}$  mol. Soit :  $m = n_{\text{CaCO}_3} \cdot M_{\text{CaCO}_3}$

A.N :  $m = 6,7 \cdot 10^{-2} \cdot 100 = 6,7$  g.

Exercice N°2 (4points)

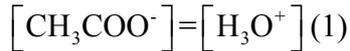
1) Les espèces chimiques présentes dans la solution, autres que l'eau, sont:



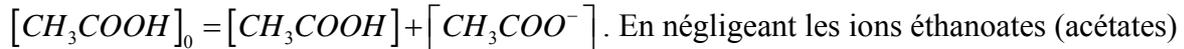
D'après le principe de la neutralité électrique de la solution:

$[\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$  ; en négligeant les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  provenant de la dissociation de

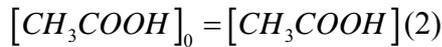
l'eau devant les ions libérés par l'acide au cours de sa mise en solution, on obtient



D'après le principe de conservation de la matière :



libérés par l'acide devant les molécules d'acide présentes dans la solution on obtient :



Compte tenu de la constante d'acidité du couple ( $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \text{ et des relations (1) et (2) on obtient : } \text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log C)$$

- 2) a- La dilution modifie les concentrations des constituants d'une solution mais elle ne modifie pas le nombre de moles de chacune des espèces présentes dans la solution.

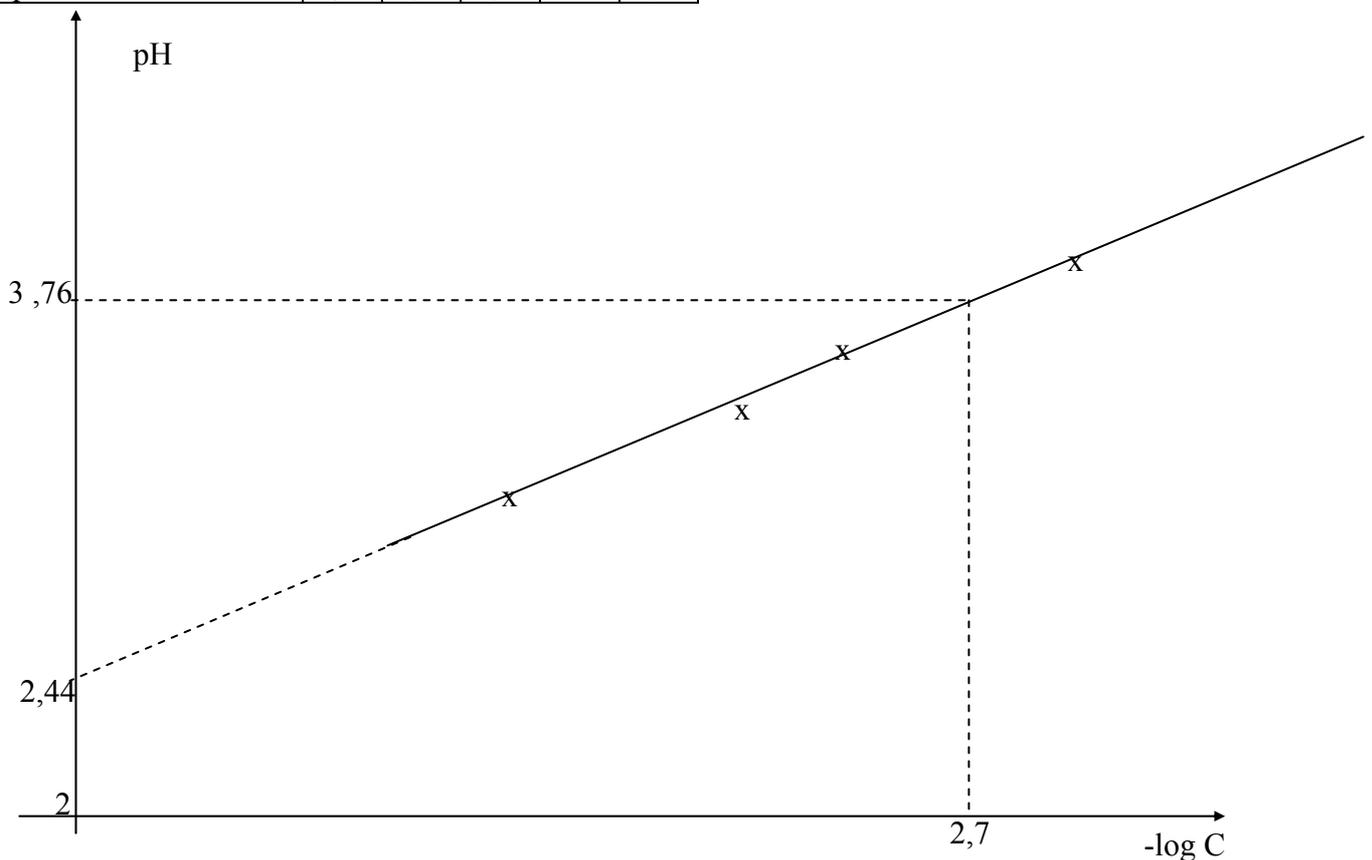
$$C_0 \cdot v = C_3 \cdot v_3 \Rightarrow v = \frac{C_3 \cdot v_3}{C_0} = 4 \text{ mL.}$$

Pour effectuer cette dilution on procède comme suit :

Dans un petit bécher, on verse un peu plus de 4mL du contenu du flacon contenant ( $S_0$ ) (ne jamais prélever une solution de son flacon d'origine en y introduisant une pipette par exemple) et on en prélève 4mL à l'aide d'une pipette graduée de 5mL munie d'une poire pro pipette (pour éviter tout risque de recevoir de la vapeur d'acide ou de l'acide en solution dans la bouche). On introduit le prélèvement dans la fiole jaugée de capacité 100mL, contenant au préalable une certaine quantité d'eau distillée et on agite l'ensemble. On complète à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et on homogénéise en agitant.

b-

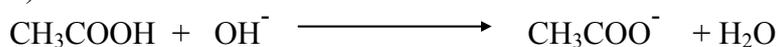
Solution	( $S_0$ )	( $S_1$ )	( $S_2$ )	( $S_3$ )	( $S_4$ )
$-\log C$	1,3	2,0	2,3	2,7	3,0
pH	3,1	3,4	3,6		3,9



Le point de la droite qui représente  $\text{pH} = f(-\log C)$  et qui a l'abscisse 2,7 a pour ordonnée 3,76. Donc le pH de la solution (S<sub>3</sub>) vaut 3,76 ( puisque le pHmètre utilisé est au 1/10<sup>e</sup>, il indique pour (S<sub>3</sub>) un pH = 3,7)

L'ordonnée à l'origine des abscisses représente  $\frac{1}{2} \text{pK}_a$ . Sur le graphique on lit  $\frac{1}{2} \text{pK}_a = 2,44$  donc le  $\text{pK}_a$  du couple (CH<sub>3</sub>COOH/CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>), déduit des mesures fournies par l'expérience, vaut 4,88

3) a- La réaction entre un acide et une base est totale :



b- Sachant que 
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

donc 
$$\text{pK}_a = -\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = -\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} + \text{pH}$$
 . Le pH de la solution

vaut le  $\text{pK}_a$  du couple acide / base mis en jeu lorsque  $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1$ . Cela est réalisé à

la demi équivalence, soit  $2 \cdot C_B \cdot v_B = C_3 \cdot v_3 \Rightarrow v_B = \frac{C_3 \cdot v_3}{2C_B} = 10\text{mL}$