



Taki Academy  
www.takiacademy.com

## Sciences physiques

**Classe :** 4<sup>ème</sup> Math (Gr Standard)

**Série 26** PH d'une solution aqueuse (2)

*Prof : Karmous Med*



📍 Sousse (Khezama - Sahloul) Nabeul / Sfax / Bardo / Menzah El Aouina /  
Ezzahra / CUN / Bizerte / Gafsa / Kairouan / Medenine / Kébili / Monastir /  
Gabes / Djerba / Jendouba / Sidi Bouzid / Siliana / Béja / Zaghouan



www.takiacademy.com



73.832.000



## Exercice 1



**L'aspirine** est formée essentiellement par l'acide acétylsalicylique  $R - COOH$  dont on se propose de déterminer le  $pK_a$ .

L'équation de sa réaction de dissolution dans l'eau est :  $R - COOH + H_2O \rightleftharpoons R - COO^- + H_3O^+$

On prépare une solution (S) d'aspirine de concentration  $C = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

1°) Montrer que le  $pH$  d'une solution aqueuse (S), de concentration  $C$ , d'un acide faiblement ionisé  $AH$ , vérifie la relation suivante :  $pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C)$  où  $pK_a = pK_{a(AH/A^-)}$ .

2°) A partir de la solution (S), on prépare différentes solutions ( $S_i$ ) de concentration molaire  $C_i$ , on note le  $pH$  de chaque solution et on trace la courbe  $pH = f(-\log C)$  donnée par la figure ci-contre :

En exploitant la courbe déterminer :

a-le  $pK_a$  du couple acide-base de l'aspirine  $RCOOH/RCOO^-$ .

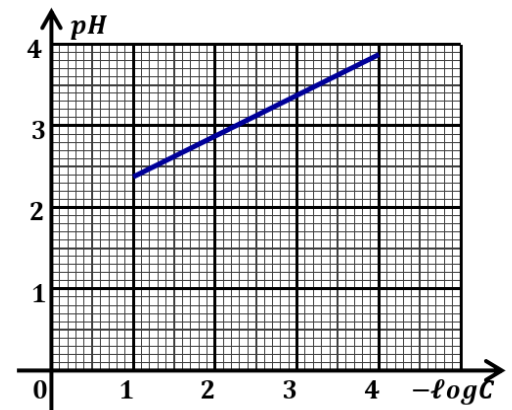
b-le  $pH$  de la solution (S).

3°) a-Calculer la concentration molaire de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution (S) autre que l'eau.

b-Calculer le taux d'avancement final de la réaction de dissolution de l'acide acétylsalicylique dans l'eau. et Vérifier que l'acide est faiblement ionisé.

4°) On dispose du matériel suivant :

- Une fiole jaugée de  $100 \text{ mL}$ .
- Des béchers.
- Des pipettes jaugées de  $2 \text{ mL}$ ,  $10 \text{ mL}$  et  $20 \text{ mL}$ .



On se propose de préparer, à partir de (S), une solution ( $S_1$ ) de concentration molaire  $C_1 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et de volume  $100 \text{ mL}$ .

- Déterminer la valeur du prélèvement  $V$  à effectuer à partir de (S) pour préparer la solution ( $S_1$ ).
- Décrire le mode opératoire permettant d'effectuer cette préparation en choisissant la verrerie la plus adéquate et qui nécessite le minimum d'opérations.

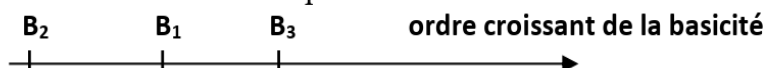
## Exercice 2



Une monobase est considérée comme faiblement ionisée dans l'eau si le taux d'avancement final de sa réaction avec l'eau est inférieur à  $5 \cdot 10^{-2}$ .

On dispose de trois solutions aqueuses ( $S_1$ ), ( $S_2$ ) et ( $S_3$ ) respectivement de monobases  $B_1$ ,  $B_2$  et  $B_3$  de même concentration molaire  $C_0 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ . La mesure, dans un ordre quelconque, du  $pH$  de ces solutions a donné les valeurs :  $13,0$  ;  $10,8$  et  $11,1$ .

Sachant que les trois bases sont classées par ordre croissant de basicité comme indiqué ci-dessous :



- En justifiant la réponse, attribuer à chaque solution le  $pH$  correspondant.
  - Montrer que les bases  $B_1$  et  $B_2$  sont faibles alors que la base  $B_3$  est forte.
  - Justifier que les bases  $B_1$  et  $B_2$  sont faiblement ionisées dans l'eau.

2) Etablir l'expression du **pH** d'une solution aqueuse d'une monobase **B** faible et faiblement ionisée en fonction du **pK<sub>b</sub>** du couple **BH<sup>+</sup>/B** correspondant, du **pK<sub>e</sub>** et de la concentration molaire initiale **C** de la base étudiée.

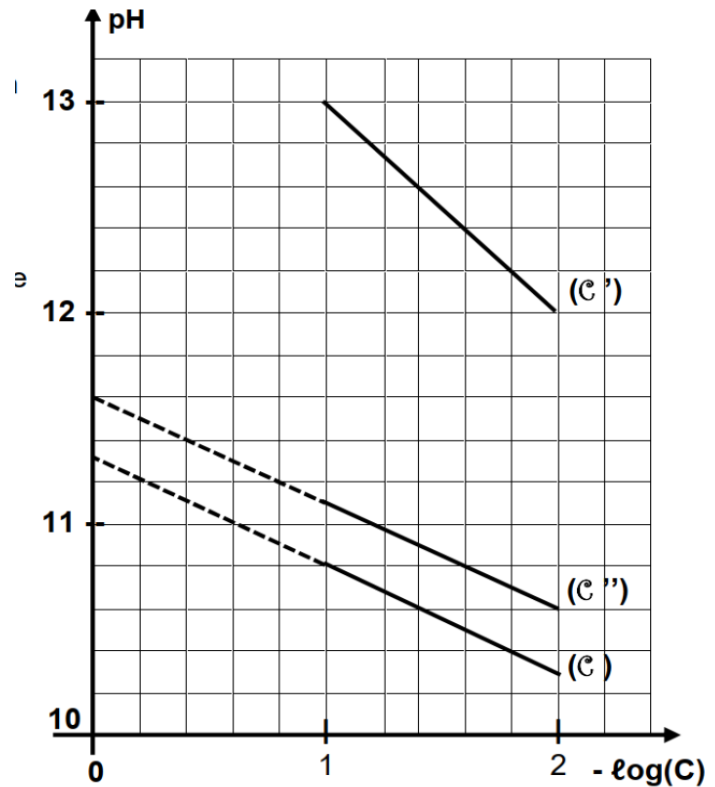
3) Pour différentes valeurs de la concentration molaire **C** (variant de  $10^{-2}$  à  $10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$ ) des solutions relatives aux trois monobases précédentes **B<sub>1</sub>**, **B<sub>2</sub>** et **B<sub>3</sub>**, on mesure séparément le **pH** correspondant, puis on représente à chaque fois la courbe **pH** en fonction de **(-logC)**. On obtient alors les courbes **(C)**, **(C')** et **(C'')** de la figure ci contre.

a- En justifiant la réponse, attribuer chaque courbe à la base correspondante.

b- En exploitant les courbes de cette figure, déterminer :

Les valeurs des constantes **pK<sub>b1</sub>** et **pK<sub>b2</sub>** respectivement des couples **B<sub>1</sub>H<sup>+</sup>/B<sub>1</sub>** et **B<sub>2</sub>H<sup>+</sup>/B<sub>2</sub>**.

- Les valeurs des concentrations molaires **C'<sub>1</sub>** et **C'<sub>2</sub>** respectivement des solutions **(S'<sub>1</sub>)** et **(S'<sub>2</sub>)** correspondant aux bases **B<sub>1</sub>** et **B<sub>2</sub>**, ayant le même **pH** de valeur **10,6**.



### Exercice 3



I- On prépare quatre solutions aqueuses acides **(S<sub>1</sub>)** ; **(S<sub>2</sub>)** ; **(S<sub>3</sub>)** et **(S<sub>4</sub>)** de même concentration **C<sub>0</sub>** correspondant respectivement à : l'acide carbonique **H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>**; l'acide méthanoïque **HCOOH**; l'acide chlorhydrique **HCl** et l'acide nitreux **HNO<sub>2</sub>**. Les valeurs des **pH** de ces solutions sont consignées dans le tableau ci-contre :

acide	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCOOH	HCl	HNO <sub>2</sub>
pH	4,3	3,1	2,3	2,8

- 1°) a- Dresser le tableau d'avancement volumique de la réaction d'ionisation de **HCOOH** dans l'eau.  
b- Etablir l'expression du taux d'avancement final de la réaction en fonction **[H<sup>+</sup>O]** et de **C<sub>0</sub>**

Déduire son expression en fonction de **C<sub>0</sub>** et du **pH**.

- 2°) a- L'un des acides est fort : Indiquer lequel. Calculer alors la valeur commune de la concentration **C<sub>0</sub>** de ces solutions.

b- Comparer la force des acides faibles.

3°) Les valeurs des **pKa** des couples acide/base correspondants aux acides faibles sont consignées dans le tableau ci-contre :

Associer chaque valeur de pKa au couple acide-base correspondant tout en justifiant la réponse.

Couple : acide /base	A <sub>1</sub> /B <sub>1</sub>	A <sub>2</sub> /B <sub>2</sub>	A <sub>3</sub> /B <sub>3</sub>
pKa	3,3	3,75	6,3

II-

À un volume  $V_0$  de ( $S_1$ ), on ajoute un volume  $V_e$  d'eau pure pour obtenir une solution ( $S$ ) de concentration  $C$ . Pour différentes valeurs de  $V_e$ , on détermine le taux d'avancement final  $\tau_f$  de la réaction d'ionisation de l'acide  $H_2CO_3$  dans chaque solution ( $S$ ) obtenue. Les résultats ont permis de tracer la courbe ci-jointe traduisant les variations de  $\tau_f^2$  en fonction de  $V_e$

1°) Etablir l'expression de la concentration  $C$  de la solution ( $S$ )

en

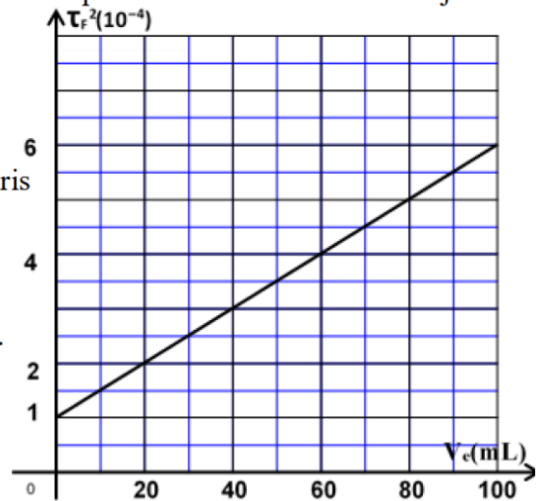
fonction de  $C_0$ ,  $V_0$  et  $V_e$ .

2°) Montrer, à partir de la courbe, que pour tout volume  $V_e$ , compris entre 0 et 100 mL, on peut considérer que l'acide  $H_2CO_3$  est faiblement ionisé.

3°) Etablir l'expression de la constante d'acidité  $K_a$  du couple correspondant à l'acide carbonique en fonction de  $C$  et  $\tau_f$ .

4°) a- Montrer que  $\tau_f^2 = \frac{K_a V_e}{C_0 V_0} + \frac{K_a}{C_0}$

b- Retrouver la valeur du pKa du couple correspondant à l'acide  $H_2CO_3$  et le volume  $V_0$ .



## Exercice 4



On dispose de deux solutions aqueuses de deux bases  $B_1$  et  $B_2$  de même concentration molaire  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et de pH respectifs  $pH_1 = 13$  et  $pH_2 = 11,1$ .

1°) Etablir l'expression du taux d'avancement final  $\tau_f$  d'une base B.

2°) Montrer que  $B_1$  est une base forte et que  $B_2$  est une base faiblement ionisée.

3°) a- Montrer que la constante d'acidité  $K_a$  du couple  $B_2H^+/B_2$  s'écrit sous la forme  $K_a = \frac{K_e}{C \cdot \tau_f^2}$ .

b- Déduire l'expression du pH de  $B_2$  en fonction de  $C$ ,  $pK_e$  et  $pK_a$ .

4°) On prépare différentes solutions de la base  $B_2$  dont les concentrations molaires sont inférieures à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et supérieures à  $6,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

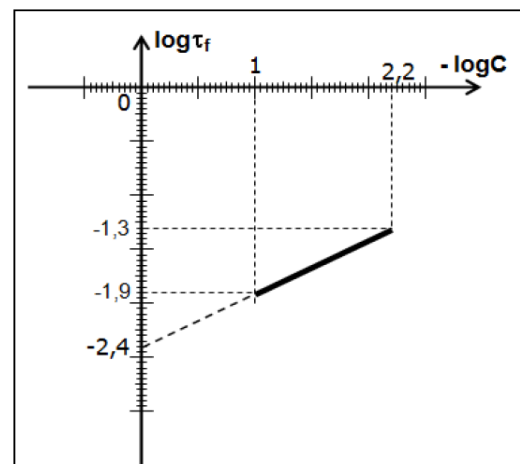
On a déterminé le taux d'avancement final  $\tau_f$  de chaque solution ce qui nous a permis de tracer la courbe ci-contre

a- Justifier l'allure de la courbe.

b- En exploitant cette courbe :

\* Déterminer le pKa du couple  $B_2H^+/B_2$ .

\* Montrer que la dilution favorise l'ionisation d'une base faible.





## Exercice 5



On considère une solution ( $S_1$ ) d'acide éthanóïque  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  de concentration initiale  $C_1=0,2 \text{ mol.L}^{-1}$  et de  $\text{pH} = \text{pH}_1$ . Le taux d'avancement final de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau dans ( $S_1$ ) est  $\tau_{f_1} = 9.10^{-3}$  et le  $\text{pK}_a (\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{CO}_2^-) = \text{pK}_{a1}$ .

1 – a – Montrer que  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  est un acide faible . Ecrire l'équation de sa réaction chimique avec l'eau.

b – Etablir en fonction de  $\tau_{f_1}$  et de  $C_1$  , l'expression de  $\text{pH}_1$  et celle de  $\text{pK}_a$  , en précisant à chaque fois l'approximation nécessaire .

c – Calculer  $\text{pH}_1$  et  $\text{pK}_{a1}$  .

2 – A partir d'un volume  $V_1$  de ( $S_1$ ) , on réalise une dilution , par l'ajout d'un volume  $V_e$  d'eau pure de façon que l'acide éthanóïque reste faiblement dissocié .

La solution (S) obtenue est de concentration C et de volume V .

a – Montrer que le taux d'avancement final  $\tau_f$  de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau dans (S) s'écrit :  $\tau_f = \tau_{f_1} \cdot \sqrt{\frac{C_1}{C}}$

b – Montrer que le pH de la solution (S) est donné par l'expression :

$$\text{pH}_s = \text{pH}_1 + \frac{1}{2} \cdot \log\left(\frac{C_1}{C}\right),$$

calculer  $\text{pH}_s$  et  $\tau_f$  quand le volume d'eau ajoutée est  $V_e = 3V_1$  .

c – Préciser l'effet de cette dilution sur :

$c_{-1}$  : la constante d'acide  $K_{a1}$  du couple  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{CO}_2^-$  .

$c_{-2}$  : le pH de la solution .

3– On dispose d'une solution aqueuse ( $S_2$ ) , d'acide méthanoïque  $\text{HCO}_2\text{H}$  faiblement dissocié dans l'eau , de concentration molaire initiale  $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et ayant un  $\text{pH}_{s2} = \text{pH}_2 = 2,37$  .

a – Déterminer le  $\text{pK}_{a2}$  du couple  $\text{HCO}_2\text{H} / \text{HCO}_2^-$  .

b – Comparer les forces de l'ion éthanóate et de l'ion méthanoate