



Fiche d'évaluation n° 04-dt 2019-2020
 Classe 4^{ème} math, Sc. Exp, Tech

Proposée par M[°]
 Ben Salah Ahmed sami

Thème : PH des solutions aqueuses

•••→ **Exercice n°00 :** On donne $pK_a = 14$ à $25^\circ C$

1°) Etablir la relation liant pK_a , pK_b et pK_e du couple BH^+ / B

2°) On considère les couples acide base suivant à $25^\circ C$:



a) Remplir les pointillés puis classer les trois couples par force décroissante de leur base

b) On fait réagir $HCOO^-$ sur NH_4^+ . Ecrire l'équation de cette réaction

c) Etablir l'expression de la constante d'équilibre correspondante en fonction de K_{a1} , K_{a2} et K_e . La calculer

3°) Le pK_b du couple $\dots NH_4^+ \dots / NH_3$ est 5,3 à $50^\circ C$

Déterminer le caractère énergétique de la réaction de NH_3 avec l'eau

•••→ **Exercice n°01:**

On se propose de déterminer expérimentalement le pK_a d'une monobase faible. Pour cela on prépare, à $25^\circ C$, 100 mL d'une solution aqueuse (S) d'éthanoate de sodium CH_3CO_2Na , de concentration $C > 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$, en dissolvant une masse m de ce sel supposé pur et sec

1°) a) Ecrire les équations des réactions chimiques qui accompagnent la dissolution supposée totale de CH_3CO_2Na dans l'eau

b) préciser les couples acide-base mis en jeu

a) Dresser le tableau descriptif d'évolution de la réaction de CH_3CO_2^- avec l'eau

b) Montrer, en précisant les approximations utilisées que la valeur du pK_a du couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{CO}_2^-$ est : $pK_a \approx 2 \text{ pH} - \log C - 14$

3°) On mesure le pH de 4 solutions d'éthanoate de sodium $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na}$ de concentration C connue, on obtient le tableau suivant :

$C(\text{mol}\cdot\text{L}^{-1})$	0,100	0,050	0,010	0,005
pH	8,9	8,7	8,4	8,2

a) Tracer la courbe qui donne la variation du pH en fonction de $\log C$

b) Déterminer son équation

c) En déduire la valeur du pK_a

d) Déterminer la valeur de la masse m dissoute lorsque la valeur du pH vaut 8,2

•••→ Exercice n°02 :

On prépare trois solutions aqueuses (S_1), (S_2) et (S_3) de trois acides respectivement A_1H , A_2H et A_3H de même concentration C

et de pH : $\text{pH}(S_1) = 2$, $\text{pH}(S_2) = 2,9$ et $\text{pH}(S_3) = 3,4$

1°) Comparer les forces relatives de ces trois acides. Justifier

2°) L'un de ces acides est fort.

Identifier cet acide et montrer que $C = 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

3°) a) Calculer les concentrations des différents entités chimiques présentes dans (S_2)

b) Déduire la valeur du pK_a du couple A_2H / A_2^-

c) Le pK_a du couple A_3H / A_3^- est l'une des trois valeurs suivantes :

(4,8 ; 3,4 ; 2,8). Donner sans calcul la valeur de pK_a . Justifier

4°) On prélève 10 mL de chacune des solutions (S_1) et (S_2) et on leur ajoute respectivement les volumes V_1 et V_2 d'eau,

on obtient deux solutions (S'_1) et (S'_2) de même $\text{pH}' = 3,5$

a) Déterminer les valeurs de V_1 et V_2

b) Quel est l'effet de la dilution sur l'ionisation de chaque acide ? Justifier

•••→ Exercice n°03 :

On prépare les deux solutions aqueuses suivantes :

• (S_1) : solution aqueuse d'un acide A_1H de concentration molaire C_1

• (S_2) : solution aqueuse d'un acide A_2H de concentration molaire C_2

Ces deux solutions ont le même pH de valeur 3,2

1°) On prélève un volume $V = 20 \text{ mL}$ de chaque solution. Calculer le nombre de moles d'ions H_3O^+ contenu dans chaque prélèvement

2°) On ajoute de l'eau distillée à chaque prélèvement de façon à obtenir deux solutions (S'_1) et (S'_2) de même volume $V' = 100 \text{ mL}$. La mesure des

pH des deux solutions donne $\text{pH}(S'_1) = 3,9$ et $\text{pH}(S'_2) = 3,55$

a) Calculer le nombre de moles d'ion H_3O^+ dans (S'_1) et dans (S'_2)

b) En déduire que A_1H est un acide fort et A_2H est un acide faible

Appliquer l'expression du pH d'une solution d'un acide fort pour trouver la variation du pH lorsqu'on dilue cette solution cinq fois. Déduire alors que A_1H est un acide fort

d) Calculer C_1

3°) a) Montrer que τ_F de la réaction de l'acide A_2H avec l'eau dans (S_2)

$$\text{est donné par : } \tau_F = \frac{10^{\text{pH}}}{C_2}$$

b) Sachant que $C_2 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. En déduire que l'acide A_2H est faiblement dissocié dans (S_2). Calculer alors la valeur du pK_a du couple A_2H/A_2^-

•••→ Exercice n°04 :

On opère à 25°C et On donne $K_e = 10^{-14}$ à 25°C

On prépare les deux solutions aqueuses suivantes :

• (S_1) : solution aqueuse d'une base B_1 de concentration molaire C_1

• (S_2) : solution aqueuse d'une base B_2 de concentration molaire C_2

Ces deux solutions ont le même pH de valeur $10,6$

1°) On prélève un volume $V = 25 \text{ mL}$ de chaque solution. Calculer le nombre de moles d'ions OH^- contenu dans chaque prélèvement

2°) On ajoute de l'eau distillée à chaque prélèvement de façon à obtenir deux solutions (S'_1) et (S'_2) de même volume $V' = 100 \text{ mL}$. La mesure des pH des deux solutions donne $\text{pH}(S'_1) = 10$ et $\text{pH}(S'_2) = 10,3$

a) Calculer le nombre de moles d'ion OH^- dans (S'_1) et dans (S'_2)

b) En déduire que B_1 est une base forte et B_2 et une base faible

c) Calculer C_1

3°) B_2 est l'ammoniac (NH_3)

a) Dresser le tableau descriptif d'avancement volumique relatif à la réaction de l'ammoniac avec l'eau

b) Montrer que le taux d'avancement final de cette réaction

$$\text{dans } (S_2) \text{ est donné par } \tau_F = \frac{10^{\text{pH}}}{C_2} \cdot K_a$$

c) Sachant que $C_2 = 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. En déduire que NH_3 est faiblement ionisée dans (S_2).

d) Montrer alors que la constante d'acidité K_a du couple NH_4^+ / NH_3

vérifie la relation : $C_2 \cdot \tau_F^2 = \frac{K_e}{K_a}$. En déduire l'effet d'une dilution sur

l'ionisation de cette base

e) Déduire de cette relation l'expression du pK_a du couple NH_4^+ / NH_3 en fonction de C , pH , et pK_e .

•••→ Exercice n°05 :

Toutes les solutions sont prises à 25°C . On dispose de trois solutions aqueuses de même concentration $C = 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

♦ (S_1) est de Chlorure de sodium ($NaCl$) de $\text{pH} = 7,0$

♦ (S_2) est de Chlorure d'éthylammonium ($C_2H_5NH_3Cl$) de $\text{pH} = 5,9$

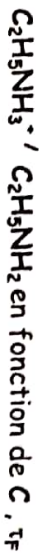
♦ (S_3) est dihydroxyde de sodium ($NaOH$) de $\text{pH} = 13,0$

1°) On considère la solution (S_2) de chlorure d'éthylammonium

a) L'ion éthylammonium $C_2H_5NH_3^+$ est un acide faible, justifier cette affirmation

a) Ecrire l'équation de la réaction de dissociation de l'ion ethylammonium dans l'eau

c) Exprimer la constante d'acidité K_a correspondant au couple



d) Sachant que le pK_a correspondant au couple $C_2H_5NH_3^+ / C_2H_5NH_2$

est 10,8, Montrer que cet acide est faiblement dissocié dans l'eau

e) Etablir alors l'expression $K_a = C \tau_f^2$. Déduire l'influence d'une

dilution modérée sur la réaction de dissociation de cet acide dans l'eau

2°) On ajoute un volume $V_1 = 100 \text{ mL}$ de (S_1) à un volume $V_3 = 100 \text{ mL}$

de (S_3). Le pH de la solution obtenue est 12,7. Montrer que cette

valeur de pH permet de conclure qu'il s'agit d'une simple dilution de la

solution (S_3)

•••→ Exercice n°07:

On opère à 25 °C température à la quelle $pK_a = 14$

Un élève désire montrer expérimentalement que le couple NH_4^+ / NH_3 met

en jeu un acide faible et une base faible dans l'eau, en déterminant la

valeur du pK_a de ce couple, pour cela il procède de trois façons.

1°) Il dispose d'une solution aqueuse (S_0) d'ammoniac (NH_3) de

concentration $C_0 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, le pH-mètre indique $pH_0 = 10,95$.

a) Dresser le tableau descriptif d'évolution de la réaction de l'ammoniac

avec l'eau, en utilisant l'avancement volumique.

b) Montrer que le taux d'avancement final de cette réaction

s'écrit : $\tau_f = \frac{10^{pH_0 - pK_a}}{C_0}$. Calculer sa valeur.

c) Montrer alors que : $[OH^-]^2 = C_0 \frac{K_e}{K_a}$. Calculer pK_a .

2°) L'élève mesure le pH d'une solution aqueuse (S_1) de chlorure d'ammonium (NH_4Cl) de concentration $C_1 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$,

il trouve $pH_1 = 4,75$.

a) Ecrire l'équation de la réaction qui accompagne la dissolution de ce sel (NH_4Cl) dans l'eau.

b) Dresser le tableau descriptif d'évolution de la réaction de l'ion ammonium (NH_4^+) avec l'eau en utilisant l'avancement volumique Y .

c) Montrer en précisant l'approximation utilisée que le taux d'avancement final de cette réaction dans (S_1) est donnée par : $\tau_f = \frac{10^{-pH_1}}{C_1}$. Calculer sa valeur.

d) Montrer alors que le pH de la solution (S_1) s'écrit :

$$pH_1 = \frac{1}{2} (pK_a - \text{Log } C_1)$$

Retrouver la valeur du pK_a .

3°) L'élève dispose maintenant de la solution aqueuse (S_0) de concentration $C_0 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume V_0 . Il étudie

l'influence d'une dilution sur l'ionisation de l'ammoniac dans l'eau. Il trace donc la courbe de variation de la quantité de matière d'ions OH^- dans la solution (S) obtenue en fonction du volume V_e d'eau ajouté à (S_0).

On admet que NH_3 reste faiblement ionisée dans (S) pour les volumes V_e tels que $V_e \leq V_{lim}$.

Cette condition étant réalisée, on donne la courbe de la figure 1.

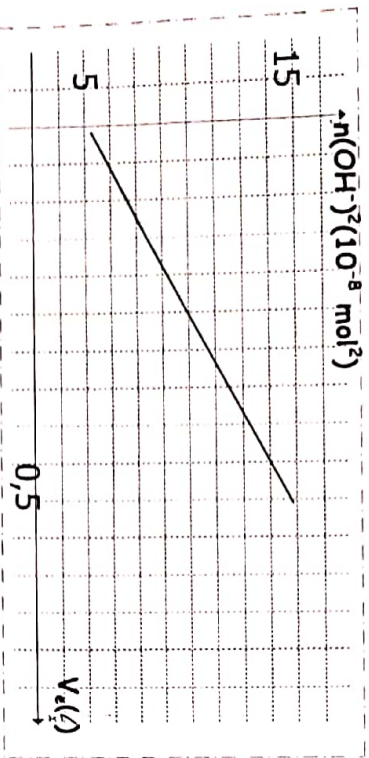
Montrer que le nombre de moles d'ions OH^- présents

dans (S) vérifie : $n(\text{OH}^-)^2 = \left(\frac{K_e}{K_a} C_0 V_0 \right) \cdot V_e + \frac{K_e}{K_a} C_0 V_0^2$

b) En déduire l'influence de la dilution modérée sur l'ionisation de NH_3 dans l'eau .

c) Déterminer V_0 et pK_a .

d) Trouver V_{lim} .



•••→ **Exercice n°08:**

On prépare une solution aqueuse (S_0) d'acide AH de concentration

initiale $C_0 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume V_0 . A cette solution, on ajoute un

volume V_e d'eau pure tel que $V_e \leq V_{\text{max}}$. On obtient alors une solution (S)

de concentration C et de volume V. (On suppose que l'acide est faiblement

dissocié dans (S) pour les valeurs de V_e tels que $V_e \leq 1,15 \text{ L}$).

1°) a- Ecrire l'équation de la réaction de cet acide avec l'eau

b- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système chimique en

utilisant l'avancement volumique

c- En précisant l'approximation utilisée Montrer que l'expression du

taux d'avancement final τ_f de la réaction de AH avec l'eau dans (S) est

donné par : $\tau_f = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C}$

d- Déduire en fonction de de C et τ_f l'expression de la constante

d'acidité K_a du couple AH/A⁻

e- Dans (S) et pour les valeurs de V_e tels que $V_e \leq 1,15 \text{ L}$ établir alors

la relation : $\tau_f^2 = \frac{K_a}{C_0 V_0} V_e + \frac{K_a}{C_0}$

2°) On donne la courbe représentant $\tau_f^2 = f(V_e)$.

Déterminer en utilisant cette courbe :

a- les valeurs de K_a , de V_0 et de τ_{f0}

(taux d'avancement final de la

réaction dans la solution (S_0)).

b- L'effet d'une dilution sur

l'ionisation de l'acide.

3°) Calculer le pH de la solution (S)

obtenue pour un volume $V_e = 0,7 \text{ L}$

