

Données : $pK_e = 14$ à 25°C ; $[\text{H}_2\text{O}] = 55,5 \text{ mol.L}^{-1}$

Exercice n°1

On considère trois solutions (S_1), (S_2) et (S_3) de même concentration, obtenues en dissolvant dans l'eau l'acide chlorhydrique HCl, l'acide borique H_3BO_3 et l'acide méthanoïque HCOOH.

Les mesures des pH de ces trois solutions donnent : $\text{pH}_1 = 2,3$; $\text{pH}_2 = 5,7$; $\text{pH}_3 = 3,1$.

1. Ecrire les équations des réactions des acides considérés avec l'eau.
2. Classer ces acides par force d'acidité croissante.
3. Attribuer à chaque réaction son taux d'avancement final τ_f puis le pK_A du couple mis en jeu.

$$\tau_f : 4 \cdot 10^{-4} ; 0,16 ; 1$$

$$\text{pK}_A : -7 ; 3,75 ; 9,2$$

Exercice n°2

On dispose d'une solution d'acide propanoïque $\text{C}_2\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$ (acide faible) de concentration molaire $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de $\text{pH} = 3,4$.

1. a. Ecrire l'équation de la réaction de l'acide propanoïque avec l'eau.
b. Exprimer la constante d'équilibre relative à la réaction de l'acide propanoïque avec l'eau.
b. Quel est le couple acide/base correspondant à l'acide propanoïque.
2. a. Enumérer les différentes espèces chimiques dans la solution d'acide propanoïque.
b. Calculer la molarité de chaque espèce chimique en précisant les approximations utilisées.
3. En déduire la valeur de K_A du couple (acide/base) correspondant à l'acide propanoïque.

Exercice n°3

Données : $\text{pK}_{A_1}(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{CO}_2^-) = 4,7$; $\text{pK}_{A_2}(\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 9,25$.

1. Une solution (S_1) d'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ de concentration $C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de $\text{pH}_1 = 3,4$.
a. L'acide éthanoïque est un acide faible ou fort. Justifier.
b. Ecrire l'équation de sa réaction avec l'eau.
c. Donner l'expression de sa constante d'acidité K_A .
2. Une solution (S_2) d'ammoniac NH_3 de concentration $C_2 = 0,015 \text{ mol.L}^{-1}$.
Sachant que l'ammoniac est une base faible, calculer pH_2 de (S_2).
3. Un mélange renferme 10mL de (S_1) et 15mL de (S_2).
a. Ecrire l'équation de la réaction acide-base qui se produit dans (M).
b. Cette réaction peut-elle être considérée comme totale ou limitée ?
c. Déterminer les molarités des différentes espèces dans (M).
d. En déduire la valeur du pH de (M).

Exercice n°4

On mesure le pH d'une solution (S_1) d'ammoniac NH_3 et d'une solution (S_2) d'hydroxylamine NH_2OH de même concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On obtient respectivement $\text{pH}_1 = 10,6$ et $\text{pH}_2 = 9$.

- a- Calculer le taux d'avancement final τ_f de la réaction de ces bases avec l'eau.
- b- Quelle est l'influence de pK_A des couples acide/base correspondant sur la valeur de τ_f ?

Données : $\text{pK}_{A_1}(\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 9,2$ et $\text{pK}_{A_2}(\text{NH}_3\text{OH}^+ / \text{NH}_2\text{OH}) = 6$.

Exercice n°5

On prépare deux solutions (S_1) et (S_2) en dissolvant deux bases B_1 et B_2 dans l'eau, les concentrations initiales des deux solutions sont égaux ($C_1=C_2=C$). On oublie de coller une étiquette sur les deux flacons contenant les solutions, mais on sait que l'une de ces deux bases est l'hydroxyde de potassium (KOH base forte).

La mesure du pH des deux solutions (S_1) et (S_2) donne respectivement $pH_1=10,45$ et $pH_2=11,7$.

1. Montrer que B_2 correspond à la base forte KOH.

2. Compléter le tableau d'avancement relatif à la réaction de la base B_1 avec l'eau :

Equation de la réaction		B_1	+	H_2O	\rightleftharpoons	B_1H^+	+	OH^-
Etat	Avancement volumique ($mol.L^{-1}$)	Concentration ($mol.L^{-1}$)						
Initial	0			excès				
Final	y_F			excès				

3. Etablir la relation $pK_A = 2pH - pK_e - \log C$.

Calculer pK_A .

Exercice n°6 :

Toutes les expériences sont faites à $25^\circ C$, température à laquelle $K_e=10^{-14}$.

On négligera les ions provenant de l'ionisation propre de l'eau.

1) Pour préparer trois solutions aqueuses (S_1), (S_2) et (S_3) de concentration molaire $C_0=10^{-1} mol.L^{-1}$, on dissout trois monobases B_1 , B_2 et B_3 dans l'eau pure.

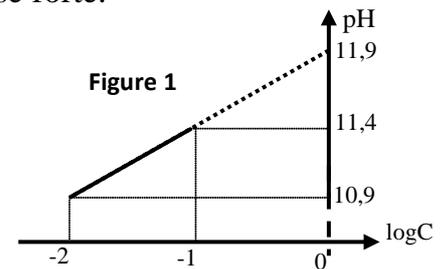
Les résultats de mesure du pH des solutions préparées sont consignés dans le tableau ci-contre.

Solution	(S_1)	(S_2)	(S_3)
pH	11,4	11,1	13

Montrer que B_1 et B_2 sont deux bases faibles alors que B_3 est une base forte.

2) La mesure du pH au cours de la dilution de (S_1) pour des valeurs de la concentration C allant de $10^{-2} mol.L^{-1}$ à $10^{-1} mol.L^{-1}$, a permis de tracer la courbe de la figure 1.

En exploitant cette courbe, écrire la relation qui lie le pH à $\log C$ et la mettre sous la forme $pH = a(\log C) + b$ en précisant les valeurs de a et b .



3) a. En précisant les approximations utilisées, pour une solution aqueuse d'une monobase faible, établir la relation : $pH = \frac{1}{2}(pK_a + pK_e + \log C)$.

b. En déduire la valeur de pK_{a_1} du couple B_1H^+/B_1 .

Exercice n°7 :

1) a- Définir un acide et une base selon la théorie de Bronsted.

b- Préciser les couples acide-base montrant que l'eau est un amphotère.

2) On donne la classification des acides suivants par ordre de force d'acidité croissante.



a- Lequel de ces acides est pris comme acide de référence ?

b- On donne :

pK_a	3,17	-2	9,2	-1,74
--------	------	----	-----	-------

Attribuer à chaque acide le pK_a correspondant. Justifier la réponse.

c- Montrer que HNO_3 est un acide fort alors que NH_4^+ et HF sont des acides faibles.

3) a- Donner la formule chimique des bases conjuguées correspondant à chaque acide.

b- Classer en justifiant ces bases par ordre de force de basicité décroissante.

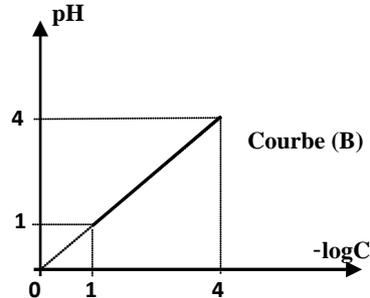
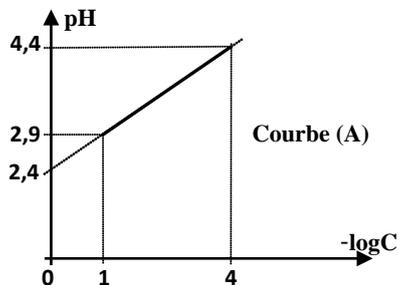
Exercice n°8:

On dispose de deux solutions aqueuses d'acides :

(S₁) : une solution aqueuse d'acide A₁H (acide fort),

(S₂) : une solution aqueuse d'acide A₂H (acide faible),

On mesure, à l'aide d'un pH-mètre, le pH des ces deux solutions pour les valeurs de la concentration C variant entre 10⁻¹ mol.L⁻¹ et 10⁻⁴ mol.L⁻¹. Ces résultats ont permis de tracer les courbes (A) et (B) donnant les variations du pH en fonction de (-logC) pour chaque solution.



1/ a- Justifier que la courbe (B) correspond à l'acide A₁H.

b- Ecrire l'équation de la réaction d'ionisation de l'acide A₁H dans l'eau.

2/ Etablir l'équation numérique de la courbe correspondante à l'acide A₂H.

3/ a- Dresser le tableau d'avancement volumique relatif à l'acide A₂H.

b- Etablir l'expression du pH de la solution (S₂) en fonction de pK_a et C.

4/ Déterminer la valeur du pK_a de l'acide A₂H.