

On donne : à 25°C, $K_e = 10^{-14}$

Exercice 1

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

On considère deux solutions basiques (S_1) et (S_2), de même concentration molaire $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$:

- (S_1), solution d'hydroxyde de sodium NaOH,
- (S_2), solution d' ammoniac NH_3 .

La mesure du pH de ces deux solutions est consignée dans le tableau suivant :

	Solution (S_1)	Solution (S_2)
pH	12	10,6
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol.L^{-1})
$[\text{OH}^-]$ (mol.L^{-1})

- 1) a- Définir une base selon Brönsted.
- b- Reproduire et compléter le tableau ci-dessus.
- c- En déduire que l'hydroxyde de sodium est une base forte, alors que l'ammoniac est une base faible.

2) a- Ecrire l'équation modélisant la réaction qui a lieu entre l'ammoniac (NH_3) et l'eau.

b- Indiquer les couples acide-base mis en jeu au cours de cette réaction.

c- On désigne par K_a la constante d'acidité du couple acide-base correspondant à la base NH_3 .

Exprimer K_a en fonction de K_e , C et $[\text{OH}^-]$. Trouver la valeur de $\text{p}K_a$.

3) On dilue modérément la solution (S_2) d'ammoniac. Dire, en le justifiant, si chacune des propositions ci-dessous est vraie ou fausse.

- Proposition 1 : suite à la dilution de la solution(S_2), le $\text{p}K_a$ ne change pas.
- Proposition 2 : suite à la dilution de la solution(S_2), le pH augmente.

On donne : à 25°C. $K_e = 10^{-14}$

Exercice 2

En dissolvant chacun des trois acides A_1H , A_2H et A_3H dans l'eau pure, on prépare respectivement trois solutions aqueuses acides (S_1), (S_2) et (S_3) de même concentration molaire C . L'un des acides est fort, alors que les deux autres sont faibles.

La mesure des pH des trois solutions fournit le tableau suivant :

Solutions	(S_1)	(S_2)	(S_3)
pH	3,2	1,6	2,9

1) Classer les acides A_1H , A_2H et A_3H par ordre de force croissante. En déduire que A_2H est l'acide fort.

2) Rappeler l'expression du pH d'une solution d'un acide fort. Déterminer alors la valeur de C .

3) a- Dresser le tableau descriptif d'avancement volumique de la réaction de l'acide A_1H avec l'eau.

b- Calculer le taux d'avancement final τ_f .

c- Montrer que la constante d'acidité K_{a1} du couple A_1H/A_1^- est donnée par la relation : $K_{a1} = \frac{C \cdot \tau_f^2}{(1 - \tau_f)}$.

Calculer sa valeur.

4) a- Déterminer la valeur de la constante d'acidité K_{a3} du couple A_3H/A_3^- , sachant que son $pK_{a3} = 4,2$.

b- Comparer K_{a1} à K_{a3} et en déduire de nouveau une classification des forces des acides A_1H et A_3H .

On donne : à 25°C, $K_e = 10^{-14}$

Exercice 3

La mesure du pH d'une solution aqueuse d'acide benzoïque C_6H_5COOH de volume $V = 0,1$ L et de concentration $C = 10^{-2}$ mol.L⁻¹ donne 3,13 ; celle du pH d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque CH_3COOH de même volume V et de même concentration C que la 1^{ère} donne 3,4.

- 1) Montrer que l'acide benzoïque et l'acide éthanoïque sont des acides faibles.
- 2) a- Ecrire l'équation de la réaction de chacun de ces acides avec l'eau.
b- Donner les couples acide-base mis en jeu dans chaque réaction.
- 3) a- Calculer pour chaque réaction, l'avancement maximal x_m et l'avancement final x_f .
b- Montrer que la constante d'acidité K_a s'exprime en fonction de la concentration C et du taux d'avancement final τ_f par $K_a = \frac{C \cdot \tau_f^2}{1 - \tau_f}$ et calculer les pK_a des couples acide-base mis en jeu respectivement par l'acide benzoïque et l'acide éthanoïque.
c- Comparer les forces des acides C_6H_5COOH et CH_3COOH et montrer que le résultat trouvé est prévisible.

A.S : 2015/2016
4 Tech

**Série pH des solutions
aqueuses**
Sciences physiques

Mr. GOUIDER ABDESSATAR

On donne : à 25°C. $K_e = 10^{-14}$

Exercice 4

La mesure du pH de chacune de trois solutions aqueuses d'acides, de même concentration molaire $C = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, donne les valeurs consignées dans le tableau suivant :

Acide	Solution aqueuse	pH
A_1H	(S_1)	2,55
A_2H	(S_2)	1,3
A_3H	(S_3)	3,05

- 1) Montrer que l'un des trois acides est fort tandis que les deux autres sont faibles.
- 2) a- Montrer que la constante d'acidité K_a de tout acide faible AH peut s'écrire sous la forme : $K_a = \frac{10^{-\text{pH}} \cdot \tau_f}{1 - \tau_f}$.
b- Rappeler l'expression du pH d'un acide faible.
- 3) a- En déduire l'expression de $\text{p}K_a$ en fonction de pH et de C.
b- Comparer les $\text{p}K_a$ des deux acides faibles et en déduire celui qui est le plus fort.

A.S : 2015/2016
4 Tech

Série pH des solutions
aqueuses
Sciences physiques

Mr. GOUIDER ABDESSATAR

On donne : à 25°C, $K_e = 10^{-14}$

Exercice 5

On considère deux solutions aqueuses : l'une (S_1) solution d'un acide A_1H de concentration $C_1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et de $\text{pH}_1 = 2,3$ et l'autre (S_2) est une solution d'un acide A_2H de même concentration $C_2 = C_1$ et de $\text{pH}_2 = 3,2$.

1) Etude de la solution (S_1) :

a- Etablir l'expression du pH d'une solution d'un acide fort AH en indiquant l'approximation utilisée.

b- Montrer alors que A_1H est un acide fort.

c- Le volume de la solution (S_1) est $V_1 = 40 \text{ mL}$. On dilue cette solution 5 fois. Déterminer, en fonction de pH_1 , l'expression de pH'_1 de la solution (S'_1) obtenue. Calculer sa valeur.

d- Déterminer la quantité de matière d'ions H_3O^+ contenue dans chacune des solutions (S_1) et (S'_1). Confirmer alors le résultat de la question (1/ b).

2) Etude de la solution (S_2) :

a- Dresser le tableau descriptif d'avancement volumique relatif à la réaction de l'acide A_2H avec l'eau.

b- Exprimer τ_f de cette réaction en fonction de C_2 et pH_2 en précisant l'approximation utilisée. Calculer sa valeur.

c- Calculer la concentration de chacune des entités présentes dans (S_2) (autre que l'eau). En déduire la valeur de $\text{p}K_a$ du couple auquel appartient l'acide A_2H .

3) On prélève un volume V_2 de la solution (S_2) que l'on dilue 10 fois pour obtenir 100 mL d'une solution (S'_2) de $\text{pH}'_2 = 3,7$.

a- Calculer τ'_f de l'acide A_2H avec l'eau dans la solution (S'_2).

b- Quel est l'effet de cette dilution sur l'ionisation de l'acide A_2H ?

On donne : à 25°C, $K_e = 10^{-14}$

Exercice 6

On prélève séparément un volume $V_0 = 5$ mL de deux solutions aqueuses (S_1) d'une base (B_1) et (S_2) d'une base (B_2), de même $\text{pH} = 11,1$ et on complète dans chaque cas avec de l'eau distillée jusqu'à 100 mL. On obtient deux nouvelles solutions (S'_1) et (S'_2) de pH respectifs 9,8 et 10,4.

1) Donner le nom de l'opération réalisée pour passer de (S_1) et (S_2) à (S'_1) et (S'_2) et préciser la verrerie qu'on doit utiliser pour réaliser le travail avec précision.

2) a- Calculer le nombre n_0 de moles d'ions hydroxyde contenus dans le volume V_0 prélevé.

b- Calculer les nombres n_1 et n_2 de moles d'ions OH^- contenus dans les solutions (S'_1) et (S'_2) et les comparer à n_0 .

c- En déduire que la base (B_1) est forte tandis que (B_2) est faible.

3) Sachant que la base (B_2) est l'ammoniac NH_3 et que la concentration de (S_2) est $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

a- Ecrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau,

b- i/ Dresser le tableau descriptif d'évolution de ce système chimique.

ii/ Montrer que le taux d'avancement final de la réaction d'ionisation de l'ammoniac dans l'eau est :

$$\tau_f = \frac{10^{\text{pH} - \text{p}K_e}}{C_2}, \text{ puis calculer sa valeur.}$$

c- i/ Donner l'expression de la constante d'acidité K_a du couple dont l'ammoniac est la forme basique.

ii/ En déduire la valeur du $\text{p}K_a$ du couple acide-base dont l'ammoniac est la forme basique, sachant

$$\text{que : } [\text{H}_3\text{O}^+]_{S_2} = K_a \cdot \tau_f.$$

4) a- Calculer le taux d'avancement final τ'_f de la réaction de l'ammoniac avec l'eau pour la solution (S'_2).

b- En déduire l'effet de la dilution sur l'ionisation de l'ammoniac.