



Acide faible – Base faible – Constante d'acidité

Exercice n°1 :

Le pH d'une solution de méthanoate de sodium de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ est égal à 7,9
Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution. En déduire la constante d'acidité K_a du couple $\text{HCOO}^-/\text{HCOOH}$, ainsi que son $\text{p}K_a$.

Exercice n°2 :

Donnée : $\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COO}^-/\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,8$

Une solution d'acide éthanoïque de concentration C_a a un $\text{pH} = 3,9$.

Calculer la concentration C_a de cette solution.

Exercice n°3 :

Données : Les $\text{p}K_a$ des couples acido-basiques

$\text{CH}_3\text{-NH}_3^+/\text{CH}_3\text{-NH}_2$ - $\text{CH}_3\text{-COOH}/\text{CH}_3\text{-COO}^-$ sont respectivement de 10,8 et 4,8.

Ion méthylammonium / méthylamine - acide éthanoïque / ion éthanoate

On dispose de cinq béchers contenant chacun une solution aqueuse d'un des composés cités ci-dessous.
Les solutions sont de même concentration molaire.

Numéro du bécher	1	2	3	4	5
Nom du composé	Acide nitrique	Chlorure de méthylammonium	Ethanoate de sodium	Hydroxyde de sodium	Acide éthanoïque

1) Ecrire les équations-bilans des réactions de chacun de ces composés avec l'eau. En déduire quelles solutions sont acides et quelles solutions sont basiques.

2) Classer, par ordre de pH croissant, les cinq solutions. Justifier ce classement, sans calcul.

Exercice n°4 :

On a versé 20cm^3 de cinq solutions aqueuses différentes A, B, C, D, E dans 5 béchers.

A : Solution de chlorure de sodium à 10^{-2}mol/L

B : Solution d'hydroxyde de sodium à 10^{-2}mol/L

C : Solution de chlorure d'hydrogène à 10^{-2}mol/L

D : Solution de chlorure d'ammonium à 10^{-2}mol/L

E : Solution d'ammoniac à 10^{-2}mol/L .

Les solutions sont prises à 25°C .

L'étiquette collée sur chaque bécher n'est plus lisible. On mesure le pH de chaque solution.

Compléter le tableau suivant :

n° du bécher	1	2	3	4	5
pH	2,0	10,6	12,0	7,0	5,6
Solution					

Justifier votre choix. Ecrire l'équation bilan de la réaction chimique s'étant produite avec l'eau au cours de la préparation de chaque solution.

Exercice n°5 :

On donne : constante d'acidité du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^- = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

On dispose d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque de concentration $C = 0,20\text{mol/L}$. On admettra évidemment $[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$.

1. Etablir la relation $[\text{CH}_3\text{COO}^-]^2 + K_a[\text{CH}_3\text{COO}^-] - K_aC = 0$.

2. Résoudre l'équation du second degré puis calculer le coefficient d'ionisation de l'acide.

Exercice n°6 :

On étudie dans cet exercice, le couple acide benzoïque/ion benzoate $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}/\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$.

1. On mesure à l'aide d'un pH-mètre le pH d'une solution S_1 de benzoate de sodium de concentration $C_1 = 1 \cdot 10^{-2}\text{mol/L}$. On trouve $\text{pH} = 8,7$. Le benzoate de sodium ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$) est un corps pur ionique dont les ions se dispersent totalement en solution.



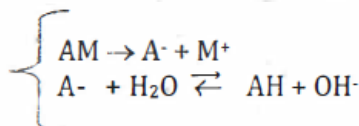
2. Montrer que l'ion benzoate est une base faible dans l'eau.
Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'ion benzoate avec l'eau.
3. Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques en solution puis en déduire la constante d'acidité K_a puis le pK_a du couple $C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-$.
4. On mesure dans un second temps, le pH d'une solution S_2 d'acide benzoïque de concentration C_2 . On trouve pour valeur $pH = 3,1$.
 - 4.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'acide benzoïque avec l'eau.
 - 4.2 Calculer les concentrations molaires des différentes espèces en solution puis en déduire la valeur de C_2 .
 - 4.3 Quel est le coefficient d'ionisation α de l'acide benzoïque dans S_2 ?
5. On ajoute à la solution S_2 quelques gouttes d'une solution de soude. Le pH prend alors la valeur 5,2.
 - 5.1. Quelle est l'espèce du couple $C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-$ qui prédomine dans cette solution.
 - 5.2. Calculer pour cette solution le rapport $\frac{[C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}$.
6. On mélange un volume $V_1 = 20cm^3$ de S_1 et un volume $V_2 = 20cm^3$ de S_2 . Le pH du mélange obtenu vaut 4,2.
 - 6.1. Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques en solution puis conclure
 - 6.2. Que peut-on dire de ce mélange? Quelles sont ses propriétés ?

Exercice n°7 :

1. Une solution aqueuse d'acide éthanoïque de concentration molaire $C = 4,00 \cdot 10^{-2} mol/L$ a un $pH = 3,10$.
 - a) Calculer les concentrations molaires des différentes espèces présentes dans la solution.
 - b) Calculer la constante d'acidité puis le pK_a du couple acide éthanoïque/ion éthanoate.
 - c) Trouver le degré d'ionisation α de l'acide.
2. Une solution aqueuse d'un monoacide faible AH a une concentration molaire C .
Le degré d'ionisation α de l'acide est faible devant 1 ($\alpha \ll 1$).
 - a) Montrer que la constante d'acidité du couple AH/A^- et le pH de la solution peuvent s'écrire respectivement : $K_a \approx \frac{[H_3O^+]^2}{C}$; $pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log C)$.
 - b) Montrer que α peut s'écrire $\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$.
 - c) Montrer que les relations trouvées sont vérifiées pour la question 1..

Exercice n°8 :

1. Une solution aqueuse de phénate de sodium C_6H_5ONa de concentration molaire $C = 2,00 \cdot 10^{-2} mol/L$ a un pH égal à 9,9.
 - a) Calculer les concentrations molaires des différentes espèces en solution.
 - b) Comparer $[C_6H_5O^-]$ et C d'une part puis $[C_6H_5OH]$ et $[OH^-]$ d'autre part.
 - c) Calculer le pK_a du couple $C_6H_5OH/C_6H_5O^-$.
2. On prépare une solution aqueuse d'un sel d'acide faible et de base forte qu'on note AM.



- a) Ecrire les équations d'électro neutralité et de conservation de la matière.
- b) En tenant compte des approximations précédentes faites à la question 1., établir les relations :

$$\frac{K_e}{K_a} = \frac{[OH^-]^2}{C} \Leftrightarrow [OH^-] = \sqrt{\frac{CK_e}{K_a}} ; pH = 7 + \frac{1}{2} (pK_a + \log C).$$



Exercice n°9 :

Deux tubes à essai contiennent chacun des volumes égaux de la même solution d'éthanoate de sodium à 25°C.

- Dans le premier tube, on verse quelques gouttes de BBT : on observe alors l'apparition d'une coloration bleue.
- Dans le deuxième tube, on ajoute quelques gouttes de jaune d'alizarine ; on note l'apparition d'une coloration jaune.

On donne ci - dessous les zones de virages des deux indicateurs

	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
BBT	jaune	6,2 - 7,6	Bleue
Jaune d'alizarine	jaune	10,1 - 12,0	Rouge

A)

1. Que peut - on dire quant à la valeur du pH de cette solution ?
2. Montrer en faisant les approximations nécessaires que le pH de la solution peut se mettre sous la forme

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \text{p}K_b + \frac{1}{2} \log C.$$
 C est la concentration molaire de la solution.
 Exprimer le pH en fonction de C sachant que le $\text{p}K_B$ du couple est de 9.

B) Dans la suite de l'exercice on prendra le pH égal à 9.

1. Calculer C .
2. Cette solution est obtenue en dissolvant 13,6g d'éthanoate de sodium hydraté de formule $(\text{CH}_3\text{COONa}, x\text{H}_2\text{O})$ dans un litre d'eau pure. Trouver la valeur de x .
3. Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques en solution.

Exercice n°10 :

On étudie le comportement de deux acides, l'acide éthanoïque CH_3COOH et l'acide méthanoïque HCOOH .

On donne : $\text{p}K_1 = \text{p}K_a$ pour le couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$: $\text{p}K_1 = 4,8$

$\text{p}K_2 = \text{p}K_a$ pour le couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$: $\text{p}K_2 = 3,8$.

1. On mélange une solution aqueuse d'acide méthanoïque et une solution aqueuse d'acide éthanoïque.
Préciser, en justifiant, lequel des deux acides est le plus fort.
2. Montrer que, quels que soient les mélanges considérés, on a $\frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = k \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$
3. k étant une constante que l'on déterminera. Montrer que la valeur de cette constante est en accord avec la réponse à la question précédente.
4. On mélange, 0, 10 mol d'acide méthanoïque et 0,30 mol d'acide éthanoïque ; on complète à 1,0 L avec de l'eau pure. Le pH du mélange est 2,35.
 - 4.1. En écrivant les équations de conservation de la matière pour HCOOH , d'une part, et CH_3COOH , d'autre part, calculer la concentration molaire volumique de chacune des espèces, sauf de l'eau, présentes dans la solution.
 - 4.2. En utilisant les résultats précédents, montrer que la solution est électriquement neutre.

Exercice n°11 :

- 1) On prélève $V_0 = 10$ mL d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $C_0 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; on ajoute un volume variable V d'eau distillée.
 - 1) Proposer un montage pour réaliser cette expérience.
 - 2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
 - 3) Soit C la nouvelle concentration de la solution. Etablir la relation entre C , C_0 , V_0 et V .



4) On mesure le pH des solutions obtenues pour différentes valeurs de V. Compléter le tableau et tracer la courbe pH = f (-logC).

V(mL)	0	10	20	40	60	90
pH	3,37	3,52	3,61	3,72	3,80	3,87
C						
pC = -logC						

4.a- Déterminer l'équation de la courbe obtenue.

4.b- Mettre cette équation sous la forme : $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{constante} + \text{pC})$.

En déduire la valeur de la constante d'acidité K_a de l'acide éthanoïque et son $\text{p}K_a$.

Exercice n°12 :

Toutes les solutions aqueuses sont prises à 25 °C, $k_e=10^{-14}$

On dispose d'un volume $V_0= 50\text{mL}$ d'une solution aqueuse S_0 d'une base de formule CH_3NH_2 (méthylamine), de concentration molaire C_0 et de l'eau distillée. La mesure du pH de S_0 , donne : $\text{pH}= 12,2$.

1°/On veut préparer, à partir de S_0 une nouvelle solution S_1 , de volume $V_1 = V_0$ mais de concentration molaire $C_1 = C_0 / 10$. Expliquer la procédure suivie pour préparer S_1 et donner la liste du matériel utilisé et les valeurs des grandeurs mesurées.

2°/La mesure du pH de la solution S_1 , donne $\text{pH}_1 = 11,7$.

a- Montrer que le pH d'une base, de concentration molaire C, supposée faiblement ionisée s'écrit $\text{pH} = 1/2 \times (\text{p}K_a + \text{p}K_e + \log C)$.

b- Déterminer la variation de pH au cours d'une dilution 10 fois d'une solution de base faible. Déduire que CH_3NH_2 est une base faible et écrire son équation de dissolution dans l'eau.

3°/L'étude expérimentale des variations du pH de cette solution en fonction de $\log C$ a permis de tracer la courbe ci-contre :

A partir de la courbe:

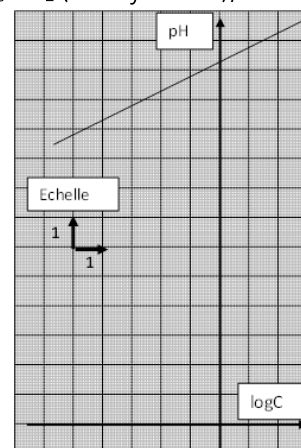
a- Montrer que Le $\text{p}K_a$ du couple $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$ est égal à 10,7.

b- Déterminer la valeur de la concentration C_1 de S_1 puis déduire C_0 , concentration de la solution initiale.

4°/De la solution S_1 , on prélève un volume $V_b = 20\text{mL}$ auquel on ajoute un volume V_a d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique, de concentration molaire $C_a = 2.10^2 \text{mol.L}^{-1}$. On obtient une solution de $\text{pH} = 10,7$.

a- Ecrire l'équation bilan de la réaction ayant eu lieu dans ce mélange et montrer qu'elle est totale.

b- Calculer le volume V_a d'acide versé.



Exercice n°13 :

Toutes les solutions sont prises à la température 25°C, température à laquelle $\text{p}K_e = 14$.

On dispose de quatre solutions S_1, S_2, S_3 , et S_4

Solution	C(mol.L ⁻¹)	pH
S_1 (HCl)	C_1	2,90
S_2 (CH_3COOH)	$C_2 = 0,10$	2,90
S_3 (HCOOH)	$C_3 = C_2$	2,40
S_4 (NH_3)	$C_4 = 5.10^{-2}$	10,95

1- Montrer que l'acide éthanoïque CH_3COOH est faible.

2- a- Sachant que l'acide chlorhydrique est fort, comparer sans calcul C_1 et C_2 . Justifier.

b- Calculer C_1 .

3- On considère la solution S_2 d'acide éthanoïque

a- Dresser le tableau d'évolution de cette réaction au cours du temps puis calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.

b- Calculer le taux d'avancement final τ_{2f} de la réaction. Montrer que CH_3COOH est faiblement ionisé.

c- Etablir alors la relation suivante : $K_a = C_2 \cdot \tau_{2f}^2$. Calculer le $\text{p}K_a$ du couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$

d- En utilisant la relation précédente, montrer que la dilution favorise l'ionisation d'un acide faible.

4- Calculer le taux d'avancement final τ_{3f} de l'acide méthanoïque. Dire, en le justifiant, si HCOOH est plus fort ou plus faible que CH_3COOH ?

5- Dans la suite, on suppose que la base NH_3 est faiblement ionisée.

a- Donner l'expression de son pH en fonction de $\text{p}K_e$, C_4 et de $\text{p}K_a$ du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$.

b- A un volume $V_0=5 \text{ mL}$ de la solution S_4 on ajoute un volume d'eau V_e pour obtenir une solution S'_4 d'ammoniac de concentration molaire $C'_4=2,5.10^{-3} \text{mol.L}^{-1}$.

• Décrire le protocole expérimental permettant d'obtenir S'_4 .

• Calculer le pH de S'_4 ainsi que V_e