

EXERCICE 1

Une solution d'acide AH de concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH de 2,9 à 25 °C.

1. A partir de la valeur du pH, montrer que cet acide est faible.
2. Calculer les concentrations de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution après avoir fait l'inventaire de celles-ci. Retrouver le résultat précédent.
3. Pour préparer un volume $V = 500 \text{ mL}$ de la solution précédente il a fallu dissoudre dans l'eau une masse $m = 0,23 \text{ g}$ d'acide pur. Calculer la masse molaire de cet acide.



EXERCICE 2

On mesure le pH de 100 mL d'acide méthanoïque de concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On trouve $\text{pH} = 2,9$. On ajoute alors $V_e = 900 \text{ mL}$ d'eau distillée à la solution précédente, on homogénéise et on mesure le pH ; on trouve $\text{pH} = 3,4$.

- 1-
 - 1.1 L'ionisation est-elle totale ? Justifier la réponse.
 - 1.2 Ecrire l'équation d'ionisation de l'acide méthanoïque.
- 2- Calculer, dans les deux cas, les concentrations des espèces chimiques présentes en solution
- 3- Déterminer, dans les deux cas, la quantité d'acide ionisée.
- 4- En déduire l'effet de la dilution sur l'équilibre chimique d'ionisation de l'acide méthanoïque.

EXERCICE 3

1. Déterminer la masse d'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ que l'on doit dissoudre dans l'eau distillée pour obtenir $V_a = 200 \text{ cm}^3$ d'une solution de concentration $C_a = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$?
2. Le pH de cette solution est égal à 2,6.
 - 2.1 Calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.
 - 2.2 L'acide benzoïque est-il un acide fort ou faible ?
 - 2.3 Pouvait-on prévoir la réponse à la question précédente à partir de la seule donnée du pH?
- 3- On prélève 10 cm^3 de cette solution et on lui ajoute 5 cm^3 d'une solution d'hydroxyde de sodium à $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH devient alors égal à 4,2.

Calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.

EXERCICE 4

Une solution aqueuse d'ammoniac NH_3 , de concentration molaire $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, a un $\text{pH} = 11,1$ à 25°C.

1. Montrer que NH_3 est une base faible.
2. Ecrire l'équation-bilan de sa réaction avec l'eau.
3. Calculer les concentrations molaires volumiques des différentes espèces présentes dans la solution à l'équilibre.

4. Préciser, dans un tableau, les espèces chimiques majoritaires, minoritaires et ultra-minoritaires.

EXERCICE 5

1. Le benzoate de sodium de formule $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ est un composé ionique qui se dissocie totalement dans l'eau.
 - 1.1 Ecrire l'équation de la dissolution de ce composé.
 - 1.2 Comment faut-il montrer expérimentalement le caractère ionique de la solution obtenue ?
 - 1.3 Comment mettre en évidence la présence des ions Na^+ dans la solution?
 - 1.4 L'ajout du B.B.T dans un échantillon de cette solution vire au bleu. Conclure.
2. Une solution de benzoate de sodium, d'hydroxyde de sodium de même concentration C sont contenues dans deux flacons identiques dont les étiquettes ont été effacées accidentellement
On les appelle désormais S_1 et S_2 de façon arbitraire. On mesure le pH initial de ces solutions, puis le pH des solutions obtenues après les avoir diluées 10 fois ($C' = \frac{C}{10}$). Les résultats sont indiqués dans le tableau ci-après :

	S_1	S_2
pH initial	12,7	8,5
pH après dilution	11,7	8

- 2.1 Identifier les solutions S_1 et S_2 ;
- 2.2 Calculer la concentration commune C .
- 2.3 En déduire que l'a solution de benzoate de sodium est une base faible.
- 2.4 Justifier ce résultat en écrivant l'équation bilan de la réaction qui en est responsable.
3.
 - 3.1 Calculer les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution S_2 initial.
 - 3.2 Classer ces espèces en espèces majoritaires, minoritaires et ultra-minoritaires.

EXERCICE 6

On dissout une masse $m = 0,32 \text{ g}$ de chlorure d'ammonium NH_4Cl dans de l'eau de façon à obtenir un volume $V = 100 \text{ mL}$ de solution. Le pH de cette solution est 5,2.

1. Le chlorure d'ammonium est un solide ionique. Ecrire l'équation de sa dissolution totale dans l'eau.
2. Sachant que l'ion chlorure n'intervient pas dans le caractère acide ou basique d'une solution aqueuse, montre que l'ion ammonium est un acide faible.
3. Ecrire l'équation de la réaction de l'ion ammonium avec l'eau.
4. Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes en solution.

Données : en g/mol N : 14 ; H : 1 ; Cl : 35,5