



Docs à portée de main

EXERCICE 1

- Définir selon BRONSTED : un acide ; une base et un couple acide / base.
- 1 Ecrire l'équation d'équilibre entre un acide faible AH et sa base conjuguée A^-
- 2-2 Donner l'expression de la constante d'acidité du couple AH/A^- .
- On prépare deux solutions s à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. L'une d'un monoacide AH et l'autre d'une monobase B ; Les pH respectifs sont 3,1 et 10.
 - 3-1 Déterminer le pK_a des couples AH/A^- et BH^+/B .
 - 3-2 Quel est de AH et BH^+ l'acide le plus fort ?
 - 3-3 Quelle est de A^- et B, la base la plus forte ?

EXERCICE 2

Une solution d'acide éthanoïque de concentration molaire volumique C a un $pH = 3,5$; le pK_a du couple CH_3COOH/CH_3COO^- est 4,8

- Déterminer la concentration molaire des espèces chimiques présente dans cette solution.
- Calculer la concentration initiale C de l'acide éthanoïque dans cette solution
- Déterminer la masse d'acide éthanoïque pur contenue dans 100 cm^3 de solution de $pH = 3,5$.

EXERCICE 3

Le couple ion éthylammonium / éthylamine $C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2$ a un pK_a de 10,8.

- On considère une solution aqueuse d'éthylamine de $pH = 11$ à 25°C
 - 1.1 Quelles sont les espèces chimiques présentes en solution ?
 - 1.2 Déterminer leur concentration molaire.
 - 1.3 En déduire la concentration de la solution initiale.
 - Quels volumes de solutions d'éthylamine et de chlorure d'éthylammonium de concentrations molaires respectives $0,1 \text{ mol/L}$ et $0,1 \text{ mol/L}$ doit-on mélanger pour obtenir 30 cm^3 de solution de $pH = 11,2$ à 25°C
- On admet que le chlorure d'éthylammonium est totalement dissocié en solution aqueuse en ions éthylammonium et chlorure.

EXERCICE 4

Une solution aqueuse d'éthanoate de sodium de concentration molaire $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a un pH égal à 8,9.

- La solution est-elle acide, basique ou neutre ?
- On mélange 10 mL de cette solution à 20 mL d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque de concentration molaire $0,1 \text{ mol/L}$. le pH du mélange est 4,5.
 - 2.1 Quelles sont les espèces chimiques présentes dans la solution ? Calculer leur concentration molaire.
 - 2.2 Calculer la constante d'acidité et le pK_a de l'acide éthanoïque.

EXERCICE 5

On dissout un volume V d'ammoniac (NH_3) gazeux dans

$V_a = 100 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse A de chlorure d'ammonium de concentration $C_a = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On obtient alors une solution B dont le pH est égal à 8,6. Le volume de B est le même que celui de A.

- Ecrire l'équation de dissociation de l'ammoniac en solution aqueuse.
 - 2.1 Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution B.
 - 2.2 Calculer leur concentration molaire volumique (sauf celle de NH_3).
- Le pK_a du couple NH_4^+/NH_3 est 9,2.
 - 3.1 Calculer la concentration molaire volumique de NH_3 dans la solution B.
 - 3.2 Déterminer le volume V d'ammoniac dissout dans les conditions normales (C.N.T.P)

EXERCICE 6

A un volume $V_a = 40 \text{ mL}$ d'acide méthanoïque ($HCOOH$) de concentration molaire volumique $C_a = 10^{-2} \text{ mol/L}$, On ajoute un volume $V_b = 10 \text{ mL}$ de méthanoate de sodium ($HCOONa$) de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$. Le pH du mélange est alors de 3,3.

- 1.1 Calculer la concentration des espèces chimiques présentes dans le mélange.
- 1.2 Préciser les espèces majoritaires, minoritaires et ultra minoritaires.
- Calculer le pK_a du couple $HCOOH/HCOO^-$, ainsi que la constante d'acidité K_a .
- Soit les couples NH_4^+/NH_3 et $C_6H_5NH_3^+/C_6H_5NH_2$ de pK_a respectifs 9,2 et 4,6.

3.1 Comparer les forces des trois bases HCOO^- , NH_3 , et $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$.

3.2 On suppose que ses trois couples sont dans la solution. Préciser les espèces chimiques qui prédominent lorsque le pH de cette solution vaut 4,6

EXERCICE 7

On considère acide / base : ion éthylammonium / méthylamine : $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$

1. Ecrire l'équation de la réaction de la méthylamine avec l'eau

2. A un volume $V_1 = 20\text{cm}^3$ d'une solution aqueuse de méthylamine de concentration $C_1 = 10^{-1} \text{ mol/L}$, on ajoute un volume $V_2 = 10\text{cm}^3$ d'une solution de chlorure de éthylammonium ($\text{CH}_3\text{NH}_3^+ ; \text{Cl}^-$) de concentration $C_2 = 2 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$. Le pH du milieu est égal à 10,6.

2.1 Dresser la liste des espèces chimiques présentes dans le milieu.

2.2 Calculer leurs concentrations molaires volumiques.

3.1 Calculer la constante d'acidité K_a ainsi que le pK_a du couple $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$

3.2 Comparer la valeur du pK_a trouvée à celle du pK_a du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ qui vaut 9,2.

On négligera les concentrations des ions H_3O^+ et OH^- devant celle des ions Cl^- .

On donne pK_a du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3 = 9,2$

EXERCICE 8

On dissout 12 mL de gaz ammoniac (NH_3) dans $V_e = 500 \text{ mL}$ d'eau pure. Le pH de la solution obtenue est égal à 10,1.

1. Calculer la concentration C_b de la solution d'ammoniac obtenue.

2. L'ammoniac est-elle une base forte ou faible? Justifier votre réponse.

3. Ecrire l'équation-bilan de sa réaction avec l'eau en indiquant les couples acide-base qui interviennent dans cette réaction.

4.

4.1 Faire l'inventaire de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution.

4.2 Calculer leur concentration molaire volumique.

4.3 En déduire le coefficient d'ionisation α_1 de l'ammoniac dans l'eau.

5. On ajoute à la solution précédente, $V_a = 500 \text{ mL}$ d'une solution de chlorure d'ammonium (NH_4Cl) de concentration $C_b = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH du mélange obtenu est égal à 9,2.

5.1 Faire l'inventaire de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution.

5.2 Calculer leur concentration molaire volumique.

5.3 Calculer le coefficient d'ionisation α_2 de l'ammoniac dans le mélange.

5.4 Donner une interprétation qualitative de ce résultat.

Donnée: volume molaire gazeux : $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

EXERCICE 9

1. On dissout dans l'eau 10^{-2} mol d'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ de façon à obtenir un litre de solution S_1 . La mesure du pH de cette solution donne $\text{pH} = 3,1$.

1.1 Calculer la concentration des espèces chimiques présentes dans S_1 .

1.2 Justifier l'affirmation «l'acide benzoïque est un acide faible».

1.3 Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'acide benzoïque avec l'eau. Donner l'expression de la constante d'acidité K_a de ce couple acide / base (couple 1) et calculer son pK_a .

2. Les deux espèces chimiques de formules $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ et $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$ sont les deux formes conjuguées d'un même couple acide / base (couple 2) dont le pK_a est égal à 10,7.

2.1 Quelle est dans le couple 2, la forme acide? Justifier la réponse.

2.2 Ecrire l'équation-bilan de la réaction du chlorure d'éthylammonium ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$) avec l'eau qui conduit à la solution aqueuse S_2 .

3.

3.1 Préciser l'espèce chimique la plus acide, l'espèce chimique la plus basique.

3.2 La solution S_2 a une concentration molaire $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, son pH est-il supérieur ou inférieur à celui de la solution S_1 ? Justifier la réponse.