



Travaux de groupes
CHIMIE MINÉRALE ET GÉNÉRALE

Durée 2 Heures / Niveau : T^{le} D
Enseignant : M. E. L. Gnagne

Cette épreuve comporte trois (3) pages numérotées 1/3, 2/3 et 3/3.
Toute calculatrice est autorisée

Lundi 29 Mars 2010



EXERCICE 1 (2,5 points)

On se propose de déterminer si un monoacide HA est un acide fort ou un acide faible.

On dispose d'une solution aqueuse de cet acide, de concentration inconnue C_1 , dont le pH est $\text{pH}_1 = 3$.

À 20 cm^3 de cette solution, on ajoute de l'eau distillée pour obtenir un volume de 200ml. Le pH de la solution diluée est $\text{pH}_2 = 3,5$. L'acide HA est-il un acide fort ou un acide faible ?

EXERCICE 2 (2,5 points)



Les expériences suivantes ont lieu à 25°C .

1° / On dissout 0,8g d'hydroxyde de sodium dans 500mL d'eau pure. À la solution obtenue, on ajoute 1 Litre d'une solution d'hydroxyde de sodium de $\text{pH} = 12$. Quel est le pH de la solution finale ?

2° / L'hydroxyde de potassium, ou potasse, KOH donne avec l'eau une réaction totale. On mélange 400mL d'une solution d'hydroxyde de potassium de $\text{pH} = 11,5$ avec 200mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de $\text{pH} = 11$. Quel est le pH de la solution ainsi préparée ?

Donnée : $M(\text{H}) = 1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{K}) = 39\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Na}) = 23\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

EXERCICE 3 (5 points)

On prépare une solution aqueuse S, en dissolvant dans 1L d'eau distille, une masse $m = 0,36\text{g}$ d'acide nitrique (HNO_3) qui est un monoacide fort. (On admettra qu'il n'y a pas de variation de volume du solvant suite à l'addition de l'acide nitrique).

1° / Définir un monoacide fort.

2° / Écrire l'équation bilan de la réaction de l'acide nitrique avec l'eau.

3° / Calculer la concentration molaire volumique C de la solution S. En déduire le pH de la solution.

4° / On mélange $V_1 = 20\text{cm}^3$ de S et $V_2 = 25\text{cm}^3$ d'une solution S'd'acide chlorhydrique de pH inconnu. La solution obtenue après le mélange a un $\text{pH} = 2,3$.

- Calculer la molarité des ions H_3O^+ dans le mélange.
- Déterminer le pH de la solution d'acide chlorhydrique.
- Calculer la concentration molaire des autres ions présents dans le mélange.

On donne : $M_{\text{H}} = 1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{N}} = 14\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{Cl}} = 35\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

EXERCICE 4 (5 points)

On a préparé 500cm^3 de solution en dissolvant une masse $m = 0,52\text{g}$ d'hydroxyde de potassium KOH solide dans de l'eau distillée. Le pH mesuré à 25°C est alors 12,26.

- Calculer la concentration C_1 de la solution obtenue.
- Montrons que l'hydroxyde de sodium est une base forte.

On prélève 5 cm^3 de la solution précédente que l'on verse dans une fiole jaugée de 200cm^3 puis on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et on homogénéise.

- Combien de fois la solution a-t-elle été diluée ?
 - En déduire la concentration C_2 et le pH de la solution obtenue après dilution.
- On prélève 10 cm^3 de la solution de la fiole.
 - Quel volume d'eau distillée faut-il ajouter pour obtenir une solution de concentration $C_3 = 3,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$?
 - Combien de fois l'a-t-on diluée ?

On donne : $M_{\text{H}} = 1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{K}} = 39\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

EXERCICE 5 (5 points)

1°/ Une solution A d'acide méthanoïque HCOOH de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 2,4$.

- 1.1 Montrer que l'acide méthanoïque est un acide faible.
- 1.2 Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution A.
- 1.3 Préciser le couple acide/base mis en évidence et en déduire le pK_a .

2°/ Une solution B de méthanoate de sodium HCOONa de concentration $C_B = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 8,2$

- 2.1 Écrire l'équation de la réaction entre les ions provenant du méthanoate de sodium et l'eau.
- 2.2 Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution.
- 2.3 En déduire le pK_a du couple acide/base étudié.

3°/ On mélange à volume égal une solution d'acide méthanoïque de concentration $C_1 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et une solution de méthanoate de sodium de concentration $C_2 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Le pH du mélange est égal à 3,5.

- 3.1 Calculer les concentrations des espèces chimiques en solution.
- 3.2 En déduire le pK_a du couple acide/base étudié.
- 3.3 Comparer les valeurs du pK_a calculé en (1.3 ; 2.3 et 3.2) Justifier votre réponse.

4°/ Le pK_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ est 4,8.

Comparer l'acidité de l'acide méthanoïque et de l'acide éthanoïque. Justifier votre réponse.