

BTS TP 1997 III. CHIMIE (6 points)

Toutes les questions peuvent être traitées indépendamment.

1) On prépare une solution S_2 d'acide chlorhydrique de concentration $C_2 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ à partir d'une solution initiale S_1 de concentration $C_1 = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

1.1) A partir de quel gaz, une solution d'acide chlorhydrique est-elle obtenue ? Donner la formule de ce gaz.

1.2) Donner l'équation de la réaction de ce gaz avec l'eau.

1.3) Calculer le volume d'eau qu'il faudra ajouter à 10 mL de solution initiale S_1 pour obtenir la solution S_2 .

1.4) Calculer le pH de la solution initiale et de la solution finale.

2) Pour vérifier la concentration C_2 de la solution S_2 d'acide chlorhydrique obtenue dans la question 1, on effectue un dosage avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 1,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Pour obtenir l'équivalence, il a fallu ajouter 22 mL de solution basique à 20 mL d'acide.

2.1) Donner la relation qui existe entre les concentrations et les volumes à l'équivalence. Quel est le pH à l'équivalence ?

2.2) Calculer la concentration de cette solution acide. Comparer avec la valeur donnée dans la question 1.

BAT 2002

1- CHIMIE DES SOLUTIONS AQUEUSES (6 points)

Données: produit ionique de l'eau $K_e = 10^{-14}$ à 25°C (température des solutions).

masses molaires en g.mol^{-1} : H : 1,0 ; O : 16,0 ; Na : 23,0 ; Cl : 35,5 ; S : 32,1.

Les effluents liquides d'un laboratoire atteignent une épaisseur de 0,80 m dans un bassin de récupération de longueur 1,60 m et de largeur 1,10 m. Une mesure du pH de la solution réalisée à l'aide d'un papier indicateur de pH donne la valeur 2.

1-1) Ce laboratoire emploie de l'acide chlorhydrique. La solution contient donc au moins trois types d'ions.

I-1-a) Un ion est responsable de l'acidité de la solution. Donner son nom, sa formule et sa concentration molaire dans la solution. En déduire la quantité de matière (exprimée en moles) de cet ion présente dans le bassin.

I-1-b) Un ion l'accompagne dans toute solution aqueuse. Montrer que la concentration molaire de cet ion est très faible dans le cas présent.

I-1-c) Un troisième ion est présent en grande quantité. Lequel ?

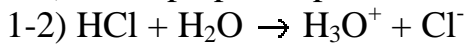
1-2) Avant pompage, on veut neutraliser l'acidité de la solution par addition d'hydroxyde de sodium. Écrire l'équation bilan de la réaction de neutralisation. En déduire la quantité d'ions hydroxyde (exprimée en moles) nécessaire.

1-3) Les résultats obtenus à partir d'une mesure de pH étant trop approximatifs, on dose un échantillon de 10,0 mL de la solution acide du bassin par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est obtenue quand on a versé $V_b = 12,6 \text{ mL}$ de solution basique.

1-3-a) Calculer la concentration molaire en acide C_a et le pH théorique de la solution du bassin.

1-3-b) Déduire de ce dosage la quantité puis la masse d'hydroxyde de sodium nécessaire pour neutraliser tout l'acide du bassin.

1-1) On la prépare à partir du chlorure d'hydrogène HCl.



1-3) Dans 10 ml de S_1 , il y a :

$$n_1 = C_1 \cdot V_1 = 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Ce nombre de moles se retrouve dans S_2 :

$$n_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$V_2 = 1,25 \cdot 10^{-4} / 2 \cdot 10^{-3}$$

$$V_2 = 6,25 \cdot 10^{-2} \text{ l} = 62,5 \text{ ml}$$

Il faut donc rajouter 52,5 ml.

1-4) Pour la solution 1 : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ d'où le pH = 1,9

Pour la solution 2 : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$ d'où le pH = 2,7

2-1) $C_A V_A = C_B \cdot V_{BE}$ et le pH = 7

$$2-2) C_A = 1,75 \cdot 10^{-3} \cdot 22 / 20 = 1,925 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

Ce qui est proche de la concentration théorique.

I : 1-a) ion hydronium : H_3O^+

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\text{Volume des effluents : } V = 0,8 * 1,6 * 1,1 = 1,408 \text{ m}^3 = 1,408 \cdot 10^3 \text{ l}$$

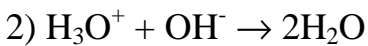
$$n = C * V$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = 14,1 \text{ mol}$$

1-b) c'est OH^- , l'ion hydroxyde.

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14} / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12} \text{ mol.l}^{-1}$$

1-c) C'est l'ion chlorure Cl^- .



$$n(\text{OH}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+) = 14,1 \text{ mol}$$

$$n(\text{OH}^-) = 14,1 \text{ mol}$$

3-a) Comme une mole de H_3O^+ réagit avec une mole de OH^- :

$$C_a V_a = C_b V_b$$

$$C_a = C_b V_b / V_a$$

$$C_a = 0,01 * 12,6 / 10$$

$$C_a = 1,26 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$\text{pH} = - \log C_a$$

$$\text{pH} = 1,9$$

$$3-b) n(\text{acide}) = C_a \cdot V = 1,26 \cdot 10^{-2} * 1,408 \cdot 10^3 = 17,74 \text{ mol}$$

$$n(\text{NaOH}) = 17,74 \text{ mol}$$

$$m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 17,74 * 40$$

$$m(\text{NaOH}) = 710 \text{ g}$$