

**EPREUVE DE CHIMIE**

**Exercice 1 :**

Reproduire et compléter le tableau

5 points

Questions	1.1	1.2	1.3	1.4	1.5
Réponses					

1- Choisir la ou les bonnes réponses

0,5 x 5 = 2,5pts

1.1-La zone de virage de l'hélianthine est 3,1-4,4. Cet indicateur coloré est adapté au

- a) dosage d'un acide faible par une base forte
- b) dosage d'une base faible par un acide fort
- c) dosage d'un acide fort par une base forte

1.2-Si on rajoute 10mL d'eau distillée à 50mL d'une solution tampon de pH = 3,5. Son pH

- a) augmente
- b) baisse
- c) reste constant

1.3-Le volume équivalent d'un dosage de 20mL d'acide éthanóique par une solution d'hydroxyde de calcium de concentration  $C_b = 10^{-2}$  mol/L vaut 20mL.

Quelle est la concentration de la solution d'acide éthanóique.

- a)  $10^{-2}$  mol/L
- b)  $5 \times 10^{-3}$  mol/L
- c)  $2 \times 10^{-2}$  mol/L

1.4-Une solution d'acide faible AH de concentration  $C_0 = 10^{-3}$  mol/L a un pH égale à :

- a) 3
- b) 3,8
- c) 2,5

1.5-En déduire le pka du couple AH/A<sup>-</sup>

0,5pt

2- Définir.

0,5 x 3 = 1,5pt

- a) vitesse moyenne de formation
- b) Equivalence acido-basique
- c) trempe

3- Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre l'acide oxalique  $H_2C_2O_4$  et le permanganate de potassium les couples redox mis en jeu sont :  $MnO_4^- / Mn^{2+}$   $E^0 = 1,51V$



1pt

**Exercice 2 :**

6 points

1. A 25°C le pH d'une solution aqueuse  $S_0$  d'ammoniac de concentration  $C_0 = 10^{-1}$  mol/L est égal à 11,1.

1.1- Montrer que la solution  $S_0$  de l'ammoniac est celle d'une base faible.

0,5pt

1.2- Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'ammoniac et l'eau.

0,5pt

1.3- Calculer la concentration molaire de l'ion ammonium et celle de l'ammoniac à l'équilibre.

0,5pt x 2 = 1pt

1.4- Calculer le  $K_a$  ainsi le pka du couple ion ammonium / ammoniac.

0,2 x 2 = 0,5pt

2. A un litre de la solution  $S_0$ . On ajoute du chlorure d'ammonium solide on obtient la solution  $S_1$  de pH = 9,2

2.1- Calculer le rapport  $[NH_3] / [NH_4^+]$  et nommer la solution obtenue.

0,5pt

2.2- On introduit une même quantité de chlorure d'ammonium dans un litre de la solution  $S_1$  et on obtient la solution  $S'_1$  et dans un litre de la solution  $S_0$ , on obtient la solution  $S'_0$

2.2.1- Comment varie le pH de  $S_0$  et  $S'_0$  ? (on précisera le sens de variation).

0,25 x 2 = 0,5pt

2.2.2- Dans un cas le pH varie de 0,1 unité, dans l'autre de 1,3 unité de pH.

Quel est le pH de  $S'_0$  et le pH de  $S'_1$  (justifier votre réponse)

0,25 x 2 = 0,5pt

2.3- On dispose de quatre (04) solutions

A : solution aqueuse de NaOH

B : solution aqueuse de HCl

C : Solution aqueuse de  $NH_4Cl$

D : solution aqueuse de  $NH_3$

Toutes ces solutions ont même concentration molaire  $C_0 = 0,1$  mol/L.

On désire préparer une solution tampon ammoniacal de pH = 9,2 et volume V = 30mL

2.3.1- Indiquer les différentes méthodes des permettant d'obtenir ce tampon. **0,25 x 3 = 0,75pt**

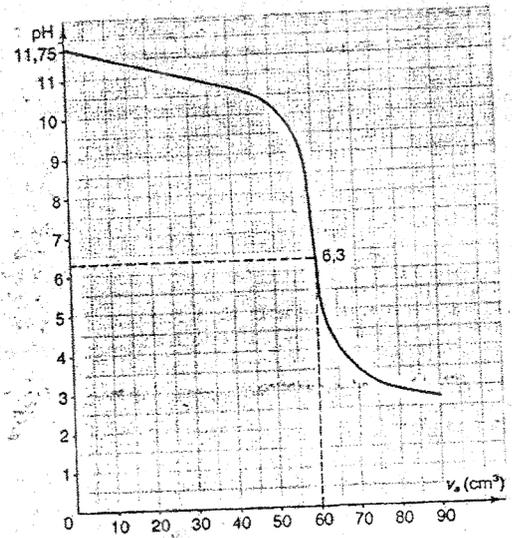
2.3.2- Dans chaque méthode indiquée, calculer les volumes des solutions utilisées. **0,5 x 3 = 1,5pt**

**Exercice 3 : Dosage acido-basique**

**04 points**

On réalise le dosage d'une solution de diméthylamine (CH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>NH à l'aide d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration Ca = 0,02 mol/L

On prélève Vs = 20mL de la solution basique de concentration Cb que l'on place dans un bécher. On mesure le pH en fonction du volume d'acide ajouté. On obtient la courbe ci-contre.



3.1- Ecrire l'équation bilan de la réaction ayant lieu. **0,5pt**

3.2- A l'équivalence le pH = 6,3. Justifier sans calcul cette valeur. **0,5pt**

3.3- Déterminer graphiquement la valeur du Pka du couple acido-basique mis en jeu. **0,5pt**

et déterminer ce couple. **0,5pt**

3.4- Pour repérer l'équivalence on utilise un indicateur coloré de pka = 6

3.4.1- **Définir** : zone de virage d'un indicateur coloré, Teinte sensible. **0,5 x 2 = 1pt**

3.4.2- Quelle couleur prend la solution à la fin de dosage si : **0,25pt**

X → couleur de la forme acide ; Y → couleur de la forme basique.

3.4.3- Cet indicateur peut-il permettre de déterminer la fin de ce dosage ?

Justifier votre réponse.

**0,75pt.**

**Exercice 4 : Exercice à caractère expérimental**

**05 points**

**Cinétique Chimique**

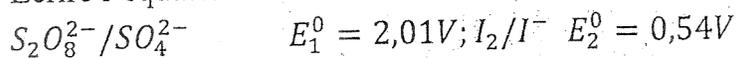
On mélange des solutions de peroxodi-sulfate de potassium K<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>8</sub> et d'iodure de potassium KI de telle sorte que les concentrations de S<sub>2</sub>O<sub>8</sub><sup>2-</sup> et I<sup>-</sup> soient respectivement de 10<sup>-2</sup>mol/L et 2 x 10<sup>-2</sup> mol/L à la date t = 0 du début de la réaction.

On fait des prélèvements aux dates t et on dose le diiode formé.

On calcule la [I<sub>2</sub>] à chaque date on obtient le tableau ci-dessous.

<b>Temps (mn)</b>	0	2	4	6	8	10	12	15
[I <sub>2</sub> ] 10 <sup>-3</sup> mol/L	0	2,4	4,2	5,7	6,8	7,6	8,1	8,6

1- Ecrire l'équation-bilan de cette réaction sachant les couples redox mis en jeu sont :



**0,5pt**

2- Calculer la concentration du diiode formé à t = ∞.

**0,5pt**

3- Tracer la courbe [I<sub>2</sub>] = f(t)

**1pt**

**Echelle** : 1cm → 10<sup>-3</sup> mol/L et 1cm → 2min

**1pt**

4- Calculer la vitesse moyenne de formation du diiode entre t<sub>1</sub> = 2,4min et t<sub>2</sub> = 10min.

**0,5pt**

5- Calculer la vitesse instantanée de formation du diiode à t<sub>1</sub> = 2,4min et à t<sub>2</sub> = 7min.

**0,5 x 2 = 1pt**

6- Définir le temps de demi-réaction.

**0,5pt**

Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction.

**0,5pt**

7- Tracer l'allure de la courbe [I<sub>2</sub>] = f(t) en trait interrompu court à une température plus élevée, sur le même graphique.

**0,5pt**