

Examen de synthèse N°1**Durée 2h30****NB :**

- ✓ Toute réponse doit être claire et précise
- ✓ Toute équation utilisée doit être justifiée

Exercice 1 (5pts)

On mélange $v_1 = 40,0$ ml d'une solution d'acide chlorhydrique à $c_1 = 0,10$ mol.L⁻¹ et $v_2 = 60,0$ mL d'une solution d'acide dichloroacétique CHCl₂COOH à $c_2 = 0,10$ mol.L⁻¹; soit S le mélange.

1°) Déterminer le pH qu'aurait la solution totale S ($V_T = V_1 + V_2$) :

- a) en négligeant les protons apportés par l'acide dichloroacétique.
- b) en négligeant les protons apportés par l'acide acide chlorhydrique.

2°) Déterminer le pH réel de S.

3°) Comparer le coefficient de dissociation de l'acide dichloroacétique dans l'hypothèse 1°)b) et dans le 2°). Conclure.

Donnée : pKa (CHCl₂COOH/ CHCl₂COO⁻) = 1,30

Exercice 2 (4 pts)

- A) Déterminer le pH d'un litre de solution S, obtenue en dissolvant dans la quantité nécessaire d'eau, 0,30 mol d'acide acétique, 0,20 mol de soude, 0,05 mol de cyanure de potassium et 0,20 mol d'acétate de sodium.
- B) Déterminer le pH d'un litre de solution obtenue en dissolvant dans la quantité nécessaire d'eau distillée : 0,20 mol d'acide chlorhydrique HCl, 0,15 mol d'acétate de sodium, 0,10 mol de potasse KOH et 0,10 mol d'acide chloroacétique CH₂ClCOOH.

Données : pKa (CH₃COOH/ CH₃COO⁻) = 4,75 ; pKa (CH₂ClCOOH/ CH₂ClCOO⁻) = 2,90
pKa (HCN/CN⁻) = 9,75 ; pKa (NH₄⁺/ NH₃) = 9,2

Exercice 3 (3pts)

On dispose des solutions suivantes de même concentration $C = 0,1$ mol/L : **(A)** : solution d'ammoniac NH₃ ; **(B)** : Solution d'acide chlorhydrique HCl ; **(C)** : Solution de soude ; **(D)** : solution d'hydrogénosulfite de sodium NaHSO₃ ; **(E)** : solution de sulfite de sodium Na₂SO₃ ; **(F)** : solution d'acide formique HCOOH.

1. On désire préparer un volume $V = 100$ mL d'une solution de pH = 7,5 à l'aide de deux des solutions ci-dessous.

- A) Quelles solutions doit-on choisir ? Quels volumes doit-on en utiliser ?
- B) Déterminer le pouvoir tampon d'une telle solution.

Données: pKa (NH₄⁺/ NH₃) = 9,2 ; pKa (SO₂,H₂O/ HSO₃⁻) = 2,0
pKa (HSO₃⁻/ SO₃²⁻) = 7,6 ; pKa (HCO₂H/ HCO₂⁻) = 3,7

Exercice 4 (4pts)

Le phosphate de $Pb_3(PO_4)_2$ est un solide insoluble dans l'eau. On donne le produit de solubilité relatif à cette espèce : $K_s = 10^{-31,8}$.

- 1) Déterminer la solubilité s_0 du phosphate de plomb dans l'eau pure si l'on néglige les propriétés acido-basiques des ions phosphates.
- 2) Sans aucun calcul, justifier que l'hypothèse précédente n'est pas réaliste (juste).
- 3) Prédire si la solubilité effective (réelle) du phosphate de plomb sera plus grande ou plus petite que la valeur de s_0 calculée. Justifier votre réponse.
- 4) Déterminer la solubilité s_1 du phosphate de plomb dans une solution tampon de pH égale à 10.

Données : $pK_{a1}(H_3PO_4/H_2PO_4^-) = 2,1$; $pK_{a2}(H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}) = 7,2$; $pK_{a3}(HPO_4^{2-}/PO_4^{3-}) = 12$

Exercice 5 (4pts)

1°) Etablir la relation $p_s = f(pH)$ pour une solution saturée en $Mg(OH)_2$ de solubilité s . Calculer s pour $pH = 8,0$ et $pH = 11,0$.

2°) Par addition de soude concentrée, on fait varier, sans dilution, le pH d'une solution de chlorure de magnésium de concentration $c = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$. Déterminer le pH de début de précipitation.

3°) Dans 1,0 L d'une solution de chlorure de magnésium à $c = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ et de chlorure d'ammonium (NH_4Cl) de concentration $c' = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$, on fait barboter (on introduit), sans variation de volume, de l'ammoniac NH_3 . Déterminer la quantité d'ammoniac NH_3 qu'il faut introduire dans cette solution pour que l'hydroxyde de magnésium $Mg(OH)_2$ commence à précipiter.

Données : $pK_s(Mg(OH)_2) = 11$; $pK_a(NH_4^+/NH_3) = 9,2$

Bon courage