

Exercices solutions aqueuses .

Faire les exercices 1,2,3 et 4 . Vérifier vos méthodes et réponses à l'aide des corrigés fournis .
Exercices 5 à 10 à faire sur copie et à rendre le jour de la rentrée .
Les exercices doivent être proprement rédigés .

Exercice 1 : pH de diverses solution d'HCl .

Calculer le pH d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration :

1- $c = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ 2- $c = 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$ 3- $c = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

Exercice 2: dissociation d'un acide faible

L'acide formique de formule HCO_2H est un monoacide faible de $\text{pK}_a = 3,8$.

1- Dresser le diagramme de prédominance des espèces acido-basiques en fonction du pH de la solution .

2- Calculer le taux de dissociation α de l'acide d'une solution d'acide formique de concentration

$c_0 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Quelle est la valeur du pH de la solution ?

3- Calculer le taux de dissociation α de l'acide d'une solution d'acide formique de concentration

$c_0 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Quelle est la valeur du pH de la solution ? Conclure quant à la variation du taux de dissociation d'un acide faible en fonction de sa concentration .

Exercice 3: pH solution d'hypochlorite de sodium

Considérons une solution d'hypochlorite de sodium (Na^+ , ClO^-) à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.

Calculer le pH de la solution .

Donnée : $\text{pK}_a (\text{HClO} / \text{ClO}^-) = 7,5$

Exercice 4: mélange acide-base

On prépare 250,0 mL de solution en dissolvant $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ d'ammoniac NH_3 et $3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ d'acide formique HCOOH .

1- Déterminer la composition finale du système .

2- En déduire le pH de la solution .

Données :

$\text{pK}_{A1} (\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-) = 3,8$

$\text{pK}_{A2} (\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 9,2$

Exercice 5: solution de diacide

Déterminer le pH d'une solution d'un diacide AH_2 de concentration $1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ de première acidité forte et de deuxième acidité caractérisée par $\text{pK}_a = 1,9$.

Exercice 6 : pH de différentes solutions

On donne pour les couples acide-base de l'acide phosphorique

$\text{pK}_1 (\text{H}_3\text{PO}_4 / \text{H}_2\text{PO}_4^-) = 2,2$ $\text{pK}_2 (\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}) = 7,2$ $\text{pK}_3 (\text{HPO}_4^{2-} / \text{PO}_4^{3-}) = 12,4$

1- Calculer le pH d'une solution d'acide phosphorique de concentration $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$.

2- Calculer le pH d'une solution de H_2PO_4^- de concentration $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$.

3- Calculer le pH d'une solution de Na_3PO_4 de concentration $c = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$.

Dans chaque cas vous validerez par un calcul, les hypothèses .

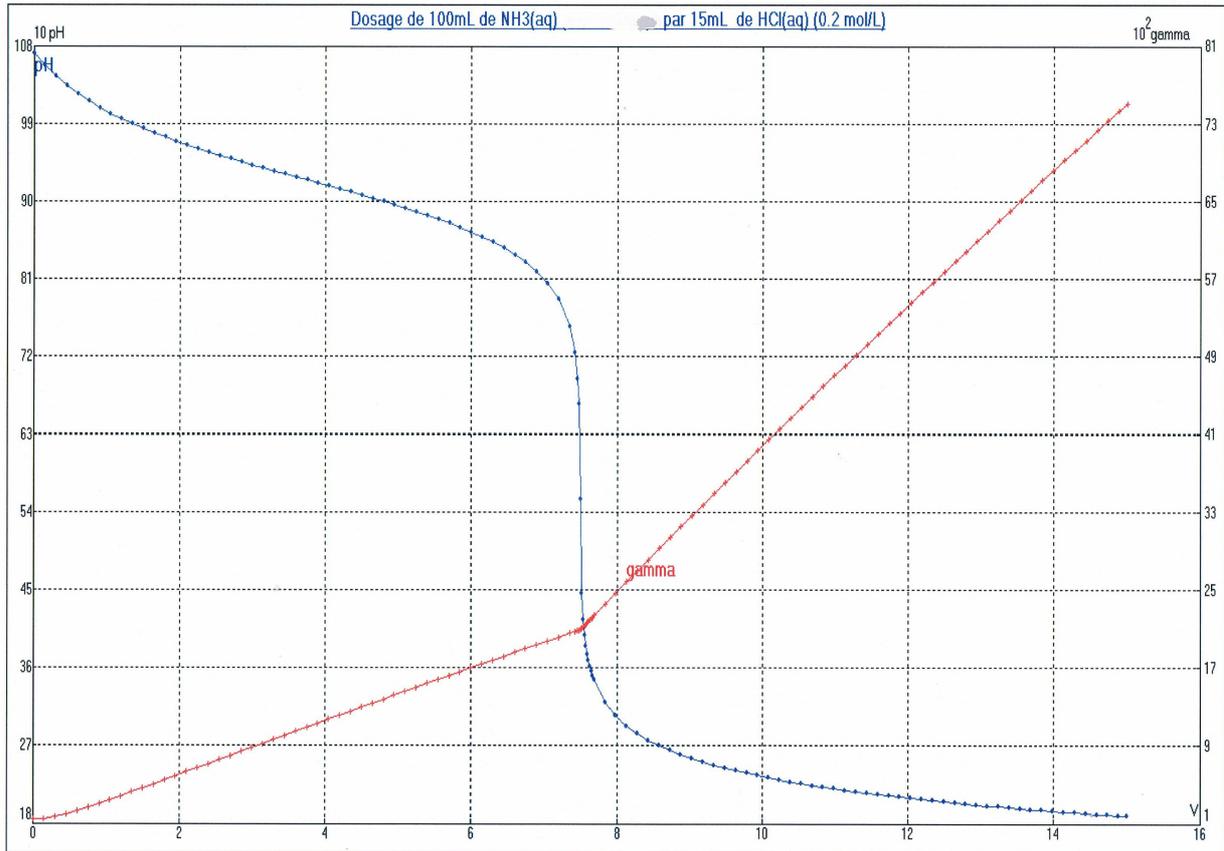
Exercice 7 :

On réalise le dosage d'un volume $v_0 = 100$ ml d'une solution d'ammoniac de concentration c_0 par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $c_a = 0,2 \text{ mol.l}^{-1}$, on appelle v le volume d'acide ajouté .

I – Dosage pH-métrique :

On suit le dosage par pH-métrie .

- 1- Donner les formules brutes de l'ammoniac et de l'acide chlorhydrique .
- 1- Quelle sont les électrodes utilisées pour suivre un tel dosage ?
- 2- On obtient la courbe suivante



- a- Ecrire la réaction de dosage et calculer sa constante d'équilibre .
- b- Déterminer le volume v_e à l'équivalence . En déduire la concentration c_0 en ammoniac dans la solution que l'on a titrée .
- c- Faire un tableau d'avancement pour $v < v_e$ et $v > v_e$, déterminer théoriquement l'évolution du pH en fonction de v pour $0 < v < v_e$ et $v > v_e$.

Comment peut-on accéder à la valeur du pK_a du couple ion ammonium ammoniac (justifier) ? Déterminer sa valeur à partir de la courbe et vérifier la concordance de cette valeur avec les données .

- d- Calculer le pH initial de la solution . Vérifier la concordance avec la valeur obtenue sur la courbe .
- e- Calculer le pH de la solution à l'équivalence . Vérifier la concordance avec la valeur obtenue sur la courbe .

II – Dosage conductimétrique :

- 1- Rappeler le principe physique d'un dosage conductimétrique .
- 2- Justifier qualitativement l'évolution de la conductivité de la solution au cours du dosage . Comment accède-t-on au volume à l'équivalence .

Données :

$$\begin{aligned} \text{Conductivités molaires équivalentes : } \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) &= 350.10^{-4} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1} \\ \lambda(\text{Cl}^-) &= 76.10^{-4} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1} \\ \lambda(\text{NH}_4^+) &= 198.10^{-4} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$pK_a (\text{ion ammonium} / \text{ammoniac}) = 9,2$$

Exercice 8 : solubilité et effet d'ions communs

- 1- Déterminer la solubilité de AgBr et de Ag_2CrO_4 dans l'eau pure .
- 2- Déterminer la solubilité de AgBr dans une solution de NaBr de concentration $c = 0,10 \text{ mol.l}^{-1}$.

Données : $pK_s (AgBr) = 12,3$ $pK_s (Ag_2CrO_4) = 11,9$.

Exercice 9: précipitation sélective des hydroxydes de fer .

On considère une solution contenant des ions fer II de concentration $c_0 = 0,01 \text{ mol.l}^{-1}$ et des ions fer III avec la même concentration c_0 .

Déterminer à partir de quel pH l'hydroxyde de fer III commence à précipiter .

Y a t'il précipitation de l'hydroxyde de fer II .

Données : pour l'hydroxyde de fer III $pK_{s1} (Fe(OH)_3) = 38$

pour l'hydroxyde de fer II pK_{s2}

$(Fe(OH)_2) = 16$

Exercice 10 : influence du pH sur la solubilité du nitrite d'argent .

Le nitrite d'argent $AgNO_2$ est un solide qui se dissout en ions Ag^+ et NO_2^- . Son produit de solubilité est $K_s = 10^{-3,8}$.

L'ion nitrite NO_2^- est une base faible dont l'acide conjugué est l'acide nitreux HNO_2 . La constante d'acidité de ce dernier est $K_a = 10^{-3,5}$.

- 1- Écrire la réaction de dissolution du nitrite d'argent et la réaction de l'ion nitrite avec l'eau. Exprimer la solubilité s (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) en fonction des différentes concentrations .
- 2- Dans quel domaine de pH la forme basique NO_2^- est-elle prépondérante? Déterminer dans cas la solubilité s de $AgNO_2$.
- 3- Déterminer la solubilité s lorsque la forme acide HNO_2 est prépondérante, en fonction de la concentration en H_3O^+ et des différentes constantes.
- 4- En déduire $ps = -\log s$ en fonction du pH, et des constantes pK_s et pK_a . En donner une représentation graphique.
- 5- On prépare à $pH = 0$ une solution contenant $[Ag^+] = [HNO_2] = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$, Le pH est augmenté progressivement par ajout d'une base, À quel pH un précipité apparaît-il?