

Exercices solutions aqueuses .

Lorsque vous écrivez les réaction chimiques, vous ne devez pas faire figurer les espèces indifférentes .
Faire les ex 1,2 et 3 et vérifier vos résultats et vos méthodes avec la correction .
Rédiger sur copie à rendre le jour de la rentrée les ex 4,5,6 et 7 .

Exercice 1 :

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

a- $c = 0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ b- $c = 10^{-9} \text{ mol.l}^{-1}$ c- $c = 10^{-7} \text{ mol.l}^{-1}$

2- Calculer le pH d'une solution d'acide éthanóïque de concentration $c = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$. Même question pour une concentration

$c = 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$.

3- Calculer le pH d'une solution d'ammoniac de concentration $c = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$.

Données :

$pK_a(\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$ $pK_a(\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 9,2$

4- Calculer le pH d'une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 de concentration $0,01 \text{ mol.l}^{-1}$

1ère acidité forte 2ème acidité $pK_a = 1,9$.

Exercice 2 :

On dose un volume $v_0 = 50 \text{ ml}$ d'une solution d'acide éthanóïque de concentration $c_0 = 5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ par de la soude de concentration $c_b = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

1- Quelles sont les électrodes utilisées pour suivre un tel dosage, préciser leur rôle .

2- Ecrire l'équation de dosage et calculer sa constante d'équilibre . Conclusion .

3- Définir l'équivalence du dosage . Déterminer le volume v_e de soude à ajouter afin d'obtenir l'équivalence .

4- Calculer le pH de la solution pour $v = 0$, $v = v_e/2$ et $v = v_e$.

$pK_a(\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$

5- Rappeler le principe d'un dosage conductimétrique . Tracer, en justifiant, l'évolution de la conductivité γ de la solution en fonction du volume de soude ajouté . Donner l'expression littérale de γ pour $v < v_e$ et pour $v > v_e$.

Données : conductivités molaires limites

$\lambda(\text{OH}^-) = 198.10^{-4} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$

$\lambda(\text{Na}^+) = 50.10^{-4} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$

$\lambda(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 40,9 \cdot 10^{-4} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$

Exercice 3 : solubilité

1- Calculer la solubilité de :

a- AgCl dans l'eau pure .

b- Ag_2CrO_4 dans l'eau pure .

$pK_{s1}(\text{AgCl}) = 9,72$ $pK_{s2}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 11,8$

2- Calculer la solubilité de AgCl dans une solution de NaCl de concentration $0,001 \text{ mol.l}^{-1}$

Exercice 4: pH d'une solution d'hypochlorite de calcium

L'hypochlorite de calcium $\text{Ca}(\text{ClO})_{2(s)}$ est un agent désinfectant et stérilisant très soluble dans l'eau, utilisé par exemple pour la désinfection des piscines. Il se présente sous forme de poudre ou de granulés. On s'intéresse à une solution désinfectante obtenue par dissolution de $m = 70 \text{ mg}$ d'hypochlorite de calcium pur dans $V = 100 \text{ mL}$ d'eau. Donnée : $M(\text{Ca}(\text{ClO})_2) = 140 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $pK_a(\text{HClO}/\text{ClO}^-) = 7,4$.

1 - Écrire l'équation de dissolution de l'hypochlorite de calcium en ions ClO^- et Ca^{2+} .

Une fois dissous, les ions hypochlorite réagissent avec l'eau selon une réaction acido-basique dans laquelle les ions calcium sont spectateurs.

2 - Écrire l'équation de la réaction, déterminer sa constante d'équilibre et déterminer le pH de la solution désinfectante obtenue .

Exercice 5: mise en solution du sulfure d'ammonium

On introduit $n = 1,0$ mmol de sulfure d'ammonium solide $(\text{NH}_4)_2\text{S}(\text{s})$ dans $V = 100$ mL d'eau. On admet que le sulfure d'ammonium se dissocie complètement dès qu'il est mis en solution.

Données : $\text{p}K_{a1}(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$ et $\text{p}K_{a2}(\text{HS}^-/\text{S}^{2-}) = 13,0$.

- 1 - Représenter le diagramme de prédominance des deux couples.
- 2 - En déduire que la solution de sulfure d'ammonium ne peut pas être un électrolyte contenant les ions NH_4^+ et S^{2-} . Écrire l'équation de la réaction qui a lieu et calculer sa constante d'équilibre.
- 3 - Calculer alors les concentrations de toutes les espèces en solution.
- 4 - Déterminer le pH de la solution.

Exercice 7 :Précipitation du chromate de plomb(II)

Le jaune de chrome est obtenu par action de l'ion chromate CrO_4^{2-} sur un sel de plomb(II) Pb^{2+} . Par précipitation dans l'eau, on obtient le chromate de plomb(II) $\text{PbCrO}_4(\text{s})$.

L'ion chromate a un caractère basique dans le couple acido-basique $\text{HCrO}_4^-/\text{CrO}_4^{2-}$.

1. Déterminer l'expression de la solubilité s du chromate de plomb en fonction de $h = [\text{H}_3\text{O}^+]$, K_{s1} et K_a .
2. Après précipitation et filtration, $\text{PbCrO}_4(\text{s})$ est lavé. Quelle est la teneur en plomb(II) de cette eau de lavage (pH = 7)? Cette eau dépasse-t-elle la norme légale de $50 \mu\text{g.L}^{-1}$ en plomb?

Données à $T = 298 \text{ K}$:

- Produits de solubilité: $\text{PbCrO}_4(\text{s}) : K_{s1} = 10^{-13}$;
- Constante d'acidité: $K_a(\text{HCrO}_4^-/\text{CrO}_4^{2-}) = 10^{-6,4}$
- Masse molaire atomique du plomb: $M = 207 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 8:précipitation sélective

On souhaite séparer les ions cobalt (II) Co^{2+} et magnésium Mg^{2+} en réalisant une précipitation sélective des hydroxydes métalliques .

Données à $T = 298 \text{ K}$: produit de solubilité de l'hydroxyde de cobalt (II) $\text{Co}(\text{OH})_2(\text{s}) : K_{s1} = 10^{-14,8}$.

1- Détermination du produit de solubilité de l'hydroxyde de magnésium (II) $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$.

Lorsqu'on dissout dans l'eau de l'hydroxyde de magnésium (II) jusqu'à saturation la solution possède un pH de 10,5 .

Montrer que le produit de solubilité de l'hydroxyde de magnésium (II) vaut $K_{s2} = 10^{-10,8}$.

2- On dispose d'une solution contenant initialement des ions cobalt (II) Co^{2+} à la concentration de $c_{\text{Co}} = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ et des ions magnésium Mg^{2+} à la même concentration c_{Mg} . On souhaite précipiter plus de 99% du cobalt sans précipiter plus de 1% du magnésium .

a-Calculer la concentration en ions cobalt (II) restant en solution si 99% du cobalt précipite sous forme d'hydroxyde de cobalt $\text{Co}(\text{OH})_2(\text{s})$. En déduire la concentration en ions hydroxydes OH^- et le pH de la solution pour que 99% du cobalt précipite .

b- Calculer la concentration d'ions magnésium (II) Mg^{2+} restant en solution si 1% du magnésium précipite sous forme d'hydroxyde de magnésium (II) $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$. En déduire la concentration en ions hydroxyde OH^- et le pH pour que 1% du magnésium précipite .

c- Montrer qu'il existe une zone de pH que l'on précisera , où il est possible de précipiter plus de 99% du cobalt sans précipiter plus de 1 % du magnésium .