

Nom : Prénom :

Note :

*_**

EXERCICE 1 :

Le produit de solubilité de l'hydroxyde de calcium Ca(OH)_2 vaut $K_s = 8 \cdot 10^{-6}$. On prépare une solution saturée en hydroxyde. On rappelle que $K_e = 10^{-14}$.

1. Calculer la valeur numérique de $\text{p}K_s$.
2. Ecrire l'équilibre de dissolution de Ca(OH)_2 . La solution ainsi obtenue est-elle acide, basique ou neutre ? Justifier votre réponse.
3. Calculer la solubilité s de l'hydroxyde de calcium dans l'eau.
4. Donner l'expression littérale du pH de la solution saturée en fonction de s , $\text{p}K_e$ et $\text{p}K_s$.
5. Calculer la valeur numérique du pH .

EXERCICE 2 :

On veut dissoudre $m = 0,80$ g de sulfate de baryum BaSO_4 dans un volume $V = 500$ mL d'eau.

On donne : $\text{p}K_s = 10$
 $M(\text{Ba}) = 137 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

1. Si le sulfate de baryum était totalement dissout dans l'eau, quelle serait alors sa concentration $c = [\text{BaSO}_4]$?

2. Démontrer qu'en réalité il reste du sulfate de baryum solide non dissout en appliquant la démarche suivante :
 - 2.1. Ecrire l'équilibre de dissolution
 - 2.2. Donner l'expression littérale du produit de solubilité K_s , puis calculer la valeur numérique de la solubilité réelle s .
 - 2.3. Conclusion
 - 2.4. Calculer la masse m' réellement dissoute dans le volume d'eau considéré.

EXERCICE 3 :

On veut dissoudre du chlorure d'argent solide AgCl dans diverses solutions. On donne $\text{p}K_s = 9,8$.

1. On fait la dissolution dans de l'eau pure. Calculer la solubilité s_1 , en mol.L^{-1} et en mg.L^{-1} .
2. On fait la dissolution dans une solution de chlorure de potassium (KCl) de concentration $c = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer la solubilité s_2 , en mol.L^{-1} et en mg.L^{-1} .
3. On fait la dissolution dans une solution de nitrate d'argent (AgNO_3) de concentration $c' = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer la solubilité s_3 , en mol.L^{-1} et en mg.L^{-1} .

DONNEES : $M(\text{K}) = 39 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g.mol}^{-1}$
 $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$
 $M(\text{N}) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$

EXERCICE 4 :

Pour chacun des couples donnés plus loin :

- a. Ecrire la demi-équation électronique
- b. Exprimer le potentiel d'oxydoréduction E avec la formule de NERNST :

$$E = E^{\circ} + \frac{0,06}{n} \log \frac{[\text{Ox}]^a \cdot [\text{H}^+_{\text{aq}}]^m}{[\text{Red}]^b}$$

- c. Calculer la valeur numérique de E avec les indications chiffrées qui sont données .

COUPLES à étudier :

1. Couple $\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2$ $E^{\circ} = 1,69 \text{ V}$
 MnO_2 solide $[\text{MnO}_4^-] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ $\text{pH} = 5$

2. Couple O_2/H_2O $E^o = 1,23 \text{ V}$
 Dioxygène à la pression $P_{O_2} = 2 \text{ bar (ou atm)}$ $\text{pH} = 3$
3. Couple SO_4^{2-}/SO_2 $E^o = 0,17 \text{ V}$
 $P_{SO_2} = 1 \text{ bar (ou atm)}$ $[SO_4^{2-}] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ $\text{pH} = 7$

EXERCICE 5 :

Soient les couples SO_4^{2-} / HSO_3^- $E_1^o = + 0,12 \text{ V}$
 Sn^{2+} / Sn $E_2^o = - 0,14 \text{ V}$

On part d'une solution contenant l'ion hydrogénosulfite HSO_3^- et on souhaite réduire les ions Sn^{2+} .

1. En comparant les potentiels standards E_1^o et E_2^o , la réaction vous semble-t-elle possible ? Justifier la réponse.
2. La concentration des ions Sn^{2+} vaut $[Sn^{2+}] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Donner l'expression, puis la valeur numérique du potentiel rédox E_2 .
3. En raisonnant sur une concentration $[SO_4^{2-}] = 100 \cdot [HSO_3^-]$, donner l'expression du potentiel rédox E_1 en fonction du pH.
4. Pour être sûr que la réaction soit totale entre HSO_3^- et Sn^{2+} , il faut que les valeurs de E_1 et E_2 soient telles que $\Delta E \geq 0,3 \text{ V}$. Calculer la valeur limite du pH qui permet de vérifier cette condition.
5. Ecrire les 2 demi-équations électroniques et l'équation bilan de la réaction redox.
6. On part d'une solution contenant des ions Sn^{2+} : $\text{Volume } V = 5 \text{ L}$
 $[Sn^{2+}] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
 et on veut réduire la totalité des ions Sn^{2+} en étain Sn.
 - 6.1. Calculer le nombre de moles d'ions Sn^{2+} présents au départ.
 - 6.2. Faire le tableau d'avancement de la réaction.
 - 6.3. Calculer la masse m d'étain Sn qui se forme au cours de cette réaction. On donne $M(Sn) = 119 \text{ g.mol}^{-1}$
 - 6.4. Calculer le volume V' de la solution en ions HSO_3^- nécessaire pour faire cette réaction sachant que $[HSO_3^-] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
7. La réaction d'oxydoréduction entre HSO_3^- et Sn^{2+} risque de s'arrêter.
 - 7.1. Expliquer quelle en est la raison.
 - 7.2. Pour quelle valeur limite du pH, la réaction devient-elle impossible ?