

Exercices d'application sur les réactions de précipitation

Exercice n°1

Soit un litre de solution saturée en chlorure de plomb. Calculer la concentration molaire $[\text{Pb}^{2+}]$ de cette solution. Donnée: $pK_s(\text{PbCl}_{2(s)}) = 4,8$.

Exercice n°2

Quel est le produit de solubilité de PbSO_4 si on peut en dissoudre 7 mg dans 200 ml d'eau pure ?
Donnée: Masse molaire : $M_{\text{PbSO}_4} = 303 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice n°3

Quelle est la solubilité de MgCO_3 dans l'eau pure ?
Donnée: $K_s(\text{MgCO}_3) = 10^{-5}$.

Exercice n°4

1- Calculer la solubilité s de $\text{AgI}_{(s)}$ dans l'eau pure.
2- Calculer la solubilité s' de $\text{AgI}_{(s)}$ dans une solution de KI initialement à $c_0 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
Le résultat était-il prévisible ?
Donnée: $pK_s(\text{AgI}_{(s)}) = 16,1$

Exercice n°5

Une solution contient des ions Fe^{3+} et des ions Cu^{2+} de concentrations initiales $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ ainsi que du sulfure d'hydrogène (H_2S). On fixe le pH de la solution (solution tampon), on a alors $[\text{S}^{2-}] = 10^{-20} \text{ mol.L}^{-1}$.
Quel est le sulfure qui précipite ?
Données : $K_s(\text{CuS}) = 10^{-35}$ et $K_s(\text{FeS}) = 6,3 \cdot 10^{-18}$.

Exercice n°6

Calculer la solubilité de $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

- 1- Dans l'eau pure. En déduire le pH d'une solution saturée.
 - 2- Dans une solution tamponnée à $\text{pH} = 8,5$. Commenter ce résultat.
- Donnée: $K_s(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 2 \cdot 10^{-11}$.

Exercice n°7

Le produit de solubilité de l'oxalate de calcium CaC_2O_4 est égal à $3,6 \cdot 10^{-9}$.

- 1- Calculer la solubilité, en mol.L^{-1} , de l'oxalate de calcium dans l'eau pure.
 - 2- Quel volume d'eau est nécessaire pour dissoudre complètement un calcul rénal d'oxalate de calcium pur de masse $m = 0,768 \text{ g}$?
- Donnée: Masse molaire : $M_{\text{CaC}_2\text{O}_4} = 128 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercices sur les réactions de précipitation

Exercice n°1

1- Le produit de solubilité du bromate d'argent AgBrO_3 à 25°C est $K_s = 5,8 \cdot 10^{-5}$.

1.1- Ecrire l'équation de l'équilibre de solubilisation et exprimer le produit de solubilité en fonction des concentrations des espèces à l'équilibre.

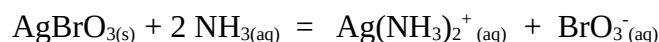
1.2- Calculer la solubilité de AgBrO_3 dans l'eau pure à 25°C . En déduire la masse de ce solide que l'on peut dissoudre dans un litre d'eau.

1.3- On s'intéresse maintenant à la dissolution du bromate d'argent dans une solution de bromate de sodium de concentration $c = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer la solubilité de AgBrO_3 dans cette solution. En déduire la masse de AgBrO_3 que l'on peut dissoudre dans un litre de cette solution.

2- On veut ensuite déterminer la quantité de AgBrO_3 que l'on peut dissoudre dans un litre de solution d'ammoniaque de concentration $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$. Les ions Ag^+ forment un complexe avec NH_3 : $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ dont la constante de formation est $K_f = 2,0 \cdot 10^7$.

2.1- Ecrire l'équation de la réaction de complexation des ions Ag^+ et exprimer la constante de formation en fonction des concentrations des espèces à l'équilibre.

2.2- Calculer la constante de l'équilibre prépondérant dont l'équation s'écrit:



2.3- Compléter le tableau des concentrations ci-dessous et en déduire la solubilité s de AgBrO_3 dans la solution. Quelle est la masse maximale de AgBrO_3 que l'on peut dissoudre dans un litre de solution ?

	$\text{AgBrO}_{3(s)}$ +	$2 \text{NH}_{3(aq)} =$	$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+_{(aq)}$	+ $\text{BrO}_3^-_{(aq)}$
E.I.	excès	$0,5 \text{ mol.L}^{-1}$	0	0
E.F.			s	s

Données: masses molaires atomiques: $M_{\text{Ag}} = 108 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Br}} = 80 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice n°2

L'hydroxyde de cuivre (II) $\text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}$ peut être utilisé pour protéger la vigne contre le mildiou. C'est un sel très peu soluble dans l'eau. On se propose de déterminer le produit de solubilité de l'hydroxyde de cuivre (II) de différentes façons.

1- La solubilité de l'hydroxyde de cuivre (II) dans l'eau pure à 25°C a pour valeur $s = 4,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$.

1.1- Ecrire l'équation de dissolution de l'hydroxyde de cuivre (II) dans l'eau pure.

- 1.2- Exprimer le produit de solubilité K_s en fonction des concentrations molaire des espèces à l'équilibre.
- 1.3- Exprimer le produit de solubilité K_s en fonction de la solubilité et calculer sa valeur.

2- Le pH d'une solution aqueuse saturée d'hydroxyde de cuivre (II) est égal à 7,9 à 25°C.

- 2.1- Déterminer la concentration molaire des espèces présentes en solution.
- 2.2- En déduire la valeur du produit de solubilité de l'hydroxyde de cuivre (II).

Donnée: Produit ionique de l'eau: $K_e = 10^{-14}$ à 25°C.

Exercice n°3

Sur l'étiquette d'une eau d'Evian, on trouve l'information suivante: teneur en Ca^{2+} : 78 mg.L⁻¹.

- 1- Ecrire l'équation de précipitation de l'hydroxyde de calcium: $\text{Ca}(\text{OH})_{2(s)}$.
- 2- Calculer le pH du début de précipitation d'une solution aqueuse d'ion Ca^{2+} à la concentration molaire $c_1 = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
- 3- Ecrire l'équation de la réaction de précipitation de l'hydroxyde de magnésium $\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}$.
- 4- Calculer le pH du début de précipitation d'une solution aqueuse d'ion Mg^{2+} à la concentration molaire $c_2 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
- 5- On choisit de travailler à pH = 12,5. Expliquer le choix de cette valeur de pH pour séparer les ions Mg^{2+} des ions Ca^{2+} .

Données:

$\text{Ca}(\text{OH})_{2(s)}$: $\text{p}K_{s1} = 5,2$; $\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}$: $\text{p}K_{s2} = 8,7$
Produit ionique de l'eau: $K_e = 10^{-14}$ à 25°C.

Exercice n°4

1- Calculer la solubilité exprimée en mol.L⁻¹ puis en g.L⁻¹ du chromate d'argent Ag_2CrO_4 :

- 1.1- dans l'eau pure.
- 1.2- dans une solution aqueuse de chromate de sodium: $2\text{Na}^+_{(aq)} + \text{CrO}_4^{2-}_{(aq)}$ à 16,2 g.L⁻¹.

2- L'ion Ag^+ forme avec l'ammoniaque l'ion complexe $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$.

On introduit du chromate argent solide dans un litre de solution aqueuse d'ammoniaque de concentration $c_1 = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$.

2.1- Ecrire les équilibres qui s'établissent dans cette solution.

2.2- A l'aide de ces équations, justifier qualitativement que la solubilité du chromate d'argent soit plus grande dans une solution d'ammoniaque que dans l'eau pure.

Données: Masse molaire du chromate de sodium: 162 g.mol⁻¹; du chromate d'argent: 331,8 g.mol⁻¹.
Constante de dissociation du complexe $K_D(\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+) = 6,3 \cdot 10^{-8}$. $K_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,26 \cdot 10^{-12}$.