

EX 05

Solubilité en solution aqueuse

plomb	potassium	calcium	cuivre	argent	Sodium	manganèse	baryum	Fer 3	Zinc
Pb^{2+}	K^+	Ca^{2+}	Cu^{2+}	Ag^+	Na^+	Mn^{2+}	Ba^{2+}	Fe^{3+}	Zn^{2+}

iodure	nitrate	hydroxyde	chlorure	sulfate	sulfure	fluorure	carbonate	oxalate
I^-	NO_3^-	HO^-	Cl^-	SO_4^{2-}	S^{2-}	F^-	CO_3^{2-}	$C_2O_4^{2-}$

1ère Partie :
Dissolution de composés ioniques

On notera :

- **S** la solubilité molaire en $mol.L^{-1}$
- **S_m** la solubilité massique en $g.L^{-1}$

► Etude de la dissolution d'un solide $AB(s)$ selon la réaction : $AB(s) = A^+_{(aq)} + B^-_{(aq)}$

Pour savoir si la solution est saturée ou non :

(1) On dispose des solubilités S ou S_m :

On compare les quantités introduites aux valeurs des solubilités

(2) On dispose du produit de solubilité K_s

On calcule le quotient de réaction initial

$$Q_{r(i)} = [A^+_{(aq)}]_{(i)} \times [B^-_{(aq)}]_{(i)}$$

→ **Si $Q_{r(i)} > K_s$** , alors la **solution est saturée**

Déplacement de la réaction dans le sens de la diminution du quotient de réaction, dans le sens de la diminution de la concentration des ions, donc dans le sens de la précipitation du soluté

→ **Si $Q_{r(i)} < K_s$** , alors la **solution n'est pas saturée**

→ **Si $Q_{r(i)} = K_s$** , alors la **solution est à la limite de la saturation**

► **Lorsque la solution est saturée**

- la concentration molaire en soluté dissout de la solution saturée est égale à la solubilité molaire : **C = s**

- la concentration massique en soluté dissout de la solution saturée est égale à la solubilité massique : **C_m = s_m** ; on alors $s_m = s \times M_{\text{soluté}}$

- les concentrations effectives des ions présents dans la solution saturée sont reliées par la formule donnant le produit de solubilité **K_s** du soluté dissout

EX1

La solubilité du sulfate de cuivre est **350 g/L** à 20°C ; **M_{soluté} = 249,6 g.mol⁻¹**

1) Peut-on dissoudre **2,0 g** de sulfate de cuivre dans **5 mL** d'eau ? Peut-on dissoudre **3 g** de sulfate de cuivre dans **10 mL** d'eau ?

2) Calculer la concentration molaire de la solution saturée de sulfate de cuivre

3) En déduire la concentration des ions sulfate et cuivre dans la solution saturée

4) Calculer le produit de solubilité du sulfate de cuivre

EX2

La solubilité de l'iodure d'argent est de **9,17.10⁻⁹ mol.L⁻¹** à une certaine température.

M_{soluté} = 234,8 g.mol⁻¹

1) Calculer la masse maximale d'iodure d'argent que l'on peut dissoudre dans 1 L d'eau. Que peut-on en déduire ?

2) Quelle est la concentration molaire de la solution saturée ? En déduire la concentration des ions dans la solution saturée.

3) Calculer le produit de solubilité de l'iodure d'argent

EX3

Le produit de solubilité du sulfate de calcium est $K_s = 2,5 \cdot 10^{-5}$; $M_{\text{soluté}} = 136,2 \text{ g.mol}^{-1}$

1) Montrer que la concentration des ions sulfate et calcium dans la solution saturée vaut $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

2) En déduire la solubilité molaire du sulfate de calcium, puis calculer la solubilité massique du sulfate de calcium

3) Quel volume d'eau doit-on employer pour dissoudre complètement **2,72 g** de sulfate de calcium ?

EX4

Pour réaliser une solution aqueuse saturée de fluorure de calcium, on a dissout **0,027 g** de ce sel dans **1,0 L** d'eau ; $M_{\text{soluté}} = 78,1 \text{ g.mol}^{-1}$

1) Calculer la concentration molaire de la solution saturée, puis en déduire la concentration des ions dans la solution

2) Calculer le produit de solubilité du fluorure de calcium

EX5

On essaie de dissoudre **1,3 g** de sulfure de manganèse dans **500 mL** d'eau

$K_s = 2,5 \cdot 10^{-10}$; $M_{\text{soluté}} = 87,0 \text{ g.mol}^{-1}$

- Peut-on dissoudre la totalité du soluté ?

EX6

Le produit de solubilité de l'oxalate de calcium CaC_2O_4 vaut $3,6 \cdot 10^{-9}$. $M_{\text{soluté}} = 128,1 \text{ g.mol}^{-1}$

1) Montrer que la concentration des ions oxalate et calcium dans la solution saturée vaut $6,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

2) En déduire la solubilité molaire de l'oxalate de calcium, puis calculer la solubilité massique de l'oxalate de calcium

3) Un malade souffre d'un calcul rénal (*entièrement constitué d'oxalate de calcium*) dont la masse est de **0,384 g**.

- Calculer le volume nécessaire d'eau pour le dissoudre

EX7

Produit de solubilité de l'iodure de plomb : $K_s = 8 \cdot 10^{-9}$; $M_{\text{soluté}} = 461,0 \text{ g.mol}^{-1}$

On verse **2,00 g** d'iodure de plomb dans un bécher contenant **100 mL** d'eau ; on mélange, à l'aide d'un agitateur magnétique.

- Montrer que l'iodure de plomb ne se dissout pas dans sa totalité

EX8

Le produit de solubilité du chlorure de plomb est $K_s = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $M_{\text{soluté}} = 278,2 \text{ g.mol}^{-1}$

On désire réaliser les deux solutions suivantes :

(S1) Dans **10,0 mL** d'eau distillée, ajouter **0,04 g** de chlorure de plomb ; agiter

(S2) Dans **10,0 mL** d'eau distillée, ajouter **0,12 g** de chlorure de plomb ; agiter

- Pour chacun des 2 cas précédents, prévoir si les solutions seront saturées ou non

EX9

La solubilité de la chaux ou hydroxyde de calcium Ca(OH)_2 est de $1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

On considère une solution de chaux saturée.

1) Quelle est la concentration molaire de la solution saturée ? En déduire la concentration des ions hydroxyde et calcium dans la solution saturée

2) Calculer la valeur du pH de la solution saturée en chaux.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14} ; \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

3) Calculer le produit de solubilité de l'hydroxyde de calcium

EX10

On dispose d'une solution saturée d'hydroxyde de fer 3.

Pour une certaine température, la solubilité de l'hydroxyde de fer 3 est de $9,3 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$

1) Quelle est la concentration molaire de la solution saturée ? En déduire la concentration des ions hydroxyde et fer 3 dans la solution saturée

2) Calculer la valeur du pH de la solution saturée en hydroxyde de fer 3.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14} ; \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

3) Calculer le produit de solubilité de l'hydroxyde de fer 3

EX11

Le pH d'une solution saturée d'hydroxyde d'argent est de **10,2**.

1) Calculer la concentration des ions HO⁻ dans la solution saturée

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14} ; [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

2) En déduire la concentration de la solution saturée, puis la solubilité S de l'hydroxyde d'argent

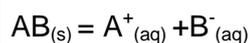
3) Calculer le produit de solubilité de l'hydroxyde d'argent

2nde Partie :

Mélange de solutions avec formation d'un précipité

► Pour savoir si un précipité $AB(s)$ se forme lorsque l'on mélange une solution contenant l'ion $A^+_{(aq)}$ et une solution contenant l'ion $B^-_{(aq)}$, on calcule le quotient de réaction

$$Q_{r(i)} = [A^+_{(aq)}]_{(i)} \times [B^-_{(aq)}]_{(i)} \text{ associé à la réaction}$$



→ **Si $Q_{r(i)} > K_s$, il y a précipitation**

Déplacement de la réaction dans le sens de la diminution du quotient de réaction, dans le sens de la diminution de la concentration des ions, donc dans le sens de la précipitation du soluté

→ **Si $Q_{r(i)} < K_s$, il n'y a pas de précipitation du soluté**

EX1

1) Afin de préparer une solution S_1 , on dissout **0,3 g** d'iodure de potassium dans **20 mL** d'eau ; $M_{\text{soluté}} = 166 \text{ g.mol}^{-1}$

- Calculer la concentration des ions iodure dans la solution S_1

2) Afin de préparer une solution S_2 , on dissout **0,3 g** de nitrate de plomb dans **20 mL** d'eau ; $M_{\text{soluté}} = 331,2 \text{ g.mol}^{-1}$

- Calculer la concentration des ions plomb dans la solution S_2

3) On mélange les deux solutions

- Calculer les concentrations des ions iodure et des ions plomb juste après le mélange

4) Le produit de solubilité de l'iodure de plomb est de **8.10^{-9}**

- Montrer qu'un précipité jaune d'iodure de plomb apparaît

EX2

On dispose de $V_1 = 10 \text{ mL}$ d'une solution S_1 de nitrate de plomb de concentration $C_1 = 1,0.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

On dispose de $V_2 = 10 \text{ mL}$ d'une solution S_2 de chlorure de potassium de concentration $C_2 = 2,0.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

1) Quelle est la concentration des ions plomb dans la solution S_1

2) Quelle est la concentration des ions chlorure dans la solution S_2

3) Calculer les concentrations des ions chlorure et des ions plomb juste après le mélange des 2 solutions

4) Montrer qu'un précipité de chlorure de plomb apparaît sachant que le produit de solubilité du chlorure de plomb est de **$1,8.10^{-5}$**

EX3

On mélange **100 mL** d'une solution de chlorure de calcium à **$2,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$** à **100 mL** d'une solution de sulfate de sodium à **$4.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$**

- Y aura-t-il formation d'un précipité de sulfate de calcium sachant que le produit de solubilité de ce sel est de **$3,7.10^{-5}$**

EX4

On mélange **100 mL** d'une solution de nitrate d'argent à la concentration **$6,0.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$** avec **200 mL** d'une solution de chlorure de sodium à la concentration **$9,0.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$** ?

- Y aura-t-il formation d'un précipité de chlorure d'argent ? $K_s(\text{AgCl}) = 1,8.10^{-10}$

EX5

On mélange un volume de **250 mL** d'une solution de nitrate de plomb à **$1,6.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$** avec **750 mL** d'une solution de sulfate de sodium à **$2,4.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$** ?

- Y aura-t-il formation d'un précipité de sulfate de plomb ? $K_s(\text{PbSO}_4) = 1,8.10^{-8}$