

## La solubilité

La solubilité se définit comme **la quantité de soluté qui peut être dissous dans un solvant.**

Dans cette unité nous allons étudier la solubilité des sels (composés ioniques).

- Les sels forment des ions aqueux en solution et sont des **électrolytes**.
- Tous les sels se **dissocient à différents degrés**.
- La constante d'équilibre des sels s'appelle **la constante de produit de solubilité ou  $K_{ps}$**
- Exprimer en **mol/l**, g/100ml de solvant, g/masse de solution

Pourquoi? Comment se forme une solution? (dissociation et solvatation.)

Par exemple, le NaCl est très soluble dans l'eau tandis que le PbI<sub>2</sub> est presque insoluble.

- 
- 
- 

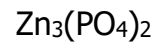
**Facteurs** qui influencent la dissociation d'un sel.

- 1.
- 2.
- 3.

L'expression de l'équilibre pour les sels s'appelle la **constante de produit de solubilité ou Kps**.

En général :

Écrivez **les expressions de Kps** pour les sels suivants



## Applications de Kps

### 1) Calcul de solubilité des sels

\*\*\* Le plus gros la valeur de Kps le plus soluble le sel.\*\*\*

ex. Quelle est la solubilité de AgBr? ( $K_{ps} = 7,70 \times 10^{-13}$ )

On utilise le symbole **S** (au lieu de x) pour représenter la quantité de sel qui peut être dissous dans un litre.

I

R

E

Combien de grammes de AgBr sont soluble dans 500ml?

Ex : Quelle est la solubilité de  $Zn_3(PO_4)_2$  ?  $K_{ps} = 9,1 \times 10^{-33}$

Combien de grammes sont solubles dans 200ml?

## 2) Calcul de Kps

ex : Calculez le Kps de  $\text{Ag}_2\text{S}$  si on retrouve  $6,8 \times 10^{-17}\text{M}$  de  $\text{Ag}^+$  à l'équilibre?

Vous êtes donné la valeur de  $\text{Ag}^+$  et vous savez qu'il y a deux fois plus de Ag que de S à l'équilibre.

## 3) Prédire la précipitation

Réaction de précipitation; \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

Un précipité : \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

Ex : Si on mélange  $\text{AgNO}_3$  et  $\text{KBr}$  ( deux sels soluble ) qu'est-ce qui arrive?

**Rx ionique globale** : écris la réaction avec tous les ions séparés. Ceci nous aide à déterminer les ions spectateurs.

Note : les possibilités de produits sont  $\text{AgBr}$  et  $\text{KNO}_3$ .  **$\text{AgBr}$  a une valeur de  $K_{ps}$  de  $7,7 \times 10^{-13}$  et  $\text{KNO}_3$  a une valeur de  $K_{ps} > 10^2$**

**Rx ionique nette** : Écris la réaction en laissant les ions spectateurs hors de la réaction.

Si le produit des ions en solution excède la valeur de  $K_{ps}$  il y aura une précipitation.  
EN AUTRES MOTS, SI  $Q > K_{ps}$  IL Y AURA PRÉCIPITATION

Ex : Est-ce qu'il y aura un précipité former quand on mélange 100ml de  $AgNO_3$   $2,0 \times 10^{-5}M$  et 200ml de  $NaCl$   $4,0 \times 10^{-4}M$ ?  
( $K_{ps} AgCl = 1,7 \times 10^{-10}$ )

1- Écris la réaction ionique nette

2- Détermine la concentration de chaque ion. (Très semblable aux calculs de neutralisation partielle).

3- Calcul la valeur de  $Q$ . Si  $Q > K_{ps}$  il y aura un précipité.

Ex : Si on mélange 100ml de  $CaCl_2$  0,2M avec 100ml de  $Na_2SO_4$  0,004M est-ce qu'il y aura un précipité? ( $K_{ps} CaSO_4 = 1,95 \times 10^{-4}$ )

**Déterminer la masse de précipité formé et les concentrations d'ions à l'équilibre.**

Ex : Nous mélangeons 250ml de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$   $2 \times 10^{-3}\text{M}$  avec 250ml de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $3 \times 10^{-2}\text{M}$  .

( $K_{ps} \text{BaSO}_4 = 1,1 \times 10^{-10}$  masse molaire = 233,39g/mol)

Il y a une précipitation donc on sait déjà que  $Q > K_{ps}$ .

a) Écris la rx ionique nette et calcule la concentration des ions.

b) Crée un tableau de IRE

I

R

E

**Note : On soustrait le plus petit des deux concentrations qui nous laisse avec environ 0M. Cette supposition est possible car le  $K_{ps}$  est tellement petit.**

c) Calcule la masse du précipité.

Masse = concentration x volume x masse molaire

d) Calcule les concentrations à l'équilibre.

Ex : Combien de grammes de AgCl seront précipiter si on mélange 300ml de  $\text{AgNO}_3$   $4 \times 10^{-5}$  et 400ml de NaCl  $8 \times 10^{-4}$ . ( $K_{ps}$  AgCl =  $1,7 \times 10^{-10}$  masse molaire = 143,4g/mol)

a) Écris la rx ionique nette et calcule la concentration des ions.

b) Crée un tableau de IRE

I

R

E

- Note : On soustrait le plus petit des deux concentrations qui nous laisse avec environ 0M. Cette supposition est possible car le  $K_{ps}$  est tellement petit.

c) Calcule la masse du précipité.

Masse = concentration x volume x masse molaire

d) Calcule les concentrations à l'équilibre.



### Chimie 30

Les tableaux suivants sont fournis avec cet examen :

- Solubilité des composés communs dans l'eau
- Forces relatives des acides en solution aqueuse à température ambiante, 25°C
- Potentiels d'électrodes normaux des demi-réactions
- Tableau périodique des éléments
- Zone de pH des indicateurs acido-base communs
- Page de formules

#### Solubilité des composés communs dans l'eau

Règle	Ions négatifs	Ions positifs	Solubilité
1	presque tous	$\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+, \text{Fr}^+$	soluble
2	presque tous	$\text{H}^+$	soluble
3	presque tous	$\text{NH}_4^+$	soluble
4	nitrate, $\text{NO}_3^-$	presque tous	soluble
5	acétate, $\text{CH}_3\text{COO}^-$	$\text{Ag}^+$	solub. faible
		tous les autres	soluble
6	bromure, $\text{Br}^-$ chlorure, $\text{Cl}^-$ iodure, $\text{I}^-$	$\text{Ag}^+, \text{Pb}^{+2}, \text{Hg}_2^{+2}, \text{Cu}^+, \text{Tl}^+$	solub. faible
		tous les autres	soluble
7	sulfate, $\text{SO}_4^{-2}$	$\text{Ca}^{+2}, \text{Sr}^{+2}, \text{Ba}^{+2}, \text{Ra}^{+2}, \text{Pb}^{+2}, \text{Ag}^+, \text{Hg}_2^{+2}$	solub. faible
		tous les autres	soluble
8	sulfure, $\text{S}^{-2}$	$\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+, \text{Fr}^+, \text{H}^+, \text{NH}_4^+, \text{Be}^{+2}, \text{Mg}^{+2}, \text{Ca}^{+2}, \text{Sr}^{+2}, \text{Ba}^{+2}, \text{Ra}^{+2}$	soluble
		tous les autres	solub. faible
9	hydroxyle, $\text{OH}^-$	$\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+, \text{Fr}^+, \text{H}^+, \text{NH}_4^+, \text{Sr}^{+2}, \text{Ba}^{+2}, \text{Ra}^{+2}, \text{Tl}^+$	soluble
		tous les autres	solub. faible
10	carbonate, $\text{CO}_3^{-2}$ phosphate, $\text{PO}_4^{-3}$ sulfite, $\text{SO}_3^{-2}$	$\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+, \text{Fr}^+, \text{H}^+, \text{NH}_4^+$	soluble
		tous les autres	solub. faible

Une substance est considérée comme soluble si elle se dissout suffisamment pour donner une concentration ionique supérieure à 0,1 mole par litre à température ambiante.

## La constante de produit de solubilité

1) Quels sont les facteurs qui déterminent la solubilité des sel dans l'eau?

i)

ii)

iii)

2) Calculer le Kps de  $\text{PbBr}_2$  si la solubilité est  $1,05 \times 10^{-2}$  moles/l (2)

3) Quelle est la solubilité de  $\text{AgCl}$  sachant que sa valeur de Kps est  $1,7 \times 10^{-10}$ ?

4) a) Quelle est la solubilité de  $\text{AgIO}_3$  sachant que sa valeur de  $K_{ps}$  est  $3,1 \times 10^{-8}$ ?

b) Combien de moles sont dissoutes dans 500ml de solution?

5) Le  $K_{ps}$  de  $\text{CaSO}_4$  est de  $2,4 \times 10^{-5}$ . Quel sera le nombre de moles que l'on pourra dissoudre dans 250ml de solution?

6) Quelle sera la masse de  $\text{AgBrO}_3$  que l'on pourra dissoudre dans 50ml de solution? ( $K_{ps} = 5,4 \times 10^{-5}$  masse molaire = 235,8g/mole)

7) Si on a une  $[\text{Al}^{+3}]$  de  $2 \times 10^{-3}\text{M}$  à l'équilibre, quelle est la  $K_{ps}$  de  $\text{Al}(\text{OH})_3^-$ ?

8) Quelle est la solubilité de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  si la  $k_{ps}$  est  $2 \times 10^{-29}$  ?  
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightleftharpoons 3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-}$

9) On mélange 100ml de  $\text{CaCl}_2$  0,02M et 100ml de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$   $4 \times 10^{-4}\text{M}$ . Vérifie si il y aura une précipitation. ( $K_{ps} \text{CaSO}_4 = 2,4 \times 10^{-5}$ )

10) Mélangeons 200ml de  $\text{CaCl}_2$  0,08M et 200ml de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  0,02M. Y aura-t-il une précipitation? ( $K_{ps} \text{CaSO}_4 = 2,4 \times 10^{-5}$ )

11) On mélange 100ml de  $\text{AgNO}_3$   $5 \times 10^{-4}\text{M}$  et 200ml de  $\text{NaCl}$   $9 \times 10^{-3}\text{M}$ . Y aura-t-il précipitation? ( $K_{ps} \text{AgCl} = 1,7 \times 10^{-10}$ )

12) On mélange 500ml de  $\text{AgNO}_3$   $4 \times 10^{-5}\text{M}$  et 500ml de  $\text{NaCl}$   $8 \times 10^{-4}\text{M}$ .

( $K_{ps} \text{AgCl} = 1,7 \times 10^{-10}$  masse molaire = 143,4g/mole)

a) Quelle est la masse de précipité former?

b) Quelle est la concentration de  $\text{Ag}^+$  à l'équilibre?

13) On mélange 100ml de  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$   $2 \times 10^{-2}\text{M}$  et 100ml de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$   $4 \times 10^{-3}\text{M}$ .  
( $K_{ps} \text{BaCrO}_4 = 8,5 \times 10^{-11}$  masse molaire = 253,3g/mole)

a) Quelle est la masse du précipité?

b) Quelles sont les concentrations à l'équilibre?