

Nom: _____

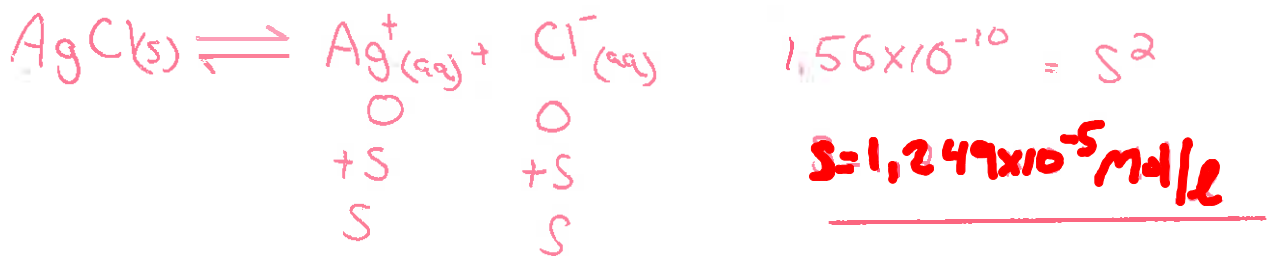
La solubilité

1. Pourquoi est-ce que certains composés ioniques sont plus solubles que d'autres? Due aux forces et combinaisons des ions

2. Quels sont les facteurs qui déterminent la solubilité des sels dans l'eau?

- i) La force de les ions
- ii) La température
- iii) L'agitation... surface de contact.

3. a) Calculer la solubilité de AgCl ($K_{ps} = 1,56 \times 10^{-10}$) (2)

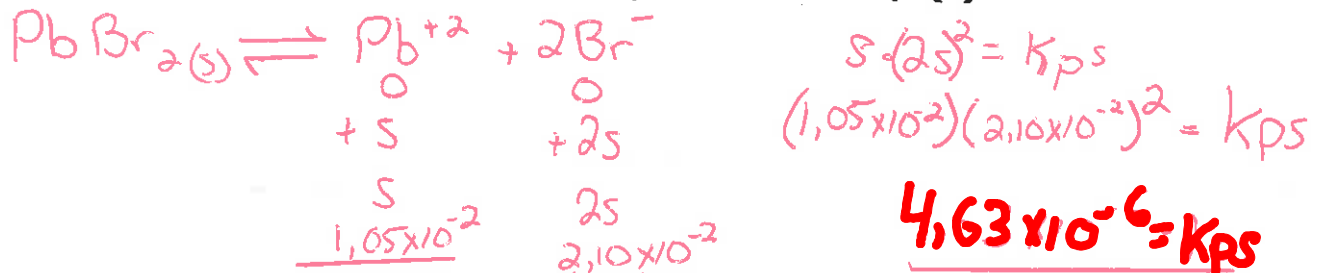


b) Combien de grammes de AgCl sont soluble dans 500ml d'eau? (1)
(m.m. AgCl = 143,4g/mole)

$$C \times V = \text{moles}$$
$$1,249 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot 0,5 \text{ L} = 6,245 \times 10^{-6} \text{ moles} \times 143,4 \text{ g/mole} = \underline{8,96 \times 10^{-4} \text{ g}}$$

$\text{moles} \times \text{m.m.} = \text{g}$

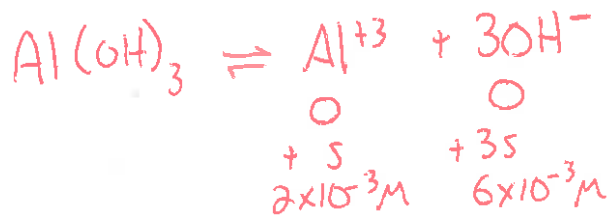
4. Calculer le K_{ps} de PbBr_2 si la solubilité est $1,05 \times 10^{-2}$ moles/l (2)



5. Qu'est-ce que c'est une précipité? Un sel solide qui se forme lors de la combinaison de deux solutions ioniques aqueuses

6. Lorsque l'on vérifie si il va avoir une précipité on observe que la valeur de Q est plus petit que K_{ps} . Est-ce qu'une précipité va se former? NON $K > Q$

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



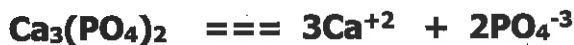
$$K_{ps} = [Al^{+3}][OH^-]^3$$

$$= (2 \times 10^{-3}M)(6 \times 10^{-3}M)^3$$

$$= \underline{4,32 \times 10^{-10}}$$

Suis bien la question.

8. Quelle est la solubilité de $Ca_3(PO_4)_2$ si la kps est 2×10^{-29} ?



$$K_{ps} = [Ca^{+2}]^3 \cdot [PO_4^{-3}]^2$$

$$2 \times 10^{-29} = (3s)^3 \cdot (2s)^2$$

$$2 \times 10^{-29} = 27s^3 \cdot 4s^2$$

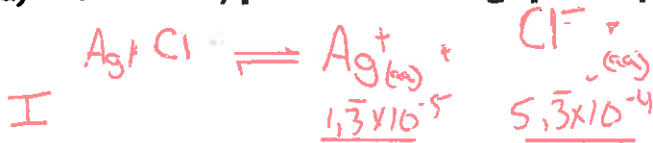
$$2 \times 10^{-29} = 108 s^5$$

$$1,85 \times 10^{-31} = s^5$$

$$\underline{7,137 \times 10^{-7} M = s}$$

9. On mélange 200ml de $AgNO_3$ 4×10^{-5} mol/l avec 400ml de $NaCl$ 8×10^{-4} mole/l.
Kps $AgCl = 1,7 \times 10^{-10}$ mm. = 143,4g/mole

a) Démontrer, par calcul de Q, qu'une précipité se formera. (2)



$$[Ag^+] = \frac{4 \times 10^{-5} M \cdot 0,2L}{0,6L} = 1,3 \times 10^{-5} M$$

$$[Cl^-] = \frac{8 \times 10^{-4} M \cdot 0,4L}{0,6L} = 5,3 \times 10^{-4} M$$

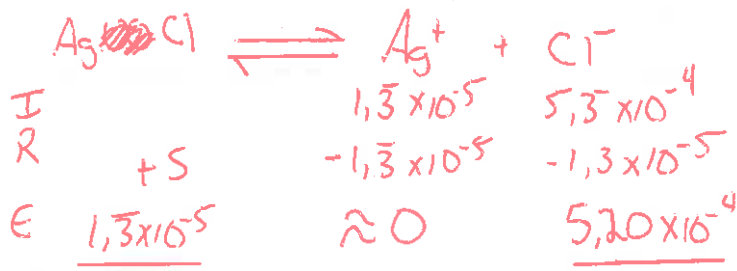
$$Q = 5,3 \times 10^{-4} \cdot 1,3 \times 10^{-5}$$

$$Q = 7,1 \times 10^{-9}$$

$$K < Q$$

b) Déterminer la masse du précipité formée? (2)

$$C \cdot V \cdot mm. = \underline{9,00147g}$$



$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$$

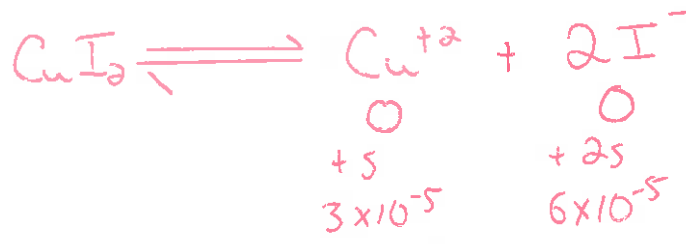
$$1,7 \times 10^{-10} = [Ag^+] 5,2 \times 10^{-4}$$

c) Déterminez les concentrations ioniques à l'équilibre. (1)

$$\underline{3,27 \times 10^{-7} M = [Ag^+]}$$

10

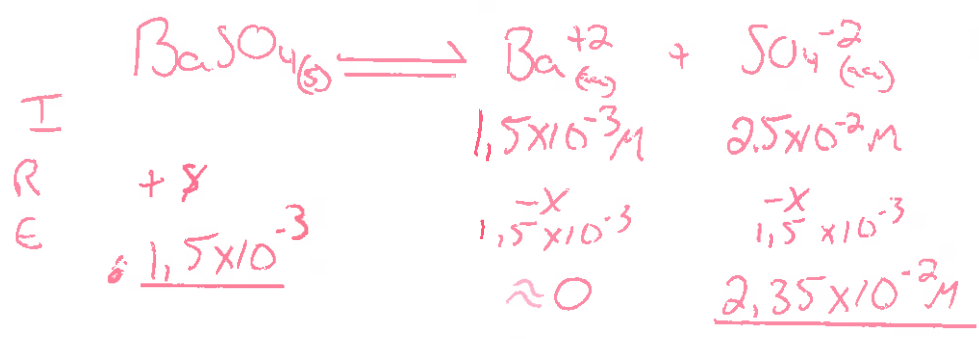
Calculs le Kps de CuI₂ si la concentration de Cu²⁺ à l'équilibre est de 3,0 x 10⁻⁵M.



$$K_{ps} = (3 \times 10^{-5})(6 \times 10^{-5})^2$$

$$\underline{K_{ps} = 1,08 \times 10^{-13}}$$

11. a) Déterminer la masse du précipité former lorsque on mélange 250ml de Ba(NO₃)₂ 3 x 10⁻³M avec 250ml de Na₂SO₄ 5 x 10⁻²M. (Kps BaSO₄ = 1,1 x 10⁻¹⁰ masse molaire = 233,39g/mole)



$$[\text{Ba}^{+2}] = 3 \times 10^{-3} \text{M} \cdot \frac{250}{500} = 1,5 \times 10^{-3} \text{M}$$

$$[\text{SO}_4^{-2}] = 5 \times 10^{-2} \text{M} \cdot \frac{250}{500} = 2,5 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$Q = 3,75 \times 10^{-5}$$

Kps < Q
 ↳ ppte

C · V · m.m

$$1,5 \times 10^{-3} \text{M} \cdot 0,250 \cdot 233,39 \text{g/mole} = \underline{0,0875 \text{g}}$$

b) Calcule les concentrations d'ions à l'équilibre.

$$1,1 \times 10^{-10} = [\text{Ba}^{+2}][2,35 \times 10^{-2} \text{M}]$$

$$\underline{4,68 \times 10^{-9} = [\text{Ba}^{+2}]}$$