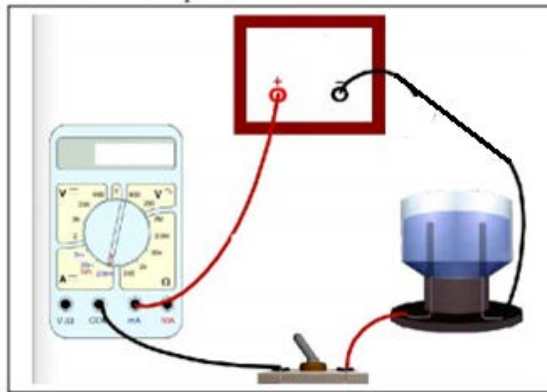


D) Introduction aux électrolytes :

Réaliser le circuit ci-contre :



Mesurer pour chaque solution aqueuse indiqué l'intensité de courant I à l'aide d'un ampèremètre.

1^{ère} cas : eau distillée (.....) $I_1 = \dots\dots\dots A.$

2^{ème} cas : eau sucré $I_2 = \dots\dots\dots A.$

3^{ème} cas : solution aqueuse de chlorure de sodium NaCl $I_3 = \dots\dots\dots A.$

2) Interprétation :

.....

.....

.....

.....

3) Définition :

.....

.....

2) Passage de courant électrique dans une solution électrolytique :

a) expérience et observation :



b) interprétation :

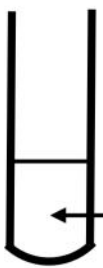
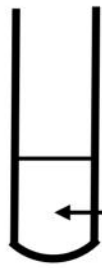
.....
.....

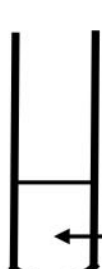

b) conclusion :



.....
.....

Application :

Préciser le cation et l'anion pour chaque solution électrolytique :

	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content;"><p>Solution aqueuse de $FeSO_4(II)$ Nature des ions :</p></div>		<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content;"><p>Solution aqueuse de $FeCl_3$ Nature des ions :</p></div>
--	--	---	--

	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content;"><p>Solution aqueuse de $CuSO_4$ Nature des ions :</p></div>		<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content;"><p>Solution aqueuse de $ZnSO_4$ Nature des ions :</p></div>
---	--	---	--

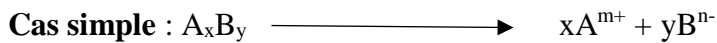
	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content;"><p>Solution aqueuse de $AgNO_3$ Nature des ions :</p></div>		<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content;"><p>Solution aqueuse de $Al_2(SO_4)_2$ Nature des ions :</p></div>
---	--	---	--



II) électrolyte fort et électrolyte faibles :

Un électrolyte fort : un électrolyte est dit fort si son **ionisation** dans l'eau est **totale**.

Son **équation d'ionisation** s'écrit sous la forme :



Exemples :

Chlorure de fer (II) FeCl₂ .		
Sulfate de fer (II) FeSO₄ .		
Sulfate de fer (III) Fe₂(SO₄)₃ .		
Chlorure de fer (III) FeCl₃ .		
Sulfate de cuivre (II) CuSO₄ .		
Chlorure de cuivre (II) CuCl₂ .		
Sulfate de zinc ZnSO₄ .		
Chlorure de zinc ZnCl₂ .		
Sulfate d'aluminium Al₂(SO₄)₃ .		
Nitrate de plomb PbNO₃ .		
Chlorure de baryum BaCl₂ .		
Chlorure d'aluminium AlCl₃ .		
Hydroxyde de sodium NaOH .		
Chlorure de sodium NaCl .		
Nitrate d'argent AgNO₃ .		
Sulfate de sodium Na₂SO₄ .		
Sulfate de potassium K₂SO₄ .		
Phosphate de potassium K₃PO₄ .		
Chlorure de nickel NiCl₂ .		
Bichromate de potassium $K_2(Cr_2O_7)$		
Permanganate de potassium $KMnO_4$		

Un électrolyte faible : un électrolyte est dit fort si son **ionisation** dans l'eau est **partielle**.

Son **équation d'ionisation** s'écrit sous la forme :



Exemples :



Rappel :

2) Calcul de nombre de mol :

Dans le cas d'une entité chimique à l'état solide :

Le nombre de mole n ou appelée aussi quantité de matière se calcul par la formule suivante :

$$n = \frac{m}{M}$$

m : masse de la substance exprimée en gramme **g**
 M : masse molaire de la substance exprimée en **g.mol⁻¹**
 n : exprimé en **mol**

Dans le cas d'un liquide on peut utiliser la formule précédente sauf que en pratique on dispose du volume V d'un liquide et de sa masse volumique ρ ($\rho = \frac{m}{V}$) on calcul alors le nombre de mole d'un liquide en utilisant la formule suivante :

$$n = \frac{\rho}{V \times M}$$

ρ : masse volumique du liquide exprimé en **g.L⁻¹**
 M : masse molaire du liquide exprimé en **g.mol⁻¹**
 V : volume du liquide utilisé exprimé en litre **L**

Dans le cas d'une entité chimique à l'état gazeux :

Dans le cas d'un gaz on dispose du volume du gaz V_g exprimé en litre **L**, on calcule le nombre de mole n ou appelée aussi quantité de matière par la formule suivante :

$$n = \frac{V_g}{V_M}$$

V_g : volume du gaz exprimé en litre **L**
 V_M : volume molaire exprimé en **L.mol⁻¹**

Solution = solvant + au moins un soluté qui se dissout dans le solvant.

Puisque le solvant le plus utilisé c'est l'eau distillée la solution est dite **aqueuse**.

***Concentration d'une solution :**

-concentration massique : on le note en général C_m

On fait dissoudre une masse m d'un soluté en général solide dans un volume V de solvant (en général l'eau distillée).

$$C_m = \frac{m}{V}$$

m : masse de soluté dissout exprimé en gramme **g**
 V : volume de la solution exprimé en litre **L**
 C_m : concentration massique exprimé en **g.L⁻¹**

Concentration molaire : on le note en général C

On fait dissoudre une quantité de matière d'un soluté en général solide dans un volume V de solvant (en général l'eau distillée).

Pour calculer la concentration molaire de la solution :



on commence par calculer le nombre de mole n du soluté dissout dans le solvant en utilisant l'une de formules décrite précédemment :

$$n = \frac{m}{M}$$

m : masse de la substance exprimée en gramme **g**
 M : masse molaire de la substance exprimée en **g.mol⁻¹**
 n : exprimé en **mol**

$$n = \frac{V_g}{V_M}$$

V_g : volume du gaz exprimé en litre **L**
 V_M : volume molaire exprimé en **L.mol⁻¹**

$$n = \frac{\rho}{V \times M}$$

ρ : masse volumique du liquide exprimé en **g.L⁻¹**
 M : masse molaire du liquide exprimé en **g.mol⁻¹**
 V : volume du liquide utilisé exprimé en litre **L**

On calcul **la concentration molaire C** de la solution en utilisant la formule suivante :

$$C = \frac{n}{V}$$

n : nombre de mole du soluté exprimé en **mol**
 V : volume de la solution exprimé en **L**
 C : concentration molaire exprimé en **mol.L⁻¹**

Exemple :

Concentration d'un ion :

On considère une solution aqueuse (préparée en dissolvant un électrolyte dans l'eau distillé) de

Concentration molaire C donné et de **volume V** donné.

pour un **électrolyte fort** alors on a :



La concentration des ion A^{m+} noté $[A^{m+}]$.

La concentration des ion B^{m-} noté $[B^{m-}]$.

$$[A^{m+}] = C \text{ et } [B^{m-}] = C$$

$$n(A^{m+}) = [A^{m+}] \times V = C \times V \text{ et } n(B^{m-}) = [B^{m-}] \times V = C \times V$$



Exemple :

Hydroxyde de sodium NaOH.

Chlorure de sodium NaCl.

Chlorure d'hydrogène HCl

Sulfate de zinc $ZnSO_4$

Sulfate de cuivre $CuSO_4$

Chlorure de potassium KCl



La concentration des ion A^{p+} noté $[A^{p+}]$.

La concentration des ion B^{q-} noté $[B^{q-}]$.

$$[A^{p+}] = x \times C \text{ et } [B^{q-}] = y \times C \quad n(A^{p+}) = [A^{p+}] \times V = x \times C \times V \text{ et } n(B^{q-}) = [B^{q-}] \times V = y \times C \times V$$

Exemple :

Sulfate de fer (III) $Fe_2(SO_4)_3$.

Chlorure de fer (III) $FeCl_3$.

Chlorure de zinc $ZnCl_2$.

Sulfate d'aluminium $Al_2(SO_4)_3$.

Chlorure d'aluminium $AlCl_3$.

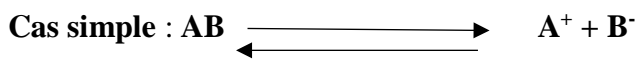
Sulfate de sodium Na_2SO_4 .

Sulfate de potassium K_2SO_4 .

Phosphate de potassium K_3PO_4 .

Chlorure de baryum $BaCl_2$

Pour un **électrolyte faible** alors on a :



La concentration des ion A^+ noté $[A^+]$.

La concentration des ion B^+ noté $[B^+]$.

$$[A^+] < C \text{ et } [B^+] < C$$

Exemple :





La concentration des ion A^{p+} noté $[A^{p+}]$.

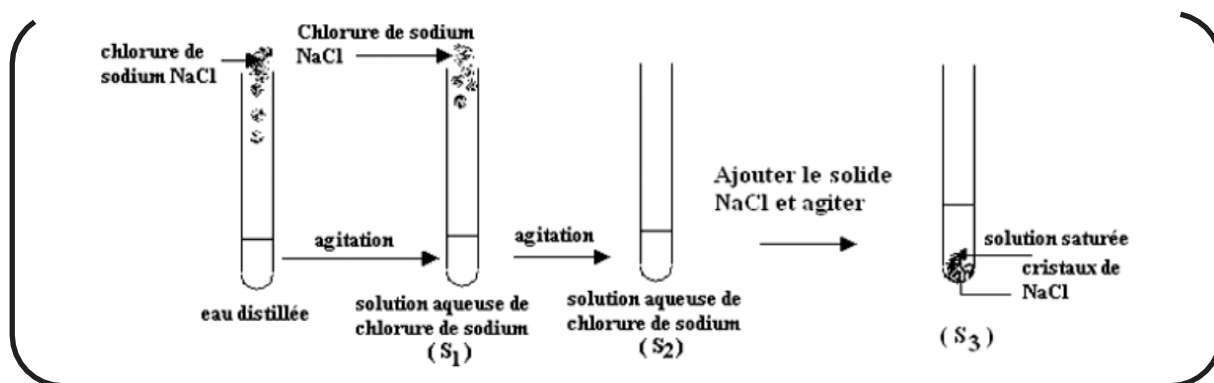
La concentration des ion B^{q-} noté $[B^{q-}]$.

$$[A^{p+}] < x \times C \text{ et } [B^{q-}] < y \times C$$

Exemple :

II) solubilité des électrolytes dans l'eau :

1) Mise en situation :



Dans le système (S_3) la concentration a atteint une valeur limite; on dit que la solution est **saturée**.

La solution (S_1) est dite **non saturée** car elle peut encore dissoudre du soluté.

Définition:

La solubilité s d'un soluté dans l'eau est le **nombre de mole maximale** qu'on peut dissoudre dans un litre d'eau pure.

Remarques:

- La solubilité s s'exprime en $mol.L^{-1}$
- La solubilité notée s égale à la concentration molaire C_{sat} de la solution saturée: $s=C_{sat}$.
- Une **solution aqueuse non saturée** est une solution pour laquelle la concentration molaire C du soluté est inférieure à la solubilité s : $C < s$.
- Une **solution aqueuse saturée** est une solution où on ne peut plus dissoudre du soluté. Sa concentration molaire C est égale à la solubilité: $C = C_{sat} = s$.



2) facteurs don dépend la solubilité:

a) nature de l'électrolyte: électrolyte très soluble et électrolyte peu soluble:

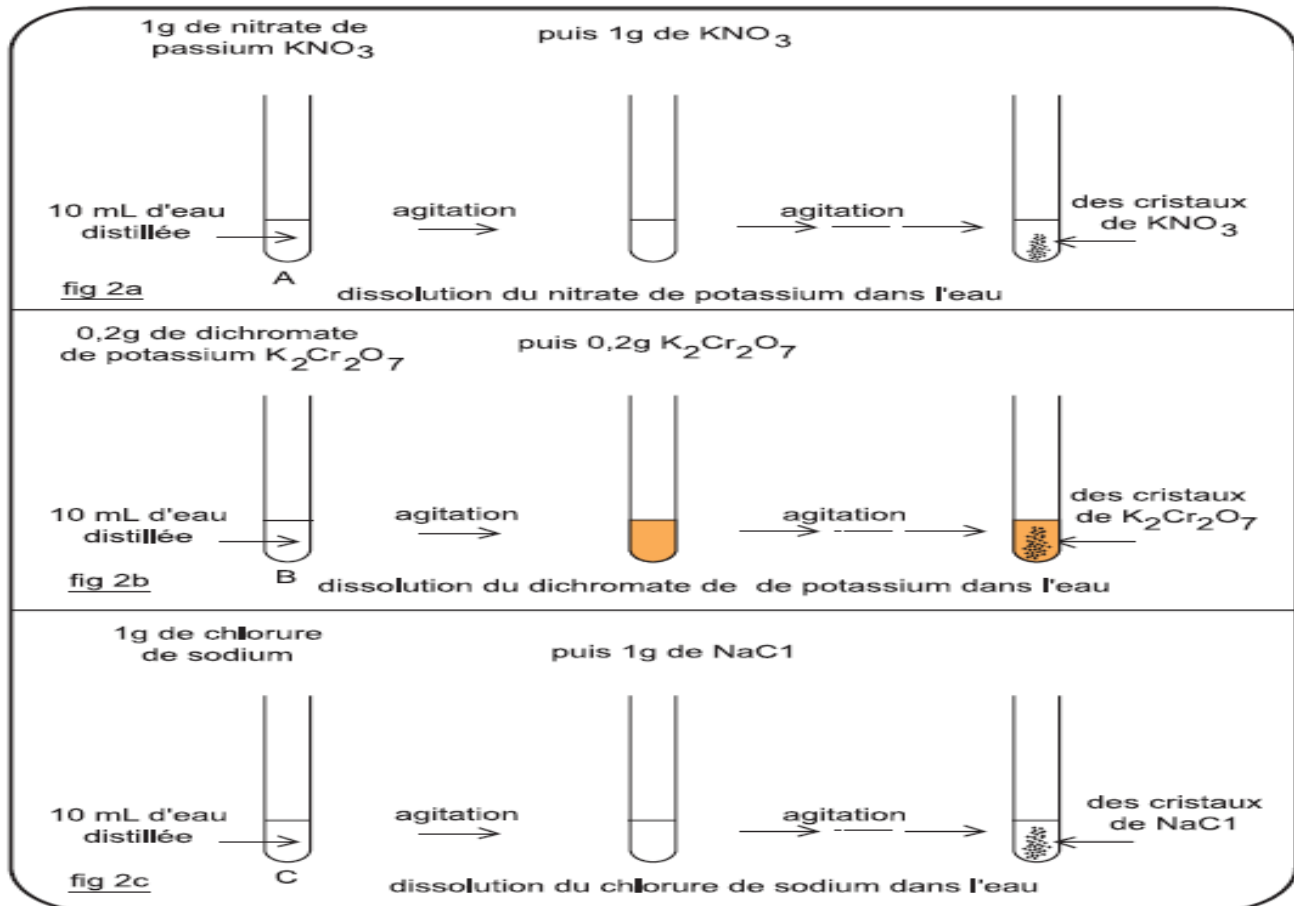


Figure.2 Dissolution de quelques électrolytes dans l'eau.

D'après les expériences précédentes réalisées à la température ambiante :

-la saturation de la solution du nitrate de potassium est atteinte lorsqu'on ajoute environ 3,2 g de soluté dans 10 mL d'eau **soit 320 g de soluté environ par litre d'eau** ;

-la saturation de la solution du bichromate de potassium est atteinte lorsqu'on ajoute environ 0,5 g de soluté dans 10 mL d'eau **soit 50 g de soluté environ par litre d'eau** ;

-la saturation de la solution du chlorure de sodium est atteinte lorsqu'on ajoute environ 3,7 g de soluté dans 10 mL d'eau **soit 370 g de soluté environ par litre d'eau**.

Ainsi à la température ambiante, le chlorure de sodium est plus soluble dans l'eau que le nitrate de potassium que le bichromate de potassium.

Dans les mêmes conditions, les électrolytes sont plus ou moins solubles dans l'eau; certains sont très solubles, d'autres peu solubles.



Exemples:

Electrolytes	PbCl ₂	Ca(OH) ₂	Mg(OH) ₂	AgCl	BaSO ₄	Fe(OH) ₃
s en mol.L ⁻¹	1,6.10 ⁻²	1,3.10 ⁻²	1,4.10 ⁻⁴	1,1.10 ⁻⁵	10 ⁻⁵	1,4.10 ⁻¹⁰
s en g.L ⁻¹	4,4	0,96	8.10 ⁻³	1,6.10 ⁻³	2.10 ⁻³	1,5.10 ⁻¹⁰

← Électrolytes solubles

Électrolytes peu solubles →

Remarque:

- Il ne faut pas confondre dissociation ionique plus ou moins grande et solubilité plus ou moins grande. En effet ils existent des électrolytes faibles et très solubles, comme **l'ammoniac NH₃** et des électrolytes forts très peu solubles comme **l'hydroxyde de calcium Ca(OH)₂**.
- La solubilité dépend aussi de la nature du solvant. Ainsi le chlorure de sodium NaCl est **très soluble** dans l'eau (370 g par litre d'eau environ) et **très peu soluble** dans l'alcool (0,5 g par litre de solvant environ).

b) influence de la température :

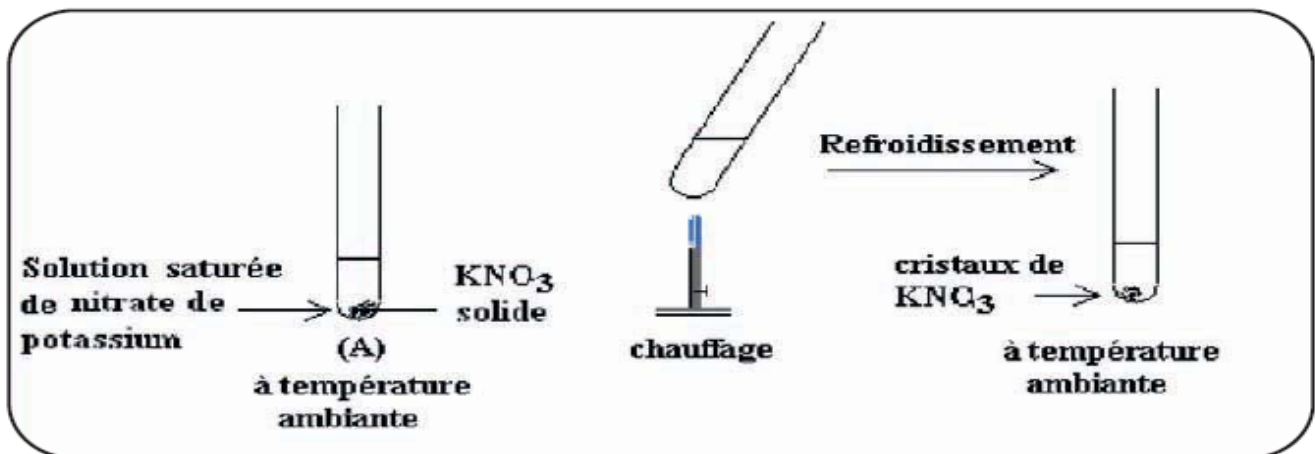


Figure.3a Influence de la température sur la solubilité du nitrate de potassium.

La solubilité d'un électrolyte dépend de la température. Pour la plupart des électrolytes solides la solubilité est une fonction croissante de la température. Il existe cependant quelques électrolytes dont la solubilité décroît quand la température augmente.

La solubilité des corps gazeux diminue quand la température augmente.



III) précipitation des électrolytes :

1) Mise en situation :

Solution aqueuse de $PbNO_3$
Nature des ions :

Solution aqueuse de $NaCl$
Nature des ions :

Nom de précipité :
Equation de la réaction de précipitation :

Solution aqueuse de $AgNO_3$
Nature des ions :

Solution aqueuse de $NaCl$
Nature des ions :

Nom de précipité :
Equation de la réaction de précipitation :



Solution aqueuse de CuSO_4

Nature des ions :

Solution aqueuse de NaOH

Nature des ions :

Nom de précipité :

Equation de la réaction de précipitation :

Solution aqueuse de FeSO_4 (II)

Nature des ions :

Solution aqueuse de NaOH

Nature des ions :

Nom de précipité :

Equation de la réaction de précipitation :

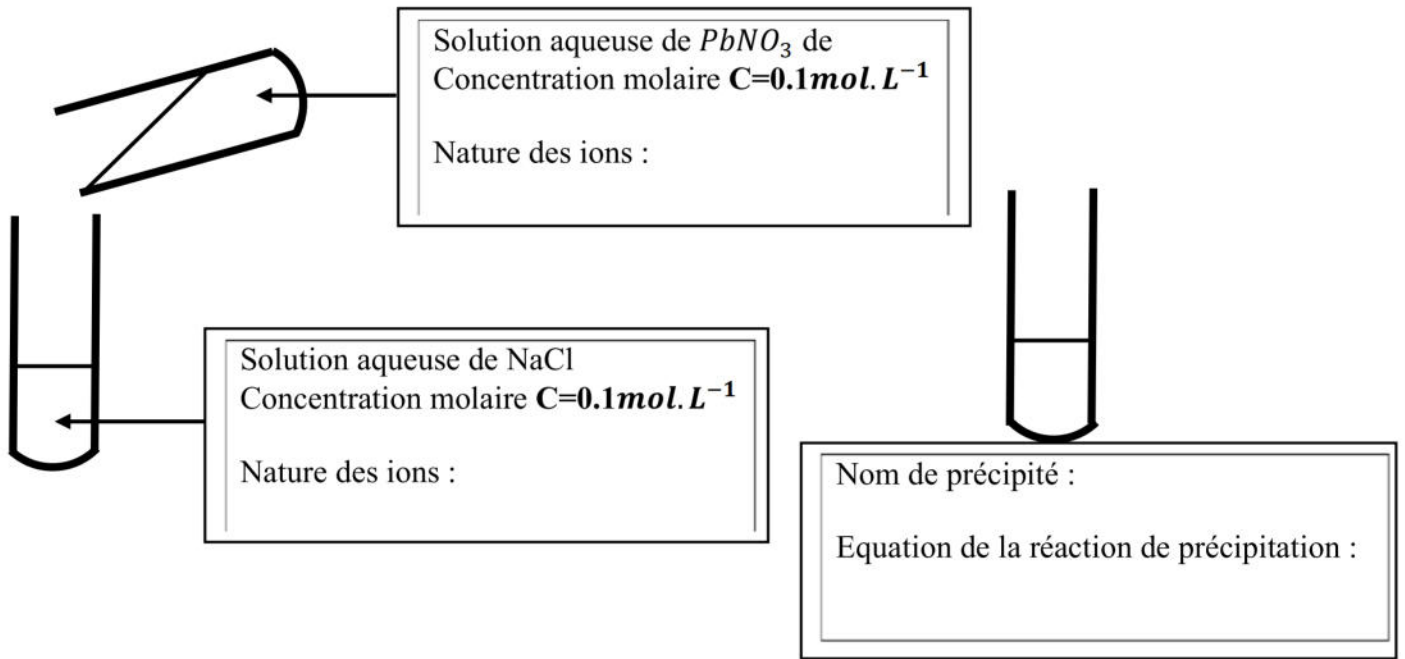
Une réaction de précipitation est une réaction qui donne lieu à la formation d'un Produit très peu soluble à partir des ions correspondant présents en solution.

Ce produit peu soluble généralement, est nommé précipité ; composé neutre résulte de l'action d'un cation (en générale métallique) sur un anion.



2)facteur dont dépend la précipitation des électrolytes :

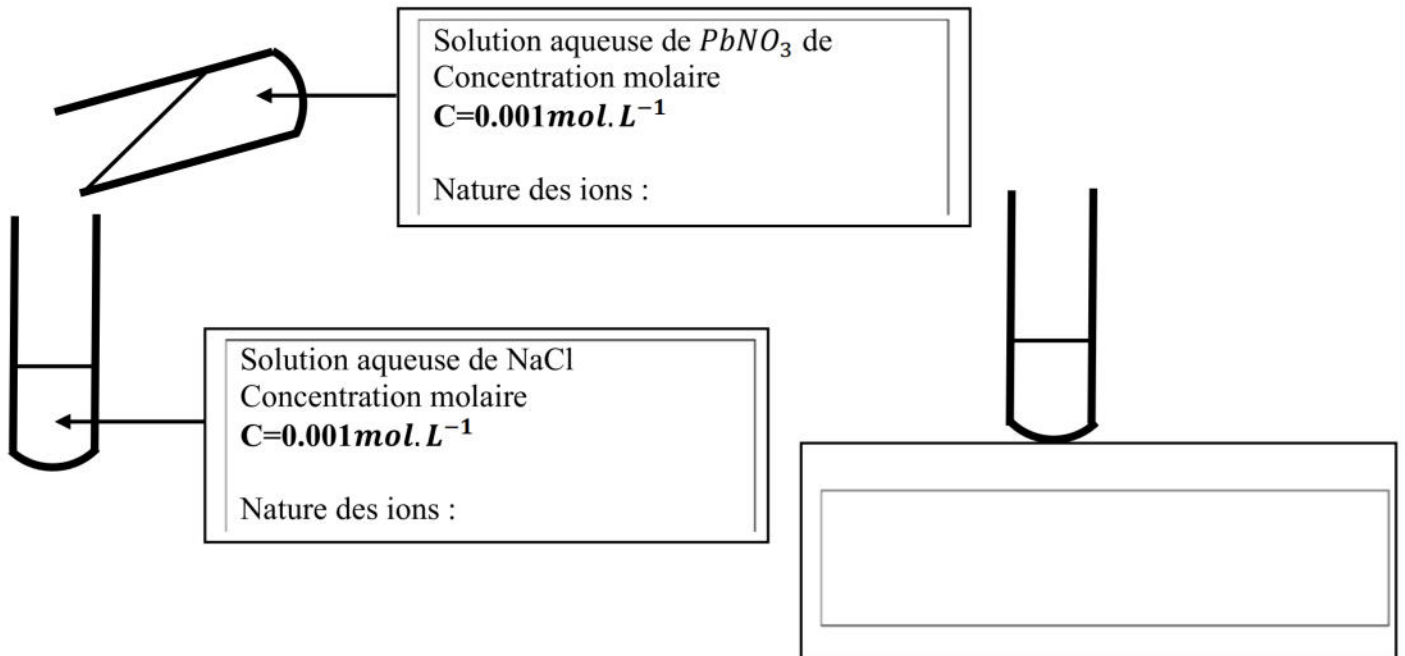
a) Influences de la concentration des réactifs :



Solution aqueuse de $PbNO_3$ de
Concentration molaire $C=0.1mol.L^{-1}$
Nature des ions :

Solution aqueuse de NaCl
Concentration molaire $C=0.1mol.L^{-1}$
Nature des ions :

Nom de précipité :
Equation de la réaction de précipitation :



Solution aqueuse de $PbNO_3$ de
Concentration molaire
 $C=0.001mol.L^{-1}$
Nature des ions :

Solution aqueuse de NaCl
Concentration molaire
 $C=0.001mol.L^{-1}$
Nature des ions :

La réaction de précipitation ne dépend pas des quantités de matière de réactifs mais de leurs concentrations.



b) Influence de la nature des réactifs :

Solution aqueuse de $ZnSO_4$
Nature des ions :

Solution aqueuse de NaOH
Nature des ions :

Nom de précipité :
Equation de la réaction de précipitation :

Solution aqueuse de $ZnSO_4$
Nature des ions :

Solution aqueuse de NaCl
Nature des ions :

D'après les expériences précédentes nous constatons que certains ions tels que :

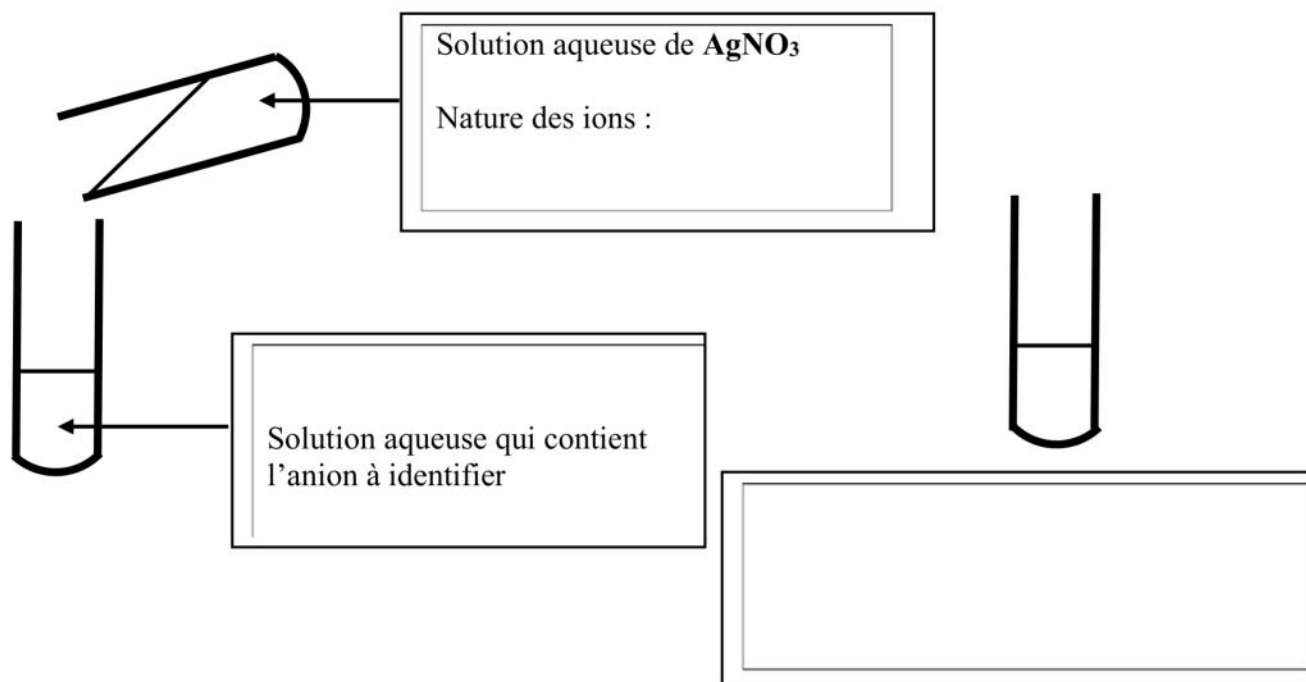
Ag^+ et Cl^- ; Pb^{2+} et SO_4^{2-} ; Pb^{2+} et Cl^- ; Cu^{2+} et OH^- ; Fe^{2+} et OH^- ; Fe^{3+} et OH^- peuvent donner un précipité. Dans la précipitation des électrolytes, ce sont les ions qui jouent le rôle de réactifs et non les composés qui les apportent. La précipitation des électrolytes dépend donc de la nature des réactifs.



IV) Test d'identification des ions :

1) test d'identification de quelques anions :

- Test au nitrate d'argent (solution aqueuse de nitrate d'argent $AgNO_3$: (Ag^+ , NO_3^-))

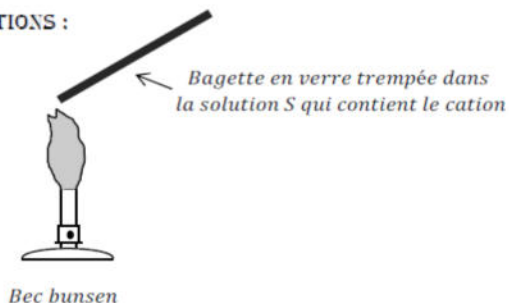


Nature de l'anion	Solution S	Couleur et nature du précipité	Equation de la réaction de précipitation
Ion chlorure Cl^-	Solution de chlorure de sodium (Na^+ , Cl^-)
Ion sulfate SO_4^{2-}	Solution de sulfate de potassium ($2K^+$, SO_4^{2-})
Ion phosphate PO_4^{3-}	Solution d'acide phosphorique ($3H^+$, PO_4^{3-})

1)identification de quelques cations :

a) test à la flamme :

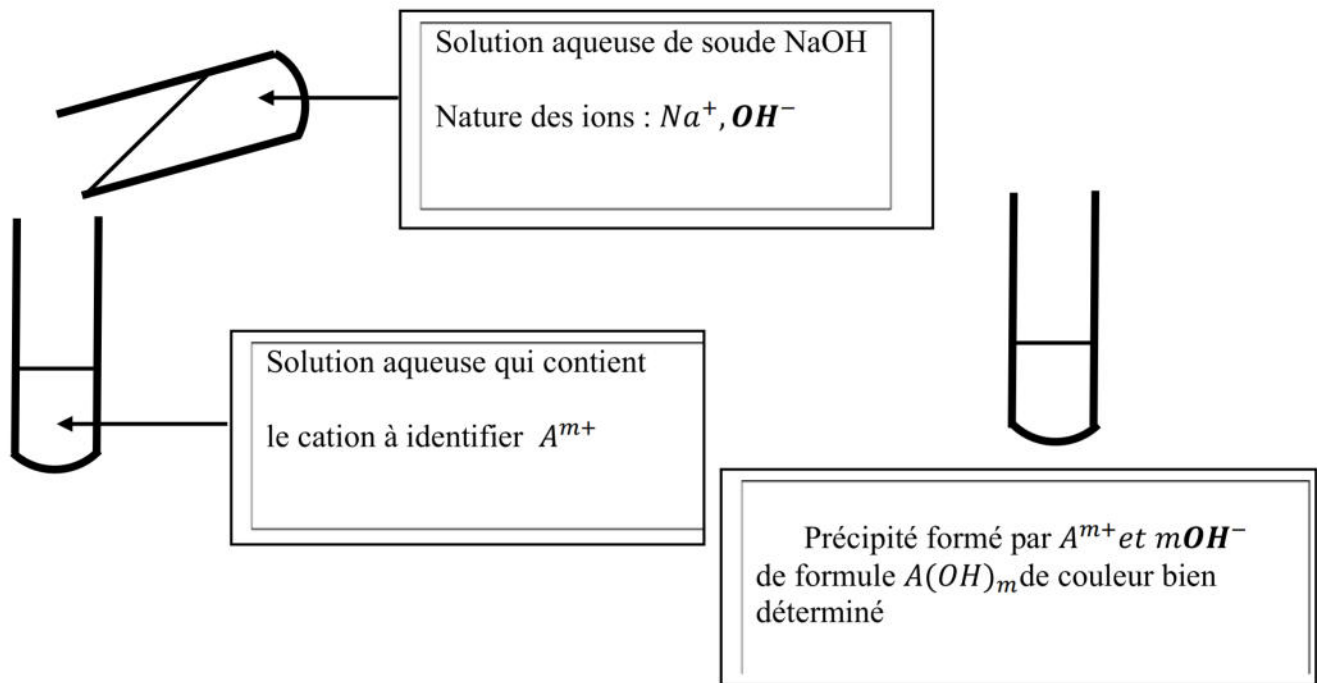
S CATIONS :



Nature du cation	Solution S	Teinte de la flamme
Ion sodium Na^+	Solution de chlorure de sodium (Na^+ , Cl^-)
Ion cuivre II Cu^{2+}	Solution de sulfate de cuivre II (Cu^{2+} , SO_4^{2-})



b) Test à la soude (solution aqueuse d'hydroxyde de sodium NaOH) :



Nature de cation	Solution S	Couleur et nature du précipité	Equation de la réaction de précipitation
Ion cuivre II (Cu^{2+})	Solution de sulfate de cuivre II (Cu^{2+} , SO_4^{2-})
Ion fer II (Fe^{2+})	Solution de sulfate de fer II (Fe^{2+} , SO_4^{2-})
Ion fer III (Fe^{3+})	Solution de chlorure de fer III (Fe^{3+} , $3Cl^-$)
Ion zinc (Zn^{2+})	Solution de sulfate de zinc (Zn^{2+} , SO_4^{2-})
Ion aluminium (Al^{3+})	Solution de sulfate d'aluminium ($2Al^{3+}$, $3SO_4^{2-}$)





Problèmes de révisions

Préparés par SAHBANI MOHAMED ALI

Librairie **Devoir TN**

53 04 42 33 | 99 06 27 69

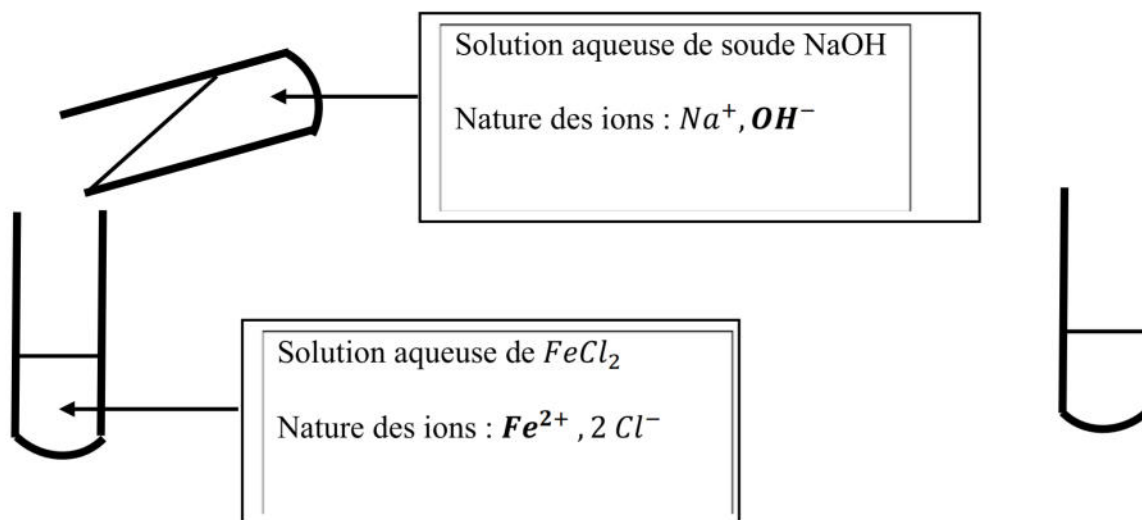


Problème de révision N°1 :

Le chlorure de fer II de formule $FeCl_2$ est un composé très soluble dans l'eau et sa dissolution s'accompagne de **son ionisation totale** dans l'eau.

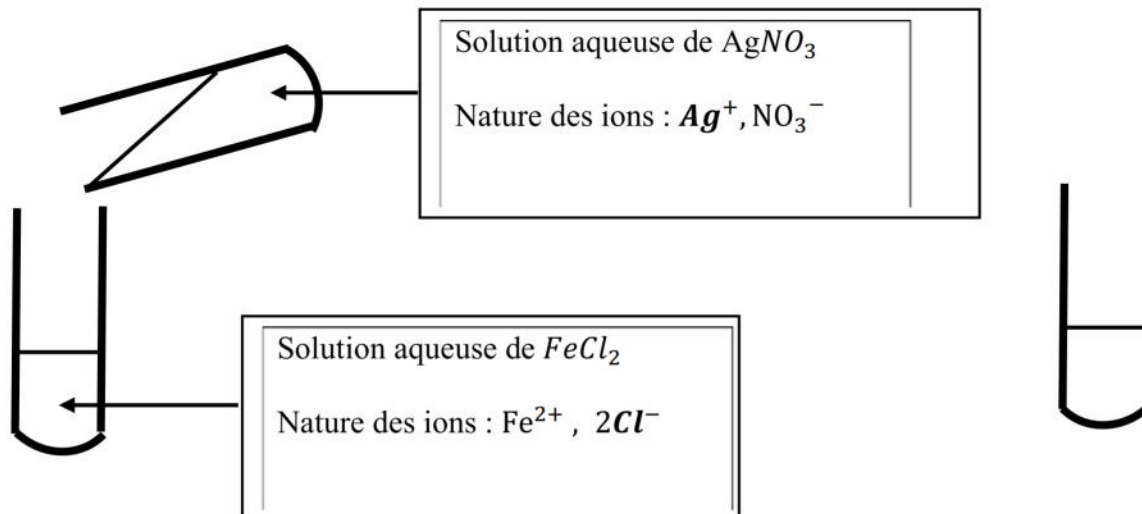
à 100 C° et dans volume **1 L d'eau pure** on peut dissoudre au maximum **1000g** de chlorure de fer II $FeCl_2$.

- 1- à 100 C° une solution (S_1) de volume **0,2 L** en dissolvant **250 g** de chlorure de fer II dans l'eau.
 - a- **Définir** la solubilité s d'un soluté dans l'eau puis **exprimer** s en fonction de C_{sat} et **citer** les facteurs dont dépend la solubilité s .
 - b- **Calculer** la solubilité s de chlorure de fer (II) $FeCl_2$ en $g.L^{-1}$ puis en $mol.L^{-1}$.
 - c- **Justifié** si la solution (S_1) est saturée ou non saturée puis en déduire sa concentration molaire C_1 .
- 2- On prépare une solution (S_2) en introduisant une masse $m=0.1g$ de chlorure de fer II $FeCl_2$ dans un volume $V=0,2 L$ dans l'eau.
 - a- **Préciser** la nature de la solution (S_2) puis **en déduire** sa concentration molaire C_2 .
 - b- **Définir** un électrolyte, électrolyte fort et électrolyte faible.
 - c- **Écrire** l'équation de la dissociation ionique de $FeCl_2$ dans l'eau pure.
 - d- **En déduire** la concentration molaire des ion Fe^{2+} et Cl^- présentés dans la solution.
- 3- On verse sur un prélèvement de volume $V_2 = 100 mL$ de cette solution (S_2) dans une solution aqueuse (S_3) d'hydroxyde de sodium ($NaOH$) de concentration molaire $C_3 = 0.3 mol.L^{-1}$ et de volume $V_3 = 100 mL$. Il se forme un précipité de masse m .



- a- **Définir** une réaction de précipitation et **citer** les facteurs dont elle dépend.
 - b- **Ecrire** l'équation de la réaction de précipitation qui a eu lieu.
 - c- **Nommer** le précipité formé et **préciser** sa couleur.
 - d- **Calculer** le nombre de mole initiale de chaque réactif et **préciser** le réactif limitant.
 - e- **Déduire** le nombre de mole formé de ce précipité puis **calculer** sa masse m .
- 4- On verse sur un prélèvement de volume $V'_2 = 100 mL$ de la même solution (S_2) dans une solution aqueuse (S_4) de nitrate d'argent $AgNO_3$ de concentration molaire $C_4 = 0.2 mol.L^{-1}$ et de volume $V_4 = 100 mL$. Il se forme un précipité de masse m' .





- Ecrire l'équation de la réaction de précipitation qui a eu lieu.
- Nommer le précipité formé et préciser sa couleur.
- Calculer le nombre de mole initiale de chaque réactif et préciser le réactif limitant.
- Déduire le nombre de mole formé de ce précipité puis calculer sa masse m.

On donne : $M(FeCl_2) = 126.75 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(Fe(OH)_2) = 89.86 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(AgCl) = 143.32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Problème de révision N°2 :

Partie (I) : on donne $M(Na_2SO_4) = 142.04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(NaNO_3) = 85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- On fait dissoudre dans l'eau une masse $m = 21.30 \text{ g}$ de sulfate de sodium (Na_2SO_4) doit pour obtenir un volume $V_1 = 300 \text{ mL}$ d'une solution (S_1) de concentration molaire C_1 .
 - Calculer par deux méthodes la concentration molaire C_1 de la solution S_1 .
 - Ecrire l'équation de la dissociation ionique dans l'eau du sulfate de sodium (Na_2SO_4), sachant que c'est un électrolyte fort.
 - Décrire deux expériences qui permettent d'identifier les ions présents dans la solution S_1 .
 - Déterminer la concentration molaire de chaque ion puis déterminer le nombre de moles de chacun des ions présents dans la solution (S_1) .
- Une solution (S_2) est obtenue en faisant dissoudre une masse $m_2 = 34 \text{ g}$ de nitrate de sodium ($NaNO_3$) dans l'eau. Le volume de la solution (S_2) est $V_2 = 250 \text{ mL}$.
 - Calculer par deux méthodes la concentration molaire C_2 de la solution (S_2).
 - Ecrire l'équation de la dissociation ionique du nitrate de sodium ($NaNO_3$) dans l'eau, sachant que c'est un électrolyte fort.
 - Déterminer les concentrations molaires de chacun des ions présents dans la solution (S_2) puis déterminer le nombre de mole de chaque ion.
- On mélange les deux solutions (S_1) et (S_2). Préciser le nombre de mole de chaque ion présent dans le mélange puis en déduire la concentration molaire de chaque ion. **Que peut-on conclure.**

Partie (II): on donne $M(Fe_2(SO_4)_3) = 399.88 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

On prépare un volume $V_1 = 200 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse (S_1) de sulfate de fer III $Fe_2(SO_4)_3$ de concentration molaire $C_1 = 0.1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$, en dissolvant une masse m_1 de soluté dans l'eau. Le sulfate de fer III s'ionise totalement dans l'eau.

- Déterminer la masse m_1 puis retrouver la concentration molaire C_1 de la solution (S_1).
- a. Ecrire l'équation de la dissociation ionique du sulfate de fer III $Fe_2(SO_4)_3$ dans l'eau.



b- **Déduire** la concentration molaire de chacun des ions formés à partir de l'ionisation de cet électrolyte dans l'eau puis **en déduire** le nombre de mole de chaque ion.

3- L'acide éthanóique (CH_3COOH) est un électrolyte faible, l'ionisation d'une seule molécule dans l'eau produit un ion H^+ et un anion CH_3COO^- .

a- **Ecrire** l'équation d'ionisation de l'acide éthanóique dans l'eau.

b- Dans un volume V_2 d'une solution aqueuse d'acide éthanóique (C_2) de molaire $C_2 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$, seulement 5% de la quantité de matière de l'acide éthanóique initialement dissous dans l'eau **est ionisée**.

i. **Préciser** les différentes entités chimiques, autres que l'eau, existantes dans la solution.

ii. **Déterminer** la concentration molaire de chaque espèce existante dans la solution.

Partie (III) : $M(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 312 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{Al}_2\text{SO}_4) = 342,15 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(\text{AgCl}) = 143,32 \text{ g.mol}^{-1}$
A 20°C la solubilité de sulfate d'argent Ag_2SO_4 est $s = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On prépare une solution (S_1) de volume $V = 400 \text{ ml}$ par la dissolution d'une masse $m = 1,56 \text{ g}$ dans l'eau.

1/ a- **Calculer** la concentration massique C_{1m} la solution (S_1) puis **en déduire** sa concentration molaire C_1 .

b- Exprimer la solubilité s de sulfate d'argent Ag_2SO_4 en g.L^{-1} .

c- **Préciser** par deux méthodes la nature de cette solution (saturée ou non saturée). **Justifier**

2/ a- Sachant que la concentration molaire des ions $[\text{SO}_4^{2-}]^-$ est $1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Préciser si le sulfate d'argent est un électrolyte fort ou faible. **Justifier**

b- **Ecrire** l'équation de dissociation ionique de cet électrolyte dans l'eau.

c- **En déduire** la concentration molaire de chaque ion présent dans la solution.

3/ On prélève de la solution S_1 un volume $V_1 = 100 \text{ ml}$ et on lui ajoute **en excès** une solution aqueuse S_2 de chlorure de sodium NaCl (Na^+ , Cl^-) il apparaît **un précipité blanc qui noircit à la lumière**.

a) **Nommer** le précipité obtenu et **écrire** l'équation de la réaction de précipitation.

b) **Calculer** la masse de ce précipité.

4- On prélève de la solution S_1 un volume $V_1 = 300 \text{ ml}$ et on lui ajoute un volume $V_2 = 50 \text{ ml}$ d'une solution aqueuse S_2 contenant les ions Ba^{2+} de concentration molaire $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, il apparaît **un précipité blanc**.

a- **Nommer** le précipité obtenu et **écrire** l'équation de la réaction de précipitation.

b- Déterminer le volume V' qui permet de précipiter tous les ions SO_4^{2-} .

c- En déduire le réactif limitant.

d- **Calculer** la masse de ce précipité.



Problème de révision N°3 :

On considère un électrolyte de formule **AB** dont la solubilité s à 20 C° est égale à 956 g.L^{-1} et sa dissolution s'accompagne de **son ionisation totale** en ions A^{2+} et B^{2-} .

I) On prépare une solution (S_1) de volume **0.5 L** en dissolvant **500 g** de l'électrolyte **AB**.

1- **Définir** la solubilité s d'un soluté dans l'eau et **justifier** que la solution S_1 est saturée.

2- **Définir** un électrolyte fort.

3- **Ecrire** l'équation d'ionisation de l'électrolyte **AB** dans l'eau.

4- On fait dissoudre **par chauffage** tous les cristaux de **AB**.

a- **Interpréter** cette expérience.

b- **Calculer** la concentration molaire C_1 de la solution (S_1).

c- **En déduire** la concentration molaire de chacune des ions A^{2+} et B^{2-} .

II) On prélève un volume $\text{V}_1=100\text{mL}$ de la solution (S_1) **diluée 10 fois** et on lui ajoute un volume

$\text{V}_2=200\text{ mL}$ d'une solution (S_2) d'hydroxyde de sodium (**NaOH**) de concentration

$\text{C}_2=0.5\text{ mol.L}^{-1}$ Il se forme un **précipité blanc gélatineux soluble à excès de soude** de masse **m**.

1- **Faire** un schéma annoté de cette expérience.

2- **Identifier** le cation A^{2+} .

3- **Préciser** le nom du précipité formé, **écrire** sa formule chimique.

4- **Ecrire** l'équation de la réaction de précipitation.

5- **Calculer** le nombre de mole initiale de chaque réactif.

6- Sachant que la réaction de précipitation est totale **en déduire le réactif** limitant.

7- **Calculer** le nombre de mole n du précipité obtenu.

8- **En déduire** la masse m du précipité formé.

III) Pour déterminer la nature des anions B^{2-} on ajoute un volume $\text{V}_3=200\text{mL}$ d'une solution

aqueuse (S_3) de chlorure de baryum **BaCl₂** de concentration $\text{C}_3=0.2\text{ mol.L}^{-1}$ à un volume

$\text{V}_1=100\text{ mL}$ de la solution aqueuse (S_1) diluée **5 fois** on obtient un **précipité blanc qui ne**

noircit avec la lumière.

1- **Faire** un schéma annoté de cette expérience.

2- **Donner** le nom et la formule du précipité obtenu.

3- **Identifier** les anions B^{2-} et **donner** la formule de l'électrolyte **AB**.

4- **Ecrire** l'équation chimique de la réaction de précipitation qui a eu lieu.

5- **Calculer** le nombre de mole initiale de chaque réactif.

6- Sachant que la réaction de précipitation est totale **en déduire le réactif** limitant.

7- **En déduire** la masse m du précipité obtenu.

8- **Si** la solution S_1 est diluée **1000 fois** on remarque qu'il n'y a pas formation de précipité, **interpréter** ce résultat.

On donne : $M(\text{AB})=161.44\text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{Zn}(\text{OH})_2)=99.45\text{ g.mol}^{-1}$ et $M(\text{BaSO}_4)=233.38\text{ g.mol}^{-1}$



Problème de révision N°4 :

On considère un électrolyte de formule AB_2 dont la solubilité s à $25\text{ }^\circ\text{C}$ est égale à $757\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ et sa dissolution s'accompagne de **son ionisation totale** en ions A^{2+} et B^- .

I- On prépare une solution (S_1) de volume **0.5 L** en dissolvant **400 g** de l'électrolyte AB_2 .

1- **Définir** la solubilité s d'un soluté dans l'eau et **justifier** que la solution S_1 est saturée.

2- **Définir** un électrolyte fort.

3- **Ecrire** l'équation d'ionisation de l'électrolyte AB_2 dans l'eau.

4- On fait dissoudre **par chauffage** tous les cristaux de AB_2 .

d- **Interpréter** cette expérience.

e- **Calculer** la concentration molaire C_1 de la solution (S_1).

f- **En déduire** la concentration molaire de chacune des ions A^{2+} et B^- .

I- On prélève un volume $V_1=100\text{ mL}$ de la solution (S_1) **diluée 5 fois** et on lui ajoute un volume $V_2=300\text{ mL}$ d'une solution (S_2) d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration molaire $C_2=0.5\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ Il se forme **un précipité bleu** de masse m .

1- **Faire** un schéma annoté de cette expérience.

2- **Identifier** le cation A^{2+} .

3- **Préciser** le nom du précipité formé, **écrire** sa formule chimique.

4- **Ecrire** l'équation de la réaction de précipitation.

5- Une tige en verre est trempée dans la solution S_1 puis exposé à une flamme d'un bec bunsen, **préciser** la couleur de la flamme.

6- **Calculer** le nombre de mole n du précipité obtenue.

7- **En déduire** la masse m du précipité formé.

II- Pour déterminer la nature des anions B^- on ajoute un volume $V_3=200\text{ mL}$ d'une solution aqueuse (S_3) de nitrate d'argent AgNO_3 de concentration $C_3=0.2\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ à un volume $V_1=100\text{ mL}$ de la solution aqueuse (S_1) diluée **20 fois** on obtient un **précipité blanc qui noircit avec la lumière**.

1- **Faire** un schéma annoté de cette expérience.

2- **Donner** le nom et la formule du précipité obtenue.

3- **Identifier** les anions B^- et **donner** la formule de l'électrolyte AB_2 .

4- **Ecrire** l'équation chimique de la réaction de précipitation qui a eu lieu.

5- **Calculer** le nombre de mole initiale de chaque réactif.

6- Sachant que la réaction de précipitation est totale **en déduire le réactif limitant**.

7- **En déduire** la masse m du précipité obtenu.

8- **Si** la solution S_1 est diluée **1000 fois** on remarque qu'il n'y a pas formation de précipité, **interpréter** ce résultat.

$M(AB_2)=143.45\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{CuOH}_2)=97.56\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $M(\text{AgCl})=143.32\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$



Problème de révision N°5 :

On considère un électrolyte de formule AB_3 dont la solubilité s à $20\text{ }^\circ\text{C}$ est égale à $920\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ et sa dissolution s'accompagne de **son ionisation totale** en ions A^{3+} et B^- .

I- On prépare une solution (S_1) de volume 0.2 L en dissolvant 200 g de l'électrolyte AB_3 .

- 1- **Justifier** que la solution S_1 est saturée.
- 2- **Définir** un électrolyte fort.
- 3- **Ecrire** l'équation d'ionisation de l'électrolyte AB_3 dans l'eau.
- 4- On fait dissoudre **par chauffage** tous les cristaux de AB_3 .
 - g- **Interpréter** cette expérience.
 - h- **Calculer** la concentration molaire C_1 de la solution (S_1).
 - i- **En déduire** la concentration molaire de chacune des ions A^{3+} et B^- .

II- On prélève un volume $V_1=100\text{ mL}$ de la solution (S_1) **20 fois dilué** et on lui ajoute un volume $V_2=200\text{ mL}$ d'une solution (S_2) d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration molaire $C_2=0.6\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, Il se forme un **précipité rouille** de masse m .

- 1- **Faire** un schéma annoté de cette expérience.
- 2- **Identifier** le cation A^{3+} .
- 3- **Préciser** le nom du précipité formé, **écrire** sa formule chimique.
- 4- **Ecrire** l'équation de la réaction de précipitation.
- 5- **Déterminer** le réactif limitant **puis Calculer** le nombre de mole n du précipité obtenue.
- 6- **En déduire** la masse m du précipité formé.

III- Pour déterminer la nature des anions B^- on ajoute un volume $V_3=200\text{ mL}$ d'une solution aqueuse (S_3) de nitrate d'argent AgNO_3 de concentration $C_3=0.2\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; à un volume $V_1=100\text{ mL}$ de la solution aqueuse (S_1) diluée **10 fois** on obtient un **précipité blanc qui noircit avec la lumière**.

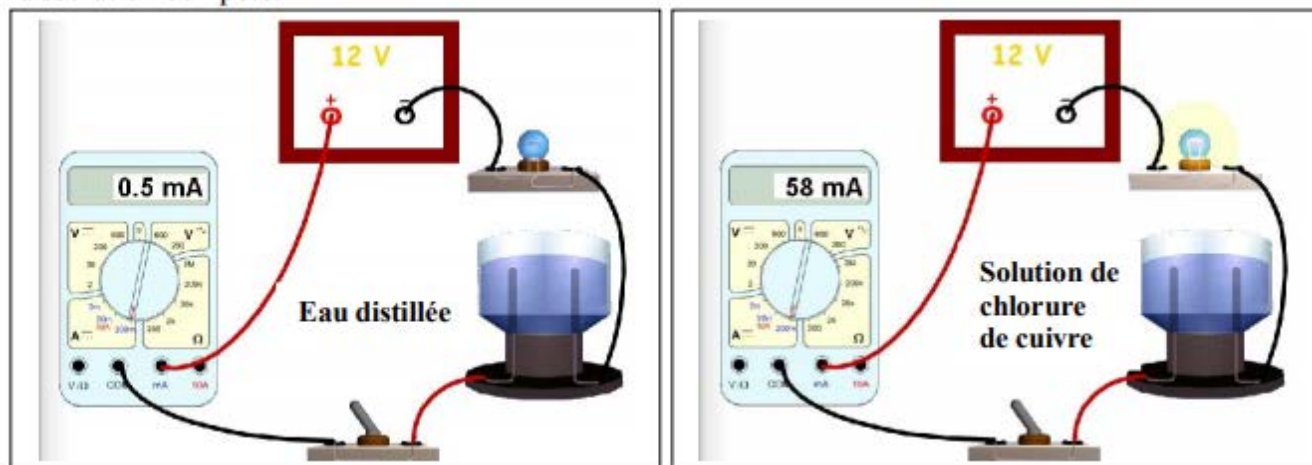
- 1- **Faire** un schéma annoté de cette expérience.
- 2- **Donner** le nom et la formule du précipité obtenue.
- 3- **Identifier** les anions B^- et **donner** la formule de l'électrolyte AB_3 .
- 4- **Ecrire** l'équation chimique de la réaction de précipitation qui a eu lieu.
- 5- **Calculer** le nombre de mole initiale de chaque réactif.
- 6- Sachant que la réaction de précipitation est totale **en déduire le réactif** limitant.
- 7- **En déduire** la masse m du précipité obtenu.
- 8- Si la solution S_1 est diluée **1000 fois** on remarque qu'il n'y a pas formation de précipité, **interpréter** ce résultat.

$M(AB_3)=162.2\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{Fe}(\text{OH})_3)=106.86\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $M(\text{AgCl})=143.32\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$



Problème de révision N°6 :

Dans un électrolyseur à électrodes en graphite, placé en série avec un générateur de tension continue, un ampèremètre, une lampe et un interrupteur, on verse 100mL d'eau distillée et on ferme l'interrupteur. Puis on ajoute, dans l'eau $25 \cdot 10^{-3}$ mol de chlorure de cuivre II, qu'on agite jusqu'à dissolution complète.



1- **Explique** que cette expérience permet de conclure que le chlorure de cuivre II est un électrolyte, mais elle n'est pas suffisante pour affirmer qu'il est un électrolyte fort.

2- Soit une solution aqueuse de chlorure de cuivre II de concentration $25 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

- On ajoute à **100mL** de cette solution **en excès** de nitrate d'argent AgNO_3 .

Un précipité blanc qui noircit à la lumière se forme.

La masse du précipité, lavé et séché, est environ égale à **71,7mg**.

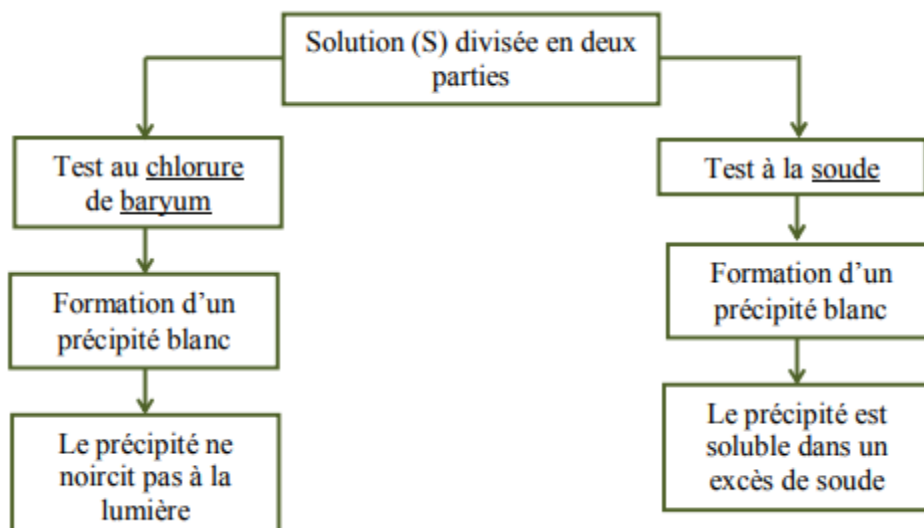
- Le test à la flamme de cette solution donne une **teinte verte**.

a- **Précise** le nom et le symbole l'ion identifié par le test de la flamme verte.

b- **Montrer** que le chlorure de cuivre II est un électrolyte fort. Masse molaire : Ag (108) ; Cl (35,5)

c- **Ecrire** l'équation de dissociation ionique de cet électrolyte.

3-On fait à subir une solution (S) inconnue deux tests.



a- **Identifier** les ions présents dans (S) (nom et symbole).

b- **Ecrire** la formule statistique et le nom de l'électrolyte correspondant.

