

CORRECTION

I. Réalisation de différents mélanges mettant en réaction des quantités de matière différentes.

1.2. Questions :

1. Quelle est la couleur de chacune des solutions à l'état initial ?

Solution de soude $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$: incolore

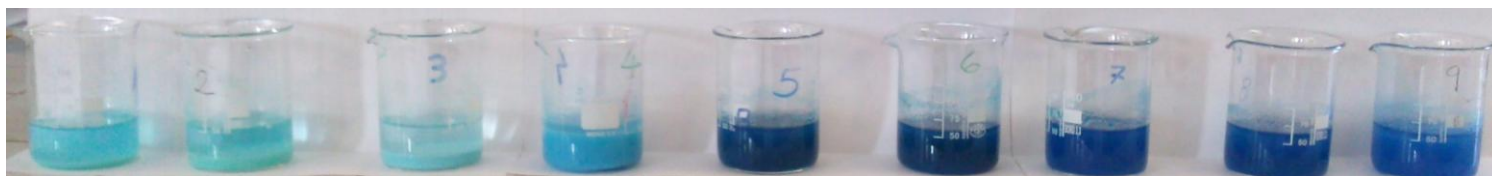
Solution de sulfate de cuivre II $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$: bleue

2. Ecrire et équilibrer l'équation chimique de la réaction étudiée, sachant qu'il se forme de l'hydroxyde de cuivre II, **précipité de couleur bleue** de formule chimique $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (s)
Quels sont les deux ions "spectateurs" ? (présents mais qui ne participent pas à la transformation chimique)



Les deux ions spectateurs sont Na^+ et Cl^-

3. Observer et comparer les neuf systèmes dans leur état final.



Il y a une très nette progression de la quantité de précipité du premier bécher au 5^{ème}, puis une stagnation du 5^{ème} au 9^{ème}.

Le surnageant est de couleur bleue dans les béchers 1 à 4 et incolore de 5 à 9

II. Analyse de la composition des huit systèmes dans leur état final.

GRUPE	1	2	3	4	5	6	7	8	9
V_2 (mL) (volume de soude)	1.0	2.0	3.0	4.0	5.0	6.0	7.0	8.0	9.0
Couleur du filtrat	bleu	Bleu clair	Bleu très clair	Bleu très clair	incolore	incolore	incolore	incolore	incolore
Test soude	+	+	+	+	-	-	-	-	-
Test sulfate de Cu	-	-	-	-	-	+	+	+	+
Réactif limitant	OH^-	OH^-	OH^-	OH^-	OH^- et Cu^{2+}	Cu^{2+}	Cu^{2+}	Cu^{2+}	Cu^{2+}
$n(\text{Cu}^{2+})_i$ (mmol)	5,0	5,0	5,0	5,0	5,0	5,0	5,0	5,0	5,0
$n(\text{HO}^-)_i$ (mmol)	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0	12,0	14,0	16,0	18,0
$n(\text{Cu}(\text{OH})_{2f})$ (mmol)	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0	5,0	5,0	5,0	5,0

2.2. Questions :

5. « **Un réactif est dit limitant s'il est entièrement consommé à l'état final de la transformation** » A partir des tests, compléter la ligne « réactif limitant » de la réaction réalisée par chaque groupe (écrire HO^- et/ou Cu^{2+})

Pour les groupes 1 à 5, le réactif limitant est les ions OH^- , car lorsqu'on effectue le test au sulfate de cuivre (ajout de Cu^{2+} à un échantillon du filtrat) , on n'observe pas de précipité ce qui signifie qu'il n'y avait plus d'ions hydroxyde OH^- dans le filtrat

Pour les groupes 5 à 9, le réactif limitant est l'ion cuivre II, car lorsqu'on effectue le test à la soude (ajout d'ions OH^- à un échantillon du filtrat) , on n'observe pas de précipité ce qui signifie qu'il n'y avait plus d'ions hydroxyde Cu^{2+} dans le filtrat

6. Les lignes "Couleur du filtrat" et "réactif limitant" concordent-elles ? Justifier

Oui . La couleur du filtrat indique bien qu'il y a des ions Cu^{2+} restant en trop (on dit "en excès")pour les groupes 1 à 4, puisque le filtrat est légèrement bleu, mais qu'il n'en reste plus pour les groupes 5 à 9, puisque le filtrat est incolore.

7. Pour chaque bécher, calculer les **quantités de matière initiales** $n(\text{Cu}^{2+})_i$ et $n(\text{OH}^-)_i$ des ions cuivre II et hydroxyde et compléter les deux lignes suivantes du tableau.

On rappelle que $1 \text{ mmol (millimol)} = 10^{-3} \text{ mol}$

Pour tous les groupes : $n(\text{Cu}^{2+})_i = C_1 \times V_1 = 0,10 \times 50.10^{-3} = 5,0.10^{-3} \text{ mol} = 5,0 \text{ mmol}$

et $n(\text{OH}^-)_i = C_2 \times V_2$.

Par exemple pour le groupe 3 : $n(\text{OH}^-)_i = C_2 \times V_2 = 2,0 \times 3.10^{-3} = 6,0.10^{-3} \text{ mol} = 6,0 \text{ mmol}$

8. Pourquoi la quantité de précipité augmente-t-elle pour les groupes 1 à 5 ?

La quantité de précipité augmente pour les groupes 1 à 4 puisque le réactif limitant pour ces 4 groupes est l'ion HO^- (de la soude), donc plus il y a de réactif limitant, plus la réaction va loin et plus il se forme de précipité.

9. Pourquoi n'augmente-t-elle plus pour les groupes 5 à 9 ?

La quantité de précipité n'augmente plus pour les groupes 5 à 9 car tous les ions Cu^{2+} ont été consommés (il s'agit alors du réactif limitant) : on pourra ajouter autant de soude que l'on voudra, il n'y aura pas plus de précipité (par manque de Cu^{2+}).

10. Compléter : « ...1... mol de Cu^{2+} réagissent avec ...2..... mol de OH^- pour donner ...1.... mol de ... $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ».

11. Pour quel groupe les quantités de réactifs introduites à l'état initial respectent-elles **les proportions données par l'équation chimique de la réaction** ?

Les quantités de réactifs introduits à l'état initial respectent les proportions stoechiométriques pour le groupe 5, car, dans ce groupe, on a introduit 5,0 mmol d'ions Cu^{2+} avec 10 mmol d'ions OH^- ce qui correspond aux proportions données par les coefficients stoechiométriques (2 fois plus d'ions OH^- que d'ions Cu^{2+})

Pour ce groupe , il n'y a pas de réactif en excès : tous les réactifs ont été consommés entièrement.

12. Compléter la dernière ligne du tableau en indiquant la quantité $n(\text{Cu}(\text{OH})_{2f})$ d'hydroxyde de cuivre formé

GROUPE	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Réactif limitant	OH^-	OH^-	OH^-	OH^-	OH^- et Cu^{2+}	Cu^{2+}	Cu^{2+}	Cu^{2+}	Cu^{2+}
$n(\text{Cu}^{2+})_i$ (mmol)	5,0	5,0	5,0	5,0	5,0	5,0	5,0	5,0	5,0
$n(\text{HO}^-)_i$ (mmol)	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0	12,0	14,0	16,0	18,0
$n(\text{Cu}(\text{OH})_{2f})$ (mmol)	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0	5,0	5,0	5,0	5,0

groupe 1 : OH^- est le réactif limitant , donc 2 mmol de cet ion ont réagi . Or d'après les coefficients stoechiométriques cela signifie que 1 mmol de Cu^{2+} a réagi .

Or , « ...1... mol de Cu^{2+} réagissent avec ...2..... mol de OH^- pour donner ...1.... mol de ... $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ».

donc 1 mmol de Cu^{2+} réagissent avec 2 mmol de OH^- pour donner 1 mmol de $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Par conséquent il s'est formé **1 mmol de précipité $\text{Cu}(\text{OH})_2$**

(Et il restera $5 - 1 = 4,0$ mmol d'ions Cu^{2+} en excès)

groupe 2 : OH^- est le réactif limitant , donc 4 mmol de cet ion ont réagi . Or d'après les coefficients stoechiométriques cela signifie que 2 mmol de Cu^{2+} a réagi .

Or , « ...1... mol de Cu^{2+} réagissent avec ...2..... mol de OH^- pour donner ...1.... mol de ... $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ».

donc 2 mmol de Cu^{2+} réagissent avec 4 mmol de OH^- pour donner 2 mmol de $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Par conséquent il s'est formé **2 mmol de précipité $\text{Cu}(\text{OH})_2$**

(Et il restera $5 - 2 = 3,0$ mmol d'ions Cu^{2+} en excès)

etc .. jusqu'au groupe 5

groupe 6 : Cu^{2+} est le réactif limitant , donc les 5 mmol de cet ion ont réagi . Or d'après les coefficients stoechiométriques cela signifie que 10 mmol de OH^- a réagi .

Or , « ...1... mol de Cu^{2+} réagissent avec ...2..... mol de OH^- pour donner ...1.... mol de ... $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ». donc 5 mmol de Cu^{2+} réagissent avec 10 mmol de OH^- pour donner 5 mmol de $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Par conséquent il s'est formé **5 mmol de précipité $\text{Cu}(\text{OH})_2$**

(Et il restera $12 - 10 = 2,0$ mmol d'ions HO^- en excès)

groupe 7

groupe 6 : Cu^{2+} est le réactif limitant , donc les 5 mmol de cet ion ont réagi . Or d'après les coefficients stoechiométriques cela signifie que 10 mmol de OH^- a réagi .

Or , « ...1... mol de Cu^{2+} réagissent avec ...2..... mol de OH^- pour donner ...1.... mol de ... $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ». donc 5 mmol de Cu^{2+} réagissent avec 10 mmol de OH^- pour donner 5 mmol de $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Par conséquent il s'est encore formé **5 mmol de précipité $\text{Cu}(\text{OH})_2$**

(Et il restera $14 - 10 = 4,0$ mmol d'ions HO^- en excès)

etc ... jusqu'au groupe 9

MATERIEL

Pour 9 groupes :

- 1 bécher de 150 mL
- 1 éprouvette de 50 mL
- 1 agitateur en verre
- 2 tubes à essais
- Erlenmeyer de 150 mL + entonnoir + papier filtre
- lunettes + chiffons + goupillon

Au bureau :

- 1 L de solution de sulfate de cuivre II $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
- 200 mL de solution de soude 2.0 M
- 2 burettes graduées
- 1 marqueur
- 3 béchers 250 mL
- bidon récupération cuivre