

**La Transformation Chimique (Thème 1)**

Objectifs : Les attendus sont de décrire un système chimique et son évolution et d'écrire l'équation de la réaction chimique avec les nombres stoechiométriques corrects.

I Introduction

L'hydroxyde de cuivre(II) $Cu(OH)_{2(s)}$ est un fongicide protégeant du mildiou, une maladie de la vigne. Une viticultrice doit en fabriquer à partir de sulfate de cuivre et d'hydroxyde de sodium, sans gaspiller ni l'un ni l'autre des réactifs. Dans quelles proportions doit-elle mélanger les réactifs ?

Le matériel mis à disposition est : Solution de sulfate de cuivre à 25 g.L^{-1} , solution d'hydroxyde de sodium à 20 g.L^{-1} , éprouvette graduée de 50 mL, burette graduée de 25 mL, béchers, entonnoir, papier filtre, agitateurs en verre et deux tubes à essais.

Les données sont :

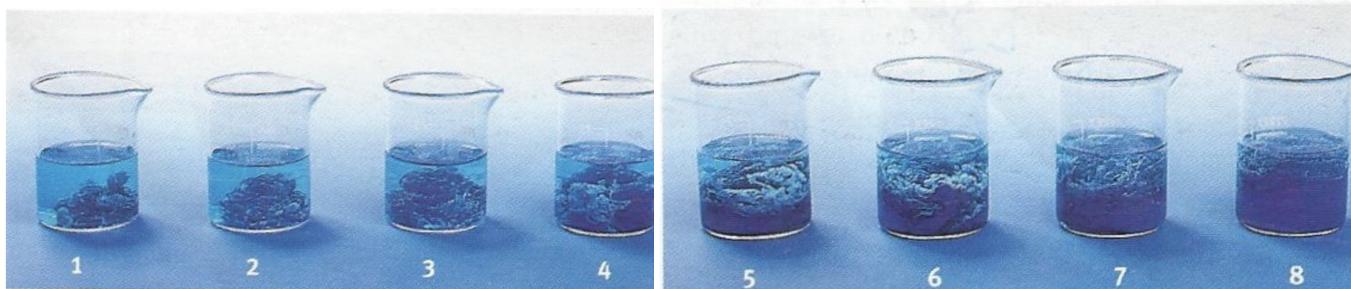
Masses molaires : M_{solution} de sulfate de cuivre utilisée = 250 g.mol^{-1} et $M_{NaOH} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$.

II Réaction des ions hydroxyde avec les ions cuivre pour des quantités de matière différentes en ions hydroxyde

1. A l'aide d'une éprouvette graduée, chaque groupe **prélève** $V_1 = 30 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de cuivre ce qui correspond à $3,0 \text{ mmol}$ d'ions Cu^{2+} .
2. Chaque groupe d'élève (expérience basée sur 8 groupes) **prélève** dans un petit bécher un volume V_2 différent d'hydroxyde de sodium contenu dans la burette graduée, selon le tableau suivant :

Groupe	1	2	3	4	5	6	7	8
V_2 en mL	2,0	4,0	7,0	12,0	15,0	20,0	22,0	25,0
Quantité de matière en ion HO^- en mmol : $n(HO^-)$	1,0	2,0	3,5	6,0	7,5	10	11	12,5

3. Chaque groupe d'élève **verse** la solution de sulfate de cuivre dans le bécher contenant la solution d'hydroxyde de sodium.
4. **Préciser** la couleur de chacune des solutions avant mélange.
5. **Identifier** les réactifs et le produit de la réaction chimique. **Ecrire** l'équation chimique modélisant la transformation étudiée avec les nombres stoechiométriques corrects.
6. **Observer** et **comparer** les huit systèmes dans leur état final.



II Analyser la composition des systèmes à l'état final

- Filtrer** le contenu de chaque bécher à l'aide d'un entonnoir et d'un papier filtre. **Récupérer** et introduire quelques millilitres de filtrats dans deux tubes à essais.
- Indiquer** comment procéderer pour identifier la présence d'ions cuivre II d'une part et d'ions hydroxyde d'autre part restants éventuellement dans le filtrat.
- Réaliser** alors les deux tests.
- Pour chaque groupe, **conclure** sur la présence ou l'absence des réactifs à l'état final.
- Recopier** et **compléter** alors le tableau ci-dessous :

Groupe		1	2	3	4	5	6	7	8
Etat initial	$n(Cu^{2+})$ initial en mmol								
	$n(HO^-)$ initial en mmol								
Etat final	Reste-t-il des ions Cu^{2+} ?								
	Reste-t-il des ions HO^- ?								

- Préciser** le groupe pour lequel les deux réactifs ont été entièrement consommés.
- Indiquer** quelles quantités de matière initiales cela correspond. **Préciser** si ces valeurs sont cohérentes avec les coefficients stoechiométriques de l'équation chimique.
- Interpréter** les résultats des autres groupes et proposer une définition du réactif limitant lors d'une transformation chimique.