

## Activité 17

### Du gaspillage dans les vignes ?

L'hydroxyde de cuivre (II)  **$\text{Cu}(\text{HO})_2 (\text{s})$**  est un fongicide protégeant du mildiou, une maladie de la vigne. Une viticultrice souhaite en fabriquer à partir d'une solution de sulfate de cuivre  **$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$**  et d'une solution d'hydroxyde de sodium  **$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$**  sans gaspiller ni l'un ni l'autre des réactifs.

*Problématique : Dans quelles proportions doit-elle mélanger les réactifs ?*

Matériel et produits disponibles :

- |  |   |
|--|---|
| - 2 tubes à essais                           | - 1 solution $\text{S}_1$ d'hydroxyde de sodium <b><math>\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})</math></b> de concentration en masse $20 \text{ g.L}^{-1}$ |
| - 1 burette graduée                          |   |
| - 1 verre à pied                             |   |
| - 1 agitateur magnétique + 1 barreau aimanté | - 1 flacon de sulfate de cuivre ( <b><math>\text{CuSO}_4</math></b> ) hydraté solide  |
| - 1 éprouvette graduée de 25mL               | - 1 balance de précision  |
| - 2 béchers de 100mL                         | - 1 spatule   |
| - 1 fiole jaugée de 100,0mL                  | - 1 coupelle  |
| - 1 fiole jaugée de 50,0mL                   | - 1 entonnoir   |
| - 2 pipettes pasteur                         | - 1 papier filtre   |
| - 1 papier filtre                            |   |

Ci-dessous le protocole à réaliser :

- Mettre une coupelle sur la balance
- Faire la tare
- Mesurer la masse voulue de  $\text{CuSO}_4$
- Introduire cette masse dans une fiole jaugée de 50,0 mL à l'aide de l'entonnoir et de la pissette
- Rajouter de l'eau distillée pour remplir la fiole à moitié
- Boucher et secouer pour homogénéiser
- Rajouter de l'eau distillée jusqu'à ce que le bas du ménisque touche le trait de jauge
- Homogénéiser

- Calculer la masse voulue de  $\text{CuSO}_4$  permettant de préparer un volume  $V_0 = 50,0 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre  **$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$**  de concentration en masse  $t_0 = 25 \text{ g.L}^{-1}$

Réa

- Réaliser le protocole précédent pour préparer la solution  $\text{S}_0$

Réaliser le protocole ci-dessous afin de faire réagir les solutions

$S_0$  de  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$  et  $S_1$  de  $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$  :

- Placer sous la burette graduée un verre à pied.
- Remplir une burette graduée avec un bécher contenant la solution  $S_1$ .  
Robinet fermé et sans bulle d'air. Ajuster le zéro avec le robinet.
- A l'aide d'une éprouvette graduée, verser dans un bécher un volume de 30mL de la solution  $S_0$  préparée.
- Ajouter un barreau aimanté et placer le tout sur un agitateur magnétique sous la burette graduée.
- Mettre en route l'agitation.
  
- Ajouter un volume V (voir tableau ci-dessous en fonction de votre groupe) de la solution  $S_1$  dans le bécher à l'aide de la burette graduée et agiter.

Groupe	1	2	3	4	5	6	7	8
V (mL)	2,0	4,0	7,0	12,0	15,0	20,0	22,0	25,0
n( $\text{HO}^-$ ) Quantité de matière correspondante en mmol	1,0	2,0	3,5	6,0	7,5	10	11	12,5

- Noter ci-dessous vos observations puis les expliquer.

Pour savoir quel réactif est en excès, nous allons filtrer la solution obtenue.

- ➔ Filtrer le contenu du bécher à l'aide d'un entonnoir, d'un papier filtre et d'une éprouvette.
- ➔ Répartir les quelques mL de filtrat dans deux tubes à essais.

Protocole pour savoir quel est le réactif limitant dans vos tubes à essai :

- Mettre du  $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$  dans un tube
- Mettre du  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$  dans l'autre tube
- Si un précipité se forme avec le  $\text{HO}^-$ , c'est que la solution contient du  $\text{Cu}^{2+}$  en excès, donc que  $\text{HO}^-$  est le réactif limitant
- Si un précipité se forme avec le  $\text{Cu}^{2+}$ , c'est que la solution contient du  $\text{HO}^-$  en excès, donc que  $\text{Cu}^{2+}$  est le réactif limitant
- Si rien ne se passe, c'est que le mélange est stœchiométrique.

- Faire le protocole précédent puis remplir la ligne de votre groupe ci-dessous.

Groupe	Réactif en excès	Réactif limitant
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		

Ana

Réa

- D'après le tableau précédent, identifier dans quel(s) mélange(s) les réactifs ont été consommés sans gaspillage.

- En utilisant le tableau de la page 2, en déduire combien de moles de  $\text{HO}^-$  il faut pour que le mélange soit stœchiométrique.

- Une réaction chimique se produit entre les des ions cuivre II et des ions hydroxyde pour former de l'hydroxyde de cuivre.  
Les ions sulfate et sodium sont des ions spectateurs.  
Écrire ci-dessous l'équation de cette réaction puis l'équilibrer.

- En utilisant l'équation équilibrée ci-dessus et les résultats précédents, en déduire quel est le nombre de moles de  $\text{Cu}^{2+}$  pour que le mélange de notre expérience soit stœchiométrique.