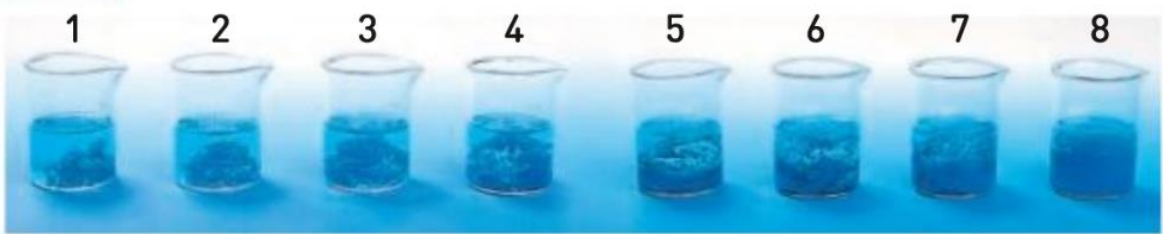


CORRECTION TP REACTIF LIMITANT

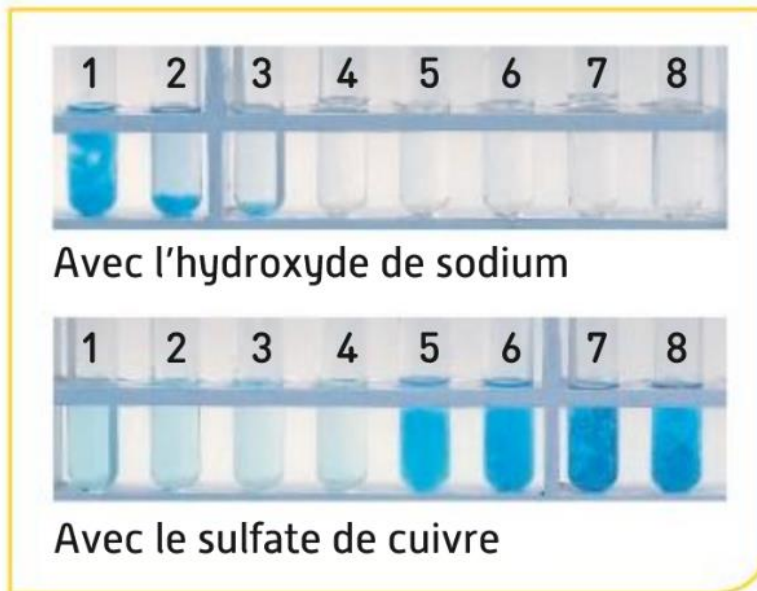
- 1) Comparaison des résultats : ils ont tous formé un précipité bleu en plus ou moins grande quantité, donc les réactifs n'ont pas tous été introduit dans la même quantité.



- 2) Réactifs : ions cuivre Cu^{2+} et ions hydroxyde HO^-
Produit : hydroxyde de cuivre $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 3) Séparer le filtrat dans deux tubes à essai :

1^{er} tube : ajouter de l'hydroxyde de sodium, s'il se forme un précipité bleu c'est qu'il reste des ions cuivre Cu^{2+} , s'il ne se forme rien c'est qu'il n'y a plus d'ions cuivre Cu^{2+} .

2^{ème} tube : ajouter du sulfate de cuivre, s'il se forme un précipité bleu c'est qu'il reste des ions hydroxyde HO^- , s'il ne se forme rien c'est qu'il n'y a plus d'ions hydroxyde HO^- .



4) Tableau

Tube n°	1	2	3	4	5	6	7	8	
Ajout hydroxyde de sodium	Ppté bleu	Ppté bleu	Ppté bleu						
Ajout sulfate de cuivre					Ppté bleu	Ppté bleu	Ppté bleu	Ppté bleu	
Réactif limitant	HO ⁻	HO ⁻	HO ⁻	aucun	Cu ²⁺	Cu ²⁺	Cu ²⁺	Cu ²⁺	



- 6) Dans le mélange 4, il n'y a aucun gaspillage, car aucun réactif limitant.
On voit que $n(\text{Cu}^{2+}) = 3 \text{ mmol}$ et que $n(\text{OH}^-) = 6 \text{ mmol}$. On voit aussi que dans l'équation, il y a deux fois plus de HO⁻ que de Cu²⁺, donc pour que tous les réactifs soient consommés (aucun gaspillage), il faut que les quantités de matières soient aussi deux fois plus grandes pour les ions hydroxyde que pour les ions cuivre. (On appelle cela les proportions stœchiométriques)
- 7) Il faut calculer $n(\text{Cu}^{2+})$ et $n(\text{HO}^-)/2$ si le résultat est identique → pas de réactif limitant, et si l'un des résultats est inférieur à l'autre ce sera le réactif limitant.