

### Activité expérimentale 13 – La notion de réactif limitant

Les transformations chimiques sont omniprésentes dans notre quotidien : combustion des glucides qui nous donne l'énergie pour vivre, réaction de photosynthèse qui permet aux plantes de régénérer le dioxygène de l'air en récupérant le dioxyde de carbone etc.

Qu'est ce qui limite ces transformations ?

#### Partie I – Réaction entre l'ion hydronium et l'ion hydroxyde

On se propose de faire réagir une solution de Britton Robinson (contenant des ions  $H^+$ ) et de l'hydroxyde de sodium ( $Na^+(aq) + HO^-(aq)$ ).

Dans cette transformation chimique, seuls les ions hydronium  $H^+(aq)$  et hydroxyde  $HO^-(aq)$  réagissent et forment un unique produit de la réaction : de l'eau. Les ions sodium et chlorure ne participent pas à la transformation, ce sont des ions spectateurs.

1. Quels sont les réactifs de cette réaction ? Quels sont les produits ?
2. Proposer une équation bilan de la réaction.

Afin d'identifier les espèces chimiques présentes dans l'état final de la transformation chimique, on utilise un indicateur coloré : le bleu de bromothymol noté BBT. En effet, ce composé chimique a des propriétés particulières en présence des ions  $H^+$  et des ions  $HO^-$ .

Pour les découvrir, réaliser les expériences suivantes, et noter les observations.

- Tube à essai 1 : quelques mL de solution de Britton Robinson (contenant des ions  $H^+$ ) + quelques gouttes de BBT.
  - Tube à essai 2 : quelques mL de solution d'hydroxyde de sodium ( $Na^+(aq) + HO^-(aq)$ ) + quelques gouttes de BBT.
3. Faire des schémas puis expliquer en quoi le bleu de bromothymol a « des propriétés particulières en présence des ions  $H^+$  et des ions  $HO^-$ . »

On souhaite réaliser la transformation chimique ayant lieu entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium à partir de solutions contenant :

- 0,10 mol de soluté  $HO^-$  par litre de solution pour l'hydroxyde de sodium.
  - 0,20 mol de soluté  $H^+$  par litre de solution pour la solution de Britton Robinson.
4. Réaliser les différents mélanges proposés et identifier dans chaque cas le réactif limitant.

Pour cela :

- Prélever précisément un volume de 8,0 mL de Britton Robinson et l'introduire dans un bécher de 50 mL.
- Introduire quelques gouttes de BBT dans le bécher.
- À l'aide de la burette, verser le volume d'hydroxyde de sodium du tableau et noter la couleur du mélange obtenu.

Attention, il faut verser goutte à goutte aux alentours de 16 mL pour obtenir une « nouvelle couleur ».

Volume de la solution d'hydroxyde de sodium	8 mL	16 mL	25 mL
Volume de la solution de Britton Robinson	8 mL	8 mL	8 mL
Couleur du BBT dans le mélange			
Réactif limitant			

Par le calcul :

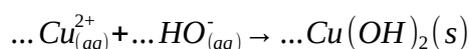
- Les coefficients stœchiométriques dans cette réaction chimique étant de 1, comparer pour chaque mélange la quantité de matière n initialement présente. Est-ce cohérent avec vos observations ?

Pour aller plus loin : (facultatif)

- Si on utilisait une solution contenant 0,050 mol par litre de solution en ion hydroxyde HO<sup>-</sup>, quel volume de cette solution faudrait-il faire réagir avec 10,0 mL de solution de Britton Robinson précédente pour que les réactifs soient dans les proportions stœchiométriques ?

## Partie II – Réaction entre les ions cuivre (II) et l'ion hydroxyde

On considère maintenant la transformation chimique ayant lieu entre les ions cuivre II Cu<sup>2+</sup> et les ions hydroxyde HO<sup>-</sup> conduisant à la formation d'un précipité bleu, l'hydroxyde de cuivre Cu(OH)<sub>2</sub> (s) selon la réaction :



- Équilibrer la réaction ci-dessus.

On dispose de deux solutions aqueuses :

- Solution de sulfate de cuivre II (Cu<sub>(aq)</sub><sup>2+</sup> + SO<sub>4(aq)</sub><sup>2-</sup>) contenant 0,10 mol de soluté par litre de solution
- Solution d'hydroxyde de sodium (Na<sub>(aq)</sub><sup>+</sup> + HO<sub>(aq)</sub><sup>-</sup>) contenant 0,10 mol de soluté par litre de solution

Remarques :

- Les ions sulfate et sodium sont des ions spectateurs
- La couleur bleue de la solution de sulfate de cuivre est due aux ions cuivre II Cu<sup>2+</sup>

2. Dans 3 tubes à essai, on va réaliser les mélanges indiqués dans le tableau suivant.

Expérience	Tube 1	Tube 2	Tube 3
Volume de solution de sulfate de cuivre (mL)	4,0 mL	4,0 mL	4,0 mL
Volume de solution d'hydroxyde de sodium (mL)	2,0 mL	4,0 mL	8,0 mL
Réactif limitant ( ? )			
Couleur de la phase liquide dans l'état final			

3. Compléter le tableau en remplissant les deux dernières lignes.
4. Déterminer, par le calcul, le réactif limitant pour chaque colonne et comparer au tableau.

### Partie III – Conclusion

1. Pour quel tube les réactifs sont-ils dans les proportions stœchiométriques ?
2. En déduire comment on peut prévoir les proportions stœchiométriques à partir de l'équation de la réaction chimique.