

COULEURS ET IMAGES

TP : Passer les bornes, 'y a plus de limite ...

Objectifs : * Interpréter la couleur d'un système chimique à l'état final et identifier le réactif limitant.

* Découvrir les proportions stœchiométriques d'un système chimique et les relier à l'équation chimique.



Lu dans l'encyclopédie en ligne Wikipédia :

Dans une réaction chimique, le réactif limitant est le réactif qui est totalement transformé, qui disparaît complètement. Il est dit « limitant » car il est responsable de l'arrêt de la réaction. S'il n'y a pas de réactif limitant, c'est qu'à la fin de la réaction tous les réactifs ont été transformés : on dit que les réactifs étaient en proportions stœchiométriques.

Pour vérifier les affirmations précédentes, on étudie le système chimique constitué d'un mélange d'une solution aqueuse de diiode $I_{2(aq)}$ (molécules de diiode) notée S_1 , de concentration molaire $C(I_{2(aq)}) = C_1 = 1.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, et d'une solution de thiosulfate de sodium (ion sodium $Na^+_{(aq)}$ et ion thiosulfate $S_2O_3^{2-}_{(aq)}$) notée S_2 , de concentration molaire $C(S_2O_3^{2-}_{(aq)}) = C_2 = 1.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Verser environ 30 mL de chaque solution dans deux béchers notés S_1 et S_2 .

I- Observations préliminaires

Le diiode présente une couleur jaune-orangé plus ou moins intense en solution aqueuse.

1- Dans 2 tubes à essais, verser environ 2 mL d'empois d'amidon. Ajouter 2 gouttes de solution de diiode S_1 dans l'un et 2 gouttes d'eau dans l'autre. Observer et conclure.

2- Dans un tube à essais, verser environ 2 mL de solution de thiosulfate de sodium S_2 . Ajouter 2 gouttes de solution de diiode S_1 . Observer et conclure.

3- Dans un tube à essais, verser environ 2 mL de solution de chlorure de sodium ($Na^+_{(aq)}$ et $Cl^-_{(aq)}$) ou eau salée. Ajouter 2 gouttes de solution de diiode S_1 . Observer et conclure.

II- Réactif limitant

Réaliser, en utilisant des pipettes graduées, les mélanges indiqués ci-dessous dans un bécher.

Volumes	bécher 1	bécher 2
Volume de S_1 en mL	2,5	7,5
Volume de S_2 en mL	7,5	2,5

Observer les mélanges à l'état final c'est à dire lorsque le système chimique n'évolue plus. En présentant vos résultats sous forme d'un tableau répondez aux questions suivantes : Couleurs obtenues ? Pour quel mélange le diiode a-t-il été entièrement consommé ? Dans quel bécher peut-on prévoir qu'il reste des ions thiosulfates et quel test peut être mis en œuvre pour le prouver ? Préciser pour chaque mélange quel a été le réactif limitant ?

III- Proportions stœchiométriques

1- Mise en évidence

Prélever un volume $V_1 = 10,0$ mL de solution de diiode (S_1). Verser dans un erlenmeyer propre. Remplir la burette graduée avec la solution de thiosulfate de sodium (S_2). Ajuster le "zéro". Placer l'erlenmeyer sous la burette. Placer un barreau aimanté et mettre en service l'agitation magnétique de façon modérée.

Verser progressivement la solution S_2 jusqu'à observer une teinte jaune pâle dans l'erlenmeyer. Ajouter quelques gouttes d'empois d'amidon de façon à faire apparaître nettement la teinte caractéristique en présence de diiode.

Verser alors **goutte à goutte** la solution S_2 jusqu'à disparition de la teinte bleue.

a- Noter le volume V_2 de la solution (S_2) ayant été versé dans l'erlenmeyer. Que peut-on dire du diiode initialement introduit dans l'erlenmeyer ?

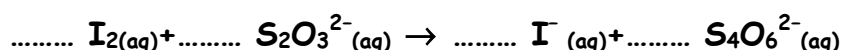
b- Verser un peu de mélange réactionnel dans un tube à essais. Ajouter quelques gouttes de solution de diiode S_1 . Observer.

c- Pourquoi peut-on dire qu'il y a eu disparition totale des ions thiosulfate dans le mélange ?

Compte tenu des concentrations des solutions, calculer la quantité de matière de diiode versée initialement dans l'erlenmeyer, la quantité de matière d'ions thiosulfate ayant été introduite dans l'erlenmeyer et le rapport entre les quantités de matière de réactifs consommés.

2- Equation de la réaction

a- Placer les nombres stœchiométriques permettant d'ajuster l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique suivante :



Les nombres placés devant les formules des réactifs indiquent les proportions stœchiométriques, c'est-à-dire les proportions dans lesquelles les réactifs disparaissent au cours de la transformation chimique (relire les définitions lues dans l'encyclopédie en ligne Wikipédia).

b- Compte tenu des **nombres stœchiométriques**, quelle serait la quantité de matière d'ions thiosulfate consommée pour faire disparaître entièrement 1 mol de diiode ? En déduire une relation entre les quantités de matière mises en jeu.

c- Aux incertitudes de mesures près, que peut-on dire des proportions de réactifs dans l'expérience précédente ?

d- Les observations faites pour le volume V_2 de thiosulfate de sodium versé sont-elles cohérentes avec la réponse précédente ? Quelles sont les espèces présentes dans l'erlenmeyer ?

3- Application

Quel volume V_2 de solution de thiosulfate de sodium de concentration molaire $C_2 = 1.10^{-2}$ mol.L⁻¹ faut-il ajouter à 5 mL d'une solution de diiode de concentration molaire $C_1 = 5.10^{-3}$ mol.L⁻¹ pour atteindre les proportions stœchiométriques ? Justifier votre réponse.