Introduction

La phénolphtaléine est un indicateur coloré, c’est-à-dire un composé qui change de couleur selon le pH de son environnement, qui se décolore lentement en milieu très basique ( pH >12) selon la réaction $P^{2-}+OH^{-}\rightarrow POH^{3-}$.

On propose ici de vérifier que la loi qui régit cette réaction $v=k\_{1}\left[P^{2-}\right]^{m}[NaOH]^{n}$ est bien d’ordre 1 par rapport aux 2 réactifs, c’est-à-dire $m=n=1$.

Dans un milieu très basique, on note que la concentration de $OH^{-}$est très élevée, bien plus que celle de phénolphtaleine. Nous avons donc une réaction de pseudo-ordre 1 $v=k\_{2}\left[P^{2-}\right]^{m}$ car on peut considérer $[OH^{-}] $ est constante, avec $k\_{2}=k\_{1}[NaOH]^{n}$.

La quantité de P2- est linéaire par rapport à l’absorbance de la solution à 550nm.

On peut alors en conclure que :

* Si la réaction est d’ordre 1 par rapport à la phénolphtaleine, alors le graphe du temps vs ln [A] sera linéaire, de pente $-k\_{2}$.
* Si la réaction est d’ordre 1 par rapport aux ions hydroxyde, on a alors $k\_{1}=k\_{2}/[NaOH]$ et on peut vérifier que $k\_{2}/[NaOH]$ reste constant à différentes concentrations initiales de NaOH.

Expérience

La concentration de phénolphtaléine n’est pas importante dans ce TP, mais elle doit être suffisamment petite pour que NaOH soit en excès.

Préparation des solutions stocks :

* Solution de 0.50M NaOH : peser 2g de NaOH et les dissoudre dans 100g d’eau.
* Solution de phénolphtaléine 0.6% : dissoudre 47mg de phénolphtaléine dans 7.42g d’éthanol.
* Solution de 0.50M NaCl : peser 1.463g de NaCl et les dissoudre dans 50g d’eau.

Remplir la cuvette de solution de NaOH 0.50M et ajouter une goutte de solution de phénolphtaléine. Agiter pour mélanger. On mesure alors l’absorbance dans le vert à une cadence de 1 mesure/10s (on rappelle que le temps de mesure du spectrophotomètre étant d’environ 10s, on arrive donc à 1 mesure/20s).

|  |
| --- |
| **Expérience 1** |
| Temps (s) |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| Absorbance |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| ln(A) |  |  |  |  |  |  |  |  |  |

Tracer le graphe ainsi obtenu sur papier millimétré et vérifier s’il s’agit d’une droite.

Déterminer la pente de la droite pour obtenir la constante de vitesse $k\_{2}$



On va répéter l’expérience avec deux autres concentrations de NaOH pour déterminer l’ordre de ce réactif.

Pour l’expérience 2, on va utiliser une solution de 0.3M NaOH en prélevant 30g de la solution stock, et en y ajoutant 20g de la solution de NaCl.

Pour l’expérience 3, on va utiliser une solution de 0.1M NaOH en prélevant 10g de la solution stock et en y ajoutant 40g de la solution de NaCl.

|  |
| --- |
| Expérience 2 |
| Temps (s) |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| Absorbance |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| ln(A) |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| Expérience 3 |
| Temps (s) |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| Absorbance |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| ln(A) |  |  |  |  |  |  |  |  |  |





Analyse

Pourquoi les mesures d’absorbance ont été réalisées dans le vert ?

Quel est l’ordre de la réaction par rapport à la phénolphtaléine ?

Calculez maintenant $k\_{2}/[NaOH]$ , [NaOH] étant la concentration initiale, pour les expériences 1, 2 et 3, et vérifiez que ces quantités soient à peu près égales.

Quel est l’ordre de la réaction par rapport aux ions hydroxydes ?