

1. A propos des dosages

1.1. Doser une espèce chimique consiste à déterminer la quantité de matière de cette espèce chimique en solution.

1.2. L'ion cuivre (II) donne une coloration bleue à la solution, plus la concentration en ions cuivre (II) est élevée et plus la coloration bleue de la solution est marquée, plus la solution absorbe de la lumière. Ainsi pour doser les ions cuivre (II), on peut utiliser une méthode basée sur cette propriété :

- On réalise une échelle de teintes, c'est à dire qu'on prépare plusieurs solutions contenant des ions Cu^{2+} à différentes concentrations connues.

- On mesure l'absorbance A de chaque solution. On trace ensuite le graphe de l'absorbance A en fonction de la concentration en soluté de l'espèce chimique absorbant la lumière.

- On obtient une droite passant par l'origine (Loi de Beer-Lambert).

- On mesure l'absorbance de la solution de concentration inconnue et en utilisant la droite, on en déduit sa concentration.

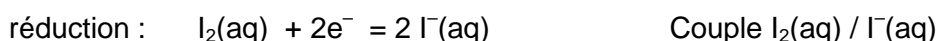
2. Principe du titrage

2.1. Le titrage des ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ est un titrage indirect. Ce ne sont pas les ions cuivre (II) qui sont titrés mais le diiode formé au cours de la réaction 1.

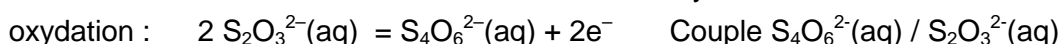
2.2. On doit être sûr que tous les réactifs ont été totalement consommés afin de pouvoir déterminer leurs quantités de matière.

2.3. La transformation 2 doit être rapide pour servir de support au titrage.

2.4. L'ion iodure est le réducteur et le diiode l'oxydant



L'ion thiosulfate est le réducteur et l'ion tétrathionate est l'oxydant

**3. Protocole.**

3.1. Le volume de solution S doit être mesuré avec précision, on utilisera de la verrerie jaugée. On prendra une pipette jaugée de 20,0 mL

3.2. La coloration brune de la solution est due au diiode.

3.3. L'empois d'amidon joue le rôle d'indicateur coloré, il donne, en présence de diiode, une coloration bleue à la solution. Celle-ci disparaît quand tout le diiode est consommé, ainsi on repère l'équivalence.

4. Calcul de la concentration en ions cuivre $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ de la solution S.

4.1. A l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction de titrage. Ils sont tous deux intégralement consommés. Avant l'équivalence, le réactif limitant est le réactif titrant, après l'équivalence le réactif limitant est le réactif titré. A l'équivalence, il y a changement de réactif limitant.

4.2. On considère un état initial fictif où l'on aurait versé n_T mol de thiosulfate.

	$I_2(aq) + 2 S_2O_3^{2-}(aq) = 2 I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$			
Initialement	$n(I_2)$	n_T	beaucoup	0
En cours de transformation	$n(I_2) - x \neq 0$	$n_T - 2x \neq 0$	beaucoup	x
à l'équivalence	$n(I_2) - x_E = 0$	$n_T - 2x_E = 0$	beaucoup	x_E

$$n(I_2) = x_E \quad \text{et} \quad x_E = \frac{n_T}{2} \quad \text{on a donc } n(I_2) = \frac{n_T}{2}$$

$$\mathbf{4.3.} \quad n(I_2) = \frac{n_T}{2} = \frac{[S_2O_3^{2-}(aq)] \cdot V_E}{2}$$

$$n(I_2) = \frac{1,00 \times 10^{-2} \times 12,0 \times 10^{-3}}{2} = \mathbf{6,00 \times 10^{-5} \text{ mol}}$$

$$\mathbf{4.4.} \quad \text{D'après la réaction 1, } \frac{n_{Cu^{2+}}}{2} = n(I_2) \text{ soit } \frac{n_0}{2} = n(I_2) \quad \text{donc} \quad n_0 = 2 n(I_2)$$

$$\mathbf{n_0 = 12,0 \times 10^{-5} \text{ mol}}$$

$$\mathbf{4.5.} \quad [Cu^{2+}(aq)] = \frac{n_0}{V}$$

$$[Cu^{2+}(aq)] = \frac{12,0 \times 10^{-5}}{20 \times 10^{-3}} = \mathbf{6,00 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$