

## TP N°6-PROF : DOSAGE EN RETOUR DE LA VITAMINE C

### Remarque :

On peut réaliser la même manipulation en utilisant un comprimé de 1000 mg d'aspirine pour toute la classe. Le professeur dilue alors celui-ci dans une fiole de 1 L ce qui donne une solution S.

Les élèves prélèvent alors 10 mL de cette solution et procède aux manipulations du dosage en retour.

Il faudra alors doubler les concentrations des solutions de diiode et de thiosulfate :  $c = 1.0 \cdot 10^{-2}$  mol/L

### I Dosage d'une solution de diiode :

#### 1) Manipulations préalables :

- a. Observations : au fur et à mesure que l'on verse la solution de thiosulfate, le contenu du bécher se décolore ( $I_2$  est consommé et devient  $I^-$ )
- b. Observations : L'empois d'amidon a renforcé la couleur de la solution de diiode, la décoloration est donc plus franche.

#### Question :

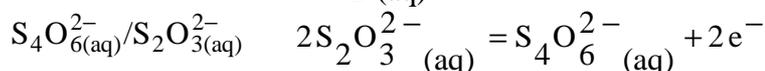
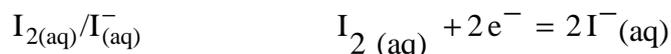
L'empois d'amidon permet une meilleure visualisation du moment où les molécules de  $I_2$  seront totalement consommées. Cela nous permettra de repérer plus facilement l'équivalence du dosage suivant.

#### 2) Dosage d'une solution de diiode :

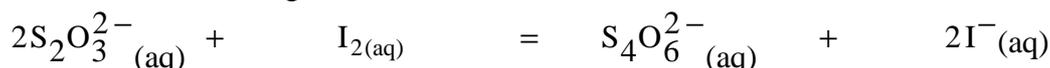
##### a. Protocole expérimental du dosage :

- Versez les 10 mL de solution de diiode à doser dans un bécher.
- Ajoutez-y un barreau aimanté.
- Mettez le tout sur un agitateur magnétique.
- Remplir la burette avec une solution de thiosulfate de sodium de concentration connue, ajustez le zéro.
- Mettez l'agitateur magnétique et le bécher sous la burette.
- Commencez à verser goutte à goutte la solution de thiosulfate dans le bécher.
- Une fois que la solution est devenue jaune paille, rajoutez au bécher quelques gouttes d'empois d'amidon.
- Continuez le dosage et s'arrêtez lorsqu'une goutte de thiosulfate décolore entièrement la solution du bécher.
- On obtient  $V_E = 20$  mL

##### b. Les couples oxydoréducteurs mis en jeu sont :

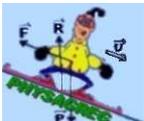


##### c. Equation de la réaction de titrage :



##### d. En vous aidant d'un tableau d'avancement, trouvez la concentration de la solution de diiode dosée.

<b>Equation de réaction</b>	$2S_2O_3^{2-} (aq) + I_{2(aq)} = S_4O_6^{2-} (aq) + 2I^- (aq)$			
<b>Quantité de matière dans l'état initial</b>	$n_{S_2O_3^{2-}} = C_2 V_1$	$n_{I_2} = C_0 V_0$	0	0
<b>Quantité de matière à l'équivalence</b>	$C_2 V_E - 2 x_E = 0$	$C_0 V_0 - x_E = 0$	$x_E$	$2 x_E$



A l'équivalence, les réactifs sont totalement consommés d'où :

$$C_0 V_0 = \frac{C_2 V_E}{2} ; \text{ on trouve } C_0 = 5.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

## II Dosage de la vitamine C dans un comprimé :

### 1) Manipulations :

a. On trouve un volume équivalent égal à 8.6 mL.

### 2) Questions :

a. La couleur est brune, caractéristique de la présence du diiode qui est en excès.

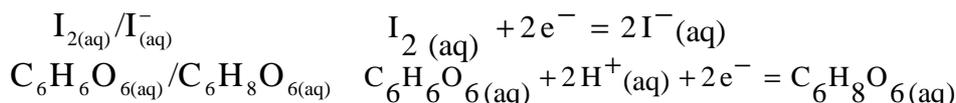
b. L'ajout d'acide phosphorique permet de se placer à un petit pH ce qui permet de ne pas oxyder le glucose en même temps que la vitamine C. Le diiode réagit uniquement avec la vitamine C.

$$c. n(I_2)_{excès} = \frac{C_2 V_E}{2} = \frac{5.0 \cdot 10^{-3} \times 8.6 \cdot 10^{-3}}{2} = 2.1 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

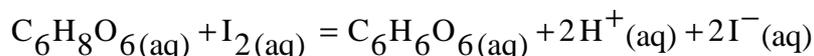
$$d. n(I_2)_{initial} = C_0 \cdot V_{initial} = 5.0 \cdot 10^{-3} \times 10 \cdot 10^{-3} = 5.0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$e. n(I_2)_{réagit} = n(I_2)_{initial} - n(I_2)_{excès} = 5.0 \cdot 10^{-5} - 2.1 \cdot 10^{-5} = 2.9 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

f. Couples mis en jeu dans la réaction entre le diiode et la vitamine C :



g. Equation de la réaction entre le diiode et la vitamine C :



h. Quantité de matière  $n_C$  de vitamine C dans la solution S' :

Comme d'après l'équation écrite précédemment, 1 mole de vitamine C réagit avec une mole de diiode,  $2.9 \cdot 10^{-5}$  mol de diiode a réagit avec  $2.9 \cdot 10^{-5}$  mol de vitamine C. C'est cette quantité de vitamine C qu'il y a dans 10 mL de solution S'.

i. Concentration en vitamine C de la solution S' ?

$$c' = \frac{n}{V} = \frac{2.9 \cdot 10^{-5}}{10 \cdot 10^{-3}} = 2.9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

j. Concentration en vitamine C de la solution S :

$$c = 10 \cdot c' = 2.9 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

k. Pourcentage massique en vitamine C dans le comprimé dissous :

➤ D'abord on calcule la quantité de matière de vitamine C dans le comprimé, donc dans la solution S :

$$n_C = c \times V = 2.9 \cdot 10^{-2} \times 100 \cdot 10^{-3} = 2.9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

➤ Ensuite on calcule la masse correspondante :

$$m = n \times M = 2.9 \cdot 10^{-3} \times (6 \cdot 12.0 + 8 \cdot 1.00 + 6 \cdot 16.0) = 2.9 \cdot 10^{-3} \times 176 = 0.51 \text{ g}$$

➤ Pour calculer le pourcentage massique, on effectue :

$$\frac{0.51}{0.500} \cdot 100 = 102 \% . \text{ Malgré nos précautions, il y a sûrement une partie du diiode qui a réagit avec}$$

le glucose présent dans le comprimé.