

# Dosage de l'acide ascorbique

Compte rendu ☯



## Introduction

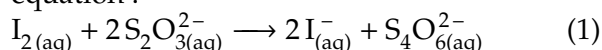
**Type de dosage** : oxydoréduction.

**Solution à doser** : 10,0 mL (pipette) d'une solution d'acide ascorbique obtenue avec 1 cachet dans un litre d'eau.

## Méthode

### 1 – Le dosage de la solution de diiode

équation :



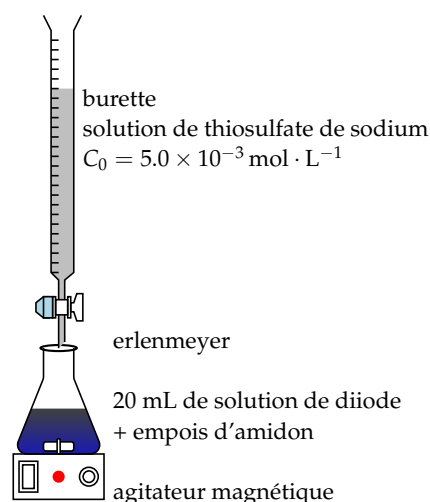
équivalence : (bleu à incolore avec l'empois d'amidon)

$V_{E1} = 18,2 \text{ mL}$

$$\text{relation : } n_{\text{initiale}}(\text{I}_2) = \frac{n_{\text{E}}(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2}$$

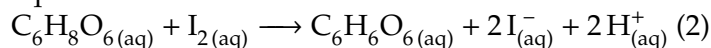
$$\text{soit } C_1 = \frac{5,0 \times 10^{-3} \times 18,2}{2 \times 20} \text{ d'où } C_1 = 2,27 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

**rem** : les solutions de diiode ne sont pas stables, il est donc utile de les étalonner avant usage.



### 2 – Le dosage direct de l'acide ascorbique

équation :



équivalence : (incolore à bleu)

$V_{E2} = 11,9 \text{ mL}$

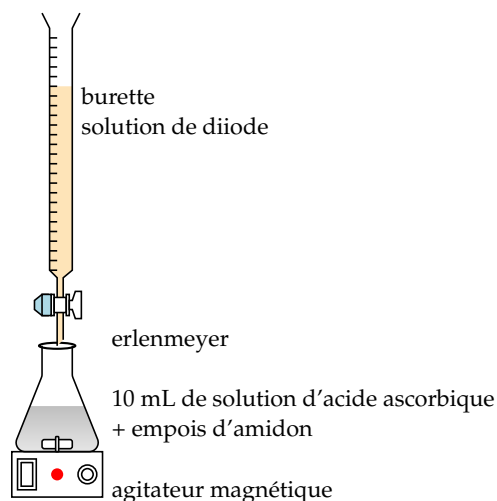
$$\text{relation : } n_{\text{initiale}}(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = n_{\text{E}}(\text{I}_2)$$

$$\text{soit } C_2 = \frac{2,275 \times 10^{-3} \times 11,9}{10}$$

$$\text{d'où } C_2 = 2,71 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

**rem** :

la coloration peut ne pas être persistante si la réaction n'est pas terminée.



### 3 – Le dosage indirect de l'acide ascorbique

La réaction (2) s'effectue avec un excès de diiode, puis le dosage de cet excès par la réaction d'équation (1) conduit par différence à la quantité d'acide ascorbique.

Réaction (1) à l'équivalence :

$$n_{\text{dos}}(\text{I}_2) = \frac{n_{\text{E}}(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2}$$

avec  $V_{E3} = 6,7 \text{ mL}$

$$n_{\text{dos}}(\text{I}_2) = \frac{1}{2} \times 5 \times 10^{-3} \times 6,7 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{dos}}(\text{I}_2) = 16,75 \mu\text{mol}$$

$$n_{\text{initiale}}(\text{I}_2) = 2,275 \times 10^{-3} \times 20 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{initiale}}(\text{I}_2) = 45,5 \mu\text{mol}$$

Réaction (2)

$$n_{\text{initiale}}(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = n_{\text{initiale}}(\text{I}_2) - n_{\text{dos}}(\text{I}_2)$$

$$n_{\text{initiale}}(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 28,75 \mu\text{mol}$$

$$\text{d'où } C_3 = 2,875 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

rem :  $C_3$  est légèrement supérieure à  $C_2$  ce qui justifie cette méthode.

#### Résultats

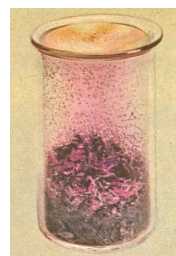
La masse du cachet s'obtient par  $C_3 \cdot V \cdot M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)$  avec  $M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 176,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ce qui donne une masse de 506 mg.

Nous retrouvons bien la masse du cachet de 500 mg à 1 % près.

#### Réponses aux questions

[ R1 ]  $M = 248,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ; la masse de thiosulfate de sodium est de 1,24 g.

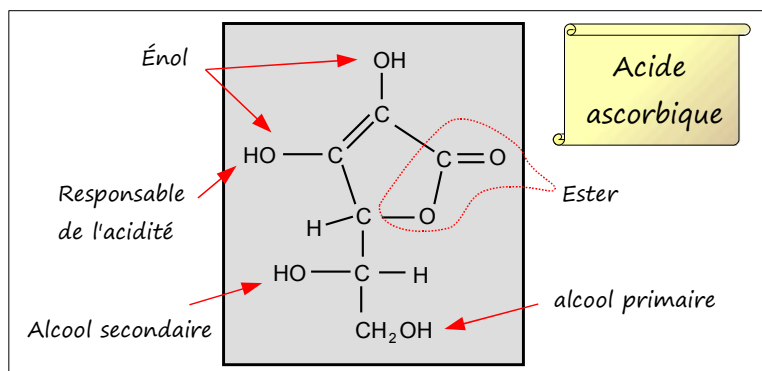
[ R2 ] Le diiode est un solide gris bleu sous forme de paillettes.



[ R3 ] Le diiode est peu soluble dans l'eau, mais il est très soluble dans une solution d'iodure de potassium par formation de l'ion triiodure  $\text{I}_3^-$  :  $\text{I}_{2(\text{aq})} + \text{I}_{(\text{aq})}^- = \text{I}_{3(\text{aq})}^-$ .

[ R4 ]  $m = 2,5 \times 10^{-4} \text{ M}$        $m = 0,063 \text{ g}$  avec  $M = 253,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

[ R5 et R6 ]



[ R7 ] L'acide ascorbique est antioxygène utilisé comme additif alimentaire dans les boissons.

**Exercice 1**

La réaction d'un acide « faible » avec l'eau est un équilibre chimique :  $AH + H_2O = A^- + H_3O^+$

cet équilibre est caractérisé par une constante d'équilibre  $K_A = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$

Les autres équations sont : la conservation de la matière :  $C = [AH] + [A^-]$

et la conservation de la charge :  $[A^-] \approx [H_3O^+] = 10^{-pH}$

rem : il est possible de retrouver ces relations à partir d'un tableau d'avancement.

Ces relations donnent  $[AH] = \frac{(10^{-pH})^2}{K_A}$  en remplaçant  $K_A$  par  $10^{-pK_A}$  et en utilisant l'expression de C

$$C = (10^{-pH}) \cdot (10^{pK_A - pH}) + 10^{-pH} \quad \text{d'où} \quad C = (10^{-pH}) \cdot (1 + 10^{pK_A - pH})$$

A.N.  $C = 2,12 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ;  $m = 3,73 \text{ g}$

**Exercice 2**

1. Couple  $C_6H_7O_6H/C_6H_7O_6^-$  la base conjuguée est l'ion ascorbate.
2. Équation :  $C_6H_7O_6H_{(aq)} + H_2O = C_6H_7O_6^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$
3. L'indicateur coloré doit contenir dans sa zone de virage le pH du point d'équivalence. Ici, le pH à l'équivalence est basique (ce pH est dû à la présence de l'ion ascorbate).
4. Réaction support du dosage :  $AH_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \longrightarrow A^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$ .

Relation à l'équivalence :  $n_{initiale}(AH) = n_E(HO^-)$  soit  $n_{initiale}(AH) = Cb \cdot Vb_E$

soit  $n_{initiale}(AH) = 1,425 \times 10^{-4} \text{ mol}$  dans 10 mL de 200 mL.

Donc, un cachet contient  $2,85 \times 10^{-3} \text{ mol}$  d'acide ascorbique soit une masse de 500 mg.

5. Les  $2,85 \times 10^{-3} \text{ mol}$  d'acide ascorbique se trouve dans 200 mL. Donc dans un litre nous avons une concentration  $Ca = 1,425 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .