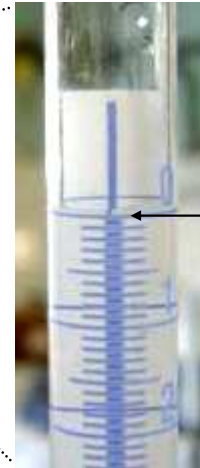


**I. LA VITAMINE C****II. TITRAGE PRELIMINAIRE D'UNE SOLUTION DE DIODE**

Solution titrante de thiosulfate de sodium à $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

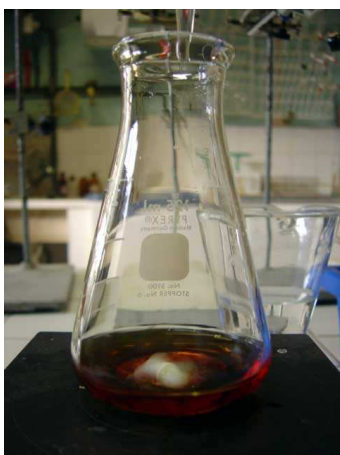


0,0 mL

Réglage du zéro de la burette graduée

Vérifier que le bec de la burette graduée est bien rempli par la solution titrante.

$V_2 = 10,0 \text{ mL}$ de solution de diode prélevé à la pipette jaugée



Avant de commencer le titrage. La solution est de couleur brune.



Pendant le titrage, avant l'équivalence: la solution devient jaune clair.

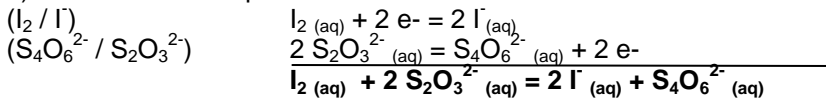


Après ajout d'une pointe de spatule de thiodène la solution prend une coloration noire.



A l'équivalence du titrage, la solution devient incolore à la goutte près.

1) On donne les couples:



2) A l'équivalence, les réactifs ont été mélangés dans les proportions stoechiométriques de l'équation de titrage:

$$n_{\text{init}}(I_2) = n_{\text{versée équivalence}}(S_2O_3^{2-}) / 2$$

$$C_2 \times V_2 = \frac{1}{2} \cdot C_3 \times V_{3E}$$

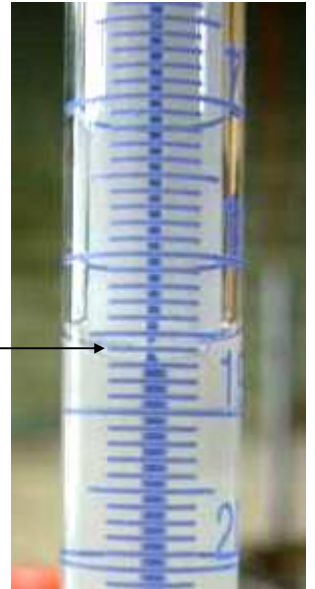
$$C_2 = \frac{1}{2} \cdot C_3 \times V_{3E} / V_2$$

Application numérique:

$$C_2 = (5,0 \cdot 10^{-3} \times 18,6 \cdot 10^{-3}) / (2 \times 10,0 \cdot 10^{-3})$$

$$\boxed{C_2 = 4,7 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$V_{3E} = 18,6 \text{ mL}$



III. TITRAGE DIRECT DE LA VITAMINE C

1) Principe du titrage direct



Volume du jus de deux oranges après pressage et filtration: $V_o = 88 \text{ mL}$

2) Titrage direct de la vitamine C



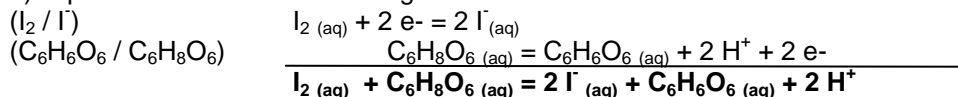
Solution titrante de diiode à la concentration $C_2 = 4,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$V_{2E} = 7,3 \text{ mL}$



Avant équivalence: la solution est de couleur jaune - orange l'équivalence: la solution prend une couleur noire.

a) Equation de la réaction de titrage:



b) Pour $V_1 = 10,0$ mL de jus de fruit, la quantité n_1 de vitamine C est:

$$n_1(C_6H_8O_6) = n_{eq}(I_2)$$

$$n_1(C_6H_8O_6) = C_2 \times V_{2,E} = 4,7 \cdot 10^{-3} \times 7,3 \cdot 10^{-3} = 3,4 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

c) La quantité n_0 de vitamine C dans le jus de fruit est alors:

$$n_0 = n_1 \times (V_0 / V_1)$$

$$n_0 = 3,4 \cdot 10^{-5} \times (88 / 10,0) = 3,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

d) La masse de vitamine C contenue dans le jus de fruit est:

$$m = n_0 \times M$$

$$m = 3,0 \cdot 10^{-4} \times 176 = 5,3 \cdot 10^{-2} \text{ g} = 53 \text{ mg}$$

e) La masse de vitamine C habituellement contenue dans un sachet ou dans un comprimé est **500 mg**. Or nous avons obtenu **53 mg** de vitamine C pour le jus de deux fruits soit environ **27 mg** pour un fruit. Il faudrait donc boire le jus de $\frac{500}{27} \approx 19$ fruits pour absorber une masse de vitamine C égale à celle d'un comprimé.

IV. TITRAGE INDIRECT DE LA VITAMINE C

1) Principe du titrage indirect

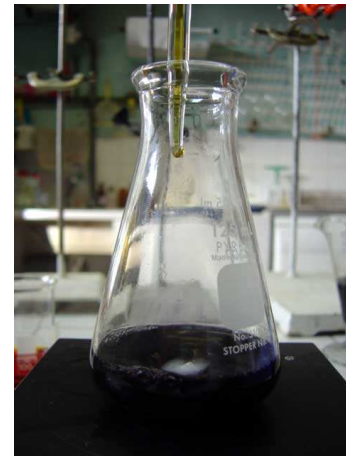
2) Titration



$V_2 = 15,0$ mL de diiode de concentration C_2 dans l'erlenmeyer



Ajout de $V_1 = 10,0$ mL de jus de fruit avec une pipette jaugée

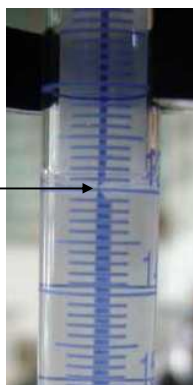


Après ajout de thiodène: le diiode en excès colore en noir la solution



Solution titrante de thiosulfate de sodium à $C_3 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

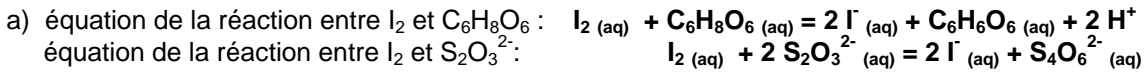
$V'_{3E} = 13,0$ mL



Avant équivalence: la solution est de couleur noire



A l'équivalence: la coloration noire de la solution disparaît.

3) Exploitation des résultats

b) On fait réagir toute la vitamine C contenue dans l'échantillon de jus de fruit avec un excès de diiode, puis on dose le diiode qui n'a pas réagi.

On a la relation entre: $n(I_2)_{total} = n(I_2)_{vit C} + n(I_2)_{restant}$



On en déduit la relation entre: $n(I_2)_{total} = n_1(C_6H_8O_6) + n_{eq}(S_2O_3^{2-}) / 2$
 Soit: $n_1(C_6H_8O_6) = n(I_2)_{total} - n_{eq}(S_2O_3^{2-}) / 2$

d) Quantité n_1 de vitamine C pour le volume $V_1 = 10,0$ mL de jus:

$$n_1(C_6H_8O_6) = n(I_2)_{total} - n_{eq}(S_2O_3^{2-}) / 2$$

$$n_1(C_6H_8O_6) = C_2 \times V_2 - C_3 \times V'_{3,E} / 2$$

$$n_1(C_6H_8O_6) = 4,7 \cdot 10^{-3} \times 15,0 \cdot 10^{-3} - 5,0 \cdot 10^{-3} \times 13,0 \cdot 10^{-3} / 2$$

$$n_1(C_6H_8O_6) = 3,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

Quantité n_0 de vitamine C pour le volume $V_0 = 88$ mL de jus:

$$n_0 = n_1 \times (V_0 / V_1)$$

$$n_0 = 3,8 \cdot 10^{-5} \times (88 / 10,0) = 3,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

e) La masse de vitamine C, en mg, dans la totalité du jus d'orange est:

$$m = n_0 \times M$$

$$m = 3,3 \cdot 10^{-4} \times 176 = 5,8 \cdot 10^{-2} \text{ g} = 58 \text{ mg}$$

On a un écart relatif de **9,4 %** avec le résultat obtenu lors du titrage direct.