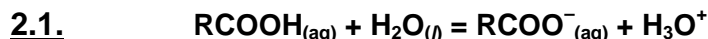
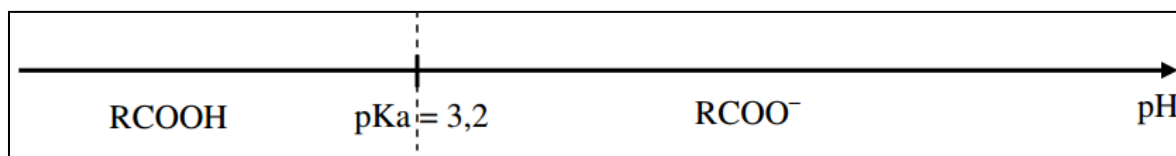


1<sup>ère</sup> partie : Formation du gel

**1.** Le groupe d'atomes caractéristique de la fonction alcool est le groupe hydroxyle : – OH



**2.2.**



**2.3.** Le jus de citron est une solution très acide, l'ajout de jus de citron permet d'obtenir un mélange dont le pH est inférieur au pKa. L'espèce prédominante sera alors RCOOH, la pectine pourra réagir puisque les fonctions acides ne seront pas dissociées.

2<sup>ème</sup> partie : Conservation des fruits

**1.** Le document n°2, indique : « *Le jus de citron permet en outre d'éviter l'oxydation ...* ». Or le jus de citron est constitué principalement d'acide citrique et d'acide ascorbique. On peut dire que l'acide ascorbique est un **antioxydant**.

**2.** Un antioxydant est un très bon **réducteur**. Il cède « facilement » ses électrons aux oxydants. Dès lors c'est lui qui est oxydé prioritairement, laissant les autres espèces chimiques à l'abri d'une oxydation (ex : les espèces chimiques responsables de la teinte des fruits jaunes sont préservées).

La demi-équation indiquée dans le texte est celle d'une oxydation ( $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 = \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$ ), confirmant le caractère réducteur de l'acide ascorbique  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ .

3<sup>ème</sup> partie : Teneur en acide ascorbique d'un jus de citron

**1.1.** Le texte indique que la coloration brune disparaît **peu à peu**. Cela signifie que la transformation modélisée par la réaction (1) est **lente**.

**1.2.** Pour effectuer un titrage, il faut que la réaction support de titrage soit **rapide** et totale, ce qui n'est pas le cas ici.

**2.1.**

Équation chimique (2)		$2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 = \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{I}^-$			
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
État initial	$X = 0$	$\text{C}_3\text{V}_3$	$n$	0	$2 n_1$ (*)
État au cours de la transformation	$X$	$\text{C}_3\text{V}_3 - 2X$	$n - X$	$X$	$2n_1 + 2X$
À l'équivalence	$X_E$	$\text{C}_3\text{V}_3 - 2X_E$	$n - X_E$	$X_E$	$2n_1 + 2X_E$

À l'équivalence les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques, ils sont entièrement consommés.

$$\left. \begin{array}{l} \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \text{ est totalement consommé donc } \text{C}_3\text{V}_3 - 2X_E = 0 \\ \text{I}_2 \text{ est totalement consommé donc } n - X_E = 0 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{soit } X_E = \frac{\text{C}_3\text{V}_3}{2} \\ \text{soit } X_E = n \end{array} \quad n = \frac{\text{C}_3\text{V}_3}{2}$$

$$n = \frac{5,00 \times 10^{-3} \times 14,5 \times 10^{-3}}{2} = 3,63 \times 10^{-5} \text{ mol de diode consommé}$$

**(\*)Remarque :** Dans l'état initial, le mélange réactionnel contient déjà des ions iodure  $I^-$  formés lors de la réaction (1). D'après l'équation de cette réaction, il s'est formé une quantité de  $I^-$  double de celle d'acide ascorbique ( $n_1$ ) initialement présente dans l'erenmeyer.

## 2.2.

Équation chimique		$C_6H_8O_6 + I_2 = C_6H_6O_6 + 2 I^- + 2 H^+$			
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
État initial	$X = 0$	$n_1$	$C_2 \cdot V_2$		
État au cours de la transformation	$X$	$n_1 - X$	$C_2 \cdot V_2 - X$		
État final	$X_F$	$n_1 - X_F$	$n = C_2 \cdot V_2 - X_F$		

Le diode était en excès, la coloration brune initiale du mélange réactionnel ne disparaissant pas.

L'acide ascorbique était le réactif limitant, totalement consommé donc  $X_F = n_1$

La quantité de diode restante est égale à  $n$ , dosée par le thiosulfate de sodium.

$$C_2 \cdot V_2 - X_F = n$$

Il vient  $C_2 \cdot V_2 - n_1 = n$

$$n_1 = C_2 \cdot V_2 - n = C_2 \cdot V_2 - \frac{C_3 \cdot V_3}{2}$$

$$n_1 = 2,00 \times 10^{-3} \times 20,0 \times 10^{-3} - \frac{5,00 \times 10^{-3} \times 14,5 \times 10^{-3}}{2} = 3,75 \times 10^{-6} \text{ mol d'acide ascorbique dans } 20,0 \text{ mL de solution S.}$$

**2.3.**  $n_1$  est la quantité de matière d'acide ascorbique contenue dans un prélèvement de volume  $V_1 = 20,0$  mL de la solution S de volume égal à  $5V_1$  (100 mL).

La quantité de matière contenue dans 100 mL est donc  $n_2 = 5n_1$

Lors de la dilution du jus du petit citron afin d'obtenir 100 mL de S, la quantité de matière d'acide ascorbique, présente dans  $V = 6,2$  mL, est conservée.

$$[C_6H_8O_6]_{\text{jus}} = \frac{5n_1}{V}$$

$$[C_6H_8O_6]_{\text{jus}} = \frac{5 \times 3,75 \times 10^{-6}}{6,2 \times 10^{-3}} = 3,02 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Comme l'indique les données, en début d'exercice, cette concentration est inférieure à la concentration en acide citrique (d'environ  $0,40 \text{ mol.L}^{-1}$ ).