

## 1ère Spécialité PHYSIQUE-CHIMIE

### Correction de l'exercice 15 p 76

Dans cet exercice, il faut comparer la masse de vitamine C contenue dans un jus de fruit avec celle d'un comprimé.

Dans le document A on apprend que :

- la vitamine C a pour formule  $C_6H_8O_6$
- un comprimé contient 500 mg de vitamine C.

Pour le calcul de la masse de vitamine C dans l'orange, on réalise un titrage par  $I_2$ . Comme  $I_2$  est difficile à déceler, on va ensuite titrer le  $I_2$  restant par une solution de thiosulfate de sodium.

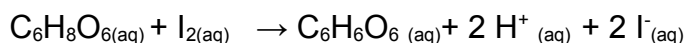
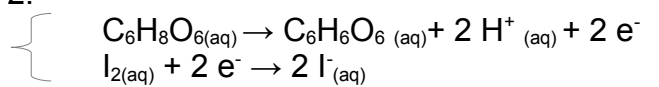
D'après le document B

On fait réagir  $C_6H_8O_6(aq)$  avec  $I_2(aq)$  en excès.

Les deux couples mis en jeu sont :

- $C_6H_6O_6(aq)/C_6H_8O_6(aq)$  dont la demi-réaction électronique est  
 $C_6H_6O_6(aq) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \rightarrow C_6H_8O_6(aq)$
- $I_2(aq)/I^-(aq)$  dont la demi-réaction électronique est  $I_2(aq) + 2 e^- \rightarrow 2 I^-(aq)$

La réaction a donc lieu entre  $C_6H_8O_6(aq)$  le réducteur du couple 1 et l'oxydant  $I_2(aq)$  du couple 2.



On calcule  $n_{\text{excès}}(I_2)$  car on en aura besoin plus tard :

$$n_{\text{excès}}(I_2) = C_2 \cdot V_2 = 4,70 \times 10^{-3} \times 15,0 \times 10^{-3} = 7,05 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$

On utilise un tableau d'avancement :

Equation	$C_6H_8O_6(aq)$	+	$I_2(aq)$	→	$C_6H_6O_6(aq)$	+	$2 H^+(aq)$	+	$2 I^-(aq)$
Etat initial ( $x = 0$ à $t = 0$ )	$n_0(C_6H_8O_6)$		$n_{\text{excès}}(I_2)$						
Etat final ( $x = x_{\text{max1}}$ )	$n_f(C_6H_8O_6) =$ $n_0(C_6H_8O_6) - x_{\text{max1}}$ $= 0$		$n_{\text{restant}}(I_2) =$ $n_{\text{excès}}(I_2) - x_{\text{max1}}$						

(les cases grisées ne sont pas utiles dans cet exercice.)

On en déduit :

$$n_0(C_6H_8O_6) - x_{\text{max}} = 0 \text{ donc } x_{\text{max1}} = n_0(C_6H_8O_6) \text{ et}$$

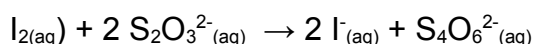
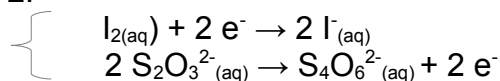
$$n_{\text{restant}}(I_2) = n_{\text{excès}}(I_2) - x_{\text{max}} = n_{\text{excès}}(I_2) - n_0(C_6H_8O_6)$$

Pour savoir ce que vaut  $n_{\text{restant}}(\text{I}_2)$ , on dose ensuite le diode restant  $\text{I}_2$  par les ions thiosulfate.

La réaction utilisée lie les deux couples :

- $\text{I}_{2(\text{aq})}/\text{I}^-_{(\text{aq})}$  dont la demi-réaction électronique est  $\text{I}_{2(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^-_{(\text{aq})}$
- $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$  dont la demi-réaction électronique est :  
 $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$

La réaction a donc lieu entre  $\text{I}_{2(\text{aq})}$  l'oxydant du couple 1 et le réducteur  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$  du couple 2.



On utilise un tableau d'avancement :

Equation	$\text{I}_{2(\text{aq})}$	+ $2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$	$\rightarrow$	$2 \text{I}^-_{(\text{aq})}$	+ $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})}$
Etat initial ( $x = 0$ à $t = 0$ )	$n_{\text{restant}}(\text{I}_2)$	$n_o(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$			
Etat final ( $x = x_{\text{max}}$ )	$n_f(\text{I}_2) =$ $n_{\text{restant}}(\text{I}_2) - x_{\text{max}2} =$ $0$	$n_f(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) =$ $n_o(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) - 2 x_{\text{max}2} =$ $0$			

(les cases grisées ne sont pas utiles dans cet exercice.)

On déduit du tableau que  $x_{\text{max}2} = n_{\text{restant}}(\text{I}_2) = \frac{1}{2} n_o(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$

On en déduit que si on connaît  $n_o(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$  on obtient  $n_{\text{restant}}(\text{I}_2)$  et comme on peut calculer  $n_{\text{excès}}(\text{I}_2)$ , on en déduira  $x_{\text{max}1}$

Calcul de  $n_{\text{restant}}(\text{I}_2)$  :

$$n_{\text{restant}}(\text{I}_2) = \frac{1}{2} n_o(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = \frac{1}{2} C_3 \cdot V_E = \frac{1}{2} \times 5,00 \times 10^{-3} \times 13,0 \times 10^{-3} = 3,25 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$

Calcul de  $x_{\text{max}1}$  :

$$n_{\text{restant}}(\text{I}_2) = n_{\text{excès}}(\text{I}_2) - x_{\text{max}1} \text{ donc}$$

$$x_{\text{max}1} = n_{\text{excès}}(\text{I}_2) - n_{\text{restant}}(\text{I}_2) = 7,05 \times 10^{-5} - 3,25 \times 10^{-5} = 3,80 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$

D'après le 1er tableau d'avancement :  $n_f(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = n_o(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) - x_{\text{max}1} = 0$  donc  
 $n_o(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = x_{\text{max}1} = 3,80 \times 10^{-5} \text{ mol.}$

On en déduit que dans les  $V_1 = 10,0 \text{ mL}$  de jus d'orange il y a une concentration :  
 $c_1 = n_o(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) / V_1 = 3,80 \times 10^{-5} / (10,0 \times 10^{-3}) = 3,80 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

On a donc la concentration du jus d'orange en vitamine C !

Cela correspond à une concentration massique  $c_m = c_1 \times M = 3,80 \times 10^{-3} \times 176 = 668 \text{ mg/L.}$

**Ce jus a une concentration massique de 668 mg/L.**

On a récolté le jus de 2 oranges avec ce volume de  $V_0 = 88,0 \text{ mL}$ , on veut connaître la masse de vitamine qui s'y trouve :

$$C_m = m / V_0 \text{ donc}$$

$$m = C_m \times V_0 = 668 \times 88,0 \times 10^{-3} = 58,8 \text{ mg}$$

Il y a dans ce jus de 2 oranges environ 59 mg de vitamine C.

Il y a donc 8,5 fois plus de vitamine C dans un comprimé de 500 mg que dans le jus de 2 oranges.