Spécialité : Jus de citron dans la confiture

Bac S 2007 Polynésie (ancien programme) · Exercice 3 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1.1 (Partie I, question 1) Quel est le groupe d'atomes caractéristique de la fonction alcool ?

La fonction alcool correspond au groupe hydroxyle, porté par un atome de carbone tétraédrique.

Groupe hydroxyle : $-\mathrm{OH}$

PIÈGE
Ne pas confondre le groupe hydroxyle $-\mathrm{OH}$, lié à la molécule, avec l'ion hydroxyde $\mathrm{HO^-}$.

1.2.1 (Partie I, question 2.a) Écrire l'équation de la réaction de la pectine, notée RCOOH, avec l'eau.

La pectine est un acide : elle cède un ion $\mathrm{H^+}$ à l'eau, qui joue le rôle de base.

$$\mathrm{RCOOH\,(aq) + H_2O\,(l) = RCOO^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)}$$

COMPRENDRE
C'est la « dissociation » des fonctions acides dont parle le document 1. La transformation est limitée : on l'écrit aujourd'hui avec une double flèche.

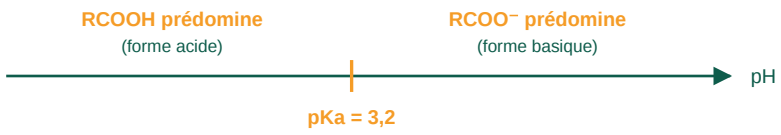
1.2.2 (Partie I, question 2.b) Placer sans justifier, sur un axe de pH, les domaines de prédominance des formes acide et basique de la pectine.

Données utiles $\mathrm{p}K_a(\mathrm{RCOOH/RCOO^-}) = 3{,}2$

Voir l'axe ci-dessous.

$\mathrm{pH} < 3{,}2$: RCOOH prédomine ; $\mathrm{pH} > 3{,}2$: $\mathrm{RCOO^-}$ prédomine.

MÉTHODE
Sur un axe de pH, la forme acide est toujours à gauche du $\mathrm{p}K_a$ et la forme basique à droite. À $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_a$, les deux formes ont la même concentration.



1.2.2 · Diagramme de prédominance de la pectine

1.2.3 (Partie I, question 2.c) Utiliser le diagramme pour commenter la phrase : « le jus d'un petit citron suffira à donner l'acidité nécessaire pour que la pectine réagisse. »

Le jus de citron est une solution acide (il contient notamment de l'acide citrique) : ajouté aux fruits, il fait baisser le pH du mélange en dessous de 3,2.

D'après le diagramme, la pectine est alors majoritairement sous la forme RCOOH : ses fonctions acides ne sont pas dissociées. Elles restent disponibles pour établir des liaisons hydrogène entre les chaînes de pectine.

Avec le jus de citron, $\mathrm{pH} < \mathrm{p}K_a$: la forme RCOOH prédomine, le réseau peut se former et la confiture prend.

COMPRENDRE
Dans la phrase du document, « réagir » signifie former le gel. Sous la forme $\mathrm{RCOO^-}$, les chaînes, chargées négativement, se repoussent et ne s'accrochent plus entre elles.

2.1 (Partie II, question 1) À partir des documents proposés, pourquoi peut-on dire que l'acide ascorbique est un anti-oxydant ?

Le document 2 indique que le jus de citron évite l'oxydation des fruits coupés et préserve leur couleur. Or ce jus contient de l'acide ascorbique, qui peut lui-même être oxydé (demi-équation des données).

L'acide ascorbique réagit donc avec les oxydants, comme le dioxygène de l'air, à la place des espèces colorées du fruit.

L'acide ascorbique s'oppose à l'oxydation des fruits en étant oxydé à leur place : c'est un anti-oxydant.

2.2 (Partie II, question 2) Quel autre mot peut-on utiliser plutôt que « anti-oxydant » à propos de l'acide ascorbique ? Justifier.

Données utiles $C_6H_8O_6 = C_6H_6O_6 + 2\,H^+ + 2\,e^-$

Un réducteur est une espèce capable de céder un ou plusieurs électrons. D'après la demi-équation, une molécule $C_6H_8O_6$ cède deux électrons.

L'acide ascorbique est un **réducteur** (celui du couple $C_6H_6O_6$ / $C_6H_8O_6$).

PIÈGE
Le réducteur est oxydé : il subit une oxydation. Écrire que l'acide ascorbique « est un oxydant parce qu'il s'oxyde » est le contresens classique.

3.1.1 (Partie III, question 1.a) Que peut-on déduire de l'observation de l'évolution de la couleur du mélange réactionnel ?

Le diiode est la seule espèce colorée (brune) du mélange.

- La couleur s'éclaircit peu à peu : le diiode est consommé progressivement, la transformation est **lente**.
- La couleur ne disparaît pas : il reste du diiode à l'état final. La réaction étant totale, le diiode est **en excès** et l'acide ascorbique est le réactif limitant.

Transformation lente ; diiode en excès, acide ascorbique entièrement consommé.

3.1.2 (Partie III, question 1.b) Quel est l'inconvénient rencontré si on utilise la réaction (1) pour doser l'acide ascorbique ?

Une réaction support de titrage doit être totale et rapide. La réaction (1) est totale mais lente : après chaque ajout de solution titrante, il faudrait attendre la fin de la transformation, et l'équivalence ne pourrait pas être repérée avec précision.

La réaction (1) est trop lente pour un titrage direct.

MÉTHODE
On contourne la difficulté par un titrage indirect : on introduit un excès connu de diiode, on laisse la réaction lente se terminer, puis on titre le diiode restant par une réaction rapide.

3.2 (Partie III, question 2) À l'aide du tableau d'avancement n°1, déterminer la quantité n de diiode ayant réagi avec les ions thiosulfate.

Données utiles $C_3 = 5{,}00 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $V_3 = 14{,}5\ \text{mL}$

On note n la quantité de diiode restant dans l'erlenmeyer après la réaction (1). La quantité d'ions thiosulfate versée à l'équivalence est C_3V_3 (tableau n°1 ci-dessous).

À l'équivalence, les deux réactifs sont entièrement consommés :

$$C_3V_3 - 2X_E = 0 \text{ et } n - X_E = 0, \text{ donc } X_E = n = \frac{C_3V_3}{2}$$

$$n = \frac{5{,}00 \times 10^{-3} \times 14{,}5 \times 10^{-3}}{2} = 3{,}625 \times 10^{-5}\ \text{mol}$$

$$n = \frac{C_3V_3}{2} = 3{,}63 \times 10^{-5}\ \text{mol}$$

PIÈGE
Oublier le coefficient 2 des ions thiosulfate, et écrire $n = C_3V_3$, double le résultat. Penser aussi à convertir V_3 en litres.

COMPRENDRE
Trois chiffres significatifs, comme C_3 et V_3. Les ions iodure sont déjà présents avant le titrage : la réaction (1) en a formé $2n_1$, d'où la dernière colonne du tableau.

Équation chimique		$2\,S_2O_3^{2-}$	+	I_2	=	$S_4O_6^{2-}$	+	$2\,I^-$
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)						
État initial	X = 0	C_3V_3		n		0		$2n_1$
État intermédiaire	X	$C_3V_3 - 2X$		$n - X$		X		$2n_1 + 2X$
À l'équivalence	X_E	$C_3V_3 - 2X_E = 0$		$n - X_E = 0$		X_E		$2n_1 + 2X_E$

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$$\frac{5.00 \times 10^{-3} \times 14.5 \times 10^{-3}}{2} \approx 3.625 \times 10^{-5}$$

3.2 · Annexe : tableau d'avancement n°1 complété

3.3 (Partie III, question 3) Compléter les cases repérées par * du tableau d'avancement n°2 pour déterminer la quantité n_1 d'acide ascorbique initialement présente dans l'erlenmeyer. Justifier.

Données utiles $C_2 = 2{,}00 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $V_2 = 20{,}0\ \text{mL}$; $n = 3{,}625 \times 10^{-5}\ \text{mol}$ (question 2)

Quantité initiale de diiode : $C_2V_2 = 2{,}00 \times 10^{-3} \times 20{,}0 \times 10^{-3} = 4{,}00 \times 10^{-5}$ mol.

Le diiode est en excès (la couleur brune persiste) : l'acide ascorbique est le réactif limitant, donc $n_1 - X_F = 0$, soit $X_F = n_1$.

Le diiode restant à l'état final est celui que titre le thiosulfate : $C_2V_2 - X_F = n$.

$$n_1 = C_2V_2 - n = 4{,}00 \times 10^{-5} - 3{,}625 \times 10^{-5} = 3{,}75 \times 10^{-6}\ \text{mol}$$

$$\boxed{n_1 = C_2V_2 - \frac{C_3V_3}{2} \approx 3{,}8 \times 10^{-6}\ \text{mol}}$$

PIÈGE
Soustraire $3{,}63 \times 10^{-5}$, valeur déjà arrondie, donne $3{,}7 \times 10^{-6}$ mol : on reprend la valeur non arrondie de n.

COMPRENDRE
Une différence de deux valeurs proches perd des chiffres significatifs : les deux termes sont connus à $0{,}01 \times 10^{-5}$ mol près, leur différence aussi. Deux chiffres suffisent, mais on garde $3{,}75 \times 10^{-6}$ pour le calcul suivant.

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_2V_2						
État intermédiaire	X	$n_1 - X$		$C_2V_2 - X$						
État final	X_F	$n_1 - X_F = 0$		$C_2V_2 - X_F = n$						

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$$2.00 \times 10^{-3} \times 20.0 \times 10^{-3} \approx 4 \times 10^{-5}$$

$$4.00 \times 10^{-5} - 3.625 \times 10^{-5} \approx 3.75 \times 10^{-6}$$

3.3 · Annexe : tableau d'avancement n°2 complété (cases repérées par *)

3.4 (Partie III, question 4) Calculer la concentration de l'acide ascorbique dans le jus de citron testé.

Données utiles $V_{\text{jus}} = 6{,}2\ \text{mL}$; $V_S = 100{,}0\ \text{mL}$; $V_1 = 20{,}0\ \text{mL}$; $n_1 = 3{,}75 \times 10^{-6}\ \text{mol}$ (question 3)

Le prélèvement V_1 représente un cinquième de la solution S ($V_S/V_1 = 5$). La solution S contient donc $5\,n_1$ d'acide ascorbique.

Une dilution conserve la quantité de matière : ces $5\,n_1$ proviennent en totalité des 6,2 mL de jus.

$$c_{\text{jus}} = \frac{5\,n_1}{V_{\text{jus}}} = \frac{5 \times 3{,}75 \times 10^{-6}}{6{,}2 \times 10^{-3}} = 3{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\boxed{c_{\text{jus}} = 3{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

PIÈGE
Diviser n_1 par V_1 donne la concentration dans la solution S, pas dans le jus. Il faut remonter au jus pur, dilué environ 16 fois.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme le volume de jus. Le résultat est cohérent avec les données : l'acide ascorbique est bien moins concentré que l'acide citrique ($0{,}40\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$).

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$$\frac{5 \times 3.75 \times 10^{-6}}{6.2 \times 10^{-3}} \approx 0.003024194$$