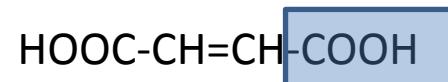
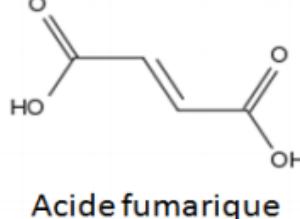
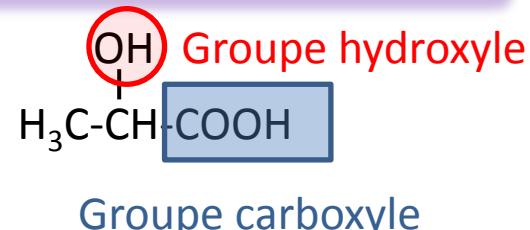
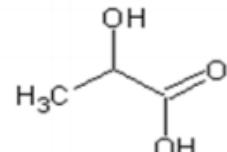
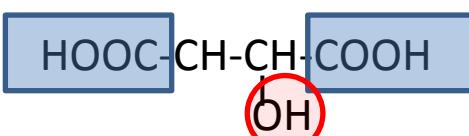
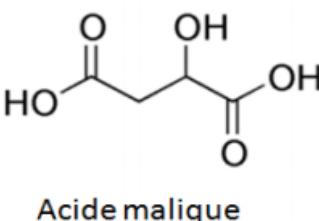
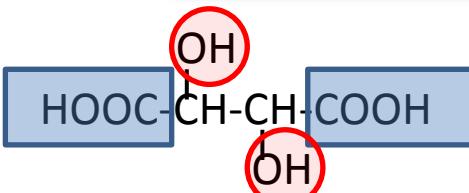
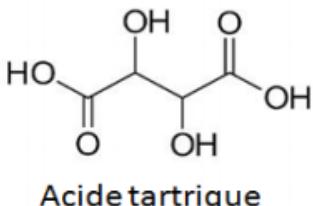


EXERCICE III : 8

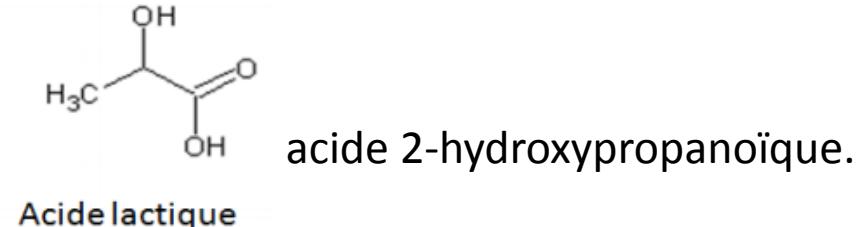
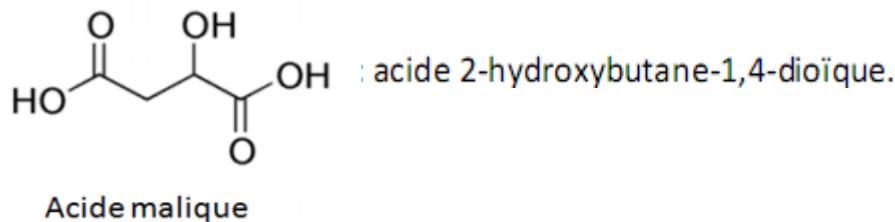
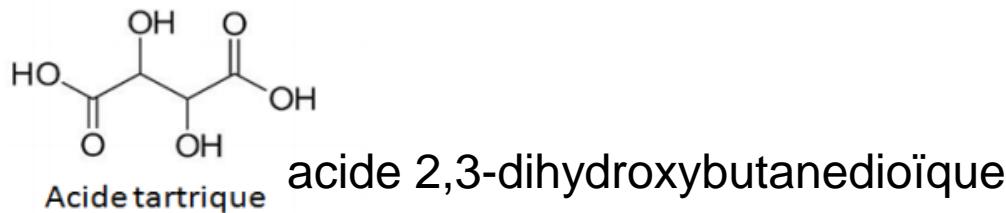
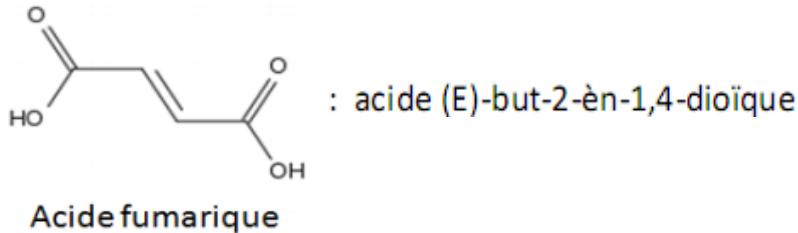
VIN

PARTIE A : Les acides carboxyliques du vin.

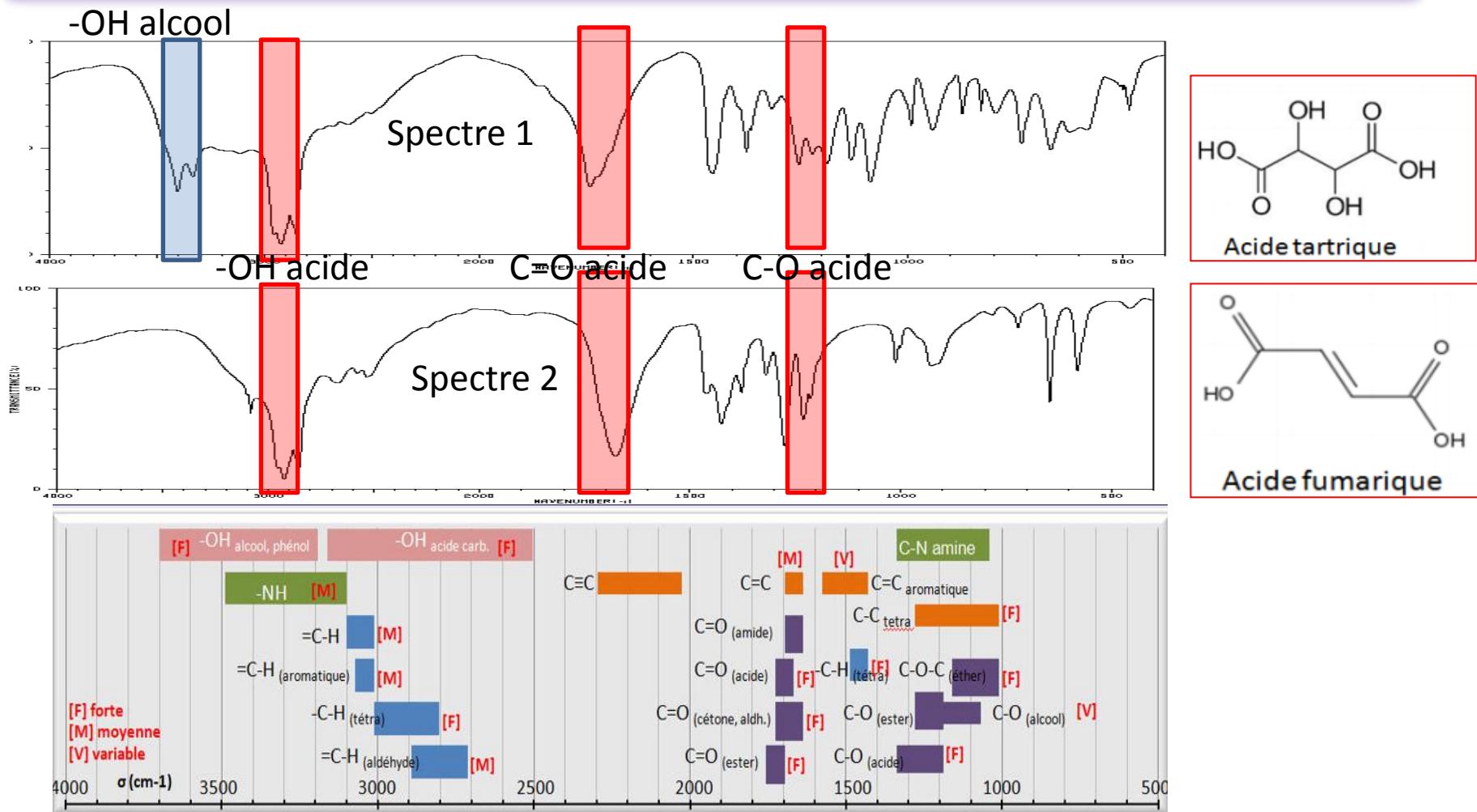
1- Dessiner les formules semi-développées des acides carboxyliques du document 1 en indiquant et nommant les groupes fonctionnels présents sur chacun d'eux.



2- Faire correspondre les 2 noms suivants à 2 des acides présentés document 1. Trouver le nom des deux autres.
a : acide (E)-but-2-ène-1,4-dioïque ; b : acide 2-hydroxybutane-1,4-dioïque.



- 3- Identifier parmi les deux spectres IR du document 2, le spectre de l'acide tartrique et celui de l'acide fumarique.
Justifier la réponse.



Il suffit de remarquer que l'acide fumarique ne possède pas de groupe hydroxyle

- 4- L'axe horizontal de ces spectres IR est marqué (Wavenumber cm^{-1}) et gradué entre 500 et 4000 cm^{-1} . Trouver les limites en longueur d'onde de cet axe . D'après le tableau ci-contre identifier le domaine infrarouge concerné.

Désignation	Abréviation	Longueur d'onde
Infrarouge proche	PIR	0,78 – 3 μm
Infrarouge moyen	MIR	3 – 50 μm
Infrarouge lointain	LIR	50 μm – 5mm

L'axe est gradué en nombre d'onde (wavenumber) que l'on peut noter σ

$$\sigma (\text{cm}^{-1}) = \frac{1}{\lambda(\text{cm})} \quad \rightarrow \quad \lambda = \frac{1}{\sigma}$$

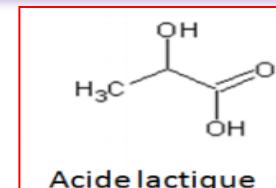
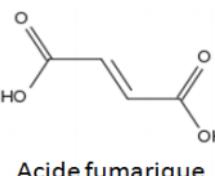
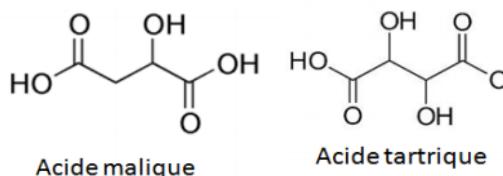
$$\lambda_1 = 1/500 = 0.002 \text{ cm} = 2 \times 10^{-5} \text{ m} = 20 \mu\text{m}$$

$$\lambda_2 = 1/4000 = 0.00025 \text{ cm} = 2.5 \times 10^{-6} \text{ m} = 2.50 \mu\text{m}$$

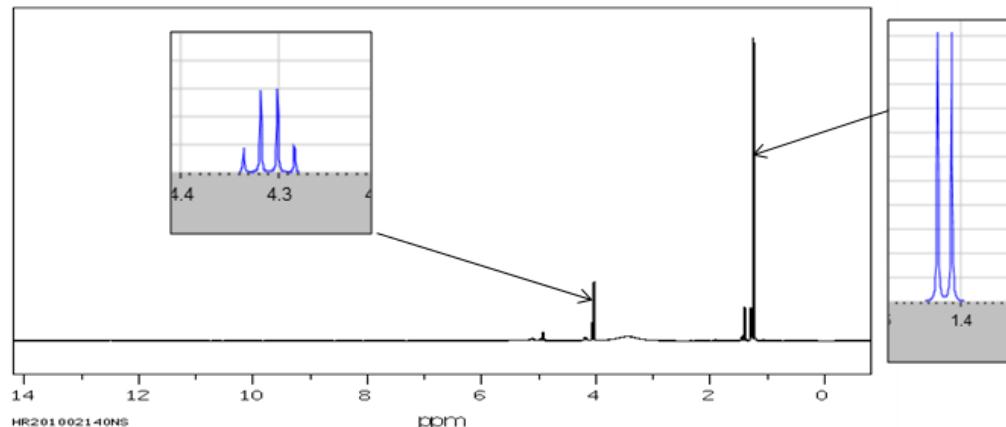
$500 \text{ cm}^{-1} < \sigma < 4000 \text{ cm}^{-1}$

$2.5 \mu\text{m} < \lambda < 20 \mu\text{m}$ (domaine infrarouge moyen)

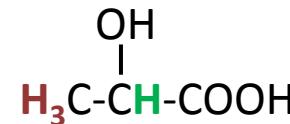
- 5- Faire correspondre à un des 4 acides le spectre H-RMN présenté au document 3. Argumenter la réponse.



Seul l'acide lactique possède un **hydrogène** avec 3 voisins donc 4 pics.



On observe aussi **3 H** avec 1 voisin donc un massif à 2 pics



PARTIE B : L'acidité d'un VIN. 1- Dosage du dioxyde de soufre dans un vin blanc

1-1. Préciser, en justifiant, le changement de couleur qui permet de repérer l'équivalence. Ce dosage est-il un dosage d'oxydoréduction ou un dosage acide base ?

Espèce titrante (burette)

Espèce titrée (becher)

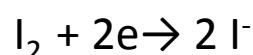
L'équation support du dosage est : $I_2(aq) + SO_2(aq) + 2H_2O(l) \rightarrow 2I^-(aq) + SO_4^{2-}(aq) + 4H^+(aq)$

(En présence d'empois d'amidon, le diiode donne à une solution aqueuse une teinte violet foncé.

Les ions iodure I^- , les ions sulfate SO_4^{2-} et le dioxyde de soufre en solution sont incolores.)

Avant l'équivalence I_2 est consommé par SO_2 : la solution reste incolore

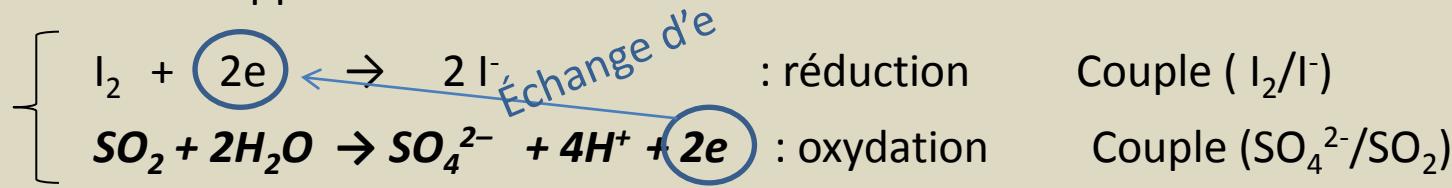
Après l'équivalence I_2 est donc en excès : il n'est plus consommé, la solution devient mauve



I_2 devient I^- en capturant des électrons (fournis par SO_2)

Ce n'est donc pas une réaction acide base qui échange des H^+ mais une oxydoréduction qui échange des e^-

Complément et rappel:



Bilan : $I_2 + SO_2 + 2H_2O \rightarrow 2I^- + SO_4^{2-} + 4H^+$: oxydoréduction

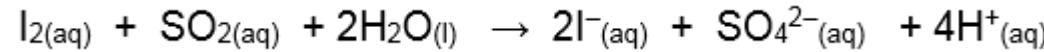
1-2. Déterminer la concentration molaire C_1 en dioxyde de soufre de ce vin et en déduire que sa concentration massique C_{mexp} en dioxyde de soufre est égale à $0,201 \text{ g.L}^{-1}$. ($M_{\text{SO}_2} = 64,1 \text{ g/mol}$).

À l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques

$$n_1(\text{SO}_2) = n_E(\text{I}_2)$$

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_E$$

$$C_1 = \frac{C_2 \cdot V_E}{V_1}$$



$$C_1 = \frac{1,00 \times 10^{-2} \times 6,28 \times 10^{-3}}{20,00 \times 10^{-3}} = 3,14 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Concentration massique C_{mexp} en dioxyde de soufre : $C_{mexp} = C_1 \cdot M(\text{SO}_2)$

$$C_{mexp} = 3,14 \times 10^{-3} \times (32,1 + 2 \times 16,0) = 0,201 \text{ g.L}^{-1} = 201 \text{ mg.L}^{-1}$$

1-3. Déterminer l'incertitude relative $\frac{\Delta C_{mexp}}{C_{mexp}}$ dont on admet que, dans les conditions de l'expérience, elle satisfait à :

$$\left(\frac{\Delta C_{mexp}}{C_{mexp}} \right)^2 = \left(\frac{\Delta V_E}{V_E} \right)^2 + \left(\frac{\Delta C_2}{C_2} \right)^2. \text{En déduire un encadrement de la concentration massique } C_{mexp} \text{ obtenue.}$$

$$\frac{\Delta C_{mexp}}{C_{mexp}} = \sqrt{\left(\frac{0,05}{6,28} \right)^2 + \left(\frac{0,01}{1,00} \right)^2} = 0,0128 = 1,28 \% \text{ soit environ } 1\%.$$

$$C_{mexp} = (0,201 \pm 3 \times 10^{-3}) \text{ g.L}^{-1}.$$

$$C_{mexp} - \Delta C_{mexp} < C_{mexp} < C_{mexp} + \Delta C_{mexp}$$

$$0,198 \text{ g.L}^{-1} < C_{mexp} < 0,204 \text{ g.L}^{-1}$$

$$198 \text{ mg.L}^{-1} < C_{mexp} < 204 \text{ mg.L}^{-1}$$

1-4. Cette concentration est-elle conforme à la réglementation européenne ? Justifier.

Réglementation européenne :

... « La concentration massique en dioxyde de soufre ne doit pas dépasser 210 mg.L^{-1} dans un vin blanc » ...

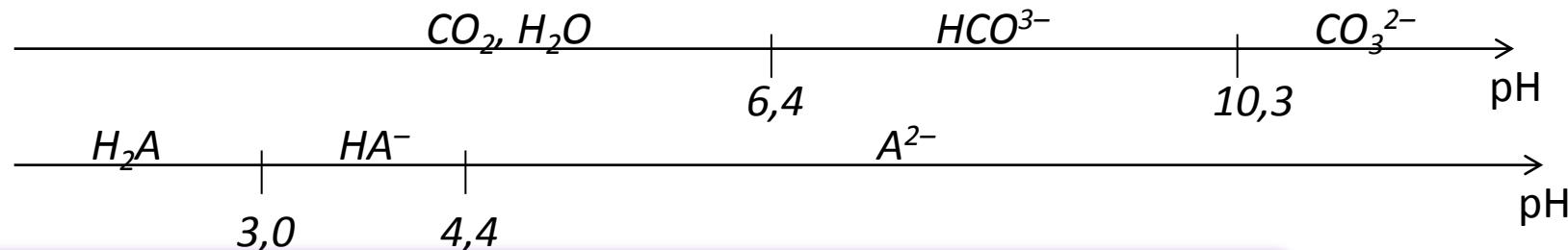
compte tenu de l'incertitude, la concentration massique du vin est au plus égale à 204 mg.L^{-1} . Cette concentration est donc **conforme à la réglementation européenne**.

2- Acidité totale d'un vin

2-1-1. Indiquer les zones de prédominance de chaque espèce chimique sur un axe de pH.

Couples du dioxyde de carbone : $pK_a(CO_2, H_2O/HCO_3^-) = 6,4$; $pK_a(HCO_3^-/CO_3^{2-}) = 10,3$

Couples de l'acide tartrique, noté H_2A : $pK_a(H_2A/HA^-) = 3,0$; $pK_a(HA^-/A^{2-}) = 4,4$

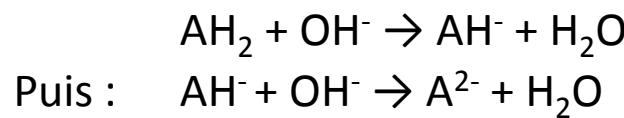


2-1-2. Donner la définition d'un acide selon Brønsted et montrer que H_2A est bien un acide.

Acide : espèce susceptible de libérer un ou plusieurs H^+



2-2-1. Montrer que l'équation-bilan du dosage est $AH_2 + 2OH^- \rightarrow A^{2-} + 2H_2O$. Définir l'équivalence pour un dosage. Faire un tableau d'avancement pour cette réaction (sans valeur numériques).



AH_2	+	$2OH^-$	\rightarrow	A^{2-}	$+ 2H_2O$
Ca.Va		$Cb.Vb_{eq}$	0		//////////
Ca.Va-x		$Cb.Vb_{eq}-2x$	x		//////////
Ca.Va-xf=0		$Cb.Vb_{eq}-2xf=0$	xf		//////////

2-2-2. Donner l'autre nom de la soude utilisée pour ce dosage. Si l'on mettait un pHmètre dans la solution de soude utilisée, quel valeur de pH obtiendrait-on ?

soude ($Na^+ + OH^-$) : HYDROXYDE DE SODIUM

$$cb = 0.050 \text{ mol/L}$$

$$[H_3O^+] \times [OH^-] = K_e = 10^{-14}$$



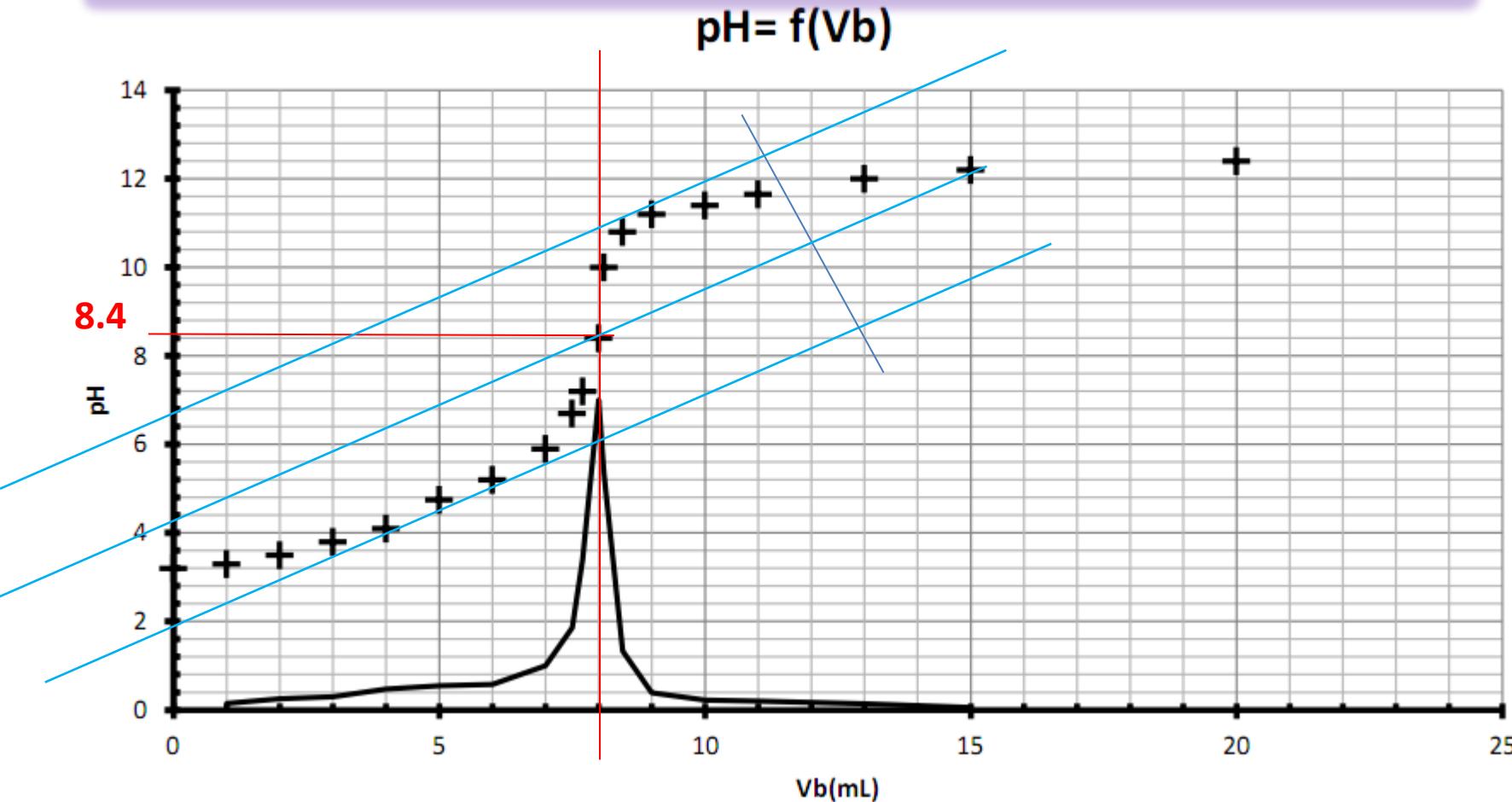
$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0.05} = 2 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log([H_3O^+]) = -\log(2 \times 10^{-13}) = 12.7$$

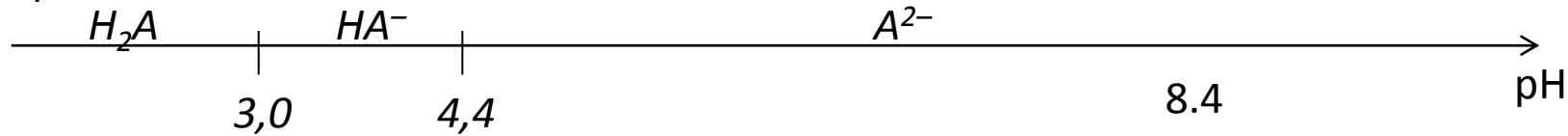
2-2-3. Pour quelle raison a-t-on dégazé et chauffé avant de faire ce dosage ?

Le dégazage permet d'éliminer le dioxyde de soufre et surtout le dioxyde de carbone dissous dans le vin (gaz qui participent à son acidité) afin de ne tenir compte que de l'acidité due essentiellement à l'acide tartrique.

2-2-4. A l'aide du graphique du document 4, trouver la valeur du pH à l'équivalence. Quelle est alors l'espèce prédominante parmi les espèces des couples de l'acide tartrique ?



Par la méthode des tangentes ou à l'aide de la courbe dérivée, on détermine l'équivalence.
 $\text{pH}_{\text{eq}} = 8.4$



L'espèce prédominante est donc A^{2-}

2-2-5. En réalité pour déterminer l'acidité totale d'un vin, on ajoute de la soude jusqu'à ce que le pH soit égal à 7. Calculer « l'acidité totale » du vin étudié.

Acidité totale d'un vin.

L'acidité du vin se mesure en g/L équivalent d'acide tartrique. Sa détermination se fait en amenant le pH du vin à 7,0 par addition de soude $\text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{OH}^{-}_{(\text{aq})}$ sur un échantillon de vin dont on a extrait le gaz carbonique. Le volume de solution d'hydroxyde de sodium ajouté permettrait de faire réagir une masse d'acide tartrique qui correspond à l'acidité totale du vin.

$$M(\text{acide tartrique}) = 150 \text{ g/mol}$$

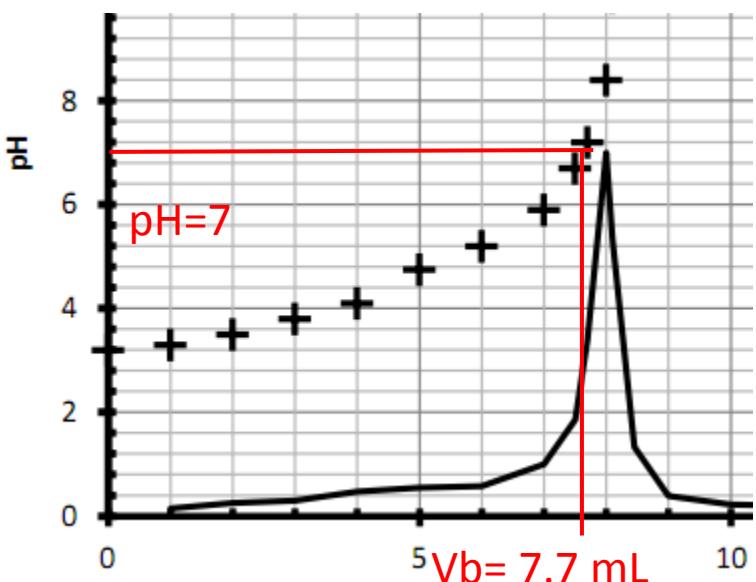


Tableau d'avancement :

$$\begin{aligned} \text{Ca} \cdot \text{Va} - x &= 0 \\ \text{Cb} \cdot \text{Vb} - 2x &= 0 \end{aligned} \quad \rightarrow \quad \text{Ca} \cdot \text{Va} = \frac{\text{Cb} \cdot \text{Vb}}{2}$$

$$\text{Ca} = \frac{\text{Cb} \cdot \text{Vb}}{2\text{Va}} = \frac{0.05 \times 7.7}{2 \times 20} = 9.6 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Concentration massique :

$$\text{Cm} = \text{Ca} \times M = 9.6 \times 10^{-3} \times 150 = 1.4 \text{ g/L}$$

Acidité totale : 1.44 g/L