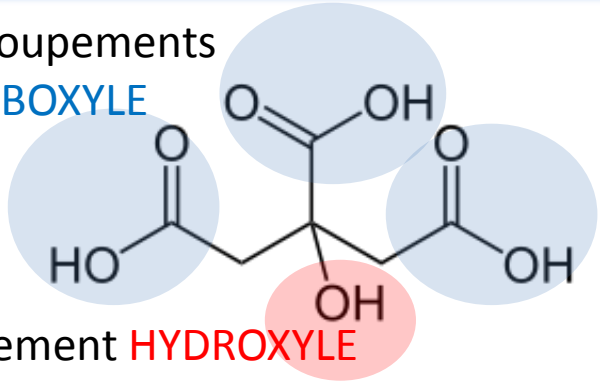
SCHTROUMPF et ACIDE CITRIQUE

1- La molécule d'acide citrique

1-1. Reproduire la formule topologique de l'acide citrique en entourant les différents groupements chimiques et en les nommant.

3 groupements CARBOXYLE



groupement HYDROXYLE

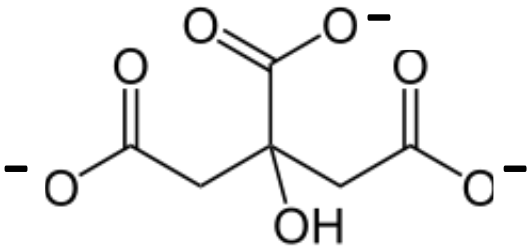
1.2. Justifier le fait que l'acide citrique soit un triacide.

3 groupements CARBOXYLE → 3 fonctions ACIDE

1.3. On peut noter l'acide citrique sous la forme H_3A. Ecrire l'équation-bilan de sa dissociation complète dans l'eau permettant d'obtenir A^{3-}. Dessiner la formule topologique de cet ion.

- $H_3A + H_2O \leftrightarrows H_2A^- + H_3O^+$
- $H_2A^- + H2O \leftrightarrows HA^{2-} + H_3O^+$
- $HA^{2-} + H_2O \leftrightarrows A^{3-} + H_3O^+$

$$H_3A + 3H_2O \rightarrow A^{3-} + 3H_3O^+$$

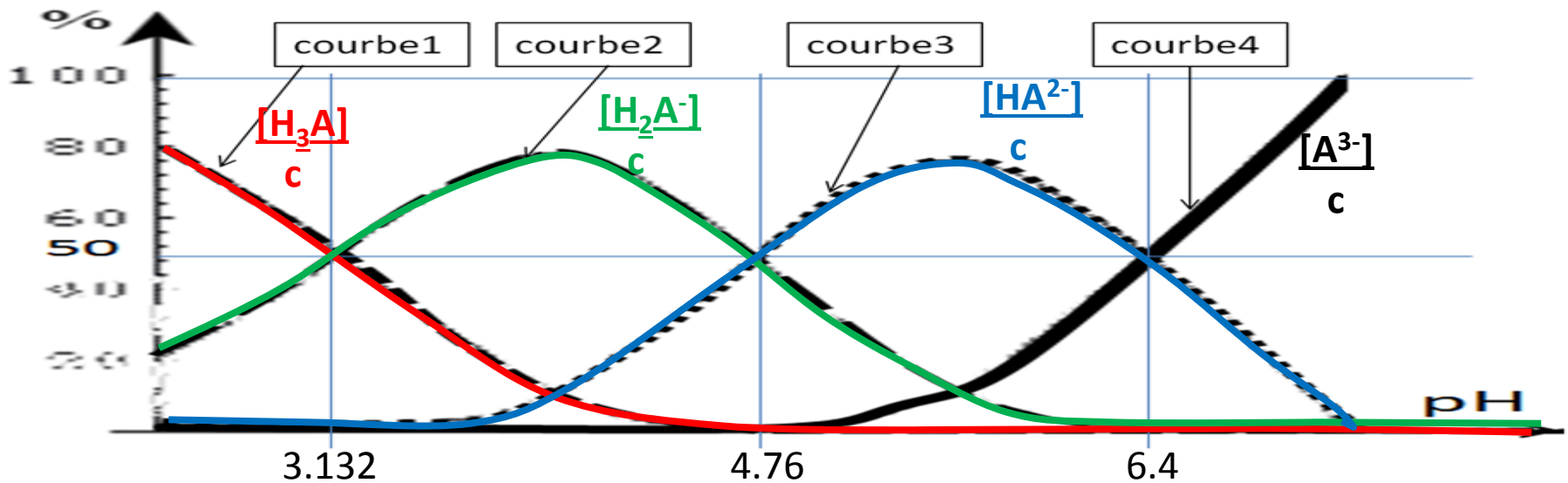


1.4. Après avoir donné la définition de Bronsted d'un acide et d'une base, montrer que H_3A est un acide et A^{3-} une base.

Acide : espèce chimique capable de céder un ou des ions H+ $H_3A \rightarrow A^{3-} + 3H^+$

base : espèce chimique capable de capturer un ou des ions H+ $A^{3-} + 3H^+ \rightarrow H_3A$

1-5. Que représentent les courbe 1, 2 ,3 et 4 ? Le pH d'une solution acide/base peut être donné par **pH = pKa + log([base]/[acide])**. Indiquer sur l'axe des pH les différents pKa des couples de l'acide citrique en justifiant l'un d'entre eux à l'aide de la formule précédente.



la dissociation se fait en trois étapes (appelons-le H_3A)

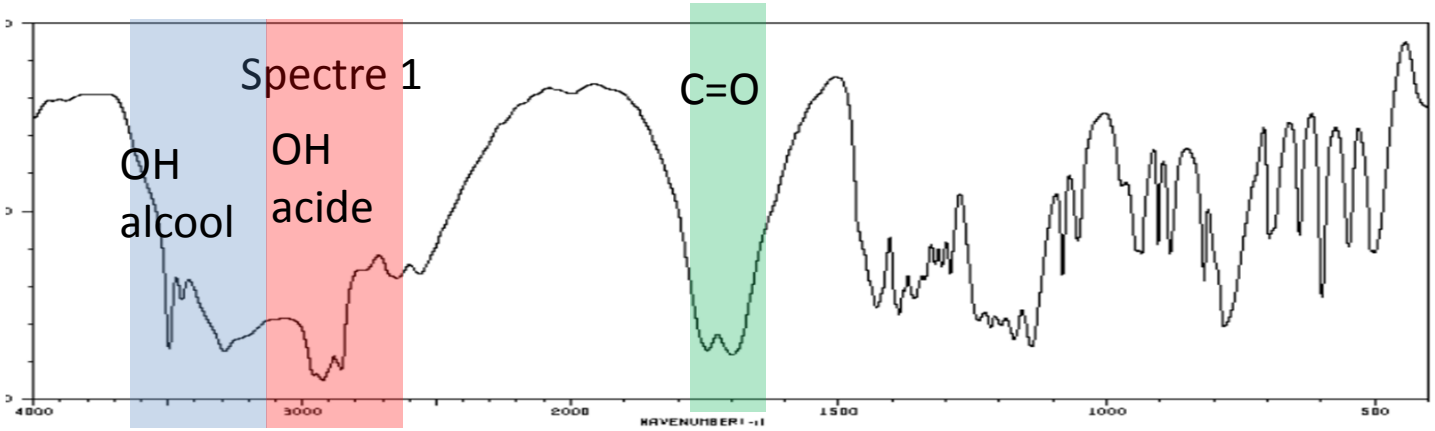
- $H_3A + H_2O \leftrightarrows H_2A^- + H_3O^+$ $pKa_1 = 3,132$
- $H_2A^- + H2O \leftrightarrows HA^{2-} + H_3O^+$ $pKa_2 = 4,76$
- $HA^{2-} + H_2O \leftrightarrows A^{3-} + H_3O^+$ $pKa_3 = 6,4$

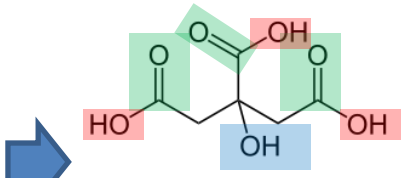
pH = pKa + log([base]/[acide])

Si [base]=[acide] (50% chacun sur le graphe)

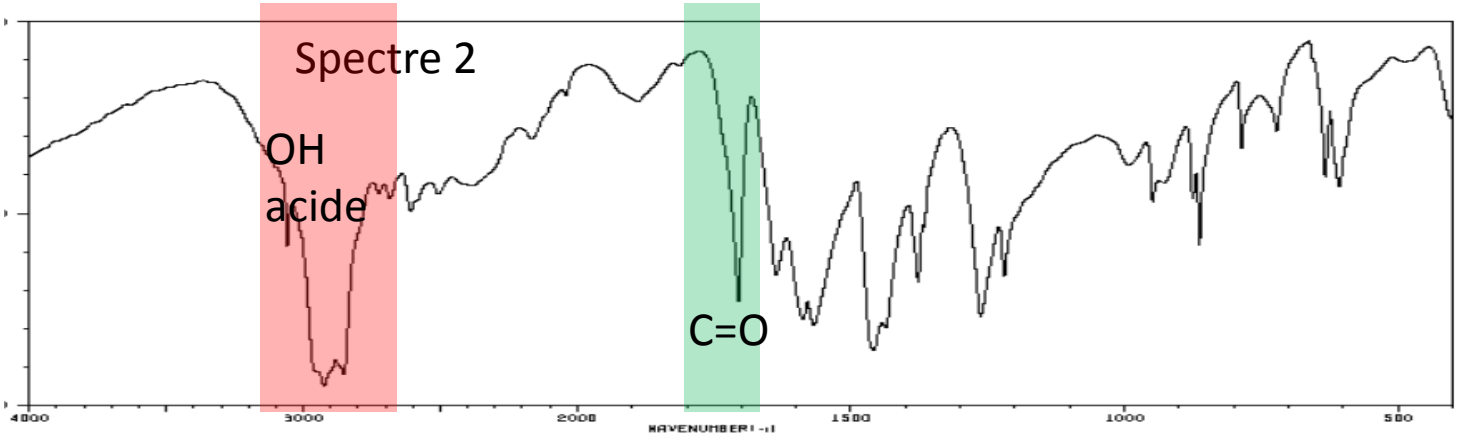
log([base]/[acide])= log1= 0 Donc pH=pKa

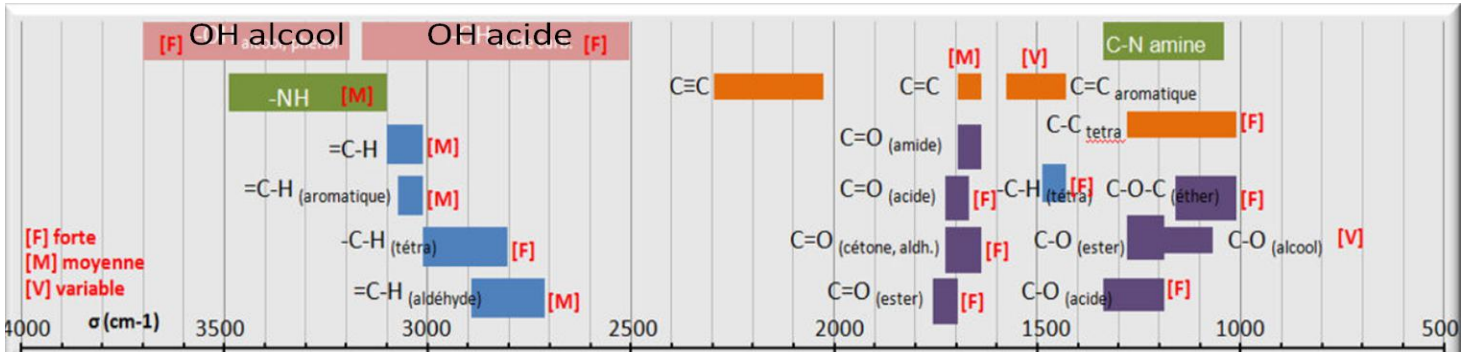
1-6.Parmi les 2 spectres infrarouges suivants, lequel représente celui de l'acide citrique. JUSTIFIER



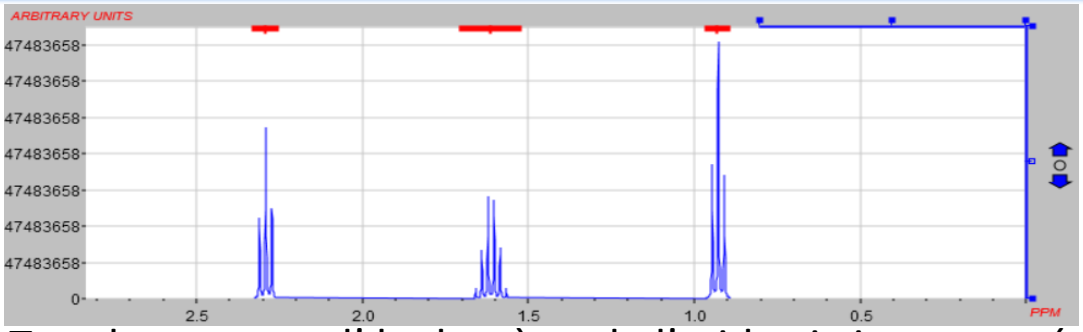


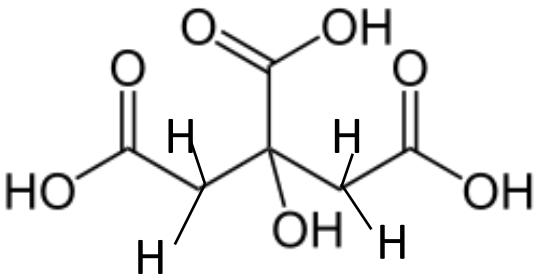
Acide citrique





1-7. Montrer que le spectre HRMN suivant ne peut pas être celui de l'acide citrique.

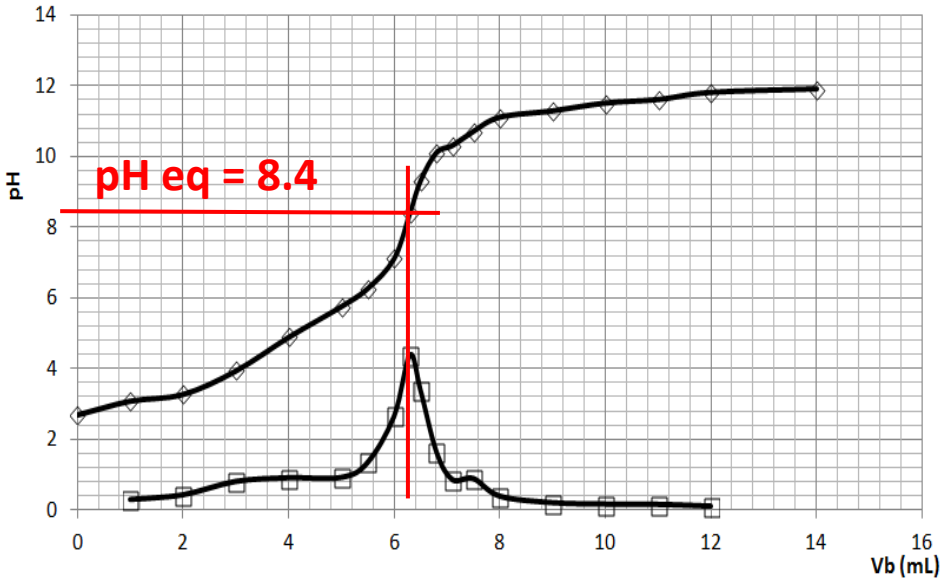




Tous les atomes d' hydrogène de l'acide citrique ont zéro voisin donc leur signal sur le spectre devrait être un singulet et non pas des multiplets.

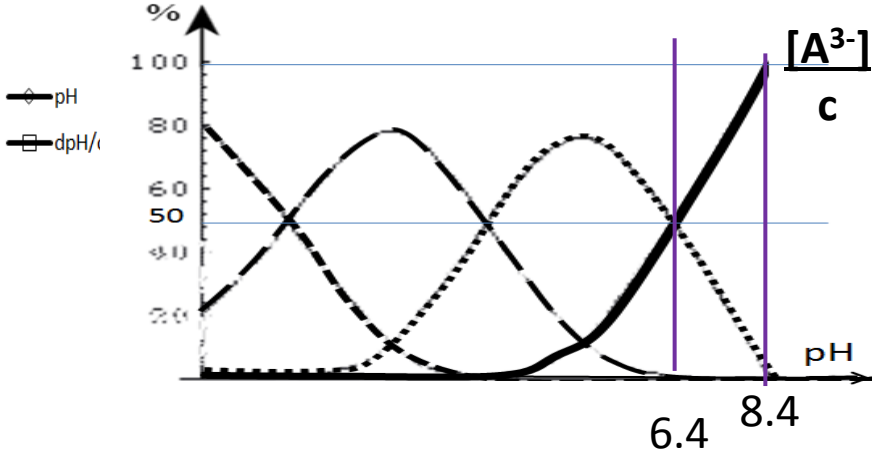
<u>2-Dosage de l'acide citrique contenu dans un bonbon schtroumpf.</u>

2.1-Trouver la valeur du pH à l'équivalence. Montrer que pour ce pH l'ion A^{3-} est majoritaire.



$HA^{2-} + H_2O \leftrightarrows A^{3-} + H_3O^+$ $pKa_3 = 6,4$

pH > pKa3= 6.4 donc A^{3-} majoritaire



2.2- Résolution de problème : Quelle est la masse d'acide citrique contenue dans un bonbon schtroumpf ?

Dosage de Va= 10 mL de solution d'acide citrique de concentration Ca par OH- de concentration cb= 0.08 mol/L

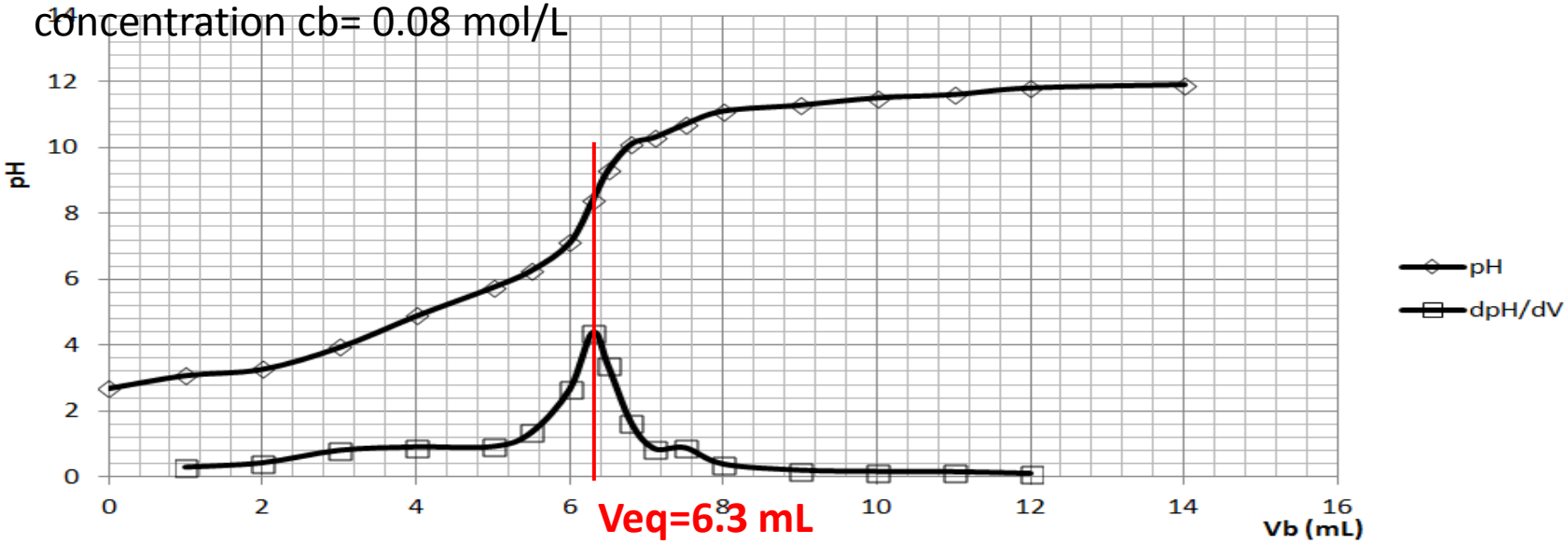


Tableau d'avancement à l'équivalence

$AH_3(aq)$ +	$3\ HO^-(aq)$ →	$A^{3-}(aq)$ +	$3\ H_2O(l)$
Ca.Va	Cb.Vbeq	0	/
Ca.Va-x	Cb.Vbeq-3x	x	
Ca.Va-xm=0	Cb.Vbeq-3xm=0	xm	

$$Xm = ca.Va = \frac{Cb.Vbeq}{3}$$

$$Ca = \frac{Cb.Vbeq}{3Va} = \frac{0.08 \times 6.3}{3 \times 10}$$

Ca = 0.017 mol/L

Dans les V=50 mL de solution : na = Ca x V = 0.017 x 50x10^{-3}= 8.4 x 10^{-4} mol

Donc la masse d'acide citrique dans un schtroumpf est : ma = na x M = 8.4 x 10^{-4} x 192 **= 0.16 g**