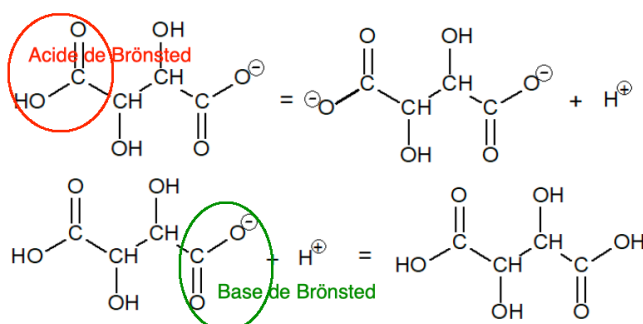


Chapitre 2 - Exercices type bac : Correction

Exercice n°50 p 51 :

1. L'acide tartrique

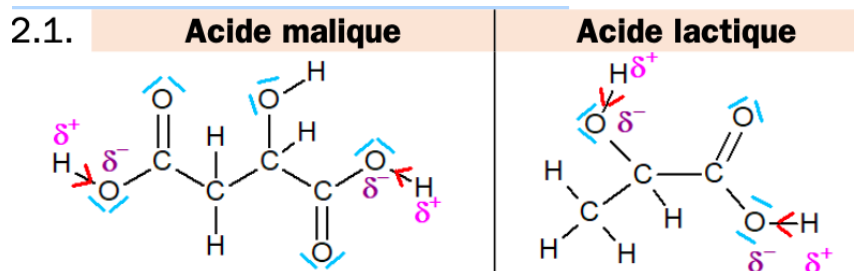
- 1.1. L'ion bitartrate présente un caractère amphotère car il est à la fois un acide et une base de Brønsted :



- 1.2. On voit dans les données que la solubilité du bitartrate de potassium dans l'eau diminue lorsque la température diminue. Ainsi, en abaissant la température des vins, les vignerons provoquent la précipitation du tartre. Ils peuvent l'éliminer par filtration avant la mise en bouteille.

2. L'acide malique et l'acide lactique

- 2.1. Schémas de Lewis :



On voit qu'il y a un H engagé dans une liaison polarisée avec une charge partielle positive : la molécule peut libérer un ion H^+ .

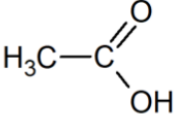
- 2.2. Dans l'acide malique, il y a 2 H qui respectent les conditions précédentes : il peut donc perdre 2 H^+ et on appelle cette molécule un diacide. On peut donc le modéliser par AH_2 .
L'acide lactique possède peut aussi libérer un H^+ (celui de la fonction carboxyle : en terminale, on admet que seul le OH d'une fonction carboxyle peut libérer un ion H^+). Le H de la fonction alcool ne peut donner aussi facilement un ion H^+ \rightarrow c'est un simple acide que l'on peut écrire A'H .
- 2.3. On parle parfois de désacidification résultant de la fermentation malolactique car on passe d'une espèce susceptible de libérer deux ions hydrogène à une autre qui ne peut en libérer qu'un.
- 2.4. D'après les nombres stœchiométriques de l'équation, si la fermentation malolactique est totale, la quantité de matière finale de l'acide lactique devrait être égale à la quantité de matière apportée en acide malique.

$$\text{On a } n_i(\text{mal}) = c_1 \times V_1 = \frac{c_{m1}}{M_{mal}} \times V_1 = \frac{3,0}{134,0} \times 10.10^3 = 2,2.10^2 \text{ mol}$$

$$\text{On a } n_f(\text{lac}) = \frac{m_2}{M_{lac}} = \frac{20.10^3}{90,0} = 2,2.10^2 \text{ mol}$$

Il s'agit donc bien d'une transformation totale

3. L'acide acétique

Formule semi-développée	Formule brute
	C ₂ H ₄ O ₂

3.1.

3.2. Deux ions hydrogène sont susceptibles d'être libérés par molécule de H₂SO₄ (H₂SO₄ / HSO₄⁻ et HSO₄⁻ / SO₄²⁻) contre un seul par molécule d'acide acétique. (CH₃COOH / CH₃COO⁻)

3.3. Le but de la question est de montrer que 0,90 g/L de H₂SO₄ est équivalent à 1,1 g/L d'acide acétique. Pour cela, on calcule la concentration des ions H⁺ libérés par chaque acide :

- Pour l'acide sulfurique :

$$\text{On sait que } [H^+] = 2 \times c_{H_2SO_4} \text{ On a } c_{H_2SO_4} = \frac{c_{m_{sul}}}{M_{sul}} = \frac{0,90}{98,0} = 9,2.10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{Donc } [H^+] = 2 \times 9,2.10^{-3} = 1,8.10^{-2} \text{ mol/L.}$$

- Pour l'acide acétique :

$$\text{On sait que } [H^+] = c_{acét} = \frac{c_{m_{acét}}}{M_{acét}} = \frac{1,1}{60} = 1,8.10^{-2} \text{ mol/L}$$

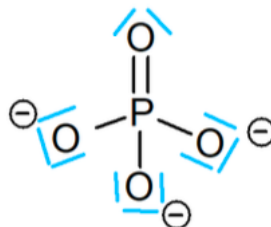
On retrouve bien les deux mêmes valeurs : l'équivalence est justifiée.

Exercice 51 p 52 :

1. L'émail

1.1. (Rappels de 1^{ère}) le phosphate de calcium solide doit être neutre, on a donc comme formule Ca₃(PO₄)₂.

1.2. Un atome d'oxygène possède 2 doublets liants et 2 doublets non liants. Un oxygène avec une charge négative possède 1 doublet liant et 3 doublets non liants. La formule de Lewis de l'ion phosphate est donc :

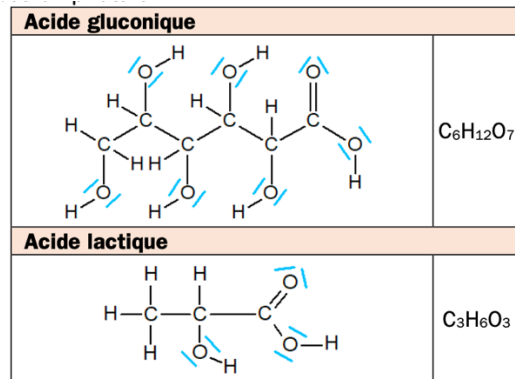


1.3. Cet ion possède des atomes d'oxygène portant des doublets non liants qui pourraient combler la lacune électronique de l'ion hydrogène : c'est une base de Brönsted. Son acide conjugué est HPO₄²⁻.

Cette espèce peut à son tour capter un autre ion H^+ et jouer le rôle de base ($H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$) : L'ion HPO_4^{2-} est une espèce amphotère.

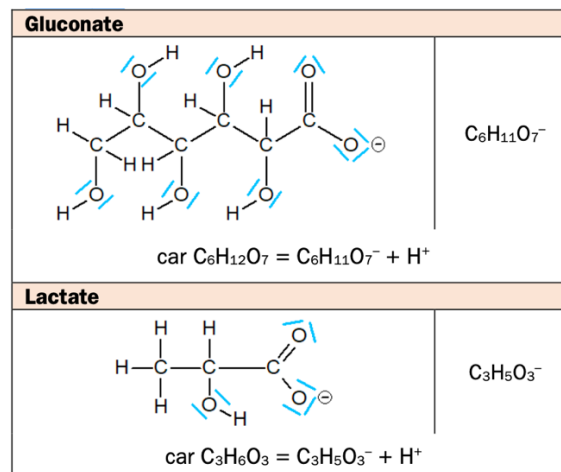
2. Les bactéries de la plaque dentaire

2.1. Schémas de Lewis :



2.2. Ce sont des acides de Brønsted car ils possèdent des liaisons O–H polarisées susceptibles de se rompre en libérant un ion hydrogène.

2.3. Leurs bases conjuguées sont obtenues en rompant ces liaisons O–H polarisées des groupes carboxyle.



2.4. L'équation est donc $C_3H_6O_3 + PO_4^{3-} \rightleftharpoons C_3H_5O_3^- + HPO_4^{2-}$

Un milieu buccal riche en bactéries présente plus de risques de développer des caries car il y a plus de chances d'y trouver de l'acide lactique qui réagirait avec les ions phosphate de l'émail ce qui fragiliserait celui-ci.

2.5. Il est parfois conseillé de faire des bains de bouche à l'hydrogénocarbonate de sodium car cela permet ainsi de neutraliser une partie au moins de l'acide lactique formé par les bactéries et d'éviter que cet acide ne réagisse avec les ions phosphate de l'émail.

3. Érosion liée à l'alimentation

3.1. La quantité de matière d'acide citrique bue en un jour par Alice est :

$$n_1 = 4 \times c_1 \times V = 4 \times 66.10^{-3} \times 0,200 = 5,3.10^{-2} mol$$

La quantité de matière d'acide malique bue en un jour par Laure est :

$$n_2 = 5 \times c_2 \times V = 5 \times 75.10^{-3} \times 0,200 = 7,5.10^{-2} mol.$$

3.2. L'acide citrique, noté AH₃, est un triacide de Brönsted car il peut libérer trois ions hydrogène et l'acide malique, noté A'H₂, est un diacide car il peut en libérer deux. L'acide bu par Alice peut donc libérer une quantité de matière d'ions hydrogène égale à 3 $n_1 = 0,16$ mol, tandis que celui bu par Laure peut libérer une quantité de matière d'ions hydrogène égale à 2 $n_2 = 0,15$ mol. Alice a donc plus d'ions hydrogène libérés en bouche que Laure. Son émail est donc plus susceptible d'être érodé.

4. **Traitement de l'émail** : $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{PO}_4^{3-} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{HPO}_4^{2-}$