

I. Sécurité.

Les risques associés à l'usage de l'acide fumarique et Maléique sont



Nocif et irritant.

Acide maléique :

Acide fumarique : H 319 : Provoque des irritations sévères des yeux.

H 302 : Nocif en cas d'ingestion.

H 315 : Provoque des irritations cutanées

H 319 : Provoque des irritations sévères des yeux.

Il faudra donc porter une blouse, des gants et surtout des lunettes de protection.

II. Propriétés physiques :

1. La température de fusion.

1.1. La température de fusion d'un corps est la température à laquelle il passe de l'état solide à l'état liquide et réciproquement, à une pression donnée.

1.2. On peut lire sur les fiches techniques que les températures respectives de l'acide maléique et fumarique sont égales à $T_{mal} = 131\text{ °C}$ et $T_{fum} = 287\text{ °C}$.

Sur le banc Kofler on peut lire la valeur $T = 131\text{ °C}$.

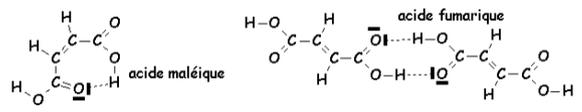
Le composé 1 est donc l'acide maléique.

Le nom officiel de l'acide maléique est l'acide (Z)-but-2-ène-1,4-dioïque.

Le composé 2 est l'acide fumarique.

Le nom officiel de l'acide fumarique est l'acide (E)-but-2-ène-1,4-dioïque.

La présence de liaisons intermoléculaires dans le cas de l'acide fumarique entraîne une élévation de la température de fusion. En effet, il faut chauffer plus afin de pouvoir rompre ces liaisons hydrogène.



2. La solubilité.

2.1. La solubilité est la quantité de matière que l'on peut dissoudre dans un volume donné de solvant. Elle s'exprime en mol.L^{-1} ou en g.L^{-1} .

2.2. Protocole afin d'identifier les composés.

On peut lire sur la fiche technique que les solubilités respectives de l'acide maléique et fumarique sont égales à $s_{mal} = 478,8\text{ g/L}$ à 20 °C et $s_{fum} = 4,9\text{ g/L}$ à 20 °C .

Pour un volume d'eau de 10 mL, on peut solubiliser une masse d'acide maléique $m_{mal} = 478 \times 0,010 = 4,78\text{ g}$.
Pour un volume d'eau de 10 mL, on peut solubiliser une masse d'acide fumarique $m_{fum} = 4,9 \times 0,010 = 0,049\text{ g}$.

Afin de consommer le moins de produit possible, il suffit de tenter de solubiliser une masse supérieure ou égale à la solubilité la plus faible (acide fumarique) dans 10 mL d'eau distillée.

On peut essayer de solubiliser une masse égale à 0,05 g (précision de la balance à 0,01 g) des composés A et B dans 10 mL d'eau distillée.

Si l'un des composés se solubilise facilement, il s'agit de l'acide maléique, tandis que dans l'autre, l'acide fumarique, il restera encore des particules solides (saturation).

Composé A : Acide maléique.

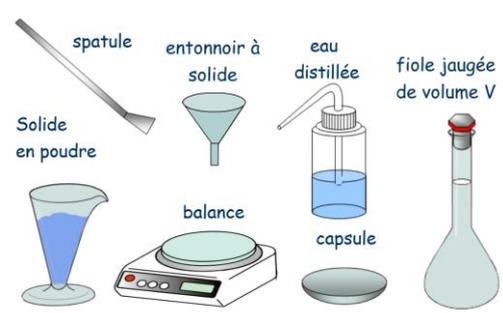
Composé B : Acide fumarique.

III. Propriétés acido-basique des acides maléique et fumarique.

1. pH de solutions d'acide maléique et fumarique.

1.1. Préparation de 100 mL de deux solutions d'acide maléique (S₁) et d'acide fumarique (S₂) à C = 0,010 mol.L⁻¹.

Le matériel :

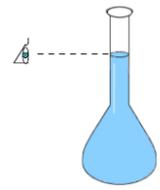


Dans un premier temps, on tare la balance. On prélève une masse *m* des deux acides.
 $m = CVM$
 $m = 0,010 \times 0,100 \times 116 = 0,116 \text{ g.}$
 Soit une masse $m = 0,12 \text{ g}$ sur la balance précise à 0,01 g.

Le protocole :



On verse les solides dans une fiole jaugée de 100 mL contenant déjà un peu d'eau distillée. On complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.



1.2. Mesure les pH (pH_A et pH_B) des deux solutions (les pH-mètres sont déjà étalonnés).

pH_A (acide maléique) : 2,35 pH_B (acide maléique) : 2,90

On constate dans un premier temps, qu'il s'agit bien d'acides faibles.
 En effet leurs pH sont supérieurs à $-\log C_A$ qui est égal à $-\log (0,010) = 2$

Le pH de l'acide maléique est supérieur au pH de l'acide fumarique.
 La dissociation de l'acide maléique dans l'eau est donc plus élevée que celle de l'acide fumarique.
 $[H_3O^+]_{\text{maléique}} = 10^{-pH} = 10^{-2,35} = 4,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ au lieu de $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
 $[H_3O^+]_{\text{fumarique}} = 10^{-pH} = 10^{-2,90} = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ au lieu de $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
 L'acide maléique est un acide plus fort que l'acide fumarique.

2. Etude des pK_A des deux diacides.

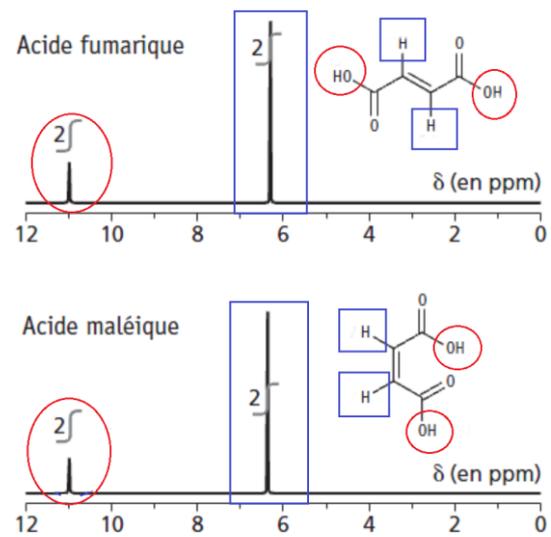
2.1. Acide maléique.

2.1.1. Méthode graphique afin de déterminer le pK_A d'un acide faible :
 On détermine dans un premier temps, le volume à l'équivalence par la méthode tangentes ou par le calcul de la dérivée du pH par rapport au volume ($\frac{dpH}{dV}$).
 Dans un second temps, on détermine le pH de la solution à la demi-équivalence car on a dans ce cas :
 $pH = pK_A + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$ avec $\frac{[A^-]}{[AH]} = 1$ soit $pH = pK_A$

2

2

VI. Etude des spectres R.M.N.



1

1. Les protons équivalents dans les deux molécules sont entourés respectivement par un cercle rouge (-OH) et un rectangle bleu (-H).
2. D'après la règle de multiplicité (n+1) upplets, on constate qu'il y a un seul pic car les protons ont 0 voisins.

Noms						
Partie (points)	I (2)	II (6)	III (8)	IV (2)	V (1)	VI (1)
Note						
Total : / 20						

Noms						
Partie (points)	I (2)	II (6)	III (8)	IV (2)	V (1)	VI (1)
Note						
Total : / 20						

Noms						
Partie (points)	I (2)	II (6)	III (8)	IV (2)	V (1)	VI (1)
Note						
Total : / 20						

Noms						
Partie (points)	I (2)	II (6)	III (8)	IV (2)	V (1)	VI (1)
Note						
Total : / 20						

Noms						
Partie (points)	I (2)	II (6)	III (8)	IV (2)	V (1)	VI (1)
Note						
Total : / 20						