

Partie I

Données

Constante des gaz parfaits : $R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

Constante de Faraday : $F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$

$$\frac{RT}{F} \ln(10) = 0,06 \text{ V}$$

Masse molaire de l'hydrogénocarbonate de sodium : $M = 84,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Masse molaire du carbonate de sodium : $M = 106,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Masse molaire du sel de Seignette : $M = 210,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Masse molaire du sulfate de cuivre : $M = 159,6 \text{ g.mol}^{-1}$

Masse molaire du saccharose : $M = 342,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Constantes thermodynamiques à 298 K

Couples acide/base

acide tartrique noté H_2T / hydrogénotartrate HT^- $\text{pK}_{\text{a}1} = 3,0$

hydrogénotartrate HT^- / tartrate T^{2-} $\text{pK}_{\text{a}2} = 4,5$

hydrogénocarbonate HCO_3^- / carbonate CO_3^{2-} $\text{pK}_{\text{a}} = 10,3$

Constante de formation du complexe CuT_2^{2-}

$$\log \beta_2 = 5,1$$

Produit de solubilité de $\text{Cu}(\text{OH})_2$

$$\text{pK}_{\text{s}} = 18,6$$

Potentiels standards

$\text{CuT}_2^{2-} / \text{Cu}_2\text{O}$

$$E_1^\circ = 2,13 \text{ V}$$

Gluconate $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_7^-$ / Glucose $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_6$

$$E_2^\circ = -0,24 \text{ V}$$

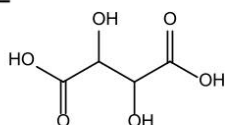
Enthalpies standards de formation à 298 K

Espèce	saccharose	glucose	fructose	eau
$\Delta_f H^\circ (\text{kJ.mol}^{-1})$	-2221	-1268	-1265	-286

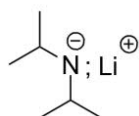
Enthalpie standard de dissolution de l'hydroxyde de cuivre (II) : $\Delta_{\text{diss}} H^\circ = 146 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Formules chimiques

Acide tartrique



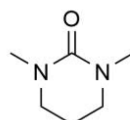
LDA



diisopropylamidure de lithium

-

DMPU



N,N'-diméthylpropylène urée

THF



tétrahydrofurane

-

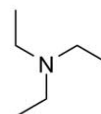
MsCl



chlorure de mésyle

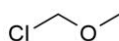
-

TEA



triéthylamine

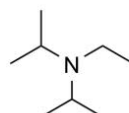
MOMCl



chlorométhoxyméthane

-

DIEA



N,N-diisopropyléthylamine

Le miel

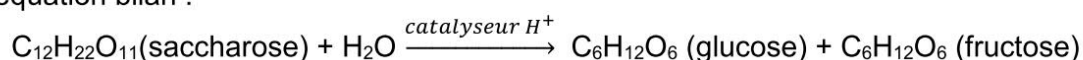
« Le bon miel est plus sucré que le sucre »

Bernardin de Saint Pierre, leçon de botanique à Paul et Virginie

Le miel est une substance qui résulte d'un mélange complexe de molécules. Il est composé d'environ 17 % d'eau, de 79,5 % de molécules organiques et de 3,5 % de sels minéraux. Cette composition varie d'un miel à l'autre en fonction de son origine.

A) Étude thermodynamique de l'hydrolyse du saccharose

Le saccharose contenu dans le miel subit une transformation contribuant à augmenter sa teneur en glucose et fructose. En milieu acide, le saccharose est hydrolysé en D-glucose et en D-fructose selon l'équation bilan :



1. Déterminer l'enthalpie standard de la réaction d'hydrolyse du saccharose.
2. Sachant que l'entropie standard de cette réaction est $\Delta_r S^\circ = 4,66 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, déterminer la constante d'équilibre de la réaction à 293 K. Conclure.
3. Étudier l'influence de l'augmentation de la température sur cette transformation.

B) Détermination de la teneur de saccharose dans un miel par osmométrie

On s'intéresse à une solution de saccharose dont on souhaite déterminer sa concentration. La figure 1 représente un dispositif de mesure de la pression osmotique d'une solution.

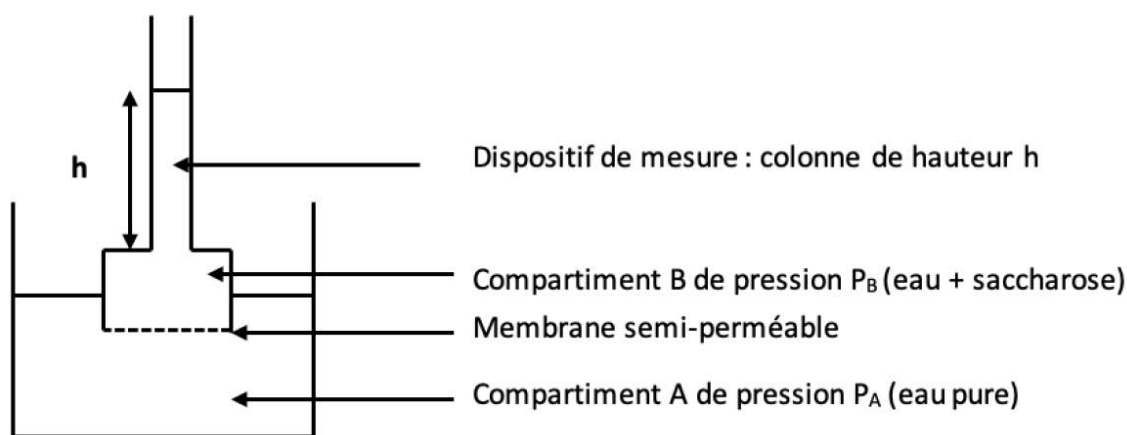


Figure 1 : dispositif de mesure de la pression osmotique d'une solution.

Initialement on remplit le compartiment A d'eau pure et le compartiment B de la solution de glucose à tester de sorte que $h = 0 \text{ cm}$. On considère que la pression est la même dans les deux compartiments : $P_A = P_B = P_{\text{atmosphérique}}$.

4. Exprimer le potentiel chimique du solvant (ici l'eau) dans chacun des deux compartiments sans négliger l'influence de la pression.
5. Comparer ces potentiels chimiques et conclure quant au sens de migration du solvant.

La différence de pression entre les deux compartiments est appelée pression osmotique, notée Π telle que $\Pi = P_B - P_A$. Elle se mesure en pascal (Pa).

6. Établir la relation entre la hauteur de la colonne de fluide h mesurée dans le dispositif de mesure et la pression osmotique Π une fois que le système est à l'équilibre.

Un étalonnage de dispositif de mesure est réalisé en mesurant la pression osmotique de diverses solutions aqueuses de saccharose de concentrations en masse connues. Les résultats expérimentaux des mesures sont représentés sur la figure 2.

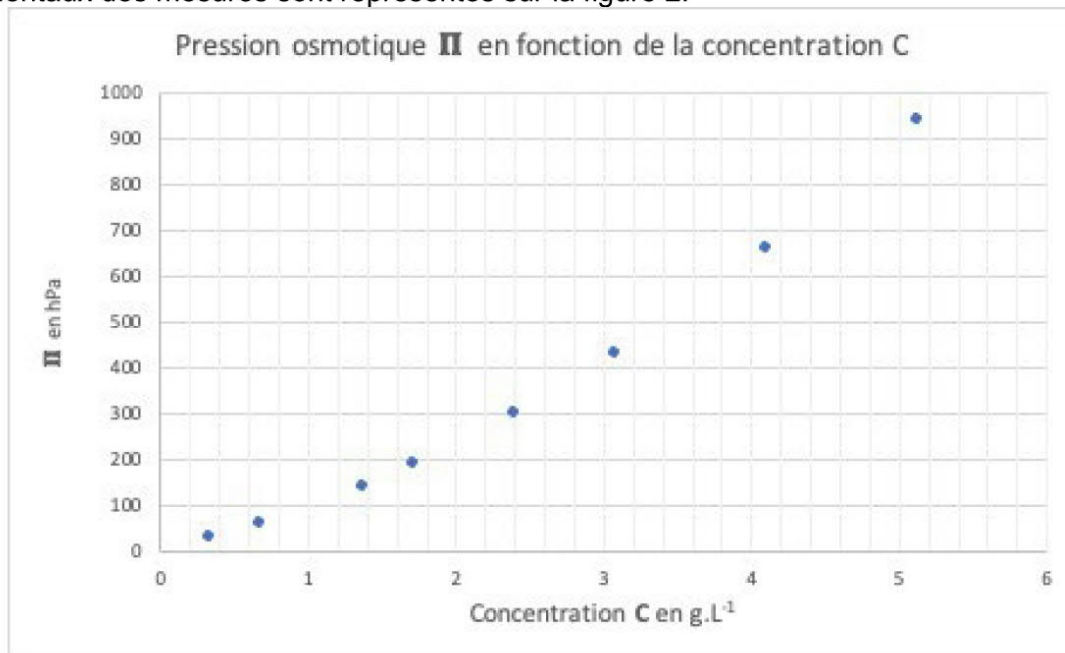


Figure 2 : pression osmotique de diverses solutions aqueuses de saccharose de concentrations connues à 293 K.

Ces valeurs expérimentales peuvent être modélisées par deux modèles.

Modèle 1 : solution aqueuse idéale

La pression osmotique est reliée à la concentration en quantité de matière par la loi de Van't Hoff selon la relation : $\Pi = R T C$
avec R la constante des gaz parfaits, C la concentration en mol.m^{-3} et T la température en kelvin.
La pression osmotique est en Pa.

Modèle 2 : solution aqueuse non idéale

La pression osmotique est reliée à la concentration en quantité de matière par la relation suivante :
 $\Pi = R T C + 0,1036 \times R T C^2$
avec R la constante des gaz parfaits, C la concentration en mol.m^{-3} et T la température en kelvin.
La pression osmotique est en Pa.

7. Donner approximativement, au vu du diagramme de la figure 2, la gamme de concentrations qui permette de considérer la solution comme idéale.

On prélève 70g de miel que l'on dilue dans 1L d'eau. Par un protocole non décrit ici, les minéraux et les sucres autres que le saccharose sont éliminés de cette solution qui est devenue alors assimilable à une solution de saccharose. On mesure alors la pression osmotique de cette solution à l'aide du dispositif décrit précédemment. On obtient une pression osmotique de 512 hPa, à 293K.

8. Choisir le modèle à utiliser pour déterminer la concentration en saccharose à partir de la valeur mesurée de la pression osmotique de la solution diluée issue du miel. Justifier.
9. Exploiter les résultats expérimentaux afin de déterminer la teneur en saccharose dans le miel testé, c'est-à-dire la masse de saccharose contenue dans 100 g de miel.
Sachant qu'un miel de qualité ne doit pas contenir plus de 5% de saccharose, conclure.