

Chimie générale I pour sciences de la Vie

Exercices, série complémentaire 7, 2009-2010

Exercice I

Le sorbitol et un sucre simple, que l'on retrouve à l'état naturel dans les fruits, les baies et le miel. Il est parfois utilisé comme édulcorant. Le point de congélation de 1,0 g de sorbitol dissous dans 100 mL d'eau est égal à $-0,102^{\circ}\text{C}$.

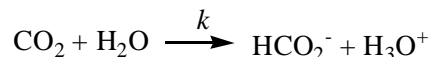
1/ Quelle est la masse molaire du sorbitol ?

2/ L'analyse élémentaire du sorbitol indique qu'il contient 39,6% de carbone, 7,7% d'hydrogène et 52,7 d'oxygène. En déduire sa formule brute.

On donne : $K_f = 1,86 \text{ K}\cdot\text{m}_C^{-1}$ (ou $\text{K}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{kg}$) pour l'eau.

Exercice II

L'enzyme carbonate déshydratase (CD) catalyse la conversion du dioxyde de carbone en hydrogénocarbonate et hydronium:



Les constantes de vitesse mesurées à différentes températures sont les suivantes :

$k / 10^6 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$	T / K
1,04	289,0
1,32	293,5
1,53	298,1
1,89	303,2
2,29	308,0
3,95	323,1

1) Établir un graphe d'Arrhenius et en déterminer les paramètres d'activation.

2) Quelle est la constante de vitesse à 313 K ?

3) Lorsque la réaction est faite à 313 K au lieu de 303 K, quel est le rapport des constantes de vitesse ?

Réponse I

$$1/T_F - T_F = K_F \cdot m_C \text{ donc } m_C = (T^\circ_F - T_F) / K_F = (0 + 0,102) / 1,86 \text{ K} / (\text{K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}) = 5,48 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

Note : $1^\circ\text{C} = 1\text{K}$; comme la relation implique une différence de température, on peut utiliser indifféremment $^\circ\text{C}$ ou K .

Dans 100 g d'eau, il y a donc $5,48 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de sorbitol

$$MM = 1,00 / 5,48 \cdot 10^{-3} = 182 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$2/ C_xH_yO_z \quad 12x / 182 = 0,396 \rightarrow x = 6$$

$$y / 182 = 0,077 \rightarrow y = 14$$

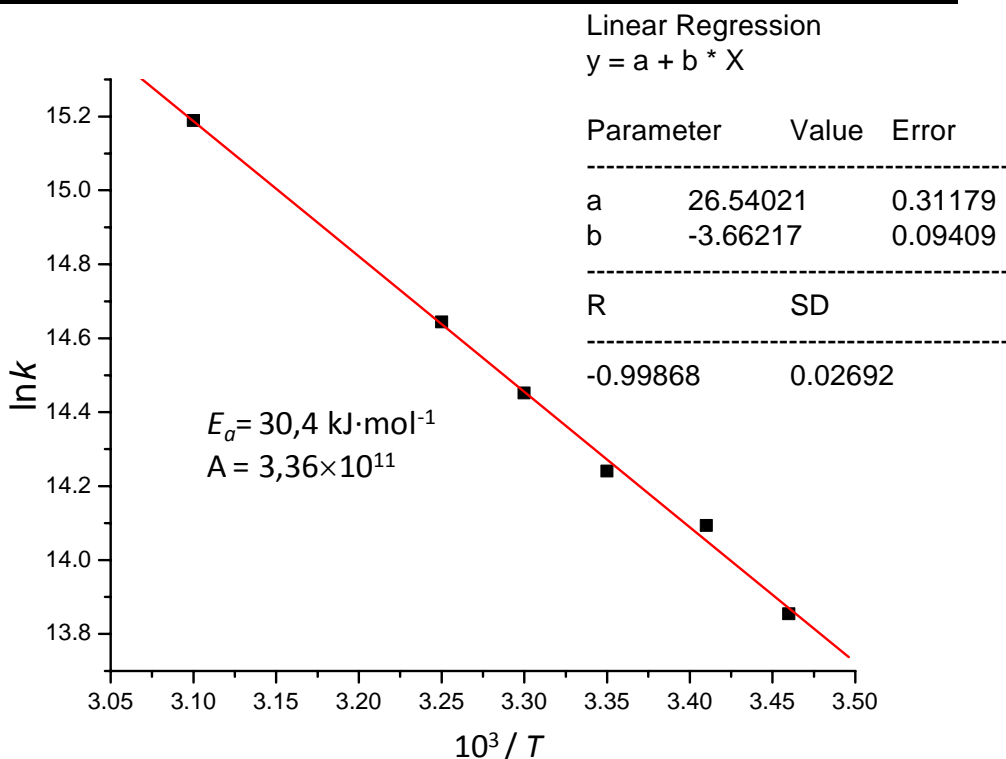
$$16z / 182 = 0,527 \rightarrow z = 6 \rightarrow \text{formule brute du sorbitol : } C_6H_{14}O_6$$

Réponse II

1) D'après la loi d'Arrhenius, $\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$ ou $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$

On trace le graphe $\ln A = f(1/T)$

$k / 10^6 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$	T / K	$10^3 / T$	$\ln k$
1,04	289,0	3,46	13,85
1,32	293,5	3,41	14,11
1,53	298,1	3,35	14,24
1,89	303,2	3,30	14,45
2,29	308,0	3,25	14,64
3,95	323,1	3,10	15,19



$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT} = 26,4 - \frac{3610}{T}$$

soit $\ln A = 26,4 \rightarrow A = \exp(26,54) = 3,36 \cdot 10^{11}$

et $E_a/R = 3662 \rightarrow E_a = 3662 \times 8,31 \cdot 10^{-31} = 30,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2) $T = 313\text{K}$, $k = 2,84 \cdot 10^6 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

3) $k_{313\text{K}} / k_{303\text{K}} = 2,84 \cdot 10^6 / 1,89 \cdot 10^6 = 1,5$ donc la réaction se fait 1,5 fois plus rapidement lorsque la température est augmentée de 10°C .