

Exercice 13 : Combustion d'une pomme.

Pour évaluer l'énergie libérée lors de la digestion d'un aliment dans le corps, il est possible de réaliser la combustion d'un aliment. La chaleur dégagée sert à élever la température d'une masse d'eau contenue dans un récipient.

La chaleur libérée lors d'une combustion est donnée par la relation :

$$E_{\text{lib}} = m_{\text{eau}} \times C_{\text{eau}} \times (T_f - T_i) .$$

avec C_{eau} la capacité calorifique de l'eau = $4,18 \text{ J} \cdot \text{C}^{-1} \cdot \text{g}^{-1}$.

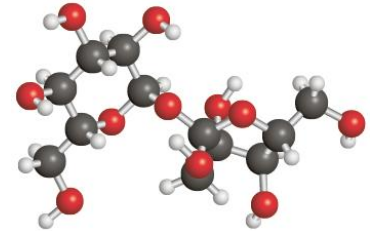
Soit une pomme de 150 g. On réalise la combustion complète d'un échantillon de 10 g pour élever la température de 200 g d'eau. L'élévation de température est de $45,5 \text{ }^\circ\text{C}$.

1. Réaliser un schéma légendé de l'expérience de la combustion de l'échantillon de pomme pour déterminer sa valeur énergétique.
2. Calculer l'énergie libérée par l'échantillon de pomme.
3. En déduire la valeur énergétique de la pomme entière.
4. En réalité, la valeur énergétique est de 629 kJ pour cette pomme.
Proposer une explication qui justifierait cet écart.



Exercice 14 : Du saccharose au glucose.

Le saccharose (sucre de table de formule brute $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) est hydrolysé dans l'organisme pour donner du glucose et du fructose. Ils ont tous les deux la même formule brute (molécules isomères de formule brute $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) et sont directement assimilables dans l'intestin. Le glucose est ensuite dégradé grâce à la respiration cellulaire qui n'est autre qu'une réaction exothermique de combustion complète.



1. Écrire l'équation d'hydrolyse du saccharose. Rappel : l'hydrolyse est la cassure d'un composé par l'eau.
2. Écrire l'équation de la réaction de combustion complète du glucose.
3. Expliquer le terme exothermique.
4. Lors de la combustion, le glucose libère une énergie d'environ $3 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
Retrouver par un calcul que l'énergie libérée par 1 g de glucose est d'environ 4 kcal.

Données : masses molaires en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $M(\text{C}) = 12,0$; $M(\text{H}) = 1,0$; $M(\text{O}) = 16,0$. $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ kJ}$.