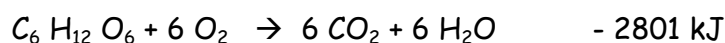


CALORIMETRÍA

Valores energéticos de los alimentos y otras sustancias

La comida que se ingiere es degradada por un grupo de moléculas biológicas complejas llamadas enzimas a través de una serie de pasos. La mayor parte de la energía liberada en cada paso se utiliza para el funcionamiento y crecimiento del organismo. Este proceso se llama metabolismo. Un aspecto interesante del metabolismo es que el intercambio global de energía es el mismo que en el proceso de combustión. Por ejemplo, la energía total liberada para la conversión de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en dióxido de carbono y agua es el mismo ya sea que se quemé en el aire o se digiera en el cuerpo humano:



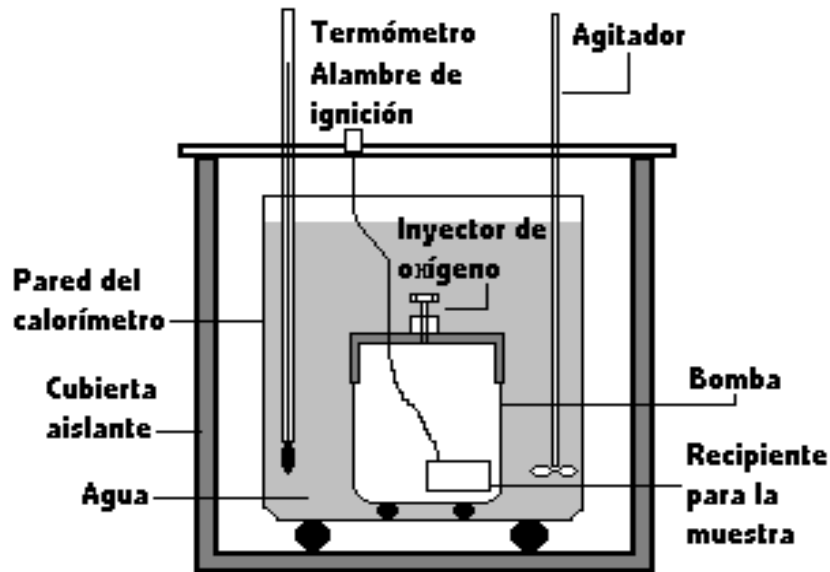
La diferencia importante entre metabolismo y combustión es sin embargo, que la última es generalmente un proceso de un solo paso a altas temperaturas. En consecuencia, mucha de la energía liberada se pierde en el entorno.

Los alimentos tienen diferentes composiciones y por ello contenidos de energía distintos. A menudo se habla del contenido calórico de los alimentos que se ingieren. La caloría (cal) es una unidad de energía que no pertenece al Sistema Internacional, donde: **1 cal = 4,184 J**

En el contexto de la nutrición, sin embargo, la caloría de la que se habla (algunas veces llamada "caloría grande") es realmente igual a una kilocaloría; esto es:

$$1 \text{ Cal} = 1000 \text{ cal} = 4184 \text{ J}$$

Nótese que se ha utilizado la C mayúscula para indicar la "caloría grande", unidad utilizada para los alimentos.



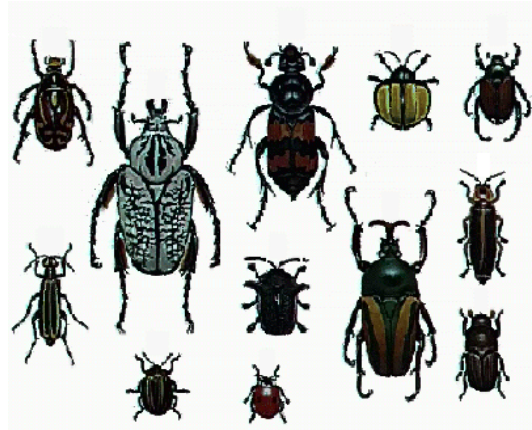
La bomba calorimétrica está diseñada para medir en forma adecuada el contenido energético o "valor calórico" de los alimentos. La bomba se llena de oxígeno gaseoso, la muestra se enciende eléctricamente y el calor producido por la reacción se puede determinar con exactitud midiendo el incremento de temperatura en la cantidad conocida de agua. Los valores energéticos son simplemente las energías de combustión. Los alimentos analizados en esta forma se deberán secar, porque la mayoría de ellos tienen cantidades de agua considerables. Los valores se expresan en kJ/g.

Autodefensa del escarabajo bombardero



Las técnicas de supervivencia de los insectos y animales pequeños en un ambiente ferozmente competitivo toman muchas formas. Por ejemplo, los camaleones han desarrollado la habilidad de cambiar de color para "desaparecer" en su entorno; otras criaturas, como las mariposas *Limenitis*, se convierten en una forma que imita a la venenosa mariposa monarca *Danaus*, de desagradable sabor. Un mecanismo de defensa menos pasivo es el empleado por los escarabajos bombarderos (*Branchinus*). Ellos pelean con los depredadores con un "aerosol químico".

El escarabajo bombardero tiene un par de glándulas que se abren en el extremo de su abdomen. Cada glándula consta básicamente de dos compartimientos. El compartimiento interior contiene una solución acuosa de hidroquinona y agua oxigenada con una mezcla de enzimas en el extremo (las enzimas son moléculas biológicas que promueven la velocidad de una reacción). Al ser atacado, el escarabajo segrega un líquido del compartimiento interno hacia el extremo, donde, en presencia de las enzimas, se efectúa una reacción exotérmica: unos 204 kJ.



La gran cantidad de calor generado es suficiente para elevar la temperatura de la mezcla hasta el punto de ebullición. Al hacer girar el extremo de su abdomen, el insecto puede descargar el vapor en forma de una nube fina hacia el desconcertado depredador. Además del efecto térmico, las quinonas actúan como un repelente hacia otros insectos y animales. Un escarabajo bombardero promedio almacena suficientes reactivos en su cuerpo para producir de 20 a 30 descargas en rápida sucesión, cada una de ellas con una detonación apreciable.

Compresas instantáneas frías y calientes

Los atletas suelen usar bolsas instantáneas frías y calientes como dispositivos para los primeros auxilios en el tratamiento de golpes. Estos dispositivos funcionan por la propiedad que tienen ciertos compuestos químicos de ceder o absorber energía calórica al ser disueltos en agua. El paquete consta de una bolsa de plástico que contiene una sección con agua y otra con la sustancia química seca; al golpear el paquete se rompe la bolsa de agua y la temperatura aumenta o bien disminuye, dependiendo si durante la disolución se genera o toma calor (exotérmico o endotérmico, respectivamente).

Experimentos han demostrado que si se agregan 100 ml de agua a 40 g de cloruro de calcio, la temperatura aumenta de 20°C a 90°C. De modo similar, cuando 30 g de nitrato de amonio se disuelven en 100 ml de agua a 20°C, la temperatura disminuye a 0°C. (BIBLIOGRAFÍA : RAYMOND CHANG, QUÍMICA, MC GRAW HILL).

Trabajo experimental: Calor específico.

Objetivos: Determinar experimentalmente la constante de un calorímetro y el calor específico del hierro.

Procedimiento

A. Constante del calorímetro

1. Arme el calorímetro siguiendo las instrucciones del docente. Coloque en él 100 ml de agua ($m_1 = 100$ g). Tape, agite y determine la temperatura del sistema (t_1). Registre los datos.
2. Coloque en un vaso de precipitado 100 g de agua (m_2). Caliente sobre tela metálica hasta 60-70°C, mida **exactamente** la temperatura (t_2) e introduzca rápidamente el agua dentro del calorímetro. Tape y agite durante unos instantes y registre la temperatura de equilibrio (t_f).
3. Repita el ensayo y efectúe los cálculos para hallar la **constante del calorímetro** (C_K) [$C_K = m_K \cdot c_{eK}$]

B. Calor específico del hierro.

4. Ate con un hilo varias tuercas o arandelas de hierro y péselas con exactitud (no más de 50g) (m_2).
5. Introduzca las piezas en un recipiente que contenga agua caliente a ebullición. Déjelas varios minutos para que el metal alcance una temperatura estable de 100°C (t_2).
6. Coloque en el calorímetro 100 g de agua (m_1). Tape, agite y registre la temperatura (t_1).

Integración Areal

2 Año Ciencias Naturales

Prof. Ángel Darío García

Página 5 de 6

7. Introduzca rápidamente el Fe dentro del calorímetro y agite unos instantes. Registre la temperatura de equilibrio térmico (t_f).
8. Repita el ensayo para poder promediar los valores obtenidos. Efectúe los cálculos teniendo en cuenta que: $Q_1 = C_K \cdot \Delta t_K + m_{1(\text{agua})} \cdot c_{e(\text{agua})} \cdot \Delta t_{1(\text{agua})}$
 $Q_2 = m_{\text{Fe}} \cdot c_{e(\text{Fe})} \cdot \Delta t_{\text{Fe}}$
9. Calcule el error porcentual cometido.

Cuestionario

1. Definir calor específico e indicar sus unidades.
2. ¿Qué es un sistema adiabático?. Ejemplo.
3. Indicar el significado físico del valor obtenido para el calor específico del metal ensayado.
4. Si no se tiene en cuenta la constante del calorímetro, ¿qué error se comete en los cálculos?
5. ¿Por qué los días de frío los pájaros erizan sus plumas?
6. ¿Por qué en las heladeras el congelador se coloca en la parte superior?
7. ¿Por qué un abrigo impide que las personas sientan frío?
8. ¿A qué se debe que los desiertos sean muy calientes durante el día y demasiado fríos por la noche?
9. ¿Por qué en las ollas a presión los alimentos se cuecen más rápido?
10. ¿Por qué la ropa húmeda se seca más rápido si se la extiende?
11. ¿Por qué se sopla sobre la superficie libre de un líquido caliente para que se enfríe?
12. ¿Por qué en un día de calor se hace funcionar el ventilador para hacer más agradable el ambiente?
13. ¿Por qué un clima caliente y seco es preferible a un clima caliente y húmedo?
14. ¿Por qué, en general, en las regiones frías los animales son grandes?
15. ¿Por qué los utensilios de cocina que se ponen en contacto con el fuego tienen asas no metálicas?
16. ¿A qué se debe que, en general, los insectos sean escasos en invierno?

17. ¿Por qué se enfría el agua cuando se pone en contacto con un cubito de hielo?

Trabajo experimental: Calor de reacción
--

Objetivo: calcular el calor intercambiado durante una reacción química.

Procedimiento:

1. Agregue en un calorímetro 100 ml de solución de NaOH 0,5 N. Tape, agite 30 s y registre la temperatura del sistema.
2. Adicione 5 ml de HCl concentrado, tape y agite durante 1 min.
3. Registre la temperatura del equilibrio térmico.

Nota: el calor desprendido se debe: a) al calor de neutralización y b) al calor de dilución del HCl en agua. Para calcular el calor de reacción (neutralización) se debe descontar el de dilución al valor total, para ello hay que realizar un *ensayo en blanco*.

4. Ensayo en blanco: Repita todo el procedimiento anterior reemplazando la solución de NaOH por igual volumen de agua destilada.
5. Repita todos los ensayos para obtener resultados más confiables.
6. Tabular los resultados de todos los equipos de trabajo y calcular el valor más probable.

Cuestionario

1. Definir calor de neutralización y de dilución.
2. Dar concepto de reacciones exotérmicas y endotérmicas.
3. La reacción ensayada, ¿es exotérmica o endotérmica? Explicar.
4. ¿Cómo varía el resultado obtenido si no se toma en cuenta el calor de dilución?

Explicar brevemente cómo procedería para determinar el calor de reacción al combinar HCl y magnesio. Dar ecuación.