

CAPÍTULO 4

Termoquímica

La Termoquímica es una rama muy importante de la Termodinámica. La **Termodinámica** estudia los cambios o transferencias de energía que acompañan a los procesos físicos y químicos. Proviene del griego (*therme*, calor y *dynamis*, potencia) y puede predecir si una determinada reacción puede llevarse a cabo en ciertas condiciones, es decir, si va a ser espontánea o no. La **Termoquímica** estudia la relación entre las reacciones químicas y los cambios de energía que involucran calor, asociados a dichas reacciones.

Lo primero que debemos hacer es definir algunos términos que vamos a utilizar en este capítulo como por ejemplo la **energía**, que es la capacidad de realizar trabajo o de transferir calor. Asimismo llamamos **trabajo** (w) a la energía utilizada para lograr el desplazamiento de un cuerpo cierta distancia (d) contra una determinada fuerza (F) y lo calcularemos por medio de la siguiente ecuación:

$$w = F \cdot d \quad \text{Ec. 4.1}$$

Por otro lado definiremos al **calor** (q) como la energía necesaria para aumentar la temperatura de un objeto.

Para poder estudiar las transferencias de energía o calor debemos definir dos nuevos conceptos, **sistema** o sea lo que nos interesa estudiar, es decir una porción de materia aislada (físicamente o en forma virtual) para su estudio y **entorno** que sería todo lo que rodea al sistema. Los sistemas pueden clasificarse en: abiertos, aquellos que intercambian energía y materia con el entorno, cerrados aquellos pueden intercambiar solamente energía pero no intercambian materia con el entorno y aislados aquellos que no intercambian ni energía ni materia con el entorno.

A su vez debemos considerar que la energía de un sistema, puede distribuirse en distintas formas. La **energía cinética** (E_c) es la energía que tiene un sistema en función de su velocidad y se puede calcular por medio de la Ec. 4.2:

$$E_c = \frac{1}{2} m \cdot v^2 \quad \text{Ec. 4.2}$$

Donde m es la masa de dicho sistema y v es la velocidad del mismo.

Por ejemplo una bola de billar en movimiento tendrá cierta energía cinética que le permitirá lograr el desplazamiento de otra contra la cual impacte. También los átomos o moléculas en movimiento poseen energía cinética.

Por otro lado un sistema puede tener otra forma de energía llamada **energía potencial** (E_p), que está relacionada con su posición (altura) $E_p = \delta \cdot g \cdot h$ y le permitirá realizar trabajo si el objeto disminuye su altura. Esta forma de energía es la que permite que si tenemos dos objetos conectados por una polea, la disminución de la energía potencial del objeto más pesado, al descender atraído por la fuerza de gravedad, provocará un desplazamiento (ascenso) y por lo tanto realización de trabajo sobre el objeto más liviano (Figura 4.1).

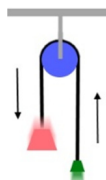


Figura 4.1. Dos cuerpos de distinto peso conectados por una polea.

De forma similar, en los enlaces de los compuestos químicos se almacena energía potencial, que puede liberarse como calor o almacenarse en nuevos enlaces, cuando éstos reaccionan.

A la suma de la energía cinética y potencial de un sistema se la llama **energía interna** (E).

Las distintas formas de energía pueden inter-convertirse, por ejemplo un objeto a cierta altura tiene cierta energía potencial, como la pelota de la Figura 4.2, que al caer puede convertir en energía cinética y finalmente al chocar con el piso puede disiparse como calor.



Figura 4.2. Pelota cayendo de una torre. Conversión de E_p en E_c .

La unidad para la energía en el Sistema Internacional de Unidades (SI) es el **joule (J)** que se define como: $1 \text{ joule} = 1 \text{ kg m}^2/\text{s}^2$, sin embargo es habitual utilizar una unidad que no pertenece al SI llamada **caloría (cal)**, que fue definida como la cantidad de calor necesaria para aumentar la temperatura de 14 a 15°C a 1 g de agua. La equivalencia entre ambas unidades es la siguiente:

$$1 \text{ caloría} = 4,184 \text{ Joule}$$

Veremos más adelante en este capítulo que en nutrición se utiliza la **caloría nutricional** (Cal) que equivale a 1000 cal o 1 kcal.

Primera ley de la termodinámica

Dijimos anteriormente que podemos encontrar la energía de un sistema en distintas formas y que además éstas pueden inter-convertirse o intercambiarse con su entorno en forma de

calor o trabajo. Más allá de estas transformaciones, la energía total del Universo, constituido por sistema y entorno, se conserva (no se crea ni se destruye) lo que está establecido por la llamada **primera ley de la termodinámica**.

En función de esto, si un sistema intercambia calor o energía con su entorno se producirá una variación en su energía interna (ΔE) que podremos escribir de acuerdo a la Ec. 4.3:

$$\Delta E = w + q \quad \text{Ec. 4.3}$$

Donde consideraremos con signo positivo al calor entregado al sistema (aumentará su energía) y con signo negativo al calor cedido por el sistema al entorno (disminuirá su energía); de forma análoga consideraremos con signo positivo al trabajo realizado sobre el sistema y con signo negativo al trabajo realizado por el sistema (Figura 4.3).

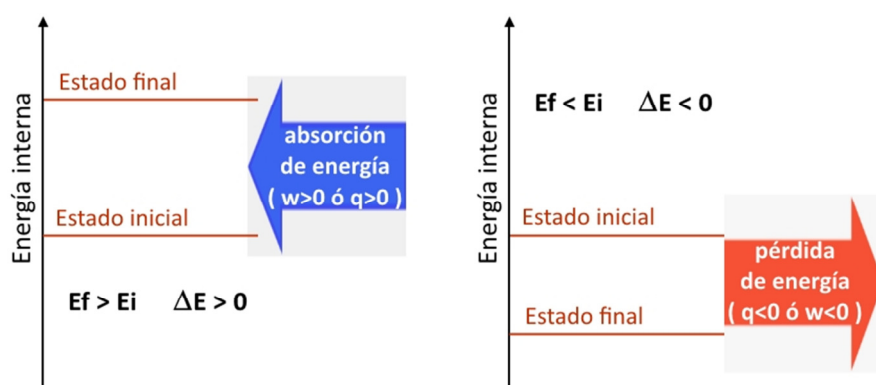


Figura 4.3. Energía interna de un sistema e intercambio de energía con el entorno.

Llamaremos **endotérmicos** a aquellos procesos donde el sistema absorbe calor del entorno ($q > 0$) lo que conducirá a un aumento de su energía interna y **exotérmicos** a aquellos procesos en los que el sistema pierde calor transfiriéndoselo al entorno ($q < 0$) llevándolo a una disminución de su energía interna.

Entalpía

Muchos de los procesos que ocurren a nuestro alrededor y la mayoría de los que ocurren en los seres vivos suceden a presión atmosférica constante.

La función termodinámica **entalpía** (H) explica el flujo de calor en los procesos que ocurren a presión constante cuando no se realiza más trabajo que el de expansión o compresión. Matemáticamente se la define como:

$$H = E + P.V \quad \text{Ec. 4.4}$$

Al igual que con la energía, más que el valor de H del sistema, nos interesará la variación de ésta a lo largo de un proceso (ΔH). En los procesos que ocurren a presión constante estará dada por la Ec. 4.5:

$$\Delta H = \Delta E + P.\Delta V \quad \text{Ec. 4.5}$$

Donde P es la presión y ΔV es el cambio de volumen.

Dijimos inicialmente que el trabajo lo definimos como $w = F \times d$ (Ec. 4.1), lo que nos permitiría calcular el trabajo que debe realizar un gas para mover el pistón de un recipiente que lo contiene, una distancia d , como muestra la Figura 4.4:

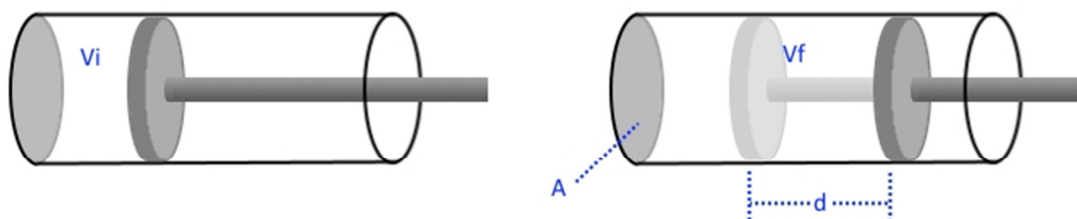


Figura 4.4. Expansión de un gas en un cilindro.

Multiplicando y dividiendo la Ec. 4.1 por el área del pistón, nos queda:

$$w = F \cdot d \cdot \frac{A}{A} = \frac{F}{A} \cdot d \cdot A = P \cdot V \quad \text{Ec. 4.6}$$

Como F/A es la presión P y $d \cdot A$ es el volumen V , la Ec. 4.6 queda $w = P \cdot V$. El volumen V es en realidad el volumen de expansión ($V_f - V_i$) o ΔV .

Dado que en una expansión $V_f - V_i > 0$, para respetar lo que mencionamos anteriormente (que el trabajo realizado por el sistema debe tener un valor negativo), escribiremos:

$$w = -P \cdot \Delta V \quad \text{Ec. 4.7}$$

Reemplazando en la expresión de ΔH (Ec. 4.5) por las expresiones 4.3 y 4.7, a presión constante tendremos:

$$\Delta H = (w + q_p) - w = q_p \quad \text{Ec. 4.8}$$

Donde q_p es el calor intercambiado a presión constante.

El cambio de entalpía es igual al calor absorbido o liberado a presión constante.

Como el calor es relativamente fácil de medir y dado que muchos de los cambios que ocurren en los procesos físicos o químicos ocurren a presión constante, la entalpía es una función más útil que la energía interna. Por otro lado la diferencia entre ΔE y ΔH es relativamente pequeña ya que $P \cdot \Delta V$ también lo es.

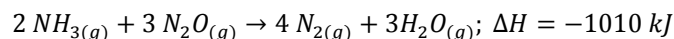
En los procesos endotérmicos (aquellos donde el sistema absorbe calor) ΔH será >0 , mientras que en los procesos exotérmicos $\Delta H < 0$.

Entalpía de reacción

El **cambio de entalpía** que acompaña una reacción se conoce como **entalpía de reacción** o simplemente **calor de reacción**. Es la cantidad de calor absorbida o liberada, a presión constante, que acompaña a cualquier tipo de reacción química. Depende de la naturaleza de los

reactivos, de su cantidad, del estado de agregación, de la concentración, de la temperatura y de la condición de presión o de volumen constante a que se efectúa la reacción.

Un ejemplo de ecuación termoquímica es la siguiente:



La reacción se produce a presión constante con un desprendimiento de 1010 kJ (signo negativo) cada dos moles de $\text{NH}_{3(g)}$ que reaccionan.

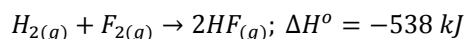
Para comparar las entalpías de diferentes reacciones se suelen definir algunas de estas variables de forma de tener las mismas condiciones, lo que se conoce como estado **estándar**. Habitualmente se define a este estado estándar como aquel en el cual se encuentra la sustancia en su forma pura a una presión de 1 bar y a la temperatura de interés que usualmente suele ser 25°C (298K). Para identificar este estado, se le suele agregar el supra índice ° al ΔH (ΔH°).

Es importante además destacar que *en todas las ecuaciones termoquímicas debe indicarse el estado de agregación (sólido, líquido y gas) de cada una de las especies puestas en juego en la reacción química (reactivos y productos)*, ya que como veremos más adelante cualquier cambio de estado implica una variación de entalpía.

Energía de Enlace y Calor de Reacción

En las reacciones químicas se rompen y se forman nuevos enlaces químicos. Siempre se requiere energía para romper un enlace químico y se libera energía cuando se forma un enlace a partir de los átomos aislados.

El ΔH de una reacción química dependerá del balance de la energía absorbida en la ruptura de los enlaces de los reactivos y de la energía liberada al formarse los nuevos enlaces a partir de los átomos aislados. Por ejemplo, para la reacción de formación del HF:



Se rompe 1 enlace H-H y 1 enlace F-F, y se forman 2 enlaces H-F (Figura 4.5). La entalpía de reacción (ΔH_r) es el balance resultante de la energía necesaria para romper los 2 enlaces de los reactivos (ΔH_1 y ΔH_2) y formar los 2 enlaces H-F, y dicho balance es negativo, lo que sugiere que la reacción es exotérmica.

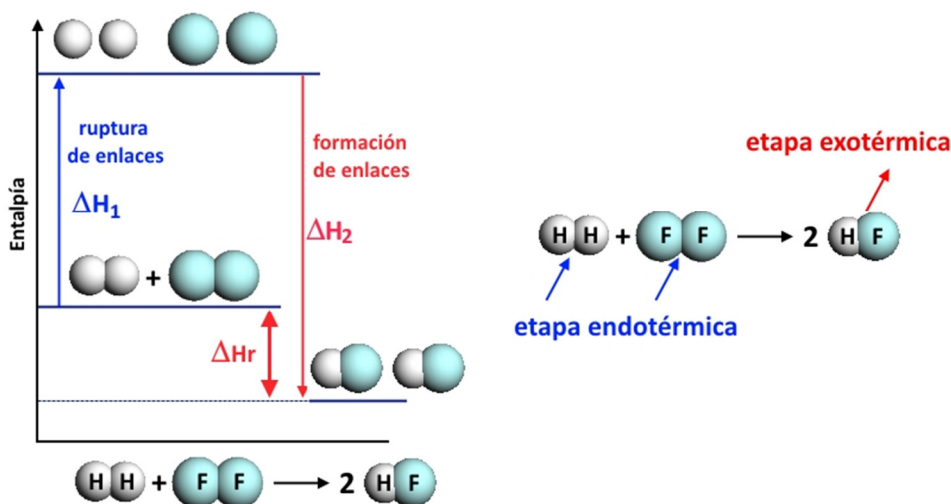


Figura 4.5. Entalpía de la reacción de formación de HF: entalpía de ruptura y formación de enlaces.

La **energía de enlace** es la energía que se necesita para dissociar un mol de enlace de una sustancia covalente en su estado gaseoso en átomos en su estado gaseoso.

Se puede estimar la entalpía de una reacción química a partir de energías de enlaces. El ΔH°_{reacc} se relaciona con las energías de enlace de los reactivos y productos en *reacciones en fase gaseosa* mediante la siguiente ecuación (Ec. 4.9):

$$\Delta H^\circ_{reacc} = \Sigma E \text{ enlaces rotos (reactivos)} - \Sigma E \text{ enlaces formados (productos)} \quad \text{Ec. 4.9}$$

A presión constante el cambio neto de entalpía de una reacción es la cantidad de energía que se requiere para romper todos los enlaces de las moléculas de reactivos menos la cantidad de energía necesaria para romper todos los enlaces de las moléculas de productos.

Dicho de otro modo, se entrega energía para romper un enlace y se libera energía para formar un enlace. Para la siguiente reacción: $Br_{2(g)} + 3F_{2(g)} \rightarrow 2BrF_{3(g)}$

Las energías de enlace son:

$$E_{Br-Br} = 192 \text{ kJ/mol}$$

$$E_{F-F} = 159 \text{ kJ/mol}$$

$$E_{Br-F} = 197 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_{reacc} = [E_{Br-Br} + 3E_{F-F}] - [6 E_{Br-F}] = [192 \text{ kJ} + 3 \times 159 \text{ kJ}] - [6 \times 197 \text{ kJ}] = -513 \text{ kJ}$$

A continuación definiremos diferentes tipos de calores, según el tipo de reacción química.

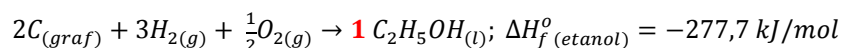
Calor de Formación

Es la cantidad de calor que se pone en juego, a presión constante, cuando se forma un mol (1 mol) de una sustancia a partir de sus elementos, con todas las sustancias en su estado más

estable a la temperatura de elección. Se denomina calor de formación estándar al calor de formación a 1 atm a la temperatura de trabajo y se lo identifica como ΔH_f° .

Si un elemento pudiera existir en más de un estado, se considerará la forma más estable. Por ejemplo el carbono podría estar a 25°C como grafito o diamante, pero se considera la primera por ser la más estable.

Dado que por la definición **se forma 1 mol de sustancia**, se suelen expresar los ΔH_f° por mol de la sustancia que se forma, y al escribir la ecuación correspondiente debemos cuidar de balancearla coherentemente con esa condición, como indicamos con la formación del etanol:



Se considera arbitrariamente que *los elementos en estado estándar tienen un calor de formación ($H_f^\circ =$ entalpía molar estándar de formación) igual a cero.*

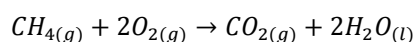
A partir de las entalpías de formación de los reactivos y productos se puede calcular el ΔH_r , como se indica a continuación (Ec. 4.10):

$$\Delta H_{reacc}^\circ = \Sigma \Delta H_{f(prod)}^\circ - \Sigma \Delta H_{f(react)}^\circ \quad \text{Ec. 4.10}$$

Esto nos permite, a partir de una tabla de entalpías de formación de sustancias, calcular el ΔH de cualquier reacción.

Ejemplo de cálculo

Calcular el ΔH° de la siguiente reacción:



Usando los siguientes valores de entalpías de formación:

$$\Delta H_f^\circ CH_{4(g)} = -17,889 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ CO_{2(g)} = -94,052 \text{ kcal/mol}$$

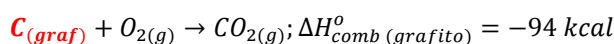
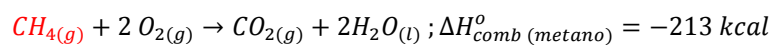
$$\Delta H_f^\circ H_2O_{(l)} = -68,317 \text{ kcal/mol}$$

La $\Delta H_f^\circ O_{2(g)}$ no la dan como dato porque vale 0. De esta forma, el ΔH° de la reacción se calcula aplicando la Ec. 4.10.

$$\begin{aligned} \Delta H_{reacc}^\circ &= [\Delta H_f^\circ CO_{2(g)} + 2 \cdot \Delta H_f^\circ H_2O_{(l)}] - [\Delta H_f^\circ CH_{4(g)} + 2 \cdot \Delta H_f^\circ O_{2(g)}] = \\ &= [-94,052 \text{ kcal/mol} - 2 \times 68,317 \text{ kcal/mol}] - [-17,889 \text{ kcal/mol} + 2 \times 0 \text{ kcal/mol}] = \\ \Delta H_{reacc}^\circ &= -212,8 \text{ kcal/mol} \end{aligned}$$

Calor de Combustión

La combustión es la reacción de un compuesto químico con oxígeno. La combustión de sustancias orgánicas suele generar como productos dióxido de carbono gaseoso y agua. El **calor de combustión** es la cantidad de calor que se desprende a presión constante, al quemar un mol (1 mol) de sustancia con cantidad suficiente de oxígeno. A continuación damos como ejemplos las reacciones de combustión del metano ($CH_{4(g)}$) y del carbono grafito ($C_{(s)}$).



La especie que está resaltada en color rojo, es la que combustiona, es decir, la que reacciona con oxígeno, y se puede observar que ambas están representadas en la ecuación con 1 mol.

En la segunda reacción, puede observarse que la cantidad de calor corresponde al calor de combustión del carbono grafito ($\Delta H_{comb}^o(\text{grafito})$), pero también es el calor de formación del dióxido de carbono ($\Delta H_f^o(\text{dióxido de carbono})$), porque se está formando a partir de sus elementos en estado estándar.

Dado que la definición considera la **combustión de 1 mol de sustancia**, se debe tener la precaución de considerarlo al momento de balancear la ecuación.

La combustión de las sustancias orgánicas en el aire se produce rápidamente y con desprendimiento de calor. Un ejemplo es la combustión del metano (CH_4).

Calor de Neutralización

Es la cantidad de calor que se desprende, a presión constante, cuando reacciona un peso equivalente de un ácido fuerte con un peso equivalente de una base fuerte.



Ejemplos de cálculos

Calcular la cantidad de calor liberada al hacer reaccionar 200 ml de una solución de H_2SO_4 0,50 N con 10 g de NaOH.

En primer lugar debemos calcular el número de equivalentes de cada reactivo para determinar la cantidad que reaccionará:

$$1000 \text{ ml de } H_2SO_4 \text{ ----- } 0,50 \text{ equivalentes de } H_2SO_4$$

$$200 \text{ ml de } H_2SO_4 \text{ ----- } X=0,10 \text{ equivalentes de } H_2SO_4$$

$$40 \text{ g de NaOH ----- } 1 \text{ equivalentes de NaOH}$$

$$10 \text{ g de NaOH ----- } X=0,25 \text{ equivalentes de NaOH}$$

Luego, como el H_2SO_4 es el reactivo limitante:

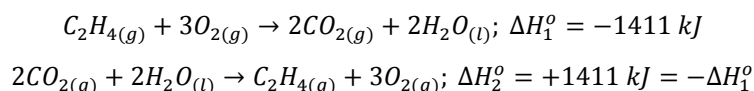
$$1 \text{ equivalente ----- } 13,7 \text{ kcal}$$

$$0,1 \text{ equivalentes ----- } X= 1,37 \text{ kcal}$$

Respuesta: se liberarán 1,37 kcal

Leyes fundamentales de la termoquímica

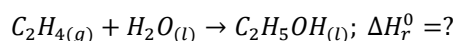
Ley de Lavoisier-Laplace: “El calor puesto en juego en una reacción química es igual y de signo contrario al de la reacción inversa”.



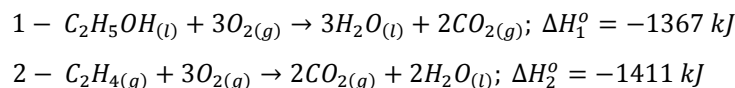
Ley de Hess: Si una reacción se puede escribir como la suma de 2 o más reacciones químicas, es decir, la reacción se produce en etapas, entonces su ΔH_r se puede calcular como la suma de los valores correspondientes a los ΔH de cada una de dichas etapas.

Podemos manejar las ecuaciones termoquímicas como si fueran algebraicas, esto es útil para determinar calores de formación de compuestos no sintetizables, cuyo calor de formación no se puede medir experimentalmente. Se logra haciendo intervenir a los productos y reactivos en otras reacciones cuyos calores de formación sí son medibles. A continuación damos un ejemplo.

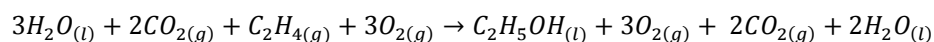
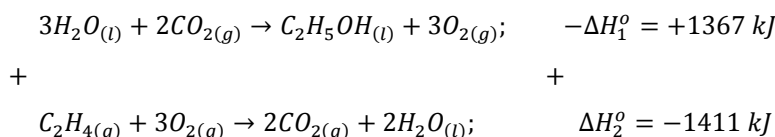
Calcular el calor de reacción de la siguiente reacción química:



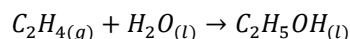
Sabiendo que las siguientes reacciones químicas son posibles y sus ΔH^0 se pueden medir en un calorímetro:



Invertimos la ecuación 1 para que el etanol (C_2H_5OH) quede del lado de los productos y le cambiamos el signo a ΔH^{01} . La ecuación 2 la dejamos tal cual. Luego le sumamos la ecuación 1 invertida a la ecuación 2 para obtener la ecuación propuesta inicialmente, luego de haber cancelado todas las sustancias que son iguales y que aparecen a ambos lados de la flecha luego de haber sumado reactivos de un lado y productos del otro. A continuación se indica el procedimiento:



Las 2 moléculas de CO_2 y las 3 moléculas de O_2 se cancelan, y me queda 1 molécula de agua del lado de los reactivos. De esta forma, la ecuación neta queda como la planteada al principio del enunciado:



$$\Delta H_f^\circ = \Delta H_1^\circ + \Delta H_2^\circ = 1367 \text{ kJ} + (-1411 \text{ kJ}) = -44 \text{ kJ}$$

Si sumamos ecuaciones algebraicas, también sumamos los ΔH° con sus respectivos signos.

Si para obtener la ecuación deseada fuera necesario multiplicar alguna de las ecuaciones que se dan como dato por un coeficiente, el ΔH° de ésta debe multiplicarse por el mismo coeficiente.

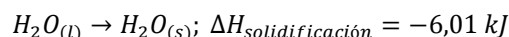
Entalpía de procesos físicos

Entalpías de cambio de estado

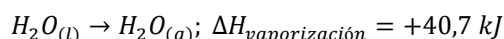
Vimos anteriormente que la materia se la podía encontrar en distintos estados de agregación; el pasaje entre estos distintos estados, involucra una variación de entalpía. Por ejemplo el **calor de fusión** es la cantidad de calor que se absorbe durante el pasaje de 1 mol de agua sólida a líquida:



Como consecuencia de la Ley de Lavoisier-Laplace el proceso de solidificación del agua será exotérmico:



Análogamente el resto de los cambios de estados tendrán sus correspondientes entalpías, ej. el **calor de vaporización** es la cantidad de calor que se absorbe durante el pasaje de 1 mol de agua líquida a gaseosa:



Y por ende, la condensación de agua vapor a agua líquida es un proceso exotérmico.

Calor de Disolución

Es la cantidad de calor que se pone en juego cuando **se disuelve** una determinada cantidad de sustancia sólida en un solvente dado. La disolución de urea en agua es un proceso endotérmico, tiene un $\Delta H_{\text{disolución}} = + 57,8 \text{ cal/g}$. Por otro lado el CaCl_2 tiene un $\Delta H_{\text{disolución}} = - 77,8 \text{ cal/g}$.

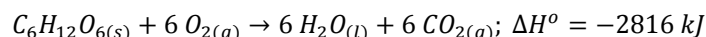
Calor de Dilución

Es la cantidad de calor que se pone en juego cuando **se diluye** una solución concentrada de alguna sustancia con mayor cantidad de solvente. El calor de dilución del H_2SO_4 concentrado con agua es $\Delta H_{25^\circ\text{C}} = -67,9 \text{ kJ/mol}$ de ácido, para una relación 10 moles de agua a 1 mol de ácido.

Alimentos y Combustibles

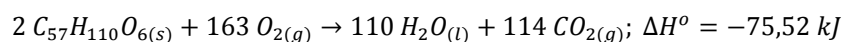
La energía liberada cuando se quema 1 g de una sustancia (alimento o combustible) se conoce como **valor energético**.

La mayor parte de la energía que los animales necesitan proviene de los hidratos de carbono y lípidos que ingieren. La energía liberada se utiliza para el crecimiento, desarrollo de actividad celular y reserva energética. Los polisacáridos se descomponen en el intestino dando glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). La glucosa, soluble en sangre, es transportada por la misma a las células donde reacciona con el O_2 en una serie de pasos para dar finalmente $\text{CO}_{2(g)}$, $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ y energía:



El valor energético medio de los hidratos de carbono y de las proteínas es de 4 kcal/g.

Los lípidos (grasas y aceites) experimentan el mismo tipo de reacción. La combustión de la triestearina, un triglicérido que se encuentra en varios alimentos viene dada por:



El cuerpo aprovecha la energía de los alimentos para mantener la temperatura del mismo, contraer los músculos, construir y reparar tejidos. Cualquier exceso de energía se almacena en el organismo en forma de grasas. El valor energético medio de los lípidos es de 9 kcal/g.

En alimentos se usa el concepto de **caloría nutricional** o **caloría grande**. La **caloría grande** o **caloría-kilogramo** es la energía calorífica necesaria para elevar en un grado Celsius la temperatura de un kilogramo de agua. Empleada en Biología/Alimentación y Nutrición, se expresaba con el símbolo **Cal** (con "C" mayúscula), de modo que $1 \text{ Cal} = 1 \text{ kcal} = 1000 \text{ cal}$. Actualmente, tal denominación se considera incorrecta; en su lugar debe utilizarse la **kilocaloría (kcal)**, sin embargo la información nutricional de las etiquetas de los alimentos está expresada en Cal.

Aplicaciones en agronomía

Los conceptos de energía aportada por los alimentos tienen aplicación directa en el diseño de la dieta para alimentación animal. A continuación ejemplificamos con un ejercicio de cálculo.

Ejemplo de cálculo

En base a la composición porcentual de los granos de Maíz y Sorgo:

- a) Calcular la energía (en kilocalorías) que aporta cada uno de ellos por kilogramo (1 kg) de grano y una mezcla de 70% maíz y 30% de sorgo.
- b) El requerimiento energético de las vaquillonas de 350 kg de Peso Vivo es de 19,8 Megacalorías/día. Calcule para cada alimento ¿cuantos kg/día por cabeza se deberá suministrar?

Cereal (grano)	Hidratos de carbono (%) (HC)	Proteínas (%) (P)	Lípidos (%) (L)
Maíz	73,0	9,2	4,6
Sorgo	70,7	10,4	3,1

HC: hidratos de carbono, P: proteínas, L: lípidos.

- a) Cada 100 g de Maíz tendremos:

$$73,0 \text{ g HC} \times 4 \text{ kcal/g HC} + 9,2 \text{ g P} \times 4 \text{ kcal/g P} + 4,6 \text{ g de L} \times 9 \text{ kcal/g de L} = 370 \text{ kcal}$$

Por lo que 1kg aportará 3700 kcal

- Cada 100 g de Sorgo tendremos:

$$70,7 \text{ g HC} \times 4 \text{ kcal/g HC} + 10,4 \text{ g P} \times 4 \text{ kcal/g P} + 3,1 \text{ g de L} \times 9 \text{ kcal/gL} = 352,3 \text{ kcal}$$

Por lo que 1kg aportará 3523 kcal

Luego para la mezcla tenemos:

$$3700 \text{ kcal/kg maíz} \times 70 \text{ kg maíz/100 kg mezcla} + 3523 \text{ kcal/kg sorgo} \times 30 \text{ kg sorgo/100 kg mezcla} = 3647 \text{ kcal/ kg mezcla}$$

- b) Cada vaquillona requiere 19,8 Megacalorías/día, es decir 19800 kcal/día, por lo que tenemos para:

$$\text{Maíz: } 19800 \text{ kcal/día} \times 1\text{kg}/3700 \text{ kcal} = 5,35 \text{ kg/día}$$

$$\text{Sorgo: } 19800 \text{ kcal/día} \times 1\text{kg}/3523 \text{ kcal} = 5,62 \text{ kg/día}$$

$$\text{Mezcla: } 19800 \text{ kcal/día} \times 1\text{kg}/3647 \text{ kcal} = 5,43 \text{ kg/día}$$