

Determinación del calor de formación de agua



Física

Termodinámica / Termodinámica

Química

Fisicoquímica

Termoquímica/ Calorimetría



Nivel de dificultad



Tamaño del grupo



Tiempo de preparación



Tiempo de ejecución

This content can also be found online at www.wiley.com/go/lehrer



<http://localhost:1337/c/60de257144675100047461f9>

PHYWE



Información para el profesor

Aplicación

PHYWE



Montaje experimental

Entalpías molares estándar de formación $\Delta_B H^0$ son importantes cantidades de tabulación termodinámica compiladas para calcular las entalpías estándar de reacción para cualquier reacción arbitraria. Se definen como el calor de reacción que se produce en la formación directa de un mol de la sustancia pura pertinente a partir de los elementos puros estables a presión constante. Para las reacciones de formación espontáneas y cuantitativas, por ejemplo, la conversión de hidrógeno y oxígeno en agua, las entalpías estándar de formación pueden medirse directamente mediante calorimetría.

En este experimento, la entalpía del agua se determina quemando 100 ml H_2 .

Información adicional para el profesor (1/3)

PHYWE



**Conocimiento
previo**

Los alumnos deben conocer las leyes de la termodinámica, la definición de entalpía y entropía. Además, deben conocer las buenas y seguras prácticas de laboratorio, trabajando con productos químicos y especialmente con gases volátiles como el hidrógeno.



Principio

Para determinar el calor molar de formación del agua $\Delta_f H_{H_2O}^0$ El hidrógeno y el oxígeno se mezclan, se encienden de forma segura utilizando el sistema de camisa de vidrio PHYWE y se forma H_2O . La energía liberada se cuantifica como aumento de la temperatura.

Información adicional para el profesor (2/3)

PHYWE



Objetivo

Los alumnos aprenden a determinar y calcular el calor molar de formación de una sustancia (H_2O).



Tareas

Determinar la entalpía de formación del agua al quemar 100 ml H_2 en un calorímetro cerrado con camisa de vidrio.

Información adicional para el profesor (3/3)

PHYWE



Nota

Si no desea utilizar el valor medio de ($= 410\text{JK}^{-1}$) para analizar una medición, hay que determinar la capacidad calorífica C_{cal} del calorímetro utilizado por separado antes de realizar el experimento. El procedimiento para ello se describe en las instrucciones de uso de la camisa de vidrio.

Instrucciones de seguridad

PHYWE



Para este experimento se aplican las instrucciones generales para la experimentación segura en las clases de ciencias.

Para las frases H y P, consultar la ficha de datos de seguridad del producto químico correspondiente.

Principio (1/3)

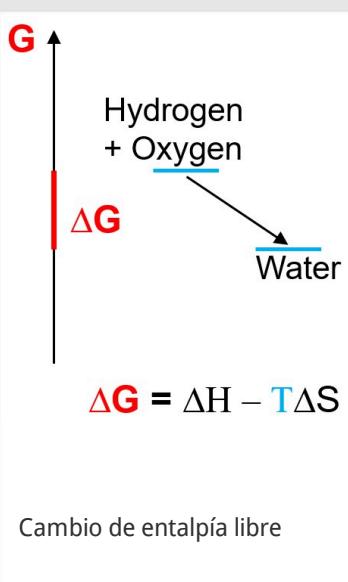
Entalpías molares de reacción $\Delta_r H$ caracterizan el balance térmico de las transformaciones de sustancias. Se definen como el calor de reacción $Q_P = \Delta h$ que se produce por la conversión de la fórmula molar $\Delta\xi$ a presión constante p y temperatura constante T .

$$\Delta_r H = \frac{(\Delta h)}{(\Delta\xi)_{p,T}} \quad (1)$$

La entalpía estándar de formación $\Delta_f H$ o calor estándar de formación de un compuesto, se define como el cambio de entalpía Δh durante la formación de 1 mol de la sustancia a partir de sus elementos constituyentes, con todas las sustancias en sus estados estándar (calor de reacción a constante p y T).

El calor de formación se mide en unidades de energía por cantidad de sustancia, normalmente se indica en kilojulios por mol ($kJ mol^{-1}$) sino también en kilocalorías por mol, julios por mol o kilocalorías por gramo (cualquier combinación de estas unidades que se ajuste a la directriz de energía por masa o cantidad).

Principio (2/3)



Las ecuaciones termoquímicas son como otras ecuaciones equilibradas, excepto que también especifican el flujo de calor (ΔH) para la reacción. Los cambios de entalpía de la reacción de la conversión de hidrógeno y oxígeno en agua se pueden determinar por calorimetría para muchas reacciones y utiliza un calorímetro. El cambio de entalpía (Δh) del sistema que reacciona, expresado aquí, corresponde al calor absorbido por el calorímetro, que es accesible mediante la ecuación

$$-\Delta h = Q_{cal} = \sum m_i c_i \Delta T = (m(H_2O) \cdot c(H_2O) + C_{cal}) \Delta T \quad (2)$$

Dónde:

$m(H_2O)$	Masa de agua en el calorímetro
$c(H_2O)$	Capacidad calorífica específica del agua ($= 4.1868 J g^{-1} K^{-1}$)
C_{cal}	Capacidad calorífica media del calorímetro de camisa de vidrio utilizado ($= 410 JK^{-1}$)
ΔT	Diferencia de temperatura en K ($T_2 - T_1$)

Principio (3/3)

PHYWE

Debido a lo siguiente:

$$\Delta n(H_2) = n(H_2) \Delta \xi$$

$n(H_2)$ Número estequiométrico ($= -1$)

El número de conversiones de fórmulas $\Delta \xi$ para la reacción de formación investigada es igual en magnitud a la cantidad de hidrógeno convertido Δn . Si la temperatura ambiente T y la presión atmosférica p son conocidos, este valor puede calcularse a partir del volumen de hidrógeno V implicaba utilizar la ecuación de estado general para los gases ideales:

$$\Delta n(H_2) = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} \quad (3)$$

Dónde:

p La presión atmosférica en $Pa = N \cdot m^{-2}$

V Volumen de hidrógeno en m^3

Material

Posición	Material	Artículo No.	Cantidad
1	Base soporte DEMO	02007-55	1
2	Varilla de acero inoxidable, 18/8, 250 mm	02031-00	2
3	Varilla de acero inoxidable, 18/8, 500 mm	02032-00	1
4	Varilla de acero inoxidable, 18/8, 750 mm	02033-00	1
5	Doble nuez	37697-00	10
6	Pinza universal	37715-01	3
7	Soporte para jeringa de gas con tope	02058-00	3
8	GLASS JACKET- CAMISA DE VIDRIO	02615-00	1
9	INSERTO CALORIMÉTRICO PARA CAMISA DE VIDRIO	02615-01	1
10	TAPA PARA INSERTO CALORIMÉTRICO	02615-02	1
11	JERINGA P.GAS 100ML,C.LLAVE 3VIAS	02617-00	3
12	Termómetro de laboratorio, -10...+50°C	38034-00	2
13	LUPA PLEGABLE 10X, D LENTE 17 MM	64598-00	1
14	TUBO DE SILICONA, DIAM.INT. 7 MM	39296-00	1
15	Varilla para agitador magnético, cilíndrica, 30 mm	46299-02	1
16	IMAN, D 10 MM, L 200 MM	06311-00	1
17	PHYWE Fuente de alimentación de alto voltaje, 10kV DC: 0... ± 10 kV, 2 mA	13673-93	1
18	CABLE DE CONEX. 30 kV, 1000 mm	07367-00	2
19	Embudo, vidrio, diámetro superior 50mm	34457-00	1
20	CAZO GRADUADO 1000ML, PLASTICO	36640-00	1
21	BOT.D.ACERO,HIDROG.,2L,EMBOT.	41775-00	1
22	BOT.D.ACERO,OXIGENO,2L,EMBOT.	41778-00	1
23	VALVULA DE REDUCC. P. HIDROGENO	33484-00	1
24	VALVULA DE REDUCC. P. OXIGENO	33482-00	1
25	SOPORTE D.MESA P.BOT.DE ACERO 2L	41774-00	2
26	LLAVE P. BOTELLAS DE ACERO	40322-00	1
27	Manguera de conexión, d int = 6 mm, l = 1 m	39282-00	3
28	Monitor electrónico climático con pantalla LCD	87997-10	1
29	AGUA DESTILADA, 5000ML	31246-81	1



Montaje y ejecución

Montaje (1/4)



Fig. 1: Montaje experimental

Preparar el experimento como se muestra en la Fig. 1 y Fig. 2 (página siguiente).

Colocar el inserto del calorímetro en la camisa de vidrio como se describe en el manual de instrucciones. Colocar la tapa del calorímetro en el inserto. La tapa tiene dos tubos capilares doblados en ángulo recto como entradas de gas, uno de los cuales está provisto de dos electrodos de platino. Éste debe estar situado debajo del tubo sin electrodos cuando se monte el calorímetro. El calorímetro de camisa de vidrio montado se sujetta con dos abrazaderas en las varillas de soporte cortas verticales. Las dos varillas de soporte largas también se fijan a estas varillas cortas, con la más larga en la parte inferior y la ligeramente más corta en la parte superior. Los soportes de las jeringas de gas se fijan a las barras transversales con cabezas de doble saliente.

Montaje (2/4)

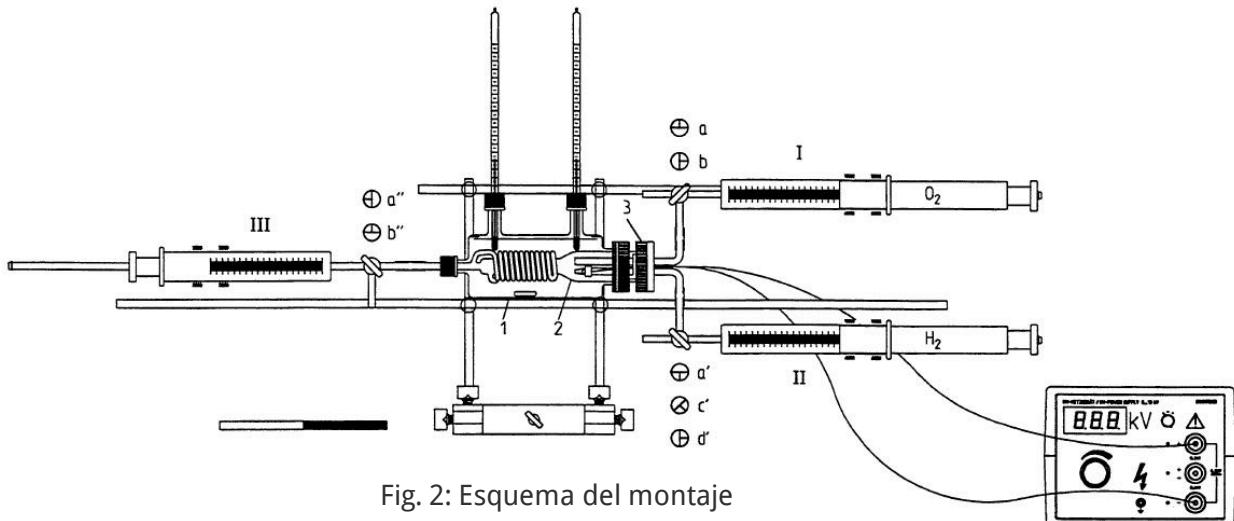


Fig. 2: Esquema del montaje

Montaje (3/4)

Se llena el vaso de precipitados con unos 500 g de agua a través de una de las dos boquillas verticales del tubo de vidrio (utilizando un embudo), y se debe determinar la masa exacta del agua vertida. Para ello, llenar el vaso de medida con unos 500 g de agua, determinar la masa del vaso lleno con una balanza ($= m_1$). Verter con cuidado el agua en la camisa de vidrio sin derramar nada y vuelva a pesar el vaso de precipitados ($= m_2$). La diferencia entre las pesadas da como resultado la masa del agua llena ($m_{H_2O} = m_1 - m_2$).

A continuación, introducir una varilla agitadora magnética (de 30 mm de longitud) en la camisa de vidrio a través de una de las boquillas y se introducen tambien los termómetros en las boquillas. Ahora conectar el calorímetro a las 3 jeringas de gas con válvulas de tres vías (I ... III) como se muestra en las Fig. 1 y 2, asegurándose de que el vidrio se encuentra con el vidrio en el tubo de conexión corto. Las jeringas de gas se introducen en los soportes de jeringas de gas para su sujeción, y los topes del pistón de los soportes se ajustan de forma que cada jeringa de gas pueda contener exactamente 100 ml de gas.

Montaje (4/4)

PHYWE

Por último, conectar los electrodos de la tapa del calorímetro al instrumento de alta tensión de 10 kV mediante cables de alta tensión, encender el instrumento y comprobar si se forma una chispa continua en las puntas de los electrodos. Esta comprobación es muy importante porque la chispa no debe romperse nunca durante la combustión del hidrógeno, ya que de lo contrario existe el riesgo de que se forme una mezcla de gas oxihidrógeno.

Ejecución (1/3)

PHYWE

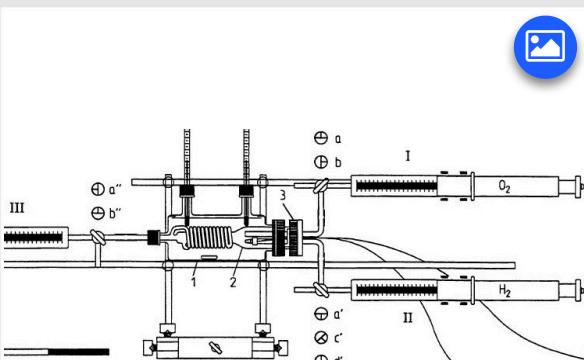


Fig. 3: Esquema del montaje

Las llaves de tres vías de las jeringas de gas se colocan en la posición a, a' y a'' (fig. 3). Llenar la jeringa de gas I con exactamente 100 ml de oxígeno y, después de retirar la fuente de oxígeno, mover la llave de paso de la jeringa a la posición b. A continuación, mover la llave de paso de la jeringa de gas III a la posición b'' y transferir el oxígeno de la jeringa I a la jeringa III y viceversa. Esto hace que el oxígeno se mezcle con el aire del calorímetro. Además, se puede comprobar la estanqueidad del calorímetro de esta manera.

Una vez que hayan llegado 100 ml de gas (mezcla de oxígeno y aire) a la jeringa de gas I, se puede llenar la jeringa de gas II con 100 ml de hidrógeno. A continuación, colocar la llave de paso de esta jeringa en la posición c', que cierra todos los canales de esta llave de paso.

Ejecución (2/2)

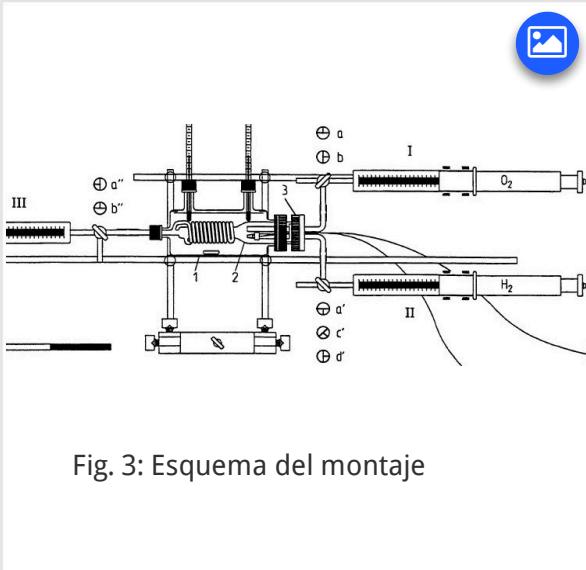


Fig. 3: Esquema del montaje

Con la ayuda de una barra magnética, la varilla agitadora del calorímetro se mueve ahora hacia adelante y hacia atrás desde el exterior hasta que ambos termómetros muestran la misma temperatura, lo que significa que el agua está a la misma temperatura en todas partes. Esta temperatura inicial (T_1) se anota. A continuación se enciende la chispa continua conectando el dispositivo de alta tensión. El grifo de la jeringa de gas II se coloca en la posición d' , y los pistones de las jeringas de gas I y II se presionan de manera uniforme y rápida (tiempo de combustión: aproximadamente 4 a 5 segundos).

El hidrógeno que entra en el calorímetro se enciende con la chispa y se transforma en agua (gotas en el inserto del calorímetro).

Ejecución (3/3)

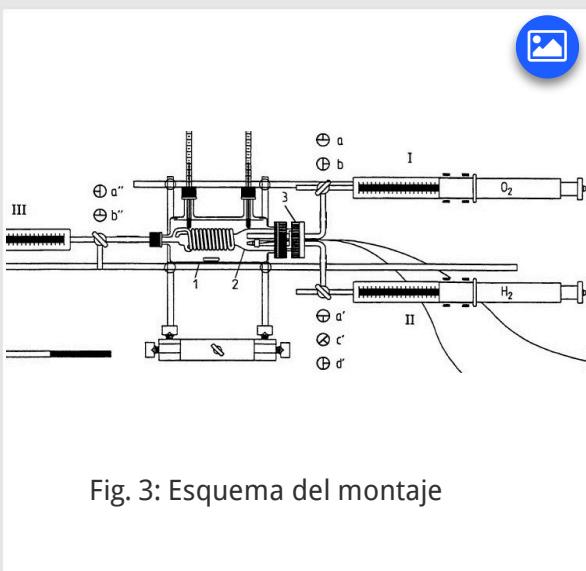


Fig. 3: Esquema del montaje

Después de la combustión, la llave de paso de la jeringa de gas II se devuelve inmediatamente a la posición a' y se desconecta la unidad de alta tensión. La varilla agitadora se mueve hacia adelante y hacia atrás en el agua hasta que ambos termómetros indiquen la misma temperatura.

Registrar esta temperatura como (T_2) (debe ser aproximadamente 0,5 K por encima de la temperatura inicial (T_1)). Además, registrar la temperatura ambiente T (medidor digital de temperatura) y la presión atmosférica p (barómetro).

Resultados (1/2)

El hidrógeno que entra en el calorímetro se enciende y se quema inmediatamente hasta convertirse en agua. El exceso de oxígeno se acumula en la jeringa de gas III.

En un experimento exitoso, la diferencia de temperatura ΔT es de aproximadamente 0,5 K.

Cálculo de la entalpía de formación del agua $\Delta_f H_{H_2O}^0$ a partir de los valores medidos de un experimento se puede calcular aplicando las fórmulas que se muestran en la parte de "Principio":

$$\Delta_f H_{H_2O}^0 = \frac{(\Delta h)}{(\Delta \xi)_{p,T}} \quad (1)$$

El cambio de entalpía (Δh) del sistema que reacciona, expresado aquí, corresponde al calor absorbido por el calorímetro, que es accesible mediante la ecuación

$$-\Delta h = Q_{cal} = \sum m_i c_i \Delta T = (m(H_2O) \cdot c(H_2O) + C_{cal}) \Delta T \quad (2)$$

Resultados (2/2)

$\Delta \xi$ es igual en magnitud a la cantidad de hidrógeno convertido $\Delta n(H_2)$:

$$\Delta n(H_2) = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} \quad (3)$$

Ejemplo:

La combustión de 100 ml de H₂ ($n = 4,065 \text{ mmol}$) a la temperatura $T = 296,15 \text{ K}$ y $p = 100,1 \text{ kPa}$ produce un aumento de la temperatura en $\Delta T = 0,45 \text{ K}$. Esto resulta en una entalpía molar de formación de $\Delta_f H_{H_2O}^0 = -277.1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ (valor lit: $-286.0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$).