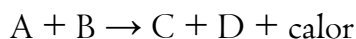


Reacciones exotérmicas

Ignacio Pérez López
José Mario Alcudia Sánchez
Química, CCH Azcapotzalco

Introducción

Es posible calcular el calor que se absorbe o que libera al realizar una *reacción química*. Se denomina *reacción exotérmica* a cualquier reacción química que desprenda energía, ya sea como luz o como calor, o lo que es lo mismo: con una variación negativa de la entalpía; es decir: $-\Delta H$. El prefijo *exo* significa «hacia fuera». Por lo tanto, se entiende que las reacciones exotérmicas liberan energía. Considerando que A, B, C y D representen sustancias genéricas, el esquema general de una reacción exotérmica se puede escribir de la manera siguiente:

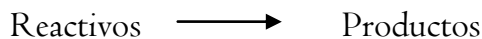


Leyes de la termoquímica

1. Primera ley de la termoquímica.
2. Segunda ley de la termoquímica (Ley de HESS)

Establece que el calor total de una reacción química es igual a la sumatoria de los calores de formación de los productos, menos la sumatoria de los calores de formación de los reactivos, para lo cual la ecuación química deberá estar *balanceada*.

Para el siguiente sistema:

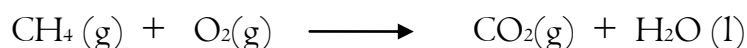


Se tendrá que la expresión matemática correspondiente a un sistema de reacción química será:

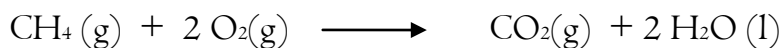
$$\Delta H_{\text{Reacción}} = \sum \Delta H^{\circ} f_{\text{productos}} - \sum \Delta H^{\circ} f_{\text{reactivos}}$$

Ejemplo I

A partir de los calores de formación de las sustancias que participan en el siguiente proceso, determinar el calor de reacción.



a) Balancear



$$1 = 1, 4 = 4, 4 = 4, 4 = 4$$

Está balanceada.

Calores de formación

$$\Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -68.32 \text{ Kcal/mol}$$

$$\Delta H^\circ_f \text{CO}_2(\text{g}) = -94.1 \text{ Kcal/mol}$$

$$\Delta H^\circ_f \text{CH}_4(\text{g}) = -17.88 \text{ Kcal/mol}$$

Aplicando la ecuación:

$$\Delta H^\circ \text{Reacción} = \sum \Delta H^\circ_f \text{ productos} - \sum \Delta H^\circ_f \text{ reactivos}$$

$$\Delta H^\circ \text{R} = - [\Delta H^\circ_f \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \Delta H^\circ_f \text{H}_2\text{O}(\text{l})] - [\Delta H^\circ_f \text{CH}_4(\text{g})]$$

$$\Delta H^\circ \text{R} = [1 \text{ mol}(-94.1 \text{ Kcal/mol} + 2 \text{ mol}(-68.32 \text{ Kcal/mol})] - [1 \text{ mol}(-17.88 \text{ Kcal/mol})]$$

$$\Delta H^\circ \text{R} = [-94.1 \text{ Kcal/mol} - 136.64 \text{ Kcal/mol}] - [-17.88 \text{ Kcal/mol}]$$

$$\Delta H^\circ \text{R} = -230.74 \text{ Kcal/mol} + 17.88 \text{ Kcal/mol}$$

$$\Delta H^\circ \text{R} = -212.86 \text{ Kcal/mol}$$

Convencionalmente, cuando el calor de reacción es *negativo* se considera que la reacción es *exotérmica*, es decir que libera energía.

El cloruro cálcico o cloruro de calcio es un compuesto químico, inorgánico, mineral utilizado como medicamento en enfermedades o afecciones ligadas al exceso o deficiencia de calcio en el organismo. También se usa en la industria de la alimentación.

El cloruro de calcio puede dar una fuente de iones de calcio en una solución, por ejemplo por precipitación, porque muchos compuestos con el calcio son insolubles, por esa razón se utiliza como coagulante en algunos tipos de tratamientos de aguas residuales.



Un *colorante* es una sustancia que es capaz de teñir las fibras vegetales y animales. Los colorantes se han usado desde los tiempos más remotos, empleándose para ello diversas materias procedentes de vegetales (cúrcuma, índigo natural, etc.) y de animales (cochinilla, moluscos, etc.), así como distintos minerales.

En química se llama *colorante* a la sustancia capaz de absorber determinadas longitudes de onda de espectro visible. Los colorantes son sustancias que se fijan en otras sustancias y las dotan de color de manera estable ante factores físicos/químicos como por ejemplo: luz, lavados, agentes oxidantes, etcétera.



Aprendizajes

- Muestra en el trabajo experimental mayor capacidad para formular hipótesis, realizar observaciones y analizar resultados.
- Incrementa sus habilidades en la búsqueda de información pertinente y en su análisis y síntesis.
- Balancea por inspección las ecuaciones químicas de las reacciones efectuadas.
- Incrementa su destreza en el manejo de equipo y sustancias de laboratorio al experimentar.
- Clasifica a las reacciones químicas como exotérmicas y endotérmicas. (N3)

Objetivos

- Obtener una compresa de agua caliente para Primeros auxilios.
- Demostrar reacciones exotérmicas espontáneas.

Procedimiento

- En una báscula se colocó una bolsa de polietileno grande y se agregó el cloruro de calcio hasta que pesara 10 gramos.
- Con una probeta se agregaron 100 ml de agua en una bolsa chica (tomando la temperatura inicial del agua)
- Se agregó colorante rojo a la bolsa con agua

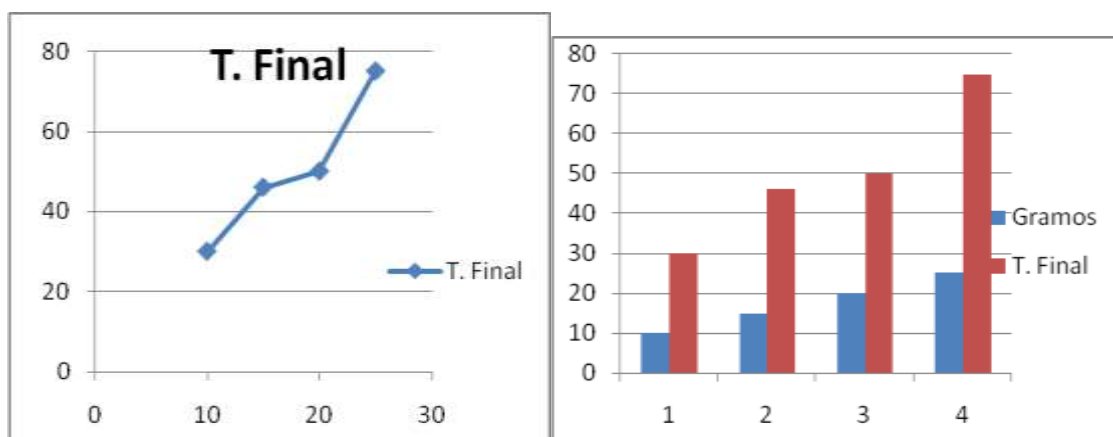
- Se introdujo la bolsa con agua dentro de la bolsa con cloruro de calcio y se introdujo un termómetro para tomar la temperatura.
- Se presionó las bolsas para que el agua de la bolsa pequeña se derramara sobre el cloruro de calcio.
- *Se anota la temperatura final.*
- Se repitió el mismo procedimiento tres veces más, pero ahora con cantidades de 15, 20 y 25 gramos de cloruro de calcio

Esquema



Resultados

Gramos de cloruro de sodio	Temperatura inicial	Temperatura final
10	20 ° C	30 ° C
15	20 ° C	46° C
20	20 ° C	50 ° C
25	20 ° C	75° C



Conclusiones

Como se observa en el cuadro, mientras más cloruro de calcio la temperatura aumenta y no se quiso aumentar la cantidad de cloruro de calcio para evitar accidentes; se tuvo en cuenta la temperatura del agua para que esta variable no se viera afectada en el experimento. Los alumnos comprendieron la diferencia entre reacción exotérmica y endotérmica.

Bibliografía

- ❖ Kwik Kold División de laboratorios de kay. Inc.. Moberly, Missouri 65270. Patente número 2 925 175 558 719 y 3.
- ❖ "Seleccionado valores de propiedades termodinámicas químicas". *NATL. Bur. Stand.* (Estados Unidos) 1965: Nota técnica 270-I. P 67.
- ❖ Occidental. C. R. Ed. "Manual CRC de química y Physeis" 49a. edg., CRC Prensa: Cleveland, Ohio. 1968; pp. D-38 B-I76.
- ❖ Kautinan, I. A. *J Chem. Educ.* 1970, 47, 518.
- ❖ Linke, W. F. "La solubilidad de inorgánicos y compuestos orgánicos de metal" edg 4 Sociedad Americana de Química: Washington. D.C. 1965. Vol. II, pp. 708-9.