

QUÍMICA



Santillana



QUÍMICA

AUTORES:

LEONOR AÍDA MARAMBIO MONTERO
Profesora de Ciencias Naturales y Química,
Pontificia Universidad Católica de Chile.

JOSÉ TOMÁS LÓPEZ VIVAR
Químico Farmacéutico,
Universidad de Chile.
Doctor en Química,
Pontificia Universidad Católica de Chile.

SEBASTIÁN RENATO GONZÁLEZ PALAVICINO
Profesor de Ciencias Naturales y Química,
Universidad Metropolitana de Ciencias de la Educación.

JAVIER ANDRÉS GUZMÁN PORRAS
Profesor de Ciencias Naturales y Química,
Universidad Metropolitana de Ciencias de la Educación.

MARÍA SOLEDAD ROJAS SMITH
Químico, Licenciada en Química.
Pontificia Universidad Católica de Chile.
Diplomado Enseñanza del Pensamiento y Calidad de Aprendizaje.
Pontificia Universidad Católica de Chile.

Santillana

El material didáctico **Química 3**, para Tercer Año de Educación Media, es una obra colectiva, creada y diseñada por el Departamento de Investigaciones Educativas de Editorial Santillana bajo la dirección de:

MANUEL JOSÉ ROJAS LEIVA

Coordinación área científico-matemática:

GABRIEL MORENO RIOSECO

Edición:

EUGENIA ÁGUILA GARAY

LEONOR MARAMBIO MONTERO

Ayudantes de edición:

PATRICIA CALDERÓN VALDÉS

MARISEL ROJAS VELASCO

Autores:

LEONOR MARAMBIO MONTERO

JOSÉ LÓPEZ VIVAR

SEBASTIÁN GONZÁLEZ PALAVICINO

JAVIER GUZMÁN PORRAS

MARÍA SOLEDAD ROJAS SMITH

Corrector externo:

MARIO ÁVILA GARRIDO

Corrección de estilo:

ISABEL SPOERER VARELA

Documentación:

PAULINA NOVOA VENTURINO

RUBÉN ÁLVAREZ ALMARZA

La realización gráfica ha sido efectuada bajo la dirección de:

VERÓNICA ROJAS LUNA

con el siguiente equipo de especialistas:

Coordinación gráfica:

CARLOTA GODOY BUSTOS

Diseño y diagramación:

IVÁN MUÑOZ OSORIO

Fotografías:

JORGE QUITO SOTO

IVÁN MUÑOZ OSORIO

ARCHIVO SANTILLANA

Ilustraciones:

ALFREDO GALDAMES CID

CRISTIÁN CARTES ARCE

Cubierta:

XIMENA MONCADA LOMEÑA

Producción:

NELSON GUAJARDO ARRIAGADA

www.santillana.cl
areaciencias@santillana.cl

Quedan rigurosamente prohibidas, sin la autorización escrita de los titulares del "Copyright", bajo las sanciones establecidas en las leyes, la reproducción total o parcial de esta obra por cualquier medio o procedimiento, comprendidos la reprografía y el tratamiento informático, y la distribución en ejemplares de ella mediante alquiler o préstamo público.

© 2005, by Santillana del Pacífico S.A. de Ediciones,
Dr. Aníbal Ariztía 1444, Providencia, Santiago (Chile)

PRINTED IN CHILE

Impreso en Chile por Quebecor World S.A.

ISBN: 956-15-1022-7

Inscripción N° 150.528

www.santillana.cl

N.E.

PRESENTACIÓN

El texto **Química 3**, para el Tercer Año de Educación Media, te invita a que sigas profundizando en el estudio de fenómenos cotidianos relacionados con la materia, la energía y las reacciones químicas.

A través de los contenidos del texto conocerás nociones básicas de la termodinámica que te ayudarán a predecir, por ejemplo, la ocurrencia de una reacción química y a determinar los factores que afectan la velocidad de una reacción, modificándola. Aprenderás cómo y cuándo un sistema químico o natural alcanza el equilibrio, experimentando en el laboratorio con sustancias ácidas y básicas. Distinguirás los procesos de oxidación y reducción tan importantes para entender, por ejemplo, la corrosión de los metales. Y por último, reconocerás la importancia y las aplicaciones tecnológicas de las moléculas orgánicas.

Es nuestro propósito darte la oportunidad de reconocer lo aprendido en tu entorno y en el ámbito científico-tecnológico y entregarte las herramientas para entender muchos de los problemas que se discuten hoy en día, relacionados con la Química y su impacto en la sociedad.



El texto **Química 3** se divide en siete unidades temáticas. A continuación te presentamos los tipos de páginas y las secciones que contiene cada unidad.

1 Inicio de unidad. Cada unidad abre con una gran página que motiva el interés por el tema; explicita los aprendizajes esperados de la unidad y presenta un test de diagnóstico para ser respondido por el estudiante.



2 Páginas para el desarrollo de los contenidos. En ellas se desarrollan los contenidos en un lenguaje claro y con rigor científico. Llama la atención la orientación pedagógica de las **Actividades**, donde hay un fuerte trabajo de análisis e interpretación. La sección llamada **QuimiCosas** te entrega datos interesantes y curiosos relacionados con los conceptos químicos. Destaca la sección **Para archivar**, que aparece cada cierto número de páginas del desarrollo conceptual y que resume las ideas básicas de lo que se ha aprendido.

Explora en..., cuyo propósito es trabajar en la página web de Santillana en actividades interactivas tanto para descubrir como para reforzar contenidos. Y, por último, la sección **Recuerda** que refuerza los contenidos básicos.



Otra sección es el **¿Cómo voy?**, que va dosificando el contenido y promoviendo la evaluación permanente.

Las páginas de contenido pueden incluir secciones como **QuimiNexos**, que propone actividades conectadas con otras áreas del saber y con la búsqueda en páginas estables de la Internet. Otro tipo de actividad es el

3 Actividades de laboratorio.

La sección **QuimiLab** te propone actividades experimentales. Al realizar la actividad, es importante que tengas la guía y el informe de laboratorio correspondiente, documento que podrá entregarte tu profesor(a). Podrás también bajar la guía con su informe de la página:



www.santillana.cl/qui3/guia1.pdf

4 Proyecto. Tiene el propósito de integrar un conjunto de temas relacionados con la Química y con otras disciplinas científicas y humanistas.

5 Resumen. Páginas recortables y archivables que exponen una síntesis de los principales contenidos de la unidad, organizados en esquemas conceptuales.

6 Resolución de problemas. Páginas que desarrollan un método para la resolución de problemas químicos. Se proponen **Problemas resueltos**, que siguen determinados pasos que llevan a la respuesta, y **Problemas propuestos**, para que el estudiante aplique el método aprendido.

7 Evaluación sumativa. Las páginas finales de cada unidad cuentan con una evaluación sumativa cuya primera parte llamada **Qué aprendiste**, presenta ítems de selección múltiple. La segunda parte de la evaluación ofrece preguntas de **Análisis y Aplicación** de los contenidos tratados en la unidad.

8 Cierre de la unidad. Presenta una sección de lectura que promueve la comprensión del impacto de la Química en la sociedad y en el bienestar humano, llamada **Química-tecnología-sociedad**, y un **Glosario** que expone los conceptos fundamentales de la unidad. Esta sección te ayudará a encontrar información en forma rápida y autónoma.



Anexos

Comprende las siguientes secciones:

Solucionario que expone las respuestas de las preguntas

formuladas en el texto.

Medidas de seguridad en el laboratorio que te presenta las acciones preventivas para evitar accidentes en el

trabajo experimental.

Tabla periódica de los elementos químicos.

Unidad

1 Materia y energía: una constante transformación 8

Sistema y entorno	10	La segunda ley de la termodinámica	26
QuimiLab N° 1: Identificación de sistemas	11	La energía libre de Gibbs: nueva variable termodinámica	27
Sistemas y variables de estado	12	QuimiLab N° 4: Descomposición de un compuesto	28
QuimiLab N° 2: Variables de estado de una mezcla	13	Criterios de espontaneidad de una reacción	29
Primera ley de la termodinámica	17	Proyecto: Ahorro de energía en el hogar	30
QuimiLab N° 3: Reacciones exotérmicas y endotérmicas	18	Resumen (archivable)	31
Termoquímica: energía en las reacciones químicas	19	Resolución de problemas: Ley de Hess	33
La entalpía: primera variable termodinámica	20	Qué aprendiste	35
Ley de Hess	22	Analiza y aplica	36
La entropía: otra variable termodinámica	25	Glosario	37

Unidad

2 Velocidad de las reacciones químicas 38

Teoría de las colisiones	41	Representación gráfica del orden de reacción	51
QuimiLab N° 5: Factores y velocidad de reacción	43	Mecanismo de reacción	52
Factor temperatura	44	Aplicación de mecanismos	53
Factor concentración	45	Proyecto: Los convertidores catalíticos	54
Factor estado de división de los reactantes	46	Resumen (archivable)	55
Efecto catalizadores	47	Resolución de problemas: Velocidad de reacción	57
QuimiLab N° 6: Reacción entre un metal y un ácido	48	Qué aprendiste	59
Velocidad de reacción	49	Analiza y aplica	60
Ley de velocidad	50	Glosario	61

Unidad

3 Alcanzando el equilibrio químico 62

Procesos reversibles e irreversibles	64	Factores que modifican el equilibrio	72
Reacciones químicas reversibles	65	QuimiLab N° 9: Concentración y temperatura	74
Sistemas químicos en equilibrio	66	Proyecto: Transantiago: equilibrio ambiental para la capital	76
QuimiLab N° 7: Reacciones directas y reversibles	67	Resumen (archivable)	77
La constante de equilibrio	68	Resolución de problemas: Constante de equilibrio	79
Equilibrios homogéneos y heterogéneos	69	Qué aprendiste	81
Principio de Le Châtelier	70	Analiza y aplica	82
QuimiLab N° 8: Efectos de la concentración	71	Glosario	83

Unidad

4 Reacciones ácido-base: equilibrios cotidianos 84

Diferenciando ácidos y bases	86	QuimiLab N° 11: Concentración y pH	97
Teorías ácido-base	88	Titulación: aplicación práctica de la neutralización	98
QuimiLab N° 10: Identificando ácidos y bases	89	Dilución de soluciones ácidas y básicas	99
Reacciones de neutralización	90	Proyecto: El pH del suelo	100
Equilibrio iónico del agua	92	Resumen (archivable)	101
Grado de acidez y escala de pH	93	Resolución de problemas: Titulaciones	103
Medición y cálculo del pH	94	Qué aprendiste	105
Fuerza de ácidos y bases	95	Analiza y aplica	106
		Glosario	107

5 Reacciones de óxido-reducción**108**

Equilibrio de oxidación-reducción	110	De la energía química a la eléctrica	120
Electrones y número de oxidación	111	QuimiLab N° 14: Construyendo pilas	121
Reglas para asignar el número de oxidación	112	Construyendo una celda electroquímica	122
Oxidación y reducción: procesos simultáneos	113	Potencial electroquímico: un predictor	123
Reacciones redox: transferencia de electrones	114	Proyecto: El alcotest	124
QuimiLab N° 12: Reacción redox de metales	115	Resumen (archivable)	125
Balance de ecuaciones redox por el método ion-electrón	116	Resolución de problemas: Potencial electroquímico	127
Reacciones redox en nuestro entorno	117	Qué aprendiste	129
QuimiLab N° 13: Reactividad de metales	118	Analiza y aplica	130
Los metales en las series de actividad	119	Glosario	131

6 Reacciones entre moléculas orgánicas**132**

Reactividad en Química orgánica	134	Reactividad del 1-bromopropano	147
Hacia la construcción de moléculas orgánicas	135	Explicando la reacción del 1-bromopropano	148
Enlaces dobles y triples	136	Mecanismos de reacción	149
Estructura tridimensional de las moléculas	137	Reactividad de compuestos bromoalquilados	150
Moléculas con átomos de oxígeno y nitrógeno	139	Cinética de la reacción: un dato clave	151
Construcción de modelos tridimensionales	140	Mecanismo de reacción teórico y experimental	152
Construcción de moléculas con enlaces dobles y triples	141	Ecuación de velocidad	153
Las moléculas no son estructuras rígidas	142	Proyecto: Remodelando una ruta metabólica	154
QuimiLab N° 15: Polaridad de algunos solventes	143	Resumen (archivable)	155
Polaridad de enlace	144	Resolución de problemas: Modelos tridimensionales	157
Representación de la polaridad de enlace	145	Qué aprendiste	159
QuimiLab N° 16: Reactividad de los haluros de alquilo	146	Analiza y aplica	160
		Glosario	161

7 Aplicaciones de las moléculas orgánicas**162**

Bromuro de metilo	164	El número de oxidación como un referente	173
La acción biológica del bromuro de metilo	165	QuimiLab N° 17: Oxidación del etanol	174
Efectos del bromuro de metilo sobre el medio	166	Nivel de alcohol en la sangre	175
El uso del bromuro de metilo en Chile	167	Proyecto: Consumo de alcohol en Chile	176
Importancia de las uniones entre moléculas	168	Resumen (archivable)	177
Uniones intermoleculares y propiedades físicas	169	Resolución de problemas: Uniones intermoleculares	179
Importancia biológica de las uniones intermoleculares	171	Qué aprendiste	181
Reacciones redox en las moléculas orgánicas	172	Analiza y aplica	182
		Glosario	183

Anexos**184**

Solucionario Unidad 1	184	Solucionario Unidad 5	187
Solucionario Unidad 2	185	Solucionario Unidad 6	188
Solucionario Unidad 3	185	Solucionario Unidad 7	189
Solucionario Unidad 4	186	Medidas de seguridad en el laboratorio	190
		Tabla periódica de los elementos químicos	191

Materia y energía: una constante transformación

Desde los orígenes del Universo, hasta hoy, la materia ha estado experimentando una serie de transformaciones que han ido conformando nuestro mundo. Son dos los actores fundamentales en estas transformaciones: la materia y la energía que se convierten una en otra a cada momento.

A diario y sin darnos cuenta, hacemos uso de las transformaciones de la materia y la energía, por ejemplo cuando convertimos el gas o la leña en calor a través de la combustión.

¿Por qué hay transformaciones que liberan calor mientras otras lo absorben?, ¿cómo podemos predecir si, bajo ciertas condiciones, dos sustancias reaccionarán o no? y ¿qué importancia tiene que la energía se conserve constante en el Universo? son algunas de las preguntas que responderemos en esta unidad.

En esta unidad aprenderás a...

- ▶ Conocer conceptos básicos de la termodinámica: universo, sistema, entorno y límite.
- ▶ Identificar procesos exotérmicos, endotérmicos, espontáneos y no espontáneos que ocurren en la vida cotidiana.
- ▶ Definir y comprender los parámetros termodinámicos de: entalpía, entropía y energía libre, y aplicarlos a las reacciones químicas.
- ▶ Relacionar los cambios energéticos en una reacción con la ruptura y formación de enlaces químicos.
- ▶ Desarrollar actividades experimentales relativas a la identificación de las variables de un sistema, comprobación de reacciones exotérmicas y endotérmicas y verificación de la espontaneidad en una reacción.
- ▶ Conocer ejemplos de reacciones químicas espontáneas que ocurren en el entorno.
- ▶ Determinar, de acuerdo al valor de la energía libre, si la reacción química es espontánea, no espontánea o está en equilibrio.
- ▶ Calcular el balance energético en reacciones químicas, siguiendo un método de resolución de problemas.
- ▶ Valorar el estudio de la Química en cuanto aporta al conocimiento de la materia y a los cambios que experimenta, en situaciones cotidianas.

¡Increíble!
Casi el 80% de la energía contenida en los alimentos que comemos, la usamos para mantener constante nuestra temperatura corporal en 37 °C.



¿Cuánto sabes?

Marca con un el casillero correspondiente.

1. La energía fluye en el Universo y tiene la capacidad de:

- almacenarse. absorberse. transformarse.

2. ¿Qué instrumento sirve para medir la energía liberada en una reacción química?

- Termómetro. Calorímetro. Densímetro.

3. La descomposición del agua en sus elementos químicos:

- libera energía. transforma energía. absorbe energía.

4. En una reacción química se libera la energía almacenada en los:

- elementos. átomos. enlaces.



Una **reacción química** es un proceso en el que una o más sustancias (reactantes) se transforman en otra u otras sustancias diferentes (productos). Toda la materia tiene **energía térmica**, porque contiene partículas que están en constante movimiento.

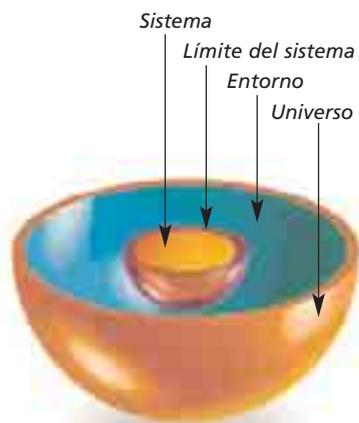
Sistema y entorno

A nuestro alrededor están habitualmente ocurriendo reacciones químicas. Por ejemplo, cuando se quema un papel o un combustible; cuando un objeto metálico se oxida; incluso ocurren dentro de nuestro propio cuerpo.

Si bien en las reacciones químicas es importante saber las cantidades de las sustancias que reaccionan y las que se producen, la **variación de energía** entre los reactantes y productos tiene el mismo o mayor interés. Por ejemplo, las reacciones de combustión, como la del gas natural en la cocina, se llevan a cabo en la vida cotidiana, principalmente por la **energía térmica** que liberan, más, que por las cantidades de los productos obtenidos.

Para lograr una visión más completa de una reacción química es necesario tener en cuenta el **punto de vista termodinámico**, es decir, considerar la energía involucrada en el proceso, sea energía térmica u otras formas de energía.

Antes de comenzar el estudio de los cambios energéticos en las reacciones químicas, definiremos dos conceptos: sistema y entorno.



Los conceptos de sistema y entorno son básicos para comprender los intercambios de energía que tienen lugar en las reacciones químicas.

Observemos el esquema que aparece a la izquierda. El **sistema** es lo que se desea estudiar, es una parte específica del **universo** de interés para nosotros. Para los químicos, los sistemas son las sustancias involucradas en cambios físicos y químicos. El **entorno** es todo lo que rodea al sistema material. A la separación del sistema, real o imaginaria, con su entorno, se le llama **límite del sistema**.

Hay tres tipos de sistemas. Un **sistema abierto** puede intercambiar materia y energía con su entorno. Por ejemplo, una cierta cantidad de agua en un recipiente abierto. Ahora, si se cierra el recipiente, se forma un **sistema cerrado**, ya que el vapor de agua (materia) no puede escapar ni condensarse en el recipiente. En un sistema cerrado **no hay** transferencia de materia, **solo** de energía. Al colocar el agua en un frasco totalmente aislado, por ejemplo, dentro de un termo, se forma un **sistema aislado**, el cual **no** posibilita la transferencia de la materia ni de la energía.

ACTIVIDAD

RECONOCIENDO UN SISTEMA Y SU ENTORNO

1. Imagina que quieres investigar el nivel de ruido en una sala de clases.
 - a) ¿Cuál es el tema de estudio de la investigación?
 - b) ¿Qué representa la sala: el sistema o el universo?
 - c) ¿Qué representan las paredes y el exterior de la sala: el entorno o el límite del sistema?
 - d) ¿Qué tipo de sistema es la sala: abierto o cerrado?
 - e) ¿Cómo podrías convertir la sala en un sistema aislado?





QUIMILAB N° 1

IDENTIFICACIÓN DE SISTEMAS

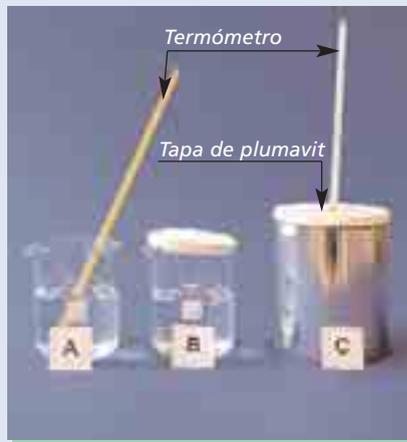
Objetivo: Identificar los sistemas abierto, cerrado y aislado en experiencias sencillas.

Materiales

- contenedor aislante (recipiente de vidrio o tarro forrado con plumavit)
- tapón de goma
- 2 termómetros
- vaso de precipitado de 250 mL
- 6 vasos de precipitado de 150 mL
- mechero, trípode y rejilla
- poliestireno (plástico duro)
- tapón de plumavit
- varilla de vidrio

Reactivo

- agua potable


Procedimiento
Ensayo I

1. Coloca 20 mL de agua en cada uno de los vasos de precipitado.
2. Deja un vaso destapado, el segundo tapado y el tercero dentro del contenedor aislante.
3. Distingue en ellos cuál representa un sistema abierto, cerrado y aislado y anota tus conclusiones.

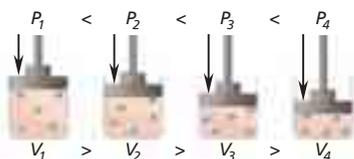
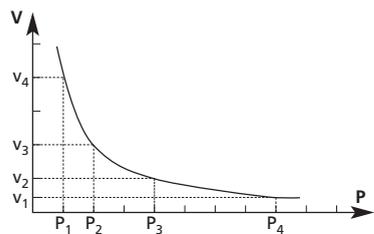
Ensayo II

1. En un vaso, calienta 200 mL de agua hasta los 70 °C y apaga el mechero. Sigue paso a paso las instrucciones que aparecen en la [Guía de laboratorio N° 1](#) que te entregará tu profesor o profesora. **Precaución:** No toques el vaso que está muy caliente.
2. Coloca 50 mL de agua a 70 °C en tres vasos de precipitado. **Precaución:** Usa un guante o un paño para tomar el vaso.
3. El primer vaso déjalo sin tapar y rotúlalo como sistema A.
4. Tapa el segundo vaso con una cubierta de poliestireno y rotúlalo como sistema B.
5. Ubica el tercer vaso dentro de un contenedor aislante y cúbrelo con un tapón de plumavit y rotúlalo como sistema C.
6. Espera un par de minutos (tiempo cero) y comienza a medir la temperatura de cada uno de los vasos cada 5 minutos, agitando con la varilla levemente el líquido, tal como muestra la foto superior, y registra los datos obtenidos en una tabla.

Análisis y aplicación

1. En el **ensayo 1**, ¿en qué te fijaste para clasificar los sistemas?
2. Dibuja cada sistema y señala mediante flechas el sentido del flujo de energía térmica.
3. ¿Por qué razón hubo que esperar dos minutos antes de comenzar a tomar las mediciones, en el **ensayo 2**?
4. ¿Qué se habría observado si se hubiera comenzado a medir la temperatura en forma inmediata?
5. ¿En qué vaso baja más la temperatura? ¿Por qué crees tú que sucede esto?
6. Clasifica y explica, los sistemas A, B y C, como sistemas abiertos, cerrados o aislados.
 - Responde el [Informe de laboratorio N° 1](#) que te entregará tu profesor o profesora.

Sistemas y variables de estado



Relación presión-volumen en un gas. Al variar la presión (P) sobre el gas (representado por las esferas), el volumen (V) cambia en una relación inversamente proporcional, mientras la temperatura se mantenga constante.



En el estudio de un sistema solo interesa la diferencia entre el estado final y el estado inicial (ΔEst), no considera los diferentes caminos que llevan a la transformación.

Ya conocidos los tipos de sistemas materiales, analizaremos ahora las variables que los regulan. Para describir un sistema, es necesario conocer el valor de una serie de variables que determinan el **estado inicial (Est_i)** y el **estado final (Est_f)** del sistema, a estas se les llama **variables de estado**, como son: volumen, presión, temperatura y masa.

Por ejemplo, si se tiene un sistema gaseoso, es decir, un gas dentro de un recipiente cerrado, será suficiente con conocer la presión, la temperatura y el volumen para describir perfectamente su estado inicial. Si al gas se le aplica presión, todo el tiempo se comportará de la misma manera: disminuirá su volumen, siempre y cuando la temperatura permanezca constante. Debes tener en cuenta que el estudio de un sistema se facilita al limitar el número de variables, manteniendo fijas algunas de ellas. (Ver figura a la izquierda).

Analizaremos también, un conjunto de variables que dependen exclusivamente del estado inicial y el estado final del sistema y **no** del mecanismo que sigue el proceso cuando pasa de un estado a otro; las llamaremos **funciones de estado**. Algunas de estas son: temperatura, entalpía y entropía, que estudiaremos en esta unidad.

Por ejemplo, si se tiene un vaso con una solución de agua con sal (Est_i) y quieres obtener la sal por evaporación del agua (Est_f), la energía térmica del estado final deberá ser mayor a la del estado inicial (agua-sal a 25 °C) y esta diferencia será la misma ya sea que: aumentes la temperatura en forma brusca, dividas el volumen de agua en dos o tres vasos o demores mayor o menor tiempo en hervir el agua, siempre deberá llegar al punto de ebullición de la solución acuosa. Es claro que el gasto de tiempo y de energía en cada una de las experiencias es diferente, pero no nos interesa la energía o tiempo que se gasta o malgasta, solo importa **la diferencia de energía que poseerá el sistema al pasar del estado inicial al final**.

ACTIVIDAD

RECONOCIENDO LAS VARIABLES DE ESTADO

1. La atmósfera presenta continuos cambios de temperatura y presión. Los instrumentos de un globo sonda han registrado los siguientes datos:

Día	Presión (atm)	Temperatura (°C)	Condición del tiempo
1	1,0	25	Parcial nublado
2	1,5	28	Despejado y soleado
3	1,2	27	Despejado

- ¿Qué tipo de sistema es la atmósfera?
- ¿Qué variables de la atmósfera son las estudiadas?
- ¿Qué otras variables podrían estudiarse?
- ¿Qué dirías del estado inicial y final de este sistema?
- ¿Podrías predecir las condiciones del tiempo si contaras con más mediciones? Explica.



QUIMILAB N° 2

VARIABLES DE ESTADO DE UNA MEZCLA

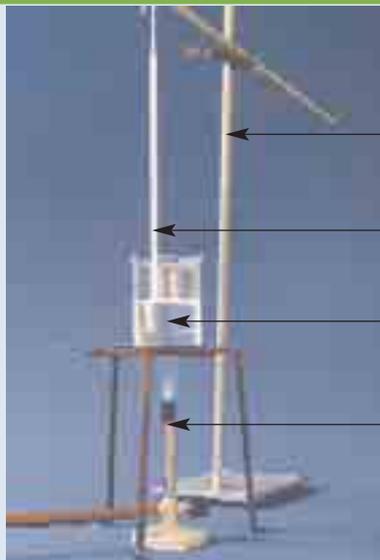
Objetivo: Identificar las variables de estado de una mezcla.

Materiales

- vaso de precipitado de 250 mL
- mechero, trípode y rejilla
- termómetro
- balanza de precisión de 0,1 g
- pitilla
- varilla de agitación

Reactivos

- sal común (cloruro de sodio, NaCl)
- agua destilada
- hielo



Soporte universal

Termómetro

Solución agua-sal

Mechero

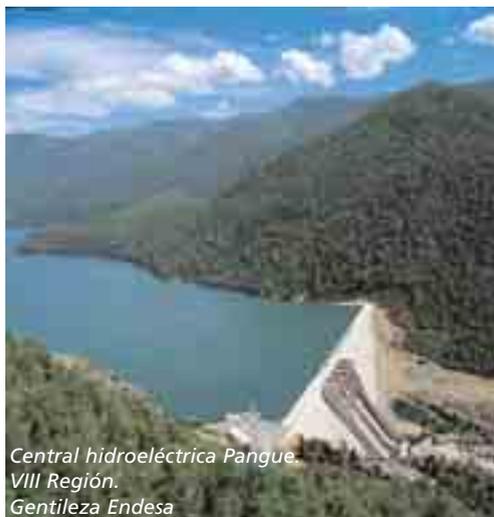
Procedimiento

1. Pon 2 g de sal común en el vaso de precipitado, agrega luego unos 30 mL de agua destilada y agita hasta lograr la disolución completa. Sigue los pasos que aparecen en la [Guía de laboratorio N° 2](#).
2. Una vez disuelta la sal, añade agua destilada hasta completar un volumen de 100 mL.
3. Instala el termómetro e introdúcelo en la solución, como muestra la foto superior.
4. Registra los valores de temperatura (grados Celsius), volumen (litros) y presión (atmósferas) del estado inicial del sistema en una tabla.
5. Calienta el sistema hasta una temperatura aproximada de 70 °C, retira el mechero e inmediatamente registra la temperatura (tiempo cero) en una tabla.
6. Continúa registrando la temperatura cada 5 minutos hasta que no haya variación después de dos mediciones seguidas.
7. Ahora mide 25 g de hielo y agrégalo al sistema caliente. **Precaución:** Agrega el hielo lentamente para evitar la ruptura del vaso.
8. Una vez que el hielo esté fundido por completo, agita y determina el valor de las variables (P, V y T) que describen el sistema en su estado final. Registra esta información en una tabla.

Análisis y aplicación

1. ¿Cuál es el estado inicial y final del sistema?
 2. ¿Qué tipo de sistema se empleó en este experimento?
 3. A medida que transcurre el tiempo, ¿aumenta o disminuye la temperatura? Explica por qué.
 4. ¿Qué cambios experimenta el volumen de la mezcla?
 5. ¿Cuáles son las variables de estado de este sistema?
 6. ¿Cómo afecta al sistema el agregar hielo? Fundamenta.
 7. ¿Qué variables fueron modificadas?
 8. ¿Se mantiene la misma concentración de sal en el sistema al agregar el hielo? Explica.
 9. ¿Qué sucedería si el sistema se hiciera totalmente aislado una vez que ha alcanzado los 70 °C?
- Responde el [Informe de laboratorio N° 2](#).

Principios de la termodinámica



Central hidroeléctrica Pangué.
VIII Región.
Gentileza Endesa

Cuando quemamos madera, carbón o gas para obtener calor, este puede ser usado con diferentes fines. Por ejemplo, podría mover una turbina, que a su vez mueve un electroimán de un alternador, generándose así corriente eléctrica. Vemos aquí que la energía almacenada en el combustible se convierte en energía mecánica primero y luego en energía eléctrica.

¿Qué disciplina científica es la que estudia estos intercambios entre las diferentes formas de energía?

Es la **termodinámica** una rama de la ciencia que nació a mitad del siglo XIX; estudia las reacciones entre calor y otras clases de energía, así como el uso eficiente de los recursos energéticos.

La termodinámica se basa en dos principios fundamentales que comprenderemos en esta unidad:

- La energía del Universo es constante.
- El desorden del Universo aumenta constantemente.

El estudio de los principios termodinámicos en esta unidad, hará posible una mayor comprensión de nuestro entorno.



Central termoeléctrica Taltal.
II Región.
Gentileza Endesa

Para producir electricidad, en las centrales termoeléctricas se utiliza el calor producido por la quema de un combustible (carbón, gas natural o derivados del petróleo) y en la hidroeléctricas, se aprovecha el movimiento del agua.



¿CÓMO VOY?

SISTEMAS Y VARIABLES TERMODINÁMICAS

Responde verdadero (V) o falso (F).

1. En un sistema abierto hay intercambio solo de materia con el exterior.
2. Una botella de bebida destapada es un sistema abierto.
3. El cuerpo humano es un sistema cerrado.
4. Un termómetro es un sistema aislado.
5. Las variables de estado son propiedades medibles.
6. Las variables de estado describen el estado de un sistema.



QUIMINEXOS

Cada región de Chile cuenta con distintos recursos energéticos. Busca en la página web www.cne.cl de la Comisión Nacional de Energía, la ubicación de las centrales hidroeléctricas y termoeléctricas del país y describe su funcionamiento en relación a las transformaciones energéticas que ocurren.

Energía, trabajo y calor

El desarrollo de la termodinámica no se llevó a cabo hasta que se diferenciaron y clarificaron los conceptos de energía, trabajo y calor.

La **energía** se conoce como la capacidad de un sistema para producir trabajo.

Cualquier **sistema químico**, a una presión y temperatura dadas, posee:

- Una cantidad de energía que es medible macroscópicamente.
- Una cantidad de energía almacenada en su interior debido a su composición, que llamamos **energía interna (E)**.

Imagina que tienes un **sistema cerrado** que contiene 200 g de agua a la temperatura ambiente. Es posible aumentar su energía interna calentando el agua o agitándola con una varilla. En el primer caso, se entrega calor al sistema y en el segundo, trabajo; pero en ambos casos, debido al incremento de la temperatura, aumenta el movimiento de las moléculas y el valor de la energía interna del sistema.

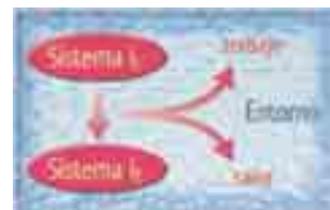
¿Qué relación hay entre calor y trabajo?

Gran cantidad de transformaciones que suceden intercambian con el entorno **solo calor (q)** y **trabajo (w)**, de ahí que la variación de energía interna (ΔE), al pasar de una situación inicial a otra final, pueda ser representada así:

$$\Delta E = E_f - E_i$$

$$\Delta E = q + w$$

El calor intercambiado por el sistema más el trabajo realizado sobre el sistema es igual a la variación de energía interna del sistema.



El calor (q) es una cantidad de energía que se transmite durante un proceso en el cual hay una diferencia de temperatura entre el sistema y sus alrededores. El trabajo (w) es una acción que modifica al sistema mismo o a sus alrededores.

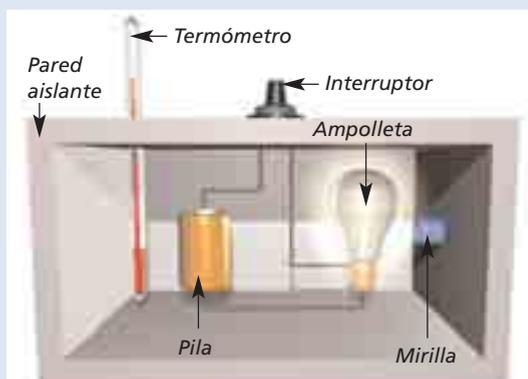


Trabajo es la acción que modifica el sistema mismo o sus alrededores.

ACTIVIDAD

CONSERVACIÓN DE ENERGÍA

1. Se ha instalado un sistema que consiste en una pila y una ampollita contenidas dentro de una caja de paredes aislantes. Para estudiar la transferencia de energía, se ha cerrado el circuito y se ha medido la temperatura del aire cada 5 minutos registrando estos datos en una tabla. Al respecto, responde en tu cuaderno.



Hora	15:00	15:05	15:10
Temperatura (°C)	13	14,5	16,0

- a) ¿Qué clase de sistema es el utilizado?
- b) ¿Qué clases de energía se han transferido o transformado en esta experiencia? Explica.



QUIMICOSAS

Todos los cuerpos irradian energía. Por ejemplo, luego de haber corrido por largo tiempo, tu cuerpo emitirá calor por radiación. En este caso estarás "perdiendo" calor. Si no irradiáramos calor, la temperatura de nuestro cuerpo aumentaría excesivamente, lo que provocaría alteraciones que afectarían nuestra salud. La radiación permite a nuestro organismo ceder calor y regular así la temperatura corporal.

Calor y temperatura

Todos sabemos que la temperatura en verano es mayor que en invierno, por eso decimos que en esta época "tenemos calor". Sin embargo, desde el punto de vista termodinámico la idea de "contener calor" **no** es correcta. En realidad lo correcto es decir que en verano el sol transfiere mayor energía térmica que en invierno.

El calor es la energía que se transfiere de un sistema a otro como consecuencia de una diferencia de temperatura.

La transmisión de calor de un sistema a otro, ocurre hasta que se alcanza el **equilibrio térmico**, es decir, ambos sistemas alcanzan la misma temperatura.

La **temperatura** es una medida de la energía cinética de las moléculas de un sistema. Cuando un sistema recibe calor, aumenta la velocidad con que se mueven dichas moléculas. A mayor energía cinética mayor será la temperatura, y viceversa.

El calor puede transmitirse por tres vías: **conducción**, **convección** y **radiación**. En el cuadro siguiente veamos algunos ejemplos:



Conducción

Al calentarse el clavo en la llama de un mechero, el calor se irá propagando desde el extremo expuesto al fuego hacia todo el clavo. Los átomos que forman el clavo del punto sometido al calor, aumentan su energía cinética (aumento de la temperatura), comunicándola a los átomos vecinos, hasta que todos los puntos del clavo reciben esa transmisión de energía. En los sólidos el calor se transmite por **conducción**.



Convección

Al calentar agua, la parte del líquido sometido directamente al calor, se dilata más que el resto. Al dilatarse su volumen aumenta y esa porción de líquido se hace menos denso o más liviano y, entonces asciende. El espacio que deja es ocupado por otra porción de líquido más frío y menos liviano (más denso), produciéndose una circulación permanente del agua. En los líquidos y gases el calor se transmite por **convección**.



Radiación

Al quemar la leña podemos sentir el calor desprendido, y esta transmisión de energía ocurre por radiación. Nuestro cuerpo permanentemente intercambia calor con el ambiente mediante radiación a través del aire. El calor del sol también se propaga por radiación. Gracias a esto podemos "asolearnos". En el vacío y en algunos gases el calor se transmite por radiación.

Primera ley de la termodinámica

Diversos experimentos, realizados entre 1830 y 1850, pusieron de manifiesto la equivalencia y conservación de todas las formas de energía. Esta situación permitió a **Julius Mayer** (1814-1887) y **James Joule** (1818-1889), entre otros, enunciar el **principio de conservación de la energía**, que dice: "la energía total del Universo es constante; la energía no se crea ni se destruye, solo se transfiere entre un sistema cerrado y su entorno".

Este principio no se demuestra, sino que se deduce de nuestra experiencia cotidiana y del conocimiento adquirido sobre el comportamiento de la materia. Su validez ha sido constatada repetidamente, sin que, hasta el momento, ningún fenómeno lo pueda contradecir.

La **primera ley de la termodinámica** no es más que otra manera de expresar el principio de conservación de la energía. En química, un sistema, por ejemplo un matraz en el que se produce una reacción, puede intercambiar energía con el medio que lo rodea: recibiendo o cediendo calor.

Para señalar el sentido de este intercambio se ha adoptado la siguiente convención de signos:

- Cuando un sistema absorbe calor, el valor de q es positivo, y aumenta su energía interna.
- Cuando el sistema libera calor, el valor de q es negativo, y disminuye su energía interna.



La absorción o desprendimiento de energía en una reacción química puede estimarse con la ayuda de un simple termómetro.

RECUERDA

Para aplicar la primera ley de la termodinámica los signos son:
 Absorción de calor: $q > 0$ (signo +).
 Liberación de calor: $q < 0$ (signo -).

ACTIVIDAD

TRANSFERENCIA Y CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA

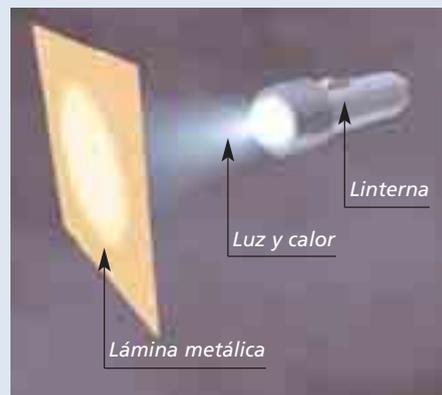
1. Une con líneas el tipo de energía, su término asociado y dónde está presente.

Energía potencial	Calor	Pila
Energía química	Carga	Agua en una represa
Energía térmica	Composición	Estufa encendida
Energía eléctrica	Posición	Rayo

2. Observa el siguiente montaje y responde en tu cuaderno:

- ¿Qué tipos de energía hay en esta experiencia?
- ¿Por qué la lámina metálica se calienta?
- ¿Cómo se transmite el calor de la linterna a la lámina metálica y en el metal mismo?

3. Los científicos: R. Clausius (1822-1888), J. Gibbs (1839-1903), L. Kelvin (1824-1907), L. Boltzman (1844-1906) y J. Maxwell (1831-1879) contribuyeron al estudio de la termodinámica. Elige uno de ellos y averigua acerca de su vida y trabajo.





QUIMILAB N° 3

REACCIONES EXOTÉRMICAS Y ENDOTÉRMICAS

Objetivo: Identificar reacciones exotérmicas y endotérmicas.

Materiales

- tubos de ensayo
- tarro alto forrado con plumavit, con tapa horadada (sistema de aislamiento térmico)
- termómetro de escala 0 °C a 200 °C
- balanza

Reactivos

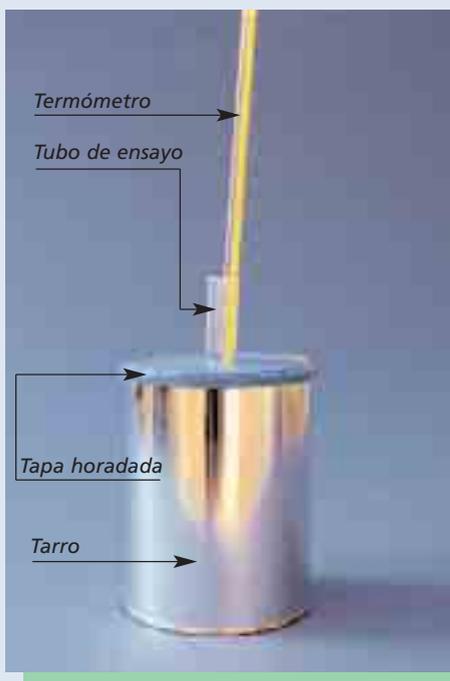
- cloruro de calcio anhidro (CaCl_2)
- cloruro de calcio hexahidratado ($\text{CaCl}_2 \times 6 \text{H}_2\text{O}$)
- agua

Procedimiento

1. Construye un sistema térmico como se muestra en la fotografía superior, siguiendo los pasos de la [Guía de laboratorio N° 3](#).
2. Pon un tubo con 5 mL de agua al interior del sistema de aislamiento térmico, al cual se le ha introducido un termómetro, como muestra la foto a la derecha.
3. Una vez instalado el tubo, agrega 2 g de cloruro de calcio anhidro (CaCl_2).
4. Usando el termómetro, mide la temperatura alcanzada por la mezcla y regístrala en una tabla. Si es preciso, toma valores de la temperatura cada 3 minutos hasta que la temperatura no varíe.
5. Repite los pasos 2, 3 y 4, pero esta vez disuelve el cloruro de calcio hexahidratado ($\text{CaCl}_2 \times 6 \text{H}_2\text{O}$).
6. Registra la temperatura de esta experiencia en una tabla.

Análisis y aplicación

1. ¿Qué tipo de sistemas son los utilizados? Explica.
 2. ¿En cuál de los procesos se liberó energía?, ¿en qué procesos se absorbió?
 3. ¿Cómo pudo calentarse el sistema si se encuentra aislado?
 4. ¿Qué podemos decir sobre la energía inicial del sistema en comparación con el sistema final? Explícalo para ambos casos.
- Responde el [Informe de laboratorio N° 3](#).



Termoquímica: energía en las reacciones químicas

Todas las reacciones químicas transcurren con un intercambio de energía con el medio ambiente. El calor es, generalmente, la forma de energía que entra en juego en las transformaciones químicas, aunque en muchos casos también vienen acompañadas de energía luminosa o energía eléctrica.

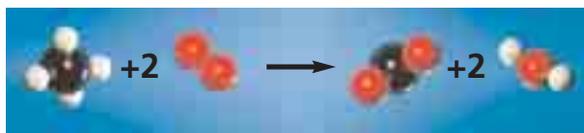
Una **reacción exotérmica** es un proceso en el que se desprende energía. Las combustiones y un gran número de reacciones de formación de compuestos a partir de sus elementos (por ejemplo, agua a partir de hidrógeno y oxígeno) son reacciones exotérmicas.

Una **reacción endotérmica** es un proceso que necesita un aporte continuo de energía para producirse, es decir, es un proceso que absorbe energía. La descomposición en sus elementos, mediante alguna forma de energía (por ejemplo, obtener hidrógeno y oxígeno a partir del agua) es una reacción endotérmica.

Veamos a continuación un ejemplo de cada tipo de reacción química.

• **Reacción exotérmica.** La combustión del metano es la reacción entre el gas metano con el oxígeno para producir dióxido de carbono, agua y una gran liberación de energía.

La ecuación que representa el proceso es: $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$



En este caso, la energía de los reactantes es mayor que la de los productos, lo cual representamos así: Reactantes \longrightarrow Productos + Energía.



Reacción endotérmica. La descomposición del agua en sus elementos ocurre mediante la electrólisis, un proceso que se lleva a cabo gracias a la energía eléctrica entregada.

La ecuación que representa el proceso es: $2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$



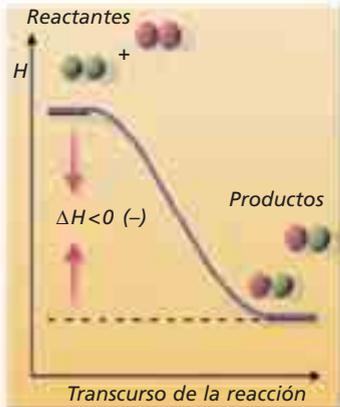
En este caso, la energía de los reactantes es menor que la de los productos, lo cual representamos así: Reactantes + Energía \longrightarrow Productos.



QUIMINEXOS

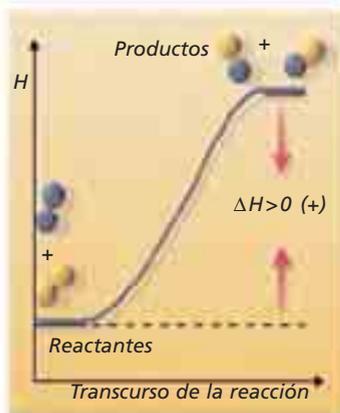
En la naturaleza hay dos procesos fundamentales de transferencia de energía: la fotosíntesis y la respiración celular. Cuando las plantas realizan la fotosíntesis, utilizan el dióxido de carbono, el agua y la energía solar para producir glucosa y oxígeno, en un proceso endotérmico; cuando nuestro organismo necesita energía para llevar a cabo sus labores cotidianas desarrolla, en términos de reactantes y productos, un proceso inverso al de la fotosíntesis. A través de la respiración celular, utiliza la glucosa que reacciona con el oxígeno, en un proceso exotérmico.

Gráfico proceso exotérmico.



El contenido de energía de los reactantes es mayor que el de los productos, por lo que se libera energía hacia el entorno en la transformación.

Gráfico proceso endotérmico.



El contenido de energía de los productos es mayor que el de los reactantes. Para que la reacción ocurra debe proporcionarse energía desde el entorno.

La entalpía: primera variable termodinámica

Las reacciones químicas pueden ser medidas y, en mayor o menor grado, ser controladas. Para el químico es importante saber si en una transformación se va a liberar energía o tendrá que proporcionársela para que ocurra.

Cada vez que se produce una reacción química, hay un intercambio de energía con el medio ambiente que depende del contenido energético de los productos en relación al de los reactantes, el que se representa con un parámetro llamado **entalpía**.

La entalpía (H) es la medida del contenido calórico de una reacción.

Se denomina **variación de entalpía** (ΔH) al intercambio de energía térmica que experimenta un sistema químico con su ambiente, a presión constante.

Para la reacción donde A se transforma en B, según la ecuación: $A \longrightarrow B$, la variación de entalpía será igual a la diferencia entre la entalpía o contenido calórico de B (producto) y la de A (reactante), según:

$$\Delta H_{\text{reacción}} = H_{\text{productos}} - H_{\text{reactantes}}$$

Si $\Delta H > 0$ significa que al sistema se le ha suministrado calor desde el entorno, aumentando su contenido calórico, es decir, es una **reacción endotérmica**.

Si $\Delta H < 0$ significa que el sistema libera calor al entorno, disminuyendo su contenido calórico, es decir, es una **reacción exotérmica**.

En una reacción endotérmica, aumenta la entalpía del sistema; en una reacción exotérmica, la entalpía del sistema disminuye. Como la entalpía es una variable que depende del estado inicial y final del sistema, es una **función de estado**.



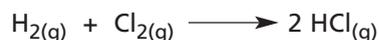
PARA ARCHIVAR

- El **sistema termodinámico** es la parte del Universo que separamos del resto para su estudio.
- El **entorno** es la zona del Universo que queda fuera del sistema escogido.
- Los **sistemas abiertos** pueden intercambiar energía y materia con el entorno. Los **sistemas cerrados** solo intercambian energía y los **sistemas aislados** no intercambian energía ni materia con el entorno.
- Si el sistema cede energía al entorno, el **proceso es exotérmico**; y si absorbe energía desde el entorno, el **proceso es endotérmico**.
- El **calor (q)** es la forma de energía que se transfiere de un sistema a otro como consecuencia de una diferencia de temperatura.
- La **primera ley de la termodinámica** establece que en el Universo la energía se conserva.
- La **variación de entalpía** es la cantidad de calor que se intercambia a presión constante y es una función de estado.

Balance de energía en las reacciones químicas

Cuando un reactante se transforma en producto por una reacción química, el orden en que los átomos están unidos se modifica. Para que ocurra este cambio, es necesario que los reactantes rompan sus enlaces y que con los fragmentos resultantes formen nuevos enlaces que conduzcan a los productos de reacción. Tanto los procesos de rompimiento de enlaces químicos como los de formación involucran cambios de entalpía.

Por ejemplo, al sintetizar cloruro de hidrógeno (HCl) a partir de hidrógeno y cloro, los enlaces que unen estos átomos se rompen, para reordenarse nuevamente y formar el producto, según la siguiente ecuación:



Si queremos visualizar ahora la ruptura y formación de enlaces, podemos establecer las **fórmulas estructurales** de reactantes y productos. En la fórmula estructural expresamos los enlaces químicos entre átomos por medio de una raya, según:



La ecuación nos indica que por cada molécula de hidrógeno y de cloro se rompe un enlace simple, H-H y Cl-Cl, respectivamente. Por cada molécula de cloruro de hidrógeno producido, se forma un enlace simple, H-Cl.

Por lo tanto, en la síntesis del cloruro de hidrógeno, si conocemos la energía necesaria para romper los enlaces H-H y Cl-Cl y la que se libera en la formación de los enlaces H-Cl, estaremos en condiciones de calcular el balance energético de la reacción.

ACTIVIDAD

BALANCE DE ECUACIONES

1. Escribe en los recuadros los coeficientes estequiométricos para equilibrar las siguientes ecuaciones:



QUÍMICOSAS

Los químicos han logrado medir la energía que se absorbe o libera al romperse o formarse un enlace entre átomos o moléculas que se encuentran en estado gaseoso, y con estos datos, calculan el balance de energía de las reacciones químicas.

El término "balance" lleva inmediatamente a la idea de equilibrio. El balance de energía resulta de un cálculo muy simple, parecido al que haces cuando recibes una cierta cantidad de dinero, gastas una parte y lo que te queda es tu saldo. Así, en las reacciones químicas, en vez de "hablar de dinero" hablamos de energía, es decir, cuánta energía se necesita o libera en la reacción química para formar el producto.



RECUERDA

Toda **reacción química** obedece a dos leyes fundamentales: la ley de conservación de la masa y la ley de conservación de la energía.

Para representar el balance de masa, las ecuaciones químicas muestran los **coeficientes estequiométricos**, que igualan la cantidad de átomos que reaccionan y que se producen.



Calorímetro. Para medir la cantidad de energía absorbida o cedida en una reacción química, la transformación debe efectuarse dentro de un calorímetro. Este consiste en un recipiente hermético, fabricado de material aislante, al que se ajusta un termómetro.

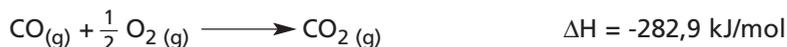
Ley de Hess

Si los químicos necesitaran tabular el cambio de entalpía (ΔH) en cada una de las miles de reacciones químicas que es posible realizar, necesitarían de una inmensa biblioteca para almacenar esta información. Afortunadamente, existe una herramienta que permite calcular el ΔH de determinadas reacciones conociendo el ΔH de algunas reacciones relacionadas.

Analicemos esta reacción: el dióxido de carbono (CO_2) puede obtenerse de la combustión del carbono, según la siguiente ecuación termoquímica:



Sin embargo, este gas también puede producirse sintetizando monóxido de carbono (CO), en una primera etapa, y haciéndolo reaccionar luego, con una cantidad adecuada de oxígeno, en una segunda etapa, de acuerdo con esta secuencia de ecuaciones termoquímicas:



Observa que si sumamos la energía liberada en estas dos reacciones ($-110,6 \text{ kJ/mol} + -282,9 \text{ kJ/mol}$) resulta el mismo valor que el proceso transcurrido en una sola etapa ($-393,5 \text{ kJ/mol}$).

En 1840, basándose en esta observación, **Germain Henri Hess** (1802-1850) postuló que: “la variación de entalpía que tiene lugar cuando los reactantes se transforman en productos es la misma, tanto si la reacción transcurre en una sola etapa como si ocurre en varias etapas”.

Este postulado se conoce actualmente como la **ley de Hess** y, si lo analizamos bien, es consecuencia directa del **principio de conservación de la energía**.

En una reacción química, se libera o absorbe el mismo calor siempre que se transformen los mismos reactantes en los mismos productos, bajo iguales condiciones de presión y temperatura, y con independencia del proceso que se siga para ello.



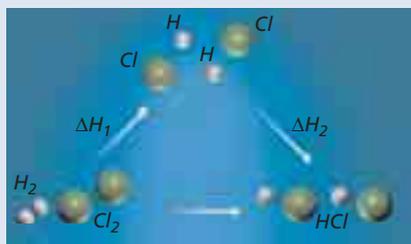
La ecuación termoquímica indica las relaciones de masa y de entalpía, y el estado, (s), (l) o (g), en que se encuentran los reactantes y productos. La entalpía es una función de estado, es decir, la energía que se transfiere en una reacción química es independiente de las etapas en las que ocurre.

ACTIVIDAD

ETAPAS EN UNA REACCIÓN QUÍMICA

1. Para obtener el cloruro de hidrógeno (HCl), el gas hidrógeno (H_2) reacciona con el gas cloro (Cl_2). Esto se realiza en dos pasos, según el esquema a la derecha:

a) ¿Cómo calcularías el cambio de entalpía de esta reacción?

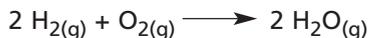


La **ley de Hess** orienta el balance energético de una reacción química. Para ello es necesario seguir los pasos que se muestran a continuación:

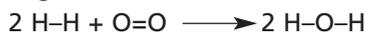
1. Plantear la ecuación química balanceada.
2. Plantear fórmulas estructurales para los reactantes y productos e identificar los diferentes tipos de ruptura y formación de enlaces. Para ello se dispone de tablas de valores promedios de entalpías para diferentes enlaces.
3. Anotar la cantidad de energía absorbida en el rompimiento de enlaces, en los reactantes ($\Delta H > 0$) y la cantidad de energía liberada en la formación de enlaces, en los productos ($\Delta H < 0$).
4. Hacer el balance energético que corresponde calculando ΔH .

Procedamos a hacer el balance energético de la reacción de **formación del agua** ($\text{H}_2\text{O}_{(g)}$) a partir de sus elementos constituyentes (H_2 y O_2).

Primero, planteamos la ecuación balanceada:

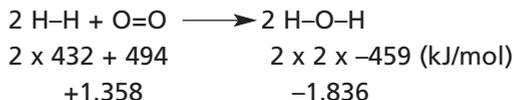


Segundo, escribimos las fórmulas estructurales:



Ruptura de enlaces Formación de enlaces

Tercero, anotamos los valores para la ruptura y formación de enlaces:



Cuarto, calculamos ΔH , según la siguiente expresión:

$$\Delta H \text{ reacción} = \Delta H \text{ enlaces rotos} + \Delta H \text{ enlaces formados}$$

$$\Delta H = +1.358 + (-1.836)$$

$$\Delta H = -478 \text{ kJ/mol}$$

Según el resultado, la formación del agua es una reacción exotérmica. Fíjate que los procesos de **ruptura de enlace** absorben energía por lo que el valor de ΔH es positivo (> 0) y los de **formación** la liberan, es decir, ΔH es negativo (< 0).

Enlace	Energía (kJ/mol)
C–C	346
C–H	411
O–H	459
H–H	432
O=O	494
C=C	610
C=O	799
C≡C	835

Tabla de energías de enlace promedio (kJ/mol). La tabla muestra los valores de energía gastada en la ruptura de algunos enlaces. Por ejemplo, cuando se rompe un enlace C–C se liberan -346 kJ/mol y cuando se forma el mismo enlace, es necesario entregar la misma cantidad de energía, es decir, $+346 \text{ kJ/mol}$.



¿Cómo voy?

ENERGÍA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

Responde verdadero (V) o falso (F).

- 1. La variación de entalpía (ΔH) es la cantidad de calor que se intercambia en una reacción.
- 2. El valor de ΔH de una reacción exotérmica es positivo.
- 3. Cuando se rompe un enlace químico se libera energía.
- 4. Para calcular el ΔH de una reacción, se puede aplicar la ley de Hess.



QUIMICOSAS

En los sistemas químicos hay transformación de materia, es decir, rompimiento y formación de nuevos enlaces. En los sistemas físicos, en cambio, como el agua de mar, el agua solo cambia de estado, absorbe energía del entorno y se evapora; luego cede energía, y se condensa; en estos cambios de líquido a gas y de gas a líquido no hay rompimiento ni formación de enlaces.

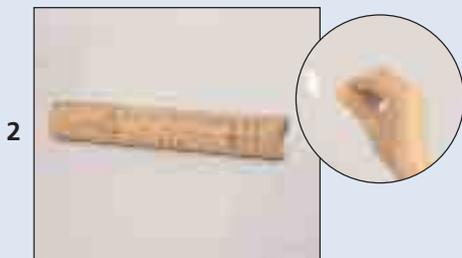
ACTIVIDAD

ESTADOS INICIAL Y FINAL DE LAS TRANSFORMACIONES

1. Estamos acostumbrados a ver que los cambios, tanto físicos como químicos que observamos a diario, siguen una dirección determinada desde un estado inicial a otro final. Observa las fotos y dibuja la flecha en el sentido que corresponda.

Estado inicial → Estado final

Estado final ← Estado inicial



- a) ¿Qué tienen en común estas transformaciones?
 b) ¿Podría alguno de estos fenómenos volver al estado inicial? Explica.
 c) ¿Qué diferencias y semejanzas encuentras entre el segundo y tercer proceso?

La entropía: otra variable termodinámica

Jamás se nos ha ocurrido pensar que los fenómenos que observamos a diario puedan ocurrir a la inversa. Así, por ejemplo, podemos ver que la tinta se disuelve en el agua; la dinamita estalla en una gran explosión; el humo del cigarro se difunde por el aire; la carne fuera del refrigerador se descompone. Todos estas transformaciones son **procesos irreversibles**, es decir, no pueden volver atrás por sí solos.

Del mismo modo, sabemos y observamos a diario que muchos procesos ocurren **espontáneamente**, por ellos mismos. Por ejemplo, la tinta se disuelve en agua, pero no ocurre lo mismo con el aceite; el agua se congela si hay suficiente frío; los gases se dispersan en el aire, sin que nadie pueda evitar que esto suceda. La dinamita se transforma explosivamente en varios compuestos gaseosos, pero la mezcla de estos compuestos nunca podrá recombinarse para formar dinamita de nuevo. Por alguna razón, la explosión de la dinamita sigue una sola y única dirección.

Estas y otras observaciones cotidianas no pasan inadvertidas para los científicos, ya que son una gran fuente de información, y como tal, las interpretan y buscan razones para explicarlas. Así, en 1896, **Ludwig Boltzmann** (1844-1906) estableció que las transformaciones en la naturaleza buscan espontáneamente el camino que les signifique un mínimo consumo de energía, lo que determina el máximo desorden.

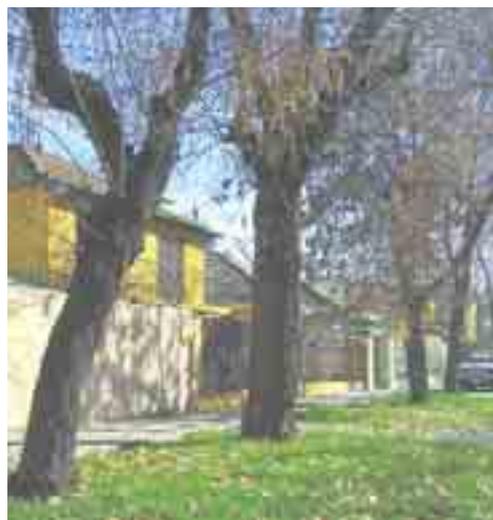
La idea que cada uno de nosotros tiene de lo que es el desorden es más bien intuitiva. Sabemos cuándo algo está ordenado: cuando cada cosa está en el lugar que le corresponde.

El concepto de desorden aplicado a las transformaciones, en cambio, es preciso, ya que determina la probabilidad de que ocurran. Mientras más desordenado es el estado final en un sistema, mayor será la probabilidad de que suceda. Se define entonces una nueva variable termodinámica, la **entropía**.

La entropía se asocia con el grado de desorden que presenta la materia. Se establece que los procesos en la naturaleza tienden al máximo de desorden, con un aumento de entropía.



En los procesos físicos y químicos espontáneos se observa una tendencia natural al desorden, estado tal que se mide con una magnitud llamada entropía.



▲ **Concepto de entropía.** Durante el otoño, las hojas que caen de los árboles cubren en forma desordenada la superficie del suelo. Es poco probable que las hojas caigan ordenadamente, apiladas unas sobre otras, listas para tirarlas a la basura. En la realidad debemos juntar las hojas con una escoba, tarea que exige un gasto de energía para introducir orden en este sistema.

◀ **La fusión del hielo es un proceso espontáneo en el que mediante un aumento de temperatura se rompe la ordenación de las moléculas en el agua sólida, permitiendo un mayor grado de libertad o movimiento a las moléculas de agua en el estado líquido. En consecuencia, la entropía del sistema aumenta, pues se pasa de un estado ordenado a otro más desordenado.**

RECUERDA
 La entropía del Universo aumenta en un proceso espontáneo.

La segunda ley de la termodinámica

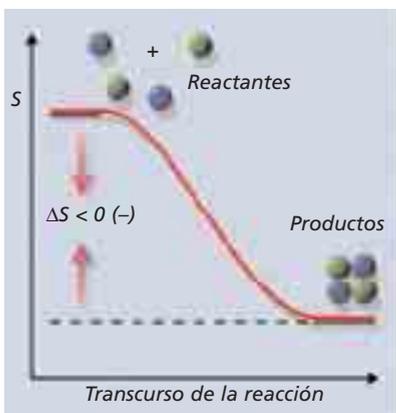
El estado final de los procesos espontáneos que ocurren en la naturaleza siempre tienen una mayor entropía, es decir, tienen un mayor número de estados posibles respecto al estado inicial. Este principio se conoce como la segunda ley de la termodinámica.

Todo sistema evoluciona espontáneamente en el sentido en que aumenta el desorden, es decir, evoluciona espontáneamente para alcanzar un estado final de entropía máxima.

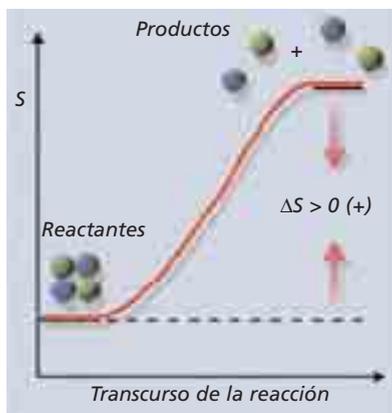
La medida del desorden es la cantidad termodinámica llamada entropía, que se simboliza con la letra **S**. Cuanto más desorden tiene un sistema, tanto mayor es su entropía. Nos interesará entonces conocer el cambio de entropía entre el estado inicial y final de un sistema, que se representa como ΔS .

Representación gráfica de la entropía en un proceso espontáneo.

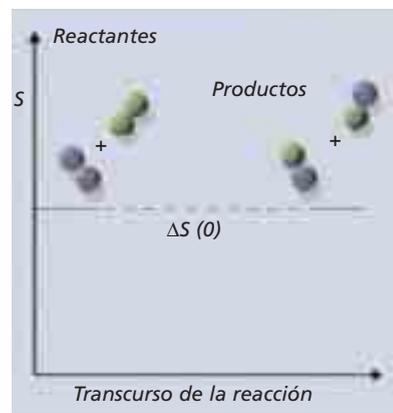
Un ΔS positivo ($\Delta S > 0$) indica un aumento del desorden. Un ΔS negativo ($\Delta S < 0$) señala una disminución del desorden.



$$\Delta S_{\text{Universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{entorno}} < 0$$



$$\Delta S_{\text{Universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{entorno}} > 0$$



$$\Delta S_{\text{Universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{entorno}} = 0$$

ACTIVIDAD

REPRESENTACIÓN DE LA ENTROPÍA

1. Observa las situaciones A y B y responde las preguntas en tu cuaderno.

Situación A		Situación B	
Estado inicial.	Estado final.	Estado inicial.	Estado final.

- ¿Cuál es la variable termodinámica estudiada en este sistema?
- ¿En cuál de las situaciones, A o B, se alcanzó un estado final mediante un menor gasto de energía?
- ¿Cuál de las situaciones debiera presentar un mayor número de estados finales posibles? ¿Por qué es esa la situación más probable que ocurra?
- ¿Cuál de las situaciones ocurrió con un aumento de entropía?
- ¿Cuál de las situaciones debiera tener un ΔS menor que cero (0)?

La energía libre de Gibbs: nueva variable termodinámica

Uno de los objetivos fundamentales de los químicos es poder predecir si al mezclar varios reactantes, en determinadas condiciones de presión, temperatura y concentración, se produce una reacción química o no, es decir, saber con anticipación si los reactantes van a formar productos.

Las reacciones químicas se rigen por el principio de mínima energía, y tienden también a alcanzar el estado de máximo desorden. Ambos factores controlan el carácter espontáneo de las reacciones químicas, pero ¿existirá alguna magnitud termodinámica que pueda predecir la espontaneidad de una reacción química? En 1876, el estadounidense **Josiah W. Gibbs** (1839-1903) introdujo una nueva variable termodinámica que relacionaba estas dos tendencias.

Si el sistema libera calor, es decir, ocurre una reacción exotérmica ($\Delta H < 0$), el calor es absorbido por las moléculas del entorno, aumentando su entropía ($\Delta S_{\text{entorno}}$). A su vez, si el entorno tiene una temperatura (T) alta, la transferencia de calor desde el sistema al entorno será menor, por lo que el efecto sobre el aumento de la entropía del entorno también será menor.

La relación entre la entropía del sistema y la entalpía se expresa así:

$$(1) \quad \Delta S_{\text{entorno}} = -\frac{\Delta H_{\text{sistema}}}{T}$$

Para una reacción espontánea se cumple:

$$(2) \quad \Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{entorno}} > 0$$

Combinando las ecuaciones (1) y (2), se tiene:

$$(3) \quad \Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} - \frac{\Delta H_{\text{sistema}}}{T} > 0$$

Multiplicando cada miembro de la ecuación (3) por T y luego por -1 :

$$(4) \quad -T \Delta S_{\text{universo}} = -T \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta H_{\text{sistema}} < 0$$

El término $-T \Delta S_{\text{universo}}$ es la nueva variable termodinámica llamada **energía libre de Gibbs** (ΔG) y se expresa así:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$



EXPLORA EN...

<http://www.santillana.cl/qui3>

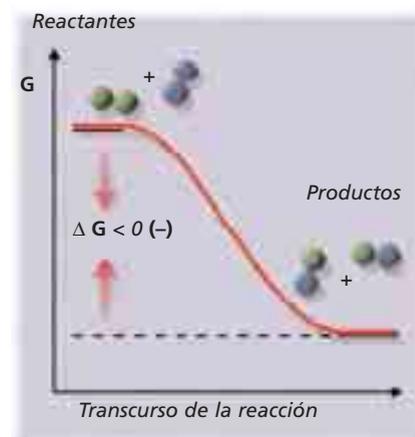
1. Ingresa a la página <http://www.santillana.cl/qui3/ejercicio1.htm> sobre las variables termodinámicas de un sistema.

- Trabaja con los gráficos que representan: un sistema en equilibrio, una reacción espontánea y una reacción no espontánea.



RECUERDA

La mayoría de los sistemas químicos son **sistemas abiertos**, es decir, intercambian energía con el entorno.



Representación gráfica de la variación de energía libre de una reacción que ocurre espontáneamente.

La ΔG es predictor de la espontaneidad de una reacción química. Si:

$\Delta G < 0$, la reacción ocurre espontáneamente.

$\Delta G > 0$, la reacción no ocurre.

$\Delta G = 0$, la reacción está en equilibrio.



QUIMILAB N° 4

DESCOMPOSICIÓN DE UN COMPUESTO

Objetivo: Aplicar las variables termodinámicas a un sistema químico en equilibrio para establecer si es o no un proceso espontáneo.

Materiales

- tubo de ensayo de 18 cm de largo o más
- gotario
- algodón
- mechero
- pinzas de madera
- gradilla

Reactivos

- cloruro de amonio (NH_4Cl)
- agua
- solución de fenolftaleína (indicador)

Procedimiento

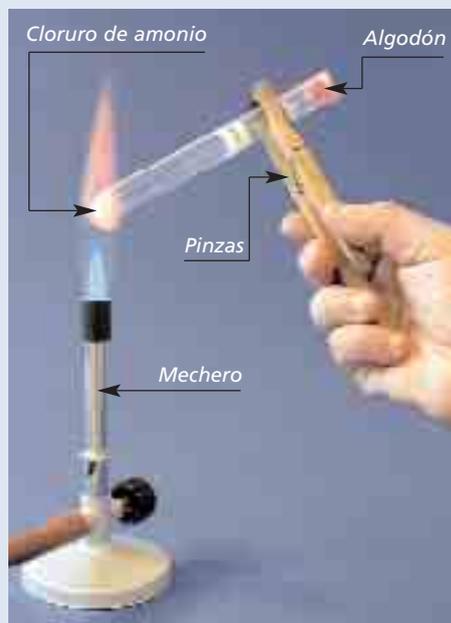
1. Coloca en el tubo unos cristales de cloruro de amonio (NH_4Cl) y agrega una gota de agua.
2. Tapa la boca del tubo con una mota de algodón humedecida con la solución de fenolftaleína.
3. Enciende el mechero y regula la entrada de aire para obtener una llama azul.
4. Con ayuda de las pinzas de madera, calienta el tubo con el reactivo, tal como muestra la foto superior y sigue los pasos de la [Guía de laboratorio N° 4](#).

Precaución: Mueve suavemente el tubo en torno a la llama del mechero, cuidando que la boca del tubo esté alejada de tu cuerpo y de tus compañeros(as).

5. Apenas observes algún cambio en la superficie del algodón, apaga el mechero y deja el tubo en la gradilla. Toma nota de los cambios experimentados por la sal de amonio.

Análisis y aplicación

1. ¿Cómo definirías el sistema de esta reacción? ¿Por qué?
2. ¿Cuál es el estado inicial y final del sistema? Explica.
3. Plantea la ecuación de descomposición de la sal de amonio anotando como productos: amoníaco (NH_3) y ácido clorhídrico (HCl).
4. ¿Cómo reconoces el amoníaco formado?
5. ¿Qué tipo de reacción es: exotérmica o endotérmica? Fundamenta según el ΔH que debiera tener la reacción.
6. Según lo observado, ¿es espontánea la reacción de descomposición de la sal de amonio? Explica.
7. ¿Cómo crees que varía la entropía del sistema? Explica.
8. ¿Por qué se produce esta reacción cuando se calienta el sistema?
 - Responde el [Informe de laboratorio N° 4](#).



Criterios de espontaneidad de una reacción

Como un proceso puede ocurrir independientemente de los valores positivos o negativos de la entalpía y entropía, la energía libre del sistema es la única variable termodinámica capaz de definir si una reacción química es espontánea o no.

La ecuación de la página 27 también suele ser presentada como:

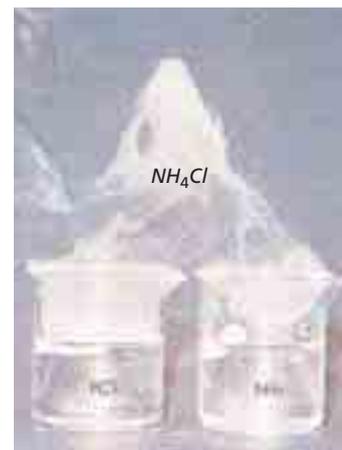
$$\Delta H = \Delta G + T \Delta S$$

Entalpía	=	Energía libre	+	T ΔS	
Energía total		Energía libre		Energía organizativa	

y nos indica que, de la energía total que posee un sistema (ΔH), parte de ella se utiliza para mantener el orden del sistema (ΔS) y la otra parte, es la energía que dispone el sistema para realizar la transformación química (ΔG). Esto implica que cualquier proceso cuyo ΔG sea menor que cero (un valor negativo), la reacción procederá en forma espontánea.

La energía libre predice si la reacción ocurrirá, no predice el tiempo en que se logrará la transformación, es decir, cuál será la velocidad de reacción. El concepto de velocidad de reacción lo estudiaremos en las unidades siguientes.

ΔH	ΔS	ΔG	CARACTERÍSTICAS	OBSERVACIONES
< 0	> 0	< 0	Proceso exotérmico que tiende al desorden.	Espontáneo a cualquier T°.
< 0	< 0	< 0	Proceso exotérmico que tiende al orden.	Espontáneo solo si $\Delta H > T \Delta S$. A T baja.
> 0	< 0	> 0	Proceso endotérmico que tiende al orden.	No espontáneo.
> 0	> 0	< 0	Proceso endotérmico que tiende al desorden.	Espontáneo solo si $\Delta H < T \Delta S$. A T alta.



Formación del cloruro de amonio. Si los átomos del producto de una reacción química, como es el caso de la formación del NH_4Cl , conforman un arreglo más ordenado respecto al arreglo antes de la reacción (reactantes NH_3 y HCl), significa que parte de la energía total involucrada en el proceso es utilizada para lograr un mayor orden y la otra parte de la energía, es la que hace posible que la reacción ocurra (que se unan el NH_3 y el HCl y se forme el producto NH_4Cl); esta parte de la energía total del proceso es la energía libre.

La tabla muestra cuatro posibilidades de una reacción cuando conocemos los valores de entalpía, entropía y energía libre.



PARA ARCHIVAR

- Las **variables termodinámicas** sirven para predecir lo que sucederá a un sistema cuando pasa de un estado inicial a un estado final.
- En un **sistema químico** ocurre una transformación de la materia, es decir, una reacción química.
- La **entalpía** (ΔH) indica si durante el transcurso de la reacción se absorberá ($\Delta H > 0$) o se liberará ($\Delta H < 0$) energía.
- La **entropía** (ΔS) indica el grado de orden ($\Delta S < 0$) o desorden ($\Delta S > 0$) que adquiere el sistema una vez finalizada la reacción.
- La **energía libre** nos permite predecir si una reacción será espontánea ($\Delta G < 0$) o no espontánea ($\Delta G > 0$), es decir, si es factible o no.



RECUERDA

En termodinámica, el término espontáneo **no** es lo mismo que instantáneo (proceso que ocurre de forma inmediata).

Ahorro de energía en el hogar

En nuestro hogar permanentemente existe una pérdida de calor, especialmente en los meses de invierno. Esto implica usar por más tiempo combustibles como el gas natural y el queroseno con el fin de mantener las habitaciones calefaccionadas. Los expertos estiman que la pérdida de calor se debe principalmente a los materiales utilizados para construir las distintas partes de una casa.

La tabla resume la pérdida de energía de los distintos lugares de una casa y a través de qué forma se propaga el calor.

Pérdida de energía (%)	Lugar y forma de propagación del calor
33	Paredes. Por conducción y convección.
25	Techo. Por conducción y convección.
20	Suelo. Por conducción.
10	Ventanas. Por conducción y convección.

El ahorro de energía es uno de los grandes desafíos del futuro, es probable que para ello tengamos que empezar por casa, verificando que no estemos desperdiciando la energía.



Utilizar materiales de construcción que mantengan nuestro hogar a una temperatura adecuada en invierno y en verano es clave para ahorrar energía.

A TRABAJAR EN EQUIPO

1. Averigüen sobre los materiales de construcción aislantes del calor.

Pueden visitar la siguiente página:

http://www.terra.cl/guipractica/maderaconstruccion/maderaaislacion/aila_ter.cfm

2. Elijan una habitación de una de las casas de los integrantes del grupo y diseñen un método de estudio para verificar si hay o no pérdida de calor importante. Podrán determinar la rapidez con que el calor se pierde en la habitación, tomando valores de temperatura versus tiempo. Consideren en su estudio, el área de la habitación (m^2) y los materiales de construcción utilizados en el suelo, el techo, las ventanas, las puertas y las paredes. Para ello, deberán conseguir instrumentos como huincha de medir, termómetro ambiental y reloj.
3. Comparen sus resultados (rapidez de pérdida de calor) con los de los demás grupos de trabajo.
4. Discutan cuál sería la mejor solución para evitar o disminuir la pérdida de calor en la habitación estudiada.
5. Implementen la solución en la habitación y repitan el método diseñado para estudiar la pérdida de calor. Si el resultado obtenido es satisfactorio, sugieran a sus familias poner en práctica este sistema de ahorro energético.
6. Expongan su trabajo frente al curso.

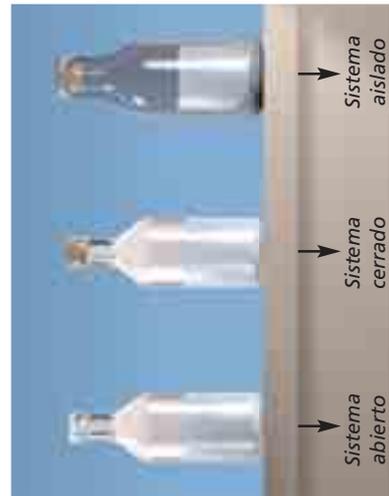
UNIVERSO

RELACIÓN UNIVERSO-SISTEMA

- El universo es el conjunto de elementos considerados en una investigación; está formado de materia y energía.
- El sistema es la parte específica del universo que se desea estudiar.
- En química, los sistemas incluyen sustancias que participan en cambios físicos y químicos.
- Cualquiera transformación, sea física o química, tiene un estado inicial y otro final.
- Hay tres clases de sistemas: cerrado, abierto y aislado.

TIPOS DE SISTEMAS

- Sistema abierto: permite el intercambio de energía y de materia con el entorno.
- Sistema cerrado: permite solo el intercambio de energía con el entorno.
- Sistema aislado: no permite el intercambio de energía ni de materia con el entorno.



RELACIÓN SISTEMA-ENTORNO

- Entorno: el resto del universo externo al sistema.
- Zona en la que se produce el intercambio de energía y/o materia con el sistema.

RELACIÓN MATERIA-ENERGÍA

- Todas las sustancias que nos rodean constituyen la materia.
- La materia tiene masa y ocupa volumen; se encuentra en tres estados: sólido, líquido y gas.
- Energía es la capacidad de hacer trabajo.

EFECTOS DE LA ENERGÍA

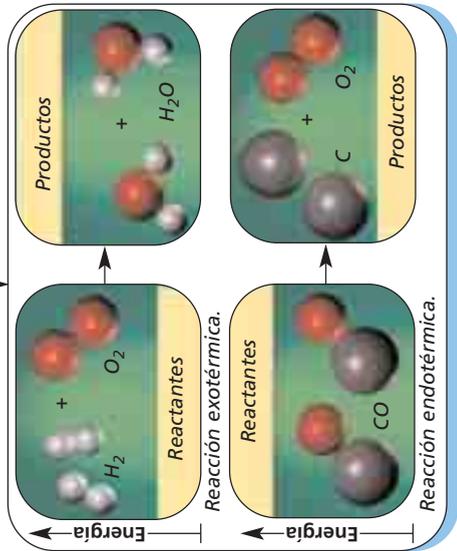
- En química, se estudian los efectos que produce la aplicación de la energía a la materia.
- Cuando las partículas de una sustancia ganan o pierden energía la sustancia cambia de estado.
- En una reacción química se puede absorber o liberar energía hacia el entorno. Según esto hay reacciones endotérmicas y exotérmicas.

TIPOS DE ENERGÍA

- Energía térmica: energía asociada con el movimiento de los átomos y las moléculas; se puede calcular a través de mediciones de temperatura. A mayor movimiento de las partículas, mayor es la energía térmica y mayor la temperatura.
- Energía química: energía almacenada en las partículas que forman las sustancias.

CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA

- Todas las formas de energía se pueden intercambiar, transformar unas en otras.
- Ley de conservación de la energía: la energía no se puede destruir ni crear; la energía total del Universo permanece constante.



TERMODINÁMICA

RAMA DE LA CIENCIA

- La termodinámica estudia las relaciones entre el calor y otras clases de energía.
- Variables termodinámicas: magnitudes que sirven para describir el estado de un sistema.
- Funciones de estado: variables cuyo valor solo depende del estado inicial y final del sistema.
- La termodinámica establece dos leyes generales que explican las transformaciones en el Universo.

APLICADA A REACCIONES QUÍMICAS

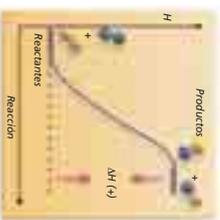
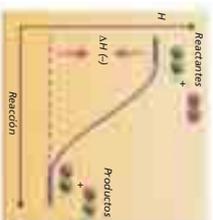
- La termoquímica forma parte de la termodinámica; estudia los cambios de energía (generalmente en forma de calor), que acompañan a las reacciones químicas.
- La transferencia de energía durante una reacción, es el resultado de la ruptura y formación de enlaces químicos cuando los reactivos se convierten en productos.
- Las variables termodinámicas aplicadas a una reacción son: entalpía, entropía y energía libre de Gibbs.

PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

- Define la función de estado llamada entalpía (ΔH), que se relaciona con el intercambio de calor entre el sistema y el entorno.
- Postula que la energía total del Universo es constante; este planteamiento es otra forma de expresar la ley de conservación de la energía.

ENTALPIA (ΔH)

- Es el cambio de calor de una reacción, cuando la presión es constante.
- **Reacción exotérmica:** ΔH tiene un valor negativo (< 0); la suma de las entalpías de los productos es menor que la suma de las entalpías de los reactivos.

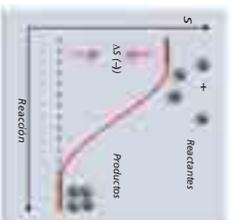


SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA

- Define la función de estado llamada entropía (ΔS), que se relaciona con el grado de desorden del sistema.
- Postula que la entropía del Universo aumenta en un proceso espontáneo; es decir, un sistema evoluciona espontáneamente en el sentido en que aumenta el desorden.

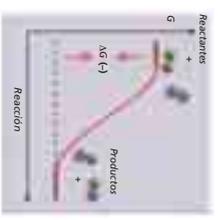
ENTROPÍA (ΔS)

- Es el grado de orden ($\Delta S \rightarrow$) o desorden ($\Delta S \rightarrow +$) que adquiere el sistema una vez finalizada la reacción química.
- El sistema corresponde a todos los átomos de reactivos y de productos de una reacción.
- Los valores que puede tener la entropía en una reacción espontánea son: $-$, 0 , $+$.



ENERGÍA LIBRE (ΔG)

- Función de estado que permite determinar la dirección en que ocurre una reacción en forma espontánea. Se expresa como: $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$
- En una reacción espontánea: $\Delta G < 0$; tiene un valor negativo.



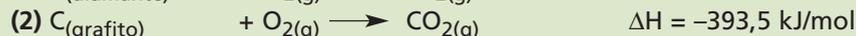
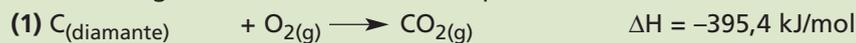
- Si:
- $\Delta G > 0$, la reacción no ocurre.
 - $\Delta G < 0$, la reacción es espontánea.
 - $\Delta G = 0$, el sistema está en equilibrio.

Ley de Hess

1. El carbono existe en dos formas diferentes: como diamante y como grafito. En condiciones normales, el grafito es más estable, por lo cual el diamante se transforma en grafito. ¿Cuál es el ΔH de esta reacción:



Utiliza las siguientes ecuaciones termoquímicas:

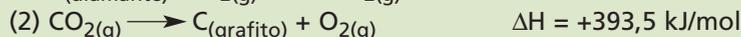
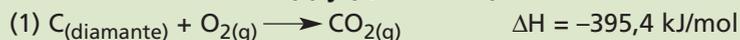


1 – Debemos calcular el ΔH de la reacción de conversión del diamante en grafito.

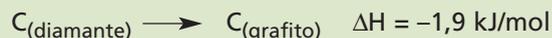
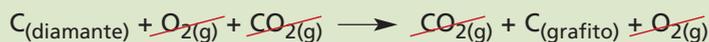
2 – Contamos con la ecuación problema y con las ecuaciones de las combustiones del diamante y del grafito.

3 – Aplicamos la ley de Hess, sumando uno a uno los componentes de los reactantes y de los productos de las ecuaciones (1) y (2) descritas.
– Ordenamos la información. Como en la ecuación problema, el $C_{(\text{diamante})}$ está a la izquierda, invertimos la ecuación (2) resultando una nueva ecuación, que corresponde a un proceso endotérmico ($\Delta H +$).

4 **Suma de las reacciones (1) y (2, invertida).**



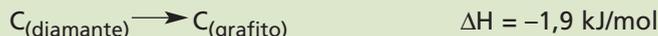
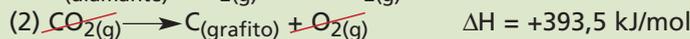
Si consideramos al O_2 y CO_2 como números de una ecuación matemática, al sumar miembro a miembro las ecuaciones (1) y (2), estos se anulan resultando la respuesta que buscábamos.



Respuesta:

El ΔH de la reacción es $-1,9 \text{ kJ/mol}$. Se trata de una reacción exotérmica.

Importante: Al aplicar la ley de Hess, resulta más fácil anular los distintos componentes de la ecuación antes de hacer la suma, de esta forma:



PROBLEMAS RESUELTOS

Entender el problema e identificar la incógnita

Anotar los datos que nos entrega el problema

Diseñar un plan de acción

Ejecutar el plan

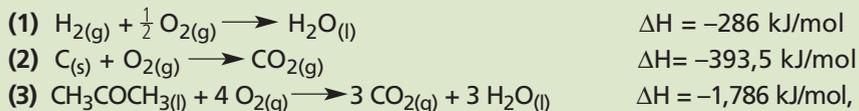


Una reacción es exotérmica en un sentido ($\Delta H < 0$) y endotérmica en el sentido opuesto ($\Delta H > 0$). Observa que en la ecuación (2) el ΔH de la reacción que transcurre en un sentido tiene un determinado valor negativo; el proceso inverso, por lo tanto, tiene el mismo valor absoluto pero de signo opuesto.



La acetona (CH_3COCH_3) es un buen disolvente de esmalte de uñas.

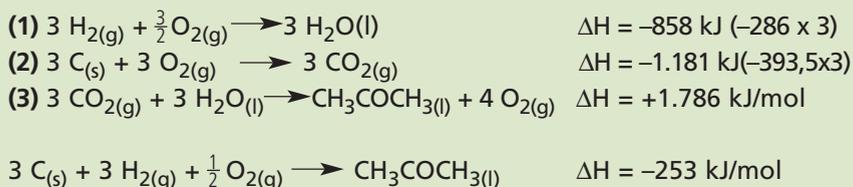
2. La acetona (CH_3COCH_3) es un solvente muy utilizado en la industria química. Conociendo las siguientes entalpías de reacciones de combustión:



calcula el ΔH para la formación de la acetona, según la siguiente ecuación:
 $3 \text{C}(\text{s}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CH}_3\text{COCH}_3(\text{l}) \quad \Delta H = ?$

- 1 – Calculamos el ΔH para la formación de la acetona según la ecuación dada.
- 2 – Contamos con la ecuación problema: la reacción de formación de la acetona, y con las ecuaciones termoquímicas correspondientes.
- 3 – Examinando cada ecuación y la totalidad de ellas en relación a la ecuación problema, vemos que es necesario invertir la ecuación (3) y multiplicar las ecuaciones (1) y (2) por 3.
 – Luego, anulamos los componentes comunes a cada lado de las ecuaciones y sumamos cada uno de los componentes que quedan en las tres ecuaciones.

4 Planteamiento de las nuevas ecuaciones.



Respuesta:

El ΔH para la formación de la acetona es -253 kJ/mol . Es una reacción exotérmica.

PROBLEMAS PROPUESTOS



RECUERDA

Los coeficientes fraccionarios que se utilizan en estos problemas, solo deben entenderse como un modo de ajustar estequiométricamente las ecuaciones termoquímicas, por cada mol de sustancia que se forma. La notación $\frac{1}{2}\text{O}_2$, por ejemplo debe leerse como medio mol de oxígeno molecular; en ningún caso, puede pensarse que los átomos se han dividido o destruido.

1. Teniendo en cuenta la tabla de energías de enlaces promedio (página 23), calcula el ΔH en la formación del agua, según la siguiente ecuación:
 $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

2. Las entalpías en la formación del $\text{CH}_4(\text{g})$ (metano), CO_2 y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son, respectivamente, $-74,8 \text{ kJ/mol}$; $-393,5 \text{ kJ/mol}$ y $-285,8 \text{ kJ/mol}$.

a) Calcula la entalpía en la combustión del metano.

b) Establece con cuál de estos combustibles: etano o metano, se obtiene mayor cantidad de energía por kilogramo de combustible.

3. Calcula la variación de entalpía para la formación del butano, según la siguiente ecuación:



Las entalpías de combustión del carbono, hidrógeno y butano son respectivamente: $-94,4 \text{ kcal/mol}$, $-68,59 \text{ kJ/mol}$ y $-690,0 \text{ kcal/mol}$.

I. Encierra en un círculo la alternativa correcta.

1. Un sistema que solo permite el **intercambio de energía y no de materia** se considera:
- abierto.
 - cerrado.
 - equilibrado.
 - aislado.
 - global.
2. La siguiente ecuación: $a + b \longrightarrow c + d + \text{calor}$, representa una reacción:
- endotérmica.
 - de síntesis.
 - en equilibrio.
 - exotérmica.
 - catalizada.
3. El valor $\Delta H < 0$, significa que:
- la reacción es instantánea.
 - la entalpía de los reactantes y productos es igual.
 - la reacción es exotérmica.
 - la reacción es endotérmica.
 - la reacción no es posible.
4. Para hacer el balance energético de una reacción se debe:
- identificar los diferentes tipos de ruptura y formación de enlaces.
 - anotar la cantidad de energía liberada en la formación de enlaces.
 - hacer el cálculo correspondiente al balance energético.
 - anotar la cantidad de energía gastada al romper los enlaces.
 - Todas son correctas.
5. Para la formación de CO_2 , a una temperatura dada, se obtiene un $\Delta H < 0$ y un $\Delta G < 0$, esto significa que el proceso es, respectivamente:
- exotérmico y no espontáneo.
 - exotérmico y espontáneo.
 - endotérmico y no espontáneo.
 - endotérmico y espontáneo.
 - endotérmico y en equilibrio.
6. En una reacción endotérmica a presión constante, se cumple que:
- $\Delta H < 0$.
 - $\Delta H > 0$.
 - se desordena el sistema.
 - el sistema libera calor al universo.
 - $\Delta S < 0$.
7. Según la ley de Hess podemos calcular:
- ΔH de reacciones complejas.
 - ΔH de reacciones que demoren un largo tiempo.
 - ΔH de las reacciones no espontáneas.
- Solo I
 - I y II
 - II y III
 - I y III
 - Todas.
8. Si se coloca un cubo de hielo al sol, este se derrite. En este proceso ocurre:
- un aumento en el orden de las moléculas de agua.
 - que la entalpía (ΔH) tiene un valor negativo.
 - un aumento de la entropía (ΔS).
 - un cambio de estado llamado evaporación.
 - que la energía libre (ΔG) tiene un valor positivo.
9. Si hablamos de un proceso exotérmico que tiende al desorden, la reacción será:
- muy espontáneo a cualquier temperatura.
 - espontáneo solo si $\Delta H > T \Delta S$.
 - no espontáneo a cualquier temperatura.
 - espontáneo solo si $\Delta H < T \Delta S$.
 - espontáneo solo si $\Delta H = T \Delta G$.
10. Para determinar experimentalmente los valores de (ΔG , ΔH y ΔS) en la combustión de la glucosa, es **necesario**:
- ocupar los alrededores del sistema.
 - ocupar un sistema aislado.
 - variar la temperatura.
 - conocer ΔH , T y ΔS , para determinar ΔG .
 - Todas son correctas.

Revisa tus respuestas en el **Solucionario** (página 184).

Responde en tu cuaderno.

1. Observa las siguientes situaciones y lee su descripción.



A) El agua en estado líquido cede energía al entorno para pasar al estado sólido.



B) La carne al asarse pierde agua y emite gases cuyos olores percibimos.



C) En una erupción volcánica hay gran desprendimiento de energía y emisión de gases y sólidos al entorno.

Escribe la letra de la situación que corresponde a cada descripción termodinámica:

- Proceso exotérmico que tiende al desorden.
 Proceso endotérmico que tiende al desorden.
 Proceso exotérmico que tiende al orden.

2. Una central termoeléctrica en el norte de Chile tiene un consumo promedio al día de 3.000 toneladas de carbón (combustible). En este proceso, la energía calórica liberada de la combustión del carbón (reacción con el oxígeno del aire) es transformada en electricidad. Además de la energía, en esta reacción se produce dióxido de carbono.

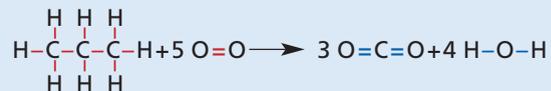
- a) Formula la ecuación química correspondiente y equilíbala.
 b) Si por cada mol de carbono que se quema se liberan 393,5 kJ de calor, ¿qué cantidad de energía calórica se obtiene diariamente?

3. El propano (C_3H_8) es el gas que se usa diariamente para cocinar. Sabiendo que la ecuación estequiométrica es:



y que la fórmula estructural, que señala las rupturas y formación de enlaces, de esta reacción es:

— Ruptura de enlace
 — Formación de enlace



- a) Usando la tabla de la página 23, calcula la energía gastada en la ruptura de enlaces.
 b) Calcula la energía liberada en la formación de enlaces.
 c) Haz el balance de energía para la reacción.
4. Fundamenta las siguientes observaciones de acuerdo a las variables termodinámicas.
- a) Durante el invierno necesitamos consumir una mayor cantidad de alimentos, en relación al verano.
 b) En la formación del ADN se verifica una disminución de la entropía.

Autos del futuro

La combustión del gas hidrógeno

La búsqueda de alternativas al petróleo como fuente energética ha permitido descubrir las bondades del hidrógeno como combustible, especialmente porque no produce contaminación del aire.

La principal diferencia entre un auto convencional y uno propulsado por hidrógeno está en la construcción del estanque. Este tiene una capacidad de 120 litros y el hidrógeno contenido en él debe ser almacenado a una presión de 5 atmósferas y debe mantenerse frío. Un automóvil que funciona con hidrógeno, con un

estanque lleno, puede recorrer hasta 400 kilómetros. Así planteado parece muy conveniente, sin embargo, para almacenar el hidrógeno se debe alcanzar una temperatura de $-253\text{ }^{\circ}\text{C}$ y eso requiere de una costosa y desarrollada tecnología. Masificar esta solución nos llevará tiempo.



La reacción de combustión entre el hidrógeno y el oxígeno da como producto vapor de agua, un compuesto que no contamina.

GLOSARIO

Calor de reacción: Cantidad de energía liberada o absorbida durante una reacción química.

Ecuación termoquímica: Ecuación química que muestra los coeficientes estequiométricos, los estados de las sustancias y la energía involucrada en una reacción química.

Energía libre: Variable termodinámica que permite determinar la dirección en que ocurre una reacción química espontánea.

Entalpía: Variable termodinámica que indica el intercambio de calor de una reacción, cuando la presión es constante.

Entropía: Variable termodinámica que indica el grado de desorden que adquiere el sistema una vez finalizada la reacción química.

Estequiometría: Relaciones cuantitativas de masas entre los reactantes y los productos en una reacción química.

Ley de Hess: En una reacción química, se libera o absorbe el mismo calor siempre que se transformen los mismos reactantes en los

mismos productos, bajo iguales condiciones de presión y temperatura, con independencia del proceso que se siga para ello.

Reacción endotérmica: Transformación química generada por la absorción de calor desde el entorno.

Reacción espontánea: Reacción con alta factibilidad para que ocurra, en ella el valor de energía libre es menor a 0.

Reacción exotérmica: Transformación química que al producirse libera calor hacia el entorno.

Sistema: Parte del universo que se aísla para el estudio.

Termodinámica: Rama de la ciencia que estudia las transformaciones del calor en otras formas de energía.

Termoquímica: Parte de la termodinámica que estudia los cambios de energía (generalmente en forma de calor), que acompañan a las reacciones químicas.