



# 2022

INSTITUTO PROFESIONAL YTÉCNICO MÉXICO PANAMÁ

Prof. Claudio A. Rodríguez Q.

Guía de aprendizaje

Química

Grados: 12 D

Contacto: 62868118

Correo Electrónico: [claudio.rodriguez1@meduca.edu.pa](mailto:claudio.rodriguez1@meduca.edu.pa)

Material: Libro de química de 12. Santillana

Ponemos a tu disposición esta guía como un documento de apoyo que oriente tu adecuada preparación, Joven estudiante que esta guía que es preparada especialmente para ti te sirva como Instrumento para tus aprendizajes en estos momentos difíciles por lo que está pasando nuestra institución. Espero puedas desarrollar las diferentes actividades sin ninguna dificultad. La guía consta de una parte teórica que tendrás que leer y apoyarte para resolver los talleres que se encuentran al final de cada uno de los capítulos.

Éxitos en tus estudios y logra tus metas y propósitos en la vida.

Su trabajo lo estará desarrollando con la ayuda de las copias del libro de texto de química de 12 de Santillana, que a continuación detallaremos las lecciones del libro que tiene que desarrollar.

CONTENIDO TEÓRICO	CONTENIDO DE LOS TALLERES	FECHA DE ENTREGA DE LA ASIGNACIÓN
1. Tema: Propiedades Coligativa	1. Taller de aplicación de propiedades coligativas	<b>Semana:</b> del 19 al 23 de septiembre de 2022.  <b>Ultimo día para entregar:</b> 23 de septiembre de 2022 a las 5:30 de la tarde.  Después de esa fecha no se va a recibir ningún taller o asignación.
2. Tema: Introducción a la termodinámica	2. Taller de aplicación sobre la introducción a la termodinámica Vocabulario de termodinámica	
<b>Bibliografía:</b> Química de 12, Santillana		

**Nota:** La fecha de entrega es el día indicado no es negociable la misma. Todos los estudiantes deben entregar sus talleres en físico en el colegio, no se va a recibir ningún taller por otro medio que no sea el que se le está indicando.

## Indicaciones para resolver la guía

Para resolver la guía tienes que seguir los siguientes pasos:

- 1) Lee todo el contenido teórico de las lesiones que se te indican en las copias del libro de texto.
- 2) Si tienes otras fuentes de ayuda para resolver los talleres también puedes usarlas a la hora de leer.
- 3) Si al leer el contenido de la guía no estás claro vuelven a leer.
- 4) Al estar claro con el contenido puedes empezar a resolver los talleres que se encuentran al final de cada uno de los temas.
- 5) Lee la indicación que tiene cada taller antes de resolverlos.
- 6) Después de leer las indicaciones resuelve los talleres.
- 7) Si tienes dificultades al estar resolviendo los talleres puedes volver a leer el contenido de las lecciones que se encuentran en las copias del libro de texto.
- 8) Resuelve los talleres después de leer el contenido de cada lección.
- 9) Al terminar de resolver los talleres revísalos bien antes de pasarlos en limpio para su entrega.
- 10) Después de haber resuelto los talleres procede a pasarlos en limpio siguiendo las siguientes indicaciones:

**10.1. El contenido debe venir en un folder (que no sea de colores); la hoja de presentación debe hacerla sobre la primera cara del folder, trate de ser creativo para entregar su folder. Se evaluará la presentación del trabajo.**

**10.2. Luego que ya tenga su borrador de los talleres resuelto, proceda a pasarlo en limpio en hojas blancas corta. Le recuerdo que no es necesario copiar la pregunta o las lecturas que en los talleres aparecen. Usted colocara solo las respuestas, pero siguiendo el mismo orden que le presenta cada taller y respetando el formato que cada taller presenta.**

- 11) Al terminar de escribir los talleres revísalos varias veces, cuando verifiques que todo está bien puedes llevarlo al colegio para su entrega en la fecha que se indica.

# Propiedades coligativas

## Indicador de logro

1. Identifica ejemplos del contexto cotidiano en los que se manifiestan las propiedades coligativas de las disoluciones.

## Propiedades coligativas de las disoluciones

Cuando dos o más sustancias dan origen a una disolución, el resultado es una mezcla que posee una serie de propiedades físicas propias y diferentes a aquellas que poseían las sustancias originales. Estas propiedades de las disoluciones reciben el nombre de **propiedades coligativas** y dependen de la concentración del soluto, mas no de su naturaleza química.

### Disminución de la presión de vapor

Las moléculas de un líquido a determinada temperatura, poseen cierta cantidad de energía cinética. Algunas de ellas, especialmente aquellas situadas cerca de la superficie, pasan espontáneamente al estado gaseoso, es decir, se volatilizan. Inicialmente este proceso de evaporación ocurrirá solo en ese sentido: escapando del líquido hacia la fase de vapor. No obstante, en esta fase las moléculas se moverán más rápido, chocarán entre sí y contra las paredes del recipiente, lo cual provoca la condensación y que muchas partículas regresen nuevamente a la fase líquida. Esto ocurrirá hasta que se produzca un estado de **equilibrio dinámico** entre las fases gaseosa y líquida de la sustancia (figura 1), en otras palabras, cuando la velocidad de evaporación del líquido sea igual a la velocidad de condensación de los vapores.

Si el líquido se halla contenido en un recipiente cerrado, la fracción gaseosa ejercerá presión sobre la tapa del recipiente, al golpearla continuamente. Esta presión, denominada **presión de vapor**, se puede medir y es característica de cada sustancia. La proporción entre las fases gas-líquido, depende de la fuerza de cohesión existente entre las moléculas. Si la cohesión es débil, una gran cantidad de moléculas se volatilizarán; en cambio, si la cohesión es fuerte, serán muy pocas las que lo consigan. Esto es lo que determina que unas sustancias sean más volátiles que otras. Por otro lado, la **presión de vapor aumenta con la temperatura**, ya que, al contar con mayor energía cinética, más moléculas pasarán a la fase gaseosa.

Cuando se agrega un **soluto no volátil** o sólido a un disolvente puro, se observa que la **presión de vapor disminuye**. Esto se debe a que en la disolución aparecen fuerzas de atracción entre soluto no volátil y solvente; además, algunas partículas de soluto ocuparán espacio cerca de la superficie, reduciendo así el número de moléculas de disolvente en el área superficial. En consecuencia, la presión de vapor disminuye porque es menor la velocidad a la que las moléculas de disolvente líquido pueden escaparse a la fase gaseosa. El grado en que disminuye la presión de vapor de la disolución es **proporcional a la concentración del soluto no volátil**. Por el contrario, si el soluto es volátil, la presión de vapor de la disolución será la suma de las presiones parciales de los componentes de la mezcla.

Estas relaciones se resumen en la **ley de Raoult**, formulada en 1887 por el químico francés **François Raoult** (1830-1901). Matemáticamente, la ley de Raoult se expresa así cuando el soluto es no volátil:

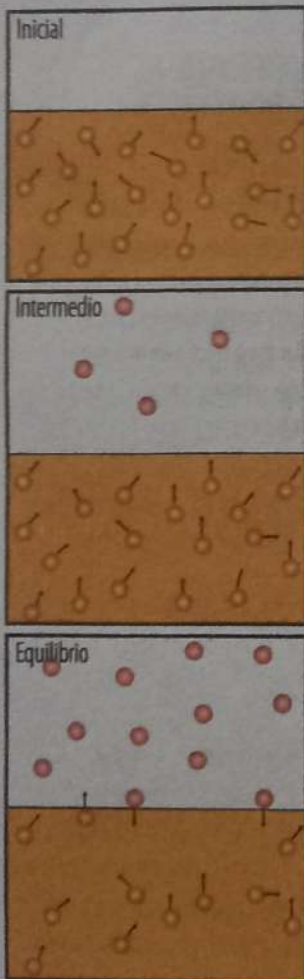
$$P_A = P_A^0 \cdot X_A$$

donde  $P_A$  es la presión de vapor de la disolución,  $P_A^0$  es la presión de vapor del disolvente puro y  $X_A$  es la fracción molar del disolvente en la solución. Entre más diluida sea la solución, menor será la presión de vapor. Recuerda que la **fracción molar** de una sustancia es el número de moles de esa sustancia entre la cantidad total de moles que hay en una mezcla.

Para dos componentes volátiles, el cálculo de la presión de vapor se realiza así:

$$P_{\text{solución}} = P_A + P_B$$

donde  $P_{\text{solución}}$  es la presión de vapor de la solución final, y  $P_A$  y  $P_B$  representan las presiones parciales de los componentes A y B, calculadas según la fórmula anterior.



**Figura 1.** La presión de vapor es la presión que ejercen las moléculas gaseosas que están en equilibrio con el líquido que las genera. Su valor depende de la naturaleza de la sustancia y aumenta con la temperatura.



### EJEMPLO

Un mol de glucosa,  $C_6H_{12}O_6$ , se añade a 10 moles de agua a  $25\text{ }^\circ\text{C}$ . Si la presión de vapor del agua pura a esta temperatura es de  $23,8\text{ mmHg}$ , calcular el descenso en la presión de vapor del agua.

Dado que la glucosa es un soluto no volátil, nos basamos en la expresión

$$P_A = P_A^\circ \cdot X_A$$

Se sabe que la presión del disolvente puro,  $P_A^\circ = 23,8\text{ mmHg}$ .

La fracción molar,  $X_A$ , del agua se obtiene de la siguiente manera:

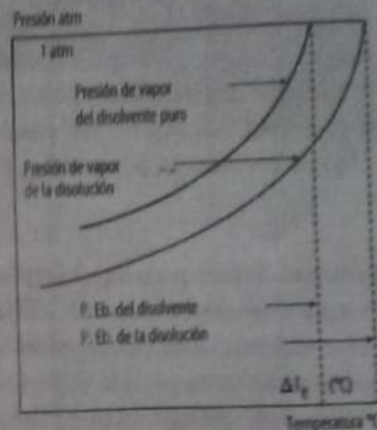
$$\frac{n_{\text{Agua}}}{n_{\text{Agua}} + n_{\text{Glucosa}}} = \frac{10\text{ mol}}{10\text{ mol} + 1\text{ mol}} = 0,909$$

Entonces,  $P_A = 23,8\text{ mmHg} \cdot 0,909 = 21,63\text{ mmHg}$ .

Se resta la presión obtenida de la presión del disolvente puro:

$$23,8\text{ mmHg} - 21,63\text{ mmHg} = 2,17\text{ mmHg}$$

**Solución:** Se produce una disminución en la presión de vapor de agua igual a  $2,17\text{ mmHg}$ .



**Figura 2.** Curvas de ascenso del punto de ebullición de una disolución con respecto a la temperatura y al punto de ebullición del disolvente puro.

### Aumento del punto de ebullición

El **punto de ebullición de un líquido** es la temperatura a la cual su presión de vapor es igual a la presión externa. Si a este líquido se le adiciona un soluto no volátil, aumenta la temperatura de ebullición de la solución resultante (figura 2). Puesto que las partículas de soluto retardan la evaporación del disolvente y disminuyen la presión de vapor, la disolución requiere de mayor temperatura para que su presión de vapor sea igual a la presión externa. La elevación del punto de ebullición  $\Delta T_e$  es proporcional a la concentración molar ( $m$ ) de la disolución, según la expresión:

$$\Delta T_e = K_e \cdot m,$$

donde  $\Delta T_e$  es el cambio en el punto de ebullición,  $m$  es la concentración molar y  $K_e$  es una constante de proporcionalidad, llamada **constante ebulloscópica molar**.  $K_e$  se expresa en  $^\circ\text{C}/m$  y es característica de cada disolvente.

### EJEMPLO

Calcular el incremento en el punto de ebullición de una solución debido a la adición de  $10\text{ g}$  de glucosa a  $500\text{ g}$  de agua. La  $K_e$  del agua es  $0,51\text{ }^\circ\text{C}/m$  y la masa molar de la glucosa es  $180\text{ g/mol}$ . La temperatura de ebullición del agua sobre el nivel del mar es  $100\text{ }^\circ\text{C}$ .

Se calcula el número de moles,  $n$ , de glucosa:

$$10\text{ g } C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{1\text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180\text{ g } C_6H_{12}O_6} = 0,056\text{ mol}$$

Puesto que se emplea la concentración molar ( $m$ ) en la expresión  $\Delta T_e = K_e \cdot m$ , se procede al cálculo de la molaridad para la disolución mediante la fórmula

$$m = \frac{n}{\text{kg de disolvente}}$$

Se sustituyen los valores en la fórmula y se obtiene:

$$m = \frac{0,056\text{ mol}}{0,500\text{ kg}} = 0,11\text{ m}$$

Con esta información se calcula  $\Delta T_e$ :

$$\Delta T_e = 0,51\text{ }^\circ\text{C}/m \cdot 0,11\text{ m} = 0,0561\text{ }^\circ\text{C}.$$

**Solución:** El punto de ebullición del agua en solución se incrementó  $0,0561\text{ }^\circ\text{C}$  respecto al del agua pura.

$$T_{e\text{ solución}} = \Delta T_e + 100\text{ }^\circ\text{C} = 100,056\text{ }^\circ\text{C}$$



### Recurso TIC

Visita la siguiente dirección electrónica:  
<http://www.ehu.es/biomoleculas/agua/coligativas.htm>

- Elabora un esquema conceptual con la información de la página.
- Utiliza los simuladores interactivos de la página para observar los cambios en las propiedades coligativas cuando aumenta o disminuye la concentración de la disolución.

## Descenso del punto de congelación

La temperatura de congelación es la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido y del sólido coexisten. Cuando una sustancia se transforma al estado sólido, sus moléculas se ordenan y se libera energía. En una disolución existe mayor desorden que en un disolvente puro, debido a la presencia de soluto; por esta razón, la solución necesitará mayor energía para ordenar sus moléculas y así pasar al estado sólido.

De esta manera, en las disoluciones se observa un descenso de la temperatura de congelación con respecto a la del solvente puro. Esta disminución es proporcional a la concentración molal de la solución y se relaciona por medio de la **constante crioscópica molal**, que se expresa en  $^{\circ}\text{C}/\text{m}$  y depende de la naturaleza del solvente. La expresión matemática es la siguiente:

$$\Delta T_c = K_c \cdot m$$

Una de las aplicaciones de esta propiedad coligativa se relaciona con los **anticongelantes**, sustancias empleadas principalmente en automóviles para evitar que el agua de los radiadores se congele durante el invierno en países con estaciones marcadas.

## Presión osmótica

La **ósmosis** es un fenómeno que ocurre en disoluciones en las cuales el solvente es el agua. Consiste en el paso de moléculas de agua (solvente) a través de una **membrana semipermeable** (de permeabilidad selectiva), es decir, que permite solo el paso del solvente e impide el paso del soluto. Las moléculas de agua pasan desde el solvente puro o la solución diluida hacia una solución con mayor concentración de soluto.

Las moléculas del disolvente pueden pasar en ambas direcciones, a través de la membrana, pero el flujo predominante ocurre en la dirección de menor a mayor concentración de soluto. El choque de moléculas de soluto se traduce en un valor de presión, ejercida por las moléculas de soluto sobre la membrana, denominada **presión osmótica**. Esta presión depende de la cantidad de soluto y puede interpretarse como si el soluto fuera un gas que ejerce presión sobre las paredes de un recipiente. Se expresa matemáticamente así:

$$\pi = \frac{nRT}{V}$$

donde  $\pi$  representa la presión osmótica (atm);  $\frac{n}{V}$  se interpreta como la concentración molar de la solución (mol/L),  $T$  es la temperatura Kelvin y  $R$  es la constante universal de los gases ( $0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/\text{mol} \cdot \text{K}$ ). Si el solvente es agua, la molaridad será equivalente a la molalidad. De esta manera, se obtiene:

$$\pi = MRT = mRT$$

### EJEMPLO

Hallar el punto de congelación de una disolución que contiene 23,0 g de etanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , cuya masa molar es 46 g) en 600 g de agua, con un valor de  $K_c$  para el agua igual a  $1,86 \text{ }^{\circ}\text{C}/\text{m}$ .

Se calcula primero el número de moles,  $n$ , de etanol:

$$23 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0,5 \text{ mol}$$

Se obtiene la molalidad:

$$m = \frac{0,5 \text{ mol}}{0,600 \text{ kg}} = 0,833 \text{ m}$$

Con esta información se calcula  $\Delta T_c$ :

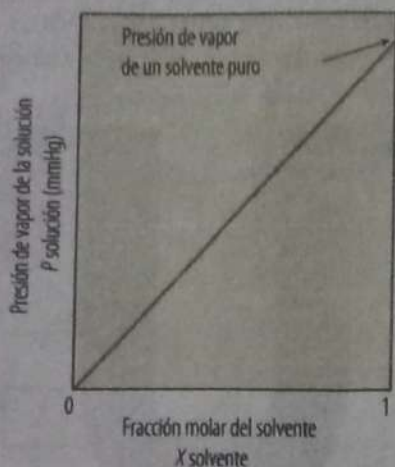
$$\Delta T_c = 1,86 \text{ }^{\circ}\text{C}/\text{m} \cdot 0,833 \text{ m} = 1,54 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

**Solución:** El punto de congelación del agua en solución disminuyó  $1,54 \text{ }^{\circ}\text{C}$  respecto al del agua pura.



## INTERPRETO

1 Observa el siguiente gráfico:



Explica qué ilustra el gráfico anterior con respecto a la relación existente entre la presión de vapor de una disolución y la fracción molar del disolvente puro.

- 2 Los solutos afectan algunas propiedades físicas de las soluciones. Explica por qué un soluto puede a la vez disminuir la presión de vapor del líquido y aumentar su punto de ebullición.
- 3 Explica la relación entre la presión de vapor y el punto de ebullición de un líquido. Menciona un ejemplo que sustente tu respuesta.
- 4 El incremento del punto de ebullición de un líquido al agregarle un soluto, ¿depende del tipo de soluto o de la cantidad de soluto utilizado? Justifica tu respuesta.
- 5 Explica qué información suministra la constante crioscópica molar.

## ARGUMENTO

- 6 En muchos países donde en ciertas épocas del año hay temperaturas muy bajas, usualmente se agrega un anticongelante a los radiadores de los automóviles. En el pasado con frecuencia se utilizaba etanol ( $C_2H_5OH$ ) o metanol ( $CH_3OH$ ) para este efecto. ¿Cuál de estos dos compuestos cumple con mayor efectividad la función anticongelante? Justifica tu respuesta.

7 En los países que presentan cuatro estaciones marcadas, en la época de invierno, las personas agregan sal de cocina o cloruro de calcio a la nieve sobre las calles.

- a) ¿Cuál es la utilidad de esa acción?
- b) ¿Se obtendrían los mismos resultados si se cambia la sal de mesa ( $NaCl$ ) por cualquier otro soluto, por ejemplo, el azúcar sacarosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ )? ¿por qué?

## PROPONGO

- 8 En muchas fábricas de helados se aplica sal común al agua para poder bajar su temperatura de congelación.
  - a) Justifica por qué, en casos como este, resulta útil conocer las propiedades coligativas de las disoluciones.
  - b) Propón un experimento casero para comprobar el descenso en el punto de congelación del agua al añadirle un soluto.



## VERIFICO CONCEPTOS

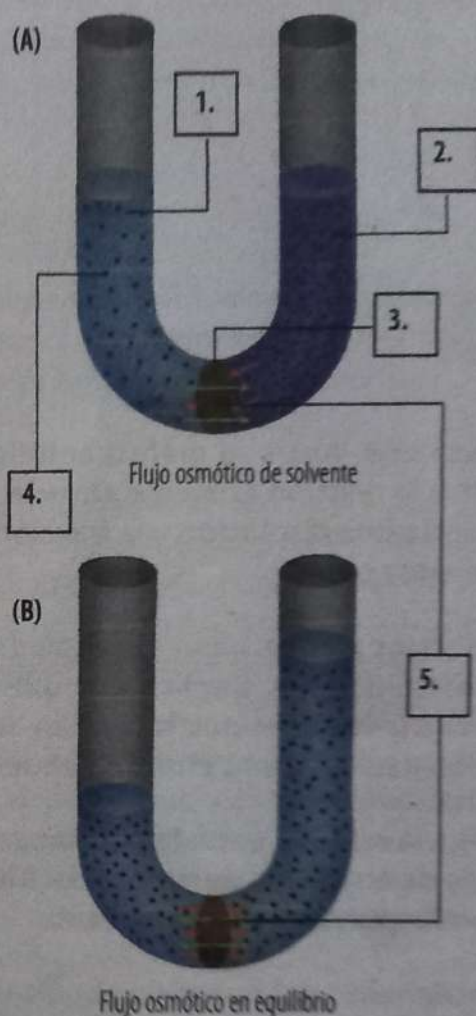
**10** Explica cómo se relacionan las propiedades coligativas con la concentración del soluto en una disolución.

**11** Analiza las siguientes afirmaciones sobre las propiedades coligativas y anota, en los recuadros, PE, si se refiere a la disminución de la presión de vapor y aumento del punto de ebullición; PC, si se refiere al descenso en el punto de congelación, y PO si el texto trata de la presión osmótica.

- En lugares donde hace mucho frío se acostumbra agregar productos preparados con compuestos como el etilenglicol. Así se evita que se congele el agua en el motor o que se reviente el radiador por el aumento del volumen del agua al solidificarse.
- El agua pura hierve a 100 °C a nivel del mar; sin embargo, al añadirle urea la nueva disolución hierve a 100,53 °C.
- Si se corta una flor con parte del tallo y se sumerge este en agua, esta se mantendrá hidratada por un tiempo, ya que el agua penetra por el tallo y sube hasta la flor. Sin embargo, si se pone en una solución de agua con sal, esta se marchitará rápidamente ya que el agua, que naturalmente se encuentra en las células de la flor, se difundirá hacia el agua salada.
- Al agregar un sólido a un solvente puro, un número menor de moléculas de solvente de la superficie escapan a la fase gaseosa.
- Cuando se prepara café se forma una disolución que hervirá solo si se expone a una temperatura superior al punto de ebullición del agua.
- La alta concentración de azúcar en las jaleas, y las mermeladas contribuye a la conservación de los alimentos; esto se debe a que la disolución formada es alta en azúcares y absorbe el agua de cualquier microorganismo que ingrese, provocando su deshidratación y, por ende, su muerte.
- Al preparar una pasta se añade sal al agua de cocción. Esto eleva la temperatura a la cual puede cocinarse esa comida.

## ANALIZO Y RESUELVO

**12** Observa las siguientes ilustraciones que muestran un tubo que contiene dos disoluciones de distinta concentración, separadas por una membrana semipermeable:



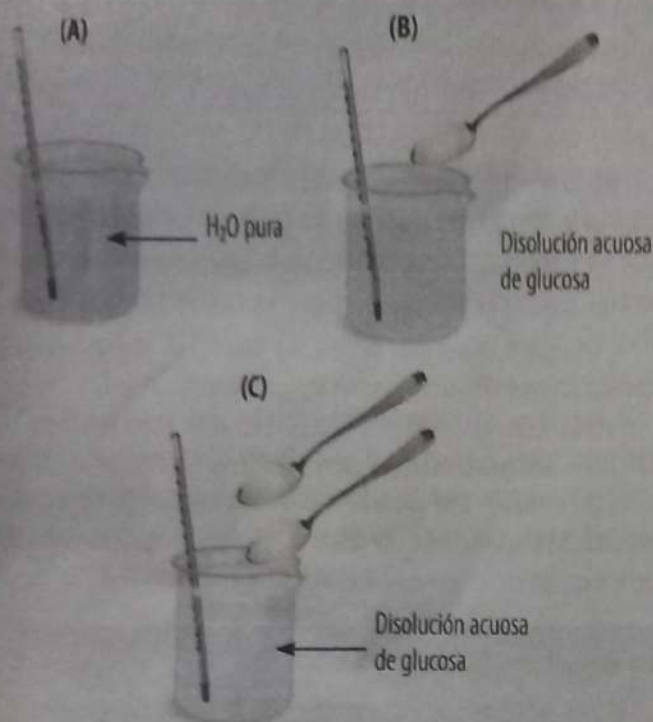
Escribe, en los paréntesis, el número correspondiente según las figuras A y B de arriba. Considera que en esos dibujos las flechas rojas indican la presión osmótica, y las verdes, el flujo osmótico.

- ( ) Solute
- ( ) Solución diluida
- ( ) Presión osmótica
- ( ) Solución concentrada
- ( ) Membrana semipermeable

**13** Menciona dos ejemplos de situaciones cotidianas en las que hayas podido observar la manifestación de algunas propiedades coligativas de las disoluciones.



- 14 Observa la temperatura de congelación en los líquidos de las ilustraciones.



- a) Indica en cuál de las disoluciones es mayor el punto de congelación.
- b) Menciona en cuál de las disoluciones, A, B o C es menor el punto de congelación. Explica por qué sucede esto.

### PROBLEMAS BÁSICOS

- 15 Calcula el punto de ebullición y el punto de congelación de una disolución de azúcar que contiene 4,27 g de  $C_{12}H_{22}O_{11}$  disuelta en 50 g de  $H_2O$ . Ten en cuenta que

$$K_e = 0,51 \text{ y } K_c = 21,86.$$

- 16 Un analista de laboratorio prepara una disolución mezclando 70,6 g de benceno ( $C_6H_6$ ) y 38,9 g de tolueno ( $C_7H_8$ ) a  $80^\circ C$ . La presión de vapor del benceno y el tolueno a esta misma temperatura es 0,991 atm y 0,382 atm, respectivamente. Con base en esta información, determina lo siguiente:

- a) La presión del solvente y el soluto en la mezcla.
- b) Las fracciones molares de cada uno de los componentes de la mezcla.
- c) La presión total de la mezcla.

- 17 Determina cuál es la presión de vapor de una disolución que contiene 15 g de urea disuelta en 500 g de agua a  $25^\circ C$ . La masa molar del agua es 18 g/mol y la de la urea es 60 g/mol.

- 18 Analiza qué sucede con el punto de ebullición del solvente puro y el punto de ebullición de una disolución cuando se agregan 35 g de NaCl a 800 g de agua.

- 19 Se disuelven 40 g de sacarosa en 800 g de agua. Determina el punto de ebullición y el punto de congelación de la disolución formada. La masa molar de la sacarosa es de 342 g/mol.

- 20 Calcula la presión osmótica generada por una disolución acuosa que contiene 345 g de sacarosa en 2000 g de agua a  $25^\circ C$ . Recuerda que la temperatura Kelvin se obtiene de la siguiente manera:

$$K = C + 273,15.$$

- 21 Calcula la presión osmótica de una disolución que contiene 15 g de soluto diluidos en 750 ml de agua, a una temperatura de 298 K. Determina qué sucedería con la presión osmótica de esa disolución si se añade una cantidad mayor de soluto.



# Introducción a la termodinámica

## Indicadores de logro

1. Reconoce conceptos básicos sobre termodinámica.
2. Identifica ejemplos de procesos endotérmicos y exotérmicos en el contexto.

En una reacción química no solo existe una transformación de las sustancias, sino que también se libera o absorbe energía. La parte de la química que se encarga de estudiar los cambios de energía (generalmente calor) involucrados en las reacciones químicas se llama **termoquímica**. Esta forma parte de la **termodinámica** que se encarga de estudiar las relaciones que se producen entre el calor y otras formas de energía.

## ¿En qué consiste la termodinámica?

La termodinámica (del griego *termo* = calor y *dynámis* = fuerza) se refiere a los principios que gobiernan los intercambios de la energía y que rigen la dirección de los procesos naturales, a través de postulados que sistematizan una gran cantidad de información experimental. El análisis de los procesos se realiza a nivel macroscópico, pues no se toma en cuenta la naturaleza microscópica (molecular) de los sistemas. El factor tiempo tampoco es de interés para esta ciencia ya que las variables utilizadas para medir un sistema no dependen de este.

La termodinámica constituye una de las aproximaciones teóricas más relevantes para el estudio de los fenómenos naturales. La termodinámica clásica o del equilibrio aplica los métodos de la matemática y de la física clásica a los estudios de la química. Permite determinar cuándo ocurrirá una reacción química, predecir si liberará o absorberá calor al entorno y cuánto trabajo puede realizar. La termodinámica está presente en diversos procesos; por ejemplo, en el calor que emiten los combustibles al quemarlos.

La termodinámica se sustenta en leyes o principios que permiten entender las transformaciones de energía y la dirección de los procesos.

## Sistemas termodinámicos

Un sistema termodinámico es una parte de materia que se aísla, mediante límites reales o ficticios, para su estudio. Todo lo que rodea al sistema, pudiendo o no relacionarse con él, se llama **entorno**. El conjunto del sistema con el entorno forma el universo. Por ejemplo, si se tiene un mol de nitrógeno ( $N_2$ ) en un cilindro cerrado de un litro, y se analizan los cambios que se producen por efecto de modificaciones de la presión o la temperatura, se sabe que el mol de nitrógeno es el sistema, el límite son las paredes del cilindro y el entorno es el aire que lo rodea.

Los sistemas termodinámicos pueden realizar intercambios de materia y energía con el entorno y se clasifican en:

- ▮ **Abiertos.** Son sistemas en los que se intercambian materia y energía, generalmente en forma de calor, con su entorno. Por ejemplo, una taza con agua caliente (figura 1A).
- ▮ **Cerrados.** Permiten solo el intercambio de energía con sus alrededores, pero no el intercambio de materia, la cual permanece constante. Un termómetro es un ejemplo de sistema cerrado (figura 1B).
- ▮ **Aislados.** Son los que no permiten la interacción de ninguna forma con sus alrededores, es decir, no se puede transferir energía ni materia a través del límite. Estos son sistemas ideales que realmente no existen.

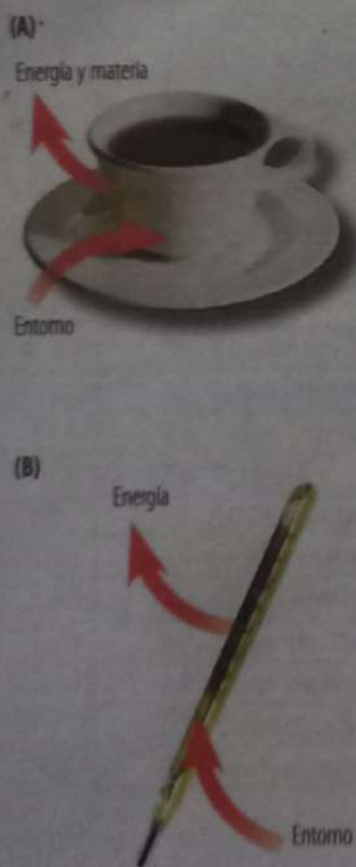


Figura 1. Ejemplo de sistema abierto (A) y sistema cerrado (B).



# Introducción a la termodinámica

## Variables termodinámicas

Para describir el estado de un sistema termodinámico se emplean una serie de magnitudes macroscópicas observables y medibles llamadas **variables de estado**, como presión, volumen, temperatura y masa o número de moles.

Las variables de estado permiten que cualquier científico reconstruya las condiciones exactas de un sistema. Estas variables se clasifican en:

- **Extensivas.** Son aquellas cuyo valor depende de la cantidad de materia o sustancia; es decir, dependerá del tamaño del sistema considerado. Por ejemplo, la masa o el volumen, entre otras propiedades.
- **Intensivas.** Son aquellas cuyo valor no depende de la cantidad de materia, por lo que su valor es el mismo en todo el sistema, pueden ser medidas en cualquier parte de él y no son aditivas. Es el caso de la temperatura, la densidad y la presión.

## Funciones de estado

Entre las variables termodinámicas existen magnitudes llamadas funciones de estado. Estas tienen un valor definido y único para cada estado del sistema, sin importar los pasos intermedios que se siguen para alcanzarlo; solo dependen del estado inicial y final del sistema (figura 2).

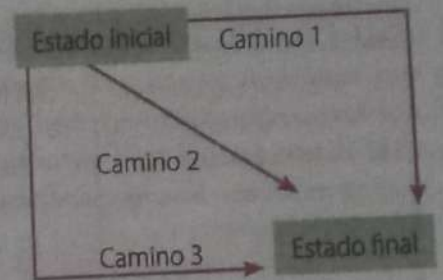
Las funciones de estado se relacionan entre sí mediante una ecuación, llamada ecuación de estado. La variación del valor de una función de estado, que se puede representar con el signo delta ( $\Delta$ ), solo dependerá del valor de la función de estado en el estado inicial y final del sistema, y no de la trayectoria que este siguió para llegar al último estado. Si  $X$  es una función o propiedad de estado, entonces al producirse un cambio su variación será:

$$\Delta X = X_{\text{final}} - X_{\text{inicial}}$$

Entre las propiedades de un sistema, la presión, el volumen, la temperatura, la energía interna (energía cinética y potencial a nivel microscópico), la entropía ( $S$ ) y otras propiedades descritas más adelante en esta área, como la entalpía ( $H$ ) y la energía libre de Gibbs ( $G$ ), pueden definirse como funciones de estado, porque las variaciones que experimentan solo dependen del estado inicial y el estado final del sistema, sin importar el camino de la transformación.

La palabra **entropía** procede del griego *entropé*, que significa "comienza a volverse o transformarse". Por definición, la entropía ( $S$ ) es una medida de la aptitud o capacidad para el cambio, mide la cantidad de energía no aprovechada o degradada por el sistema para realizar trabajo. Por ejemplo; si se prepara una taza de café, cuya temperatura es de 70 °C, y se deja en una habitación donde la temperatura ambiente es de 20 °C. Luego de un determinado período el café se enfría, hasta alcanzar la temperatura de la habitación. El fenómeno que ocurre es un cambio de estado, que se aprecia como una variación en la temperatura del café. Entonces:

$$\text{Cambio} = \text{magnitud de la propiedad final} - \text{magnitud de la propiedad inicial}$$



**Figura 2.** Como las funciones de estado solo dependen del estado inicial y final, no importa el camino elegido para realizar la transformación.

## Recurso TIC

Visita la siguiente dirección electrónica:  
<http://joule.qfa.uam.es/beta-2.0/temario/introduccion/introduccion.php>

– Explica en qué consisten las variables termodinámicas extensivas e intensivas.



## Argumento

1. Si los procesos reversibles no existen realmente, ¿por qué crees que se les concede tanta importancia?
2. Si queremos calentar agua de 0 a 50 °C por vía reversible, ¿de qué manera debería hacerse?

## Procesos termodinámicos

Cuando se modifican lentamente las propiedades termodinámicas de un sistema (por ejemplo, presión, volumen y temperatura) se produce un **cambio de estado**, entonces se habla de un proceso termodinámico, este proceso estudia el recorrido del sistema desde su estado inicial a su estado final. El cambio de estado puede producirse por procesos de tipo:

- **Cíclico.** Cuando el sistema tiene una serie de cambios de estado y finalmente vuelve a su estado inicial.
- **Reversible.** Termodinámicamente involucra un camino que es idéntico en ambos sentidos; directo e inverso, pasando por los mismos estados intermedios, que serán siempre estados de equilibrio. Es un proceso lento que implica cambios infinitesimales en las funciones, lo que desde el punto de vista real no ocurre.
- **Irreversible.** Se recorre en un sentido. El sistema no puede volver al estado inicial por los mismos pasos intermedios.

A veces se limita el número de variables de un sistema con el fin de facilitar su estudio, manteniendo alguna de ellas constante. Los procesos termodinámicos que se originan se clasifican en:

- **Adiabáticos.** No hay transferencia de calor pero sí intercambio de trabajo entre el sistema y el entorno.
- **Isotérmicos.** Ocurren a temperatura constante.
- **Isocóricos.** Se realizan a volumen constante.
- **Isobáricos.** Ocurren a presión constante.

## Energía, calor y trabajo

Para llevar a cabo el estudio de la termodinámica, primero se debieron definir tres conceptos fundamentales: energía, calor y trabajo.

### Energía

La energía se define como la capacidad de un sistema para producir un trabajo. Cualquier sistema químico, a una presión y temperatura determinada, posee una cantidad de energía almacenada en su interior debido a su composición, llamada energía interna.

La energía interna ( $U$ ) es una propiedad característica del estado en que se encuentra un sistema químico, y equivale a la totalidad de la energía cinética y potencial de las partículas que lo constituyen. Es una función de estado, porque solo depende del estado inicial y final del sistema, y es una variable extensiva, ya que depende de la masa del sistema.

Cuando ocurre una transformación en un sistema, la cantidad de energía existente varía (figura 3). Esta variación se produce por el intercambio entre el sistema y el entorno, y puede ocurrir en forma de calor o trabajo.

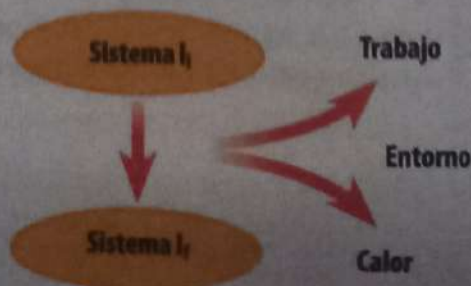


Figura 3. Cuando se entrega calor a un sistema, aumenta la energía interna de este.



# Introducción a la termodinámica

## Calor ( $Q$ )

Se denomina calor ( $Q$ ) a la transferencia de energía que se produce de un sistema a otro como consecuencia de una diferencia de temperatura. El calor fluye desde el cuerpo de mayor temperatura al de menor temperatura hasta que ambos se igualan, es decir, llegan al equilibrio térmico.

El calor no es una función de estado, ya que no es una propiedad del sistema, sino que dependerá de la forma en que se realice el proceso, es decir, de cómo el sistema pasa del estado inicial al final.

La calorimetría estudia la transferencia de calor durante procesos físicos y químicos, es una aplicación de la primera ley de la termodinámica, la cual se estudiará en el siguiente tema, e incorpora los conceptos de calor específico y capacidad calorífica.

El calor específico ( $C_e$ ) es la cantidad de calor necesaria para aumentar la temperatura en un grado centígrado por cada unidad de masa, sin que ocurra un cambio de estado. Su unidad es el joule en un gramo por grado Celsius ( $J/g \text{ } ^\circ C$ ).

La capacidad calorífica ( $C$ ) es la cantidad de calor que se requiere para elevar en un grado Celsius la temperatura de una cantidad de sustancia; su unidad es el joule en un grado Celsius ( $J/ \text{ } ^\circ C$ ).

La relación entre estos dos conceptos en una sustancia está dada por la siguiente ecuación:

$$C = m \cdot C_e$$

Donde  $C$  es la capacidad calorífica,  $m$  es la masa de la sustancia en gramos y  $C_e$  es el calor específico.

La transferencia de calor que experimenta un sistema formado por una sustancia pura depende de su masa, de la naturaleza de la sustancia y de la variación de temperatura. Estos factores se representan en la ecuación:

$$\Delta Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T = m \cdot C_e \cdot (T_f - T_i)$$

Donde  $\Delta Q$  es el calor ganado o cedido por el sistema,  $m$  es la masa de la sustancia expresada en kilogramos,  $T_f$  es la temperatura final,  $T_i$  es la temperatura inicial y  $C_e$  es el calor específico de la sustancia pura.

Los incrementos de temperatura ( $\Delta T$ ) son iguales tanto si se expresan en grados Celsius como si se expresan en kelvin ( $\Delta T = 1 \text{ } ^\circ C = 1 \text{ K}$ ).

Si la transferencia de calor se invierte en un cambio de estado del sistema, la temperatura permanece constante mientras dura el cambio de estado y la variación de calor se expresa como:

$$\Delta Q = m \cdot L$$

Donde  $\Delta Q$  es el calor ganado o cedido por el sistema durante el cambio de estado,  $m$  es la masa del sistema expresada en kilogramos y  $L$  es el calor latente de cambio de estado.

El calor latente de cambio de estado ( $L$ ) es la cantidad de calor absorbida o cedida durante el cambio de estado para la unidad de masa.

## EJEMPLO

Calcule la capacidad calorífica de 100 g de agua. Considere que el calor específico del agua equivale a  $4,184 \text{ J/g } ^\circ C$ .

Se aplica la fórmula de la capacidad calorífica:

$$C = m \cdot C_e$$

Al sustituir los valores en la fórmula, se obtiene:

$$C = (100 \text{ g}) \cdot (4,184 \text{ J/g } ^\circ C)$$

$$C = 418,4 \text{ J/}^\circ C$$

La capacidad calorífica de 100 g de agua es de  $418,4 \text{ J/}^\circ C$ .





**Figura 4.** Esquema de un calorímetro. Al producirse calor en el interior del calorímetro, las paredes absorben una parte de este calor. Para tenerlo en cuenta se define el equivalente en agua del calorímetro.

Para una reacción química, el **calor de reacción** es la cantidad de energía calorífica absorbida o cedida por el sistema durante la transformación de reactivos a productos. El calor de reacción se determina a partir de la variación de temperatura que experimenta una masa conocida de las sustancias que reaccionan.

Con el fin de medir experimentalmente el calor absorbido o cedido por un sistema en una transformación química (especialmente procesos de combustión a volumen constante), así como el calor de dilución y el de disolución, se utiliza un aparato denominado bomba calorimétrica o calorímetro (figura 4).

El equivalente en agua de un calorímetro se define como la cantidad de agua que absorbe la misma cantidad de calor que el calorímetro.

El **calor de disolución** se manifiesta al disolver un soluto en un disolvente. En esta disolución se produce una transferencia de calor entre el sistema y el entorno, como consecuencia de la ruptura de enlaces del soluto y de las interacciones entre soluto y disolvente.

## Trabajo (W)

En termodinámica el trabajo se relaciona con la expansión o compresión de un gas contenido en el interior de un cilindro, cerrado con un émbolo móvil.

Cuando se expande, el gas empuja al pistón contra la presión atmosférica externa, que es constante. El trabajo que realiza el gas sobre los alrededores viene dado por la siguiente expresión (figura 5):

$$W = -P \cdot \Delta V = -P \cdot (V_2 - V_1)$$

Donde  $\Delta V$  es el cambio de volumen, y  $P$ , la presión externa.

•  $W < 0$  cuando es el sistema el que realiza el trabajo (aumenta el volumen).

•  $W > 0$  cuando se realiza trabajo sobre el sistema (disminuye el volumen).

El trabajo termodinámico es diferente según la transformación tenga lugar de forma irreversible o reversible; por tanto, no es una función de estado.

El trabajo termodinámico, al igual que el calor, no es una función de estado, pues **depende del camino recorrido**, es decir, de la forma en que se realizará la transformación termodinámica.

Por ejemplo, si se tiene un sistema en el cual se encierra un gas en un cilindro, cerrado con un émbolo móvil, este puede realizar trabajo sobre el entorno al expandirse y desplazar el émbolo. Esto ocurrirá si la presión del gas es mayor que la presión externa. La expansión continuará hasta que ambas presiones se igualen.

Para señalar el sentido del intercambio que se produce en un sistema, se han determinado los siguientes criterios:

• Cuando el sistema realiza un trabajo contra las fuerzas exteriores, el valor del trabajo tiene signo negativo (-), y disminuye su energía interna.

• Cuando el trabajo es realizado por las fuerzas exteriores sobre el sistema, el valor es positivo (+), y aumenta su energía interna.

• Si el sistema libera calor, el valor es negativo (-), y disminuye la energía interna.

• Si el sistema absorbe calor, el valor es positivo (+), y aumenta la energía interna.

Unidades termodinámicas	
Magnitud	Unidad
[Q]	Calorías (cal) o Joule (J)
[W]	Joule (J)

Equivalencias	
1 J = 1 Kg · m <sup>2</sup> /s <sup>2</sup>	
1 cal = 4,84 J	

**Figura 5.** Algunas unidades termodinámicas y sus equivalencias.

W realizado sobre el sistema (+)

Q absorbido (+)



W realizado por el sistema (-)

Q cedido (-)



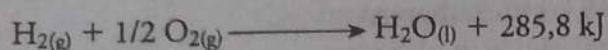
## Procesos endotérmicos y exotérmicos

En algunas ocasiones, en las reacciones químicas los cambios energéticos tienen mayor interés que las relaciones de masa entre reactivos y productos (figura 6).

Casi todas las reacciones químicas absorben o liberan energía, generalmente en forma de calor.

Una **ecuación termoquímica** es una ecuación química ajustada, en la que se indican los reactivos y los productos, junto a la cantidad de calor intercambiado (absorbido o cedido) con el entorno.

Debido a que la energía de una reacción depende del estado físico de las sustancias que intervienen, debe indicarse entre paréntesis si la sustancia es sólida (s), líquida (l), gaseosa (g) o si se encuentra en disolución acuosa (ac). Por ejemplo:



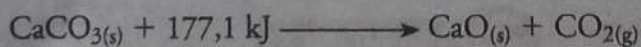
Las condiciones de presión y temperatura también influyen en el calor intercambiado en una reacción. Para facilitar la comparación de los valores siempre se toma como referencia la reacción en condiciones estándar.

Desde el punto de vista energético hay dos tipos de reacciones químicas:

■ **Exotérmicas.** Se libera calor en el transcurso de la reacción, ya que los productos resultantes poseen menos energía que las sustancias reaccionantes. Por ejemplo, en la combustión del carbón:



■ **Endotérmicas.** Se absorbe calor del entorno, ya que los productos tienen mayor energía que los reactivos. Por ejemplo, en la descomposición del carbonato de calcio:



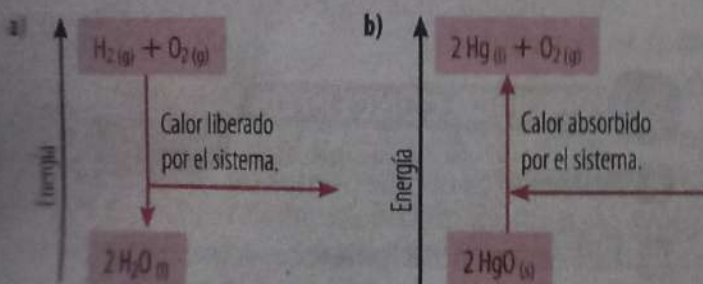
**Figura 6.** Las reacciones de combustión de reactivos como gas natural o gasolina son útiles por la energía térmica que liberan, no por los productos que forman (dióxido de carbono y agua).

### Recurso TIC

Trabaja en la siguiente dirección electrónica:  
<http://www.santillana.com.pa/OD/reaccionesQ12>

## EJEMPLO

Escribe las ecuaciones termoquímicas para los procesos representados en las figuras. Justifica si las reacciones son exotérmicas o endotérmicas.



a) Reacción de formación del agua:



Es un proceso exotérmico porque se libera calor del sistema hacia el entorno.

b) Reacción de descomposición del óxido de mercurio:

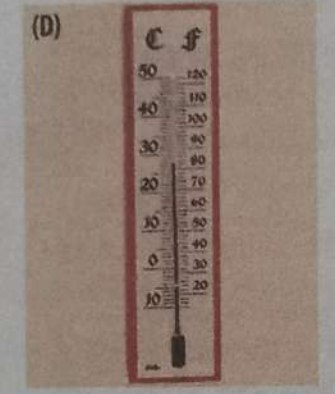
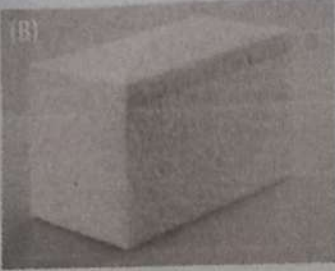
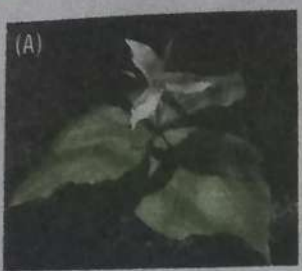


Es un proceso endotérmico porque el sistema absorbe calor del entorno.



## INTERPRETO

1 Reconoce un sistema en cada imagen.



- a) Menciona el criterio que utilizaste para seleccionar los sistemas anteriores.
- b) Identifica el entorno y el límite en cada sistema.
- c) Determina si los sistemas son abiertos, cerrados o aislados.

2 Explica cuál de las siguientes propiedades no es función de estado:

- a) Temperatura
- b) Volumen
- c) Trabajo
- d) Energía interna
- e) Densidad

3 Identifica los procesos en que se libera o absorbe energía.

- a) Ebullición de agua
- b) Incendio forestal
- c) Condensación de un gas

4 Identifica en las siguientes descripciones, el sistema, el límite y el entorno:

- a) La variación de la temperatura de una taza de café en 20 minutos.
- b) La combustión de hidrógeno gaseoso con oxígeno en un recipiente.

## ARGUMENTO

5 Se desea descargar una pila a temperatura constante y surgen tres posibilidades.

Conectar la pila a una bobina, para que la pila libere la energía en forma de calor, calentando la bobina (alambre).

Conectar la pila a un ventilador, para que este nos suministre aire fresco hasta que la pila se agote.

Encender una linterna con una pila.

- a) Indica cuál es el estado inicial y final de la pila en cada caso.
- b) Menciona los tipos de energía involucrados en los ejemplos.

6 La meteorología teórica se funda en un conocimiento preciso de las distintas capas de la atmósfera y de los efectos que producen en ella los rayos solares. Para el pronóstico del tiempo, se evalúan las repercusiones de índole física, química y termodinámica sobre la atmósfera. Responde:

- a) ¿Qué tipo de sistema es la atmósfera?
- b) ¿Qué propiedades de la atmósfera se pueden estudiar?

## PROPONGO

7 En la cabeza de un fósforo ocurre una reacción de combustión, en la que el clorato de potasio se descompone para producir cloruro de potasio y oxígeno.

- a) Plantea la reacción del proceso.
- b) Define el tipo de reacción que ocurre.
- c) Menciona otras reacciones semejantes.

## VERIFICO CONCEPTOS

8 Nombra los componentes de un sistema.

9 Indica las principales características de los sistemas abierto, cerrado y aislado.

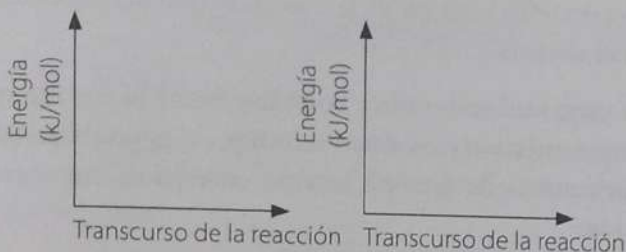


**10** Responde, ¿qué diferencias existen entre las variables intensivas y extensivas?

**11** Indica un ejemplo cotidiano de cada uno de los siguientes procesos:

- a) Adiabático
- b) Isocórico
- c) Isotérmico
- d) Isobárico

**12** Representa, en los siguientes gráficos, el proceso que se lleva a cabo en las reacciones endotérmicas y exotérmicas:



### ANÁLIZO Y RESUELVO

**13** Discute la veracidad de las siguientes frases:

- a) Si no hay flujo de energía y materia, un sistema está en un estado de equilibrio.
- b) Cuando en un sistema varía una propiedad intensiva, el sistema está en un estado de equilibrio.
- c) Un sistema cerrado siempre está en estado de equilibrio.

**14** Se necesita hacer un estudio del despegue de un avión. Discute cuáles serán las propiedades del avión que debes considerar y cuáles corresponden a propiedades termodinámicas.

- a) Color
- b) Precio
- c) Altitud
- d) Presión
- e) Velocidad
- f) Temperatura
- g) Forma geométrica
- h) Humedad de la cabina

### PROBLEMAS BÁSICOS

**15** Calcula el calor absorbido de 85 g de grafito (calor específico = 0,720 J/g °C) cuando se calienta desde 14 °C a 54 °C.

**16** Calcula el calor liberado de 125 g de oro cuando se enfría desde 65 °C a 41 °C (calor específico = 0,1291 J/g °C).

**17** Indica la capacidad calorífica del etanol (calor específico = 2,46 J/g °C).

**18** Si un recipiente contiene agua a 25 °C y 0,01 atm y varía su presión a 1 atm y su temperatura se conserva, responde:



## Vocabulario de termodinámica

- I. Desarrolle el siguiente cuadro de palabras con los significados preciso y claros. Debe utilizar el esquema que se esta presentando.

Termino	Definición
1. Termodinámica	
2. Sistemas térmicos	
3. Sistema térmico Abierto	
4. Sistema térmico Cerrado	
5. Sistema térmico Aislado	
6. Variables termodinámicas	
7. Variable termodinámica extensiva	
8. Variable termodinámica intensiva	
9. Entropía	
10. Procesos termodinámicos	
11. Procesos termodinámicos Cíclicos	
12. Procesos termodinámicos Reversibles	
13. Procesos termodinámicos Irreversibles	
14. Adiabáticos	
15. Isotérmicos	
16. Isocóricos	
17. Isobáricos	
18. Energía	
19. Calor	
20. Equilibrio Térmico	
21. Calorimetría	
22. Calor específico	
23. Trabajo	
24. Ecuación termoquímica	
25. Exotérmicas	
26. Endotérmicas	
27. Calor de Reacción	
28. Calor de disolución	
29. Capacidad calorífica	
30. Equivalente en agua de un calorímetro	