Solución:

Datos

$\Delta Q = ?$

$m = 0.3\text{ kg} = 300\text{ g}$

$T_0 = 20\ °\text{C}$

$T_f = 100\ °\text{C}$

$Ce_{Fe} = 0.113\ cal/\text{g}\ °\text{C}$

Fórmula

$Q = mCe\Delta T$

Sustitución y resultado

$Q = 300\text{ g} \times 0.113\ cal/\text{g}\ °\text{C} \times 80\ °\text{C} = 2\,712\ cal$

5. Determine el calor específico de una muestra metálica de 100 g que requiere 868 calorías para elevar su temperatura de 50 °C a 90 °C. Consulte el cuadro 11.4 a fin de identificar de qué sustancia se trata.

Solución:

Datos

$Ce = ?$

$m = 100\text{ g}$

$\Delta Q = 868\ cal$

$\Delta T = 90\ °\text{C} - 50\ °\text{C} = 40\ °\text{C}$

Fórmula

$$Ce = \frac{\Delta Q}{m\Delta T}$$

Sustitución y resultado

$$Ce = \frac{868\ cal}{100\text{ g} \times 40\ °\text{C}} = 0.217\ cal/\text{g}\ °\text{C}$$

Al consultar el **CUADRO 11.4** encontraremos que la muestra metálica es de aluminio.

6. Determinar la cantidad de calor que cede al ambiente una barra de plata de 600 g al enfriarse de 200 °C a 50 °C.

Solución:

Datos

$\Delta Q = ?$

$m = 600\text{ g}$

$T_0 = 200\ °\text{C}$

$T_f = 50\ °\text{C}$

$Ce_{Ag} = 0.056\ cal/\text{g}\ °\text{C}$

Fórmula

$\Delta Q = mCe\Delta T$

Sustitución y resultado

$\Delta Q = 600\text{ g} \times 0.056\ cal/\text{g}\ °\text{C}\ (50\ °\text{C} - 200\ °\text{C})$

$= -5\,040\ cal$

Nota: El signo (−) indica que la temperatura del cuerpo disminuyó al ceder calor al ambiente.

EJERCICIOS PROPUESTOS

1. ¿Qué cantidad de calor se debe aplicar a un trozo de plomo de 850 g para que eleve su temperatura de 18 °C a 120 °C?

Dato: $Ce_{Pb} = 0.031\ cal/\text{g}\ °\text{C}$

Respuesta:

$\Delta Q = 2\,687.7\ cal$

2. La temperatura inicial de una barra de aluminio de 3 kg es de 25 °C. ¿Cuál será su temperatura final si al ser calentada recibe 12 000 calorías?

Dato: $Ce_{Al} = 0.217\ cal/\text{g}\ °\text{C}$

Respuesta:

$T_f = 43.43\ °\text{C}$

3. ¿Qué cantidad de calor necesitan 60 g de agua para que su temperatura aumente de 25 °C a 100 °C?

Respuesta:

$\Delta Q = 4\,500\ cal$

4. Determine las calorías requeridas por una barra de cobre de 2.5 kg para que su temperatura aumente de 12 °C a 300 °C.

Respuesta:

$\Delta Q = 66\,960\ cal$

5. Determine el calor específico de una muestra metálica de 400 g, si al suministrarle 620 calorías aumentó su temperatura de 15 °C a 65 °C. Consulte el **CUADRO 11.4** e identifique de qué sustancia se trata.

Respuestas:

$Ce = 0.031\ cal/\text{g}\ °\text{C}$

La muestra es de plomo.

6. 2 kg de agua se enfrían de 100 °C a 15 °C. ¿Qué cantidad de calor cedieron al ambiente?

Respuesta:

$\Delta Q = 170\,000\ cal$

10 Calor latente

Cuando una sustancia se funde o se evapora absorbe cierta cantidad de calor llamada calor latente, este término significa oculto, pues existe aunque no se incremente su temperatura ya que mientras dure la fusión o la evaporación de la sustancia no se registrará variación en la misma. En tanto, el calor sensible es aquel que al suministrarse a una sustancia eleva su temperatura.

Calor latente de fusión y calor latente de solidificación

Para que un sólido pase al estado líquido debe absorber la energía necesaria a fin de destruir las uniones entre sus moléculas. Por tanto, mientras dura la fusión no aumenta la temperatura. Ejemplo: para fundir el hielo o congelar el agua sin cambio en la temperatura se requiere un intercambio de 80 calorías por gramo. El calor requerido para este cambio en el estado físico del agua sin que exista variación en la temperatura, recibe el nombre de calor latente de fusión o simplemente calor de fusión del agua. Esto significa que si sacamos de un congelador, cuya temperatura es de -6 °C, un pedazo de hielo de masa igual a 100 g y lo ponemos a la intemperie, el calor existente en el ambiente elevará la temperatura del hielo, y al llegar a 0 °C y seguir recibiendo calor se comenzará a fundir. A partir de ese momento todo el calor recibido servirá para que la masa de hielo se transforme en agua. Como requiere 80 calorías por cada gramo, necesitará recibir 8 mil calorías del ambiente para fundirse totalmente. Cuando esto suceda, el agua se encontrará aún a 0 °C y su temperatura se incrementará sólo si continúa recibiendo calor, hasta igualar su temperatura con la del ambiente.

El calor de fusión es una propiedad característica de cada sustancia, pues según el material de que esté hecho el sólido requerirá cierta cantidad de calor para fundirse. Por definición: el calor latente de fusión de una sustancia es la cantidad de calor que requiere ésta para cambiar 1 g de sólido a 1 g de líquido sin variar su temperatura.

$$\boxed{\lambda_f = \frac{Q}{m} \therefore Q = m\lambda_f}$$

donde: λ_f = calor latente de fusión en *cal*/g

Q = calor suministrado en calorías (*cal*)

m = masa de la sustancia en gramos (g)

Como lo contrario de la fusión es la solidificación, la cantidad de calor requerida por una sustancia para fundirse, es la misma que cede cuando se solidifica. Por tanto, **con respecto a una sustancia el calor latente de fusión tiene un valor igual al calor latente de solidificación.**

En el **CUADRO 11.5** se dan algunos valores del calor latente de fusión para diferentes sustancias.

Cuadro 11.5 CALOR LATENTE DE FUSIÓN (A 1 ATMÓSFERA DE PRESIÓN)

Sustancia	λ_f en *cal*/g
Agua	80
Hierro	6
Cobre	42
Plata	21
Platino	27
Oro	16
Mercurio	2.8
Plomo	5.9

RESOLUCIÓN DE UN PROBLEMA DE CALOR LATENTE DE FUSIÓN

Calcular la cantidad de calor que se requiere para cambiar 100 g de hielo a -15 °C en agua a 0 °C.

Solución:

Para que el hielo eleve su temperatura de -15 °C hasta el punto de fusión a 0 °C, se necesita una cantidad de calor que se calcula con la ecuación: $Q = mCe\Delta T$ y el valor del calor específico del hielo se lee en el **CUADRO 11.4** de donde:

$$Q_1 = mCe\Delta T = 100 \text{ g} \times 0.50 \, cal/\text{g °C} \times 15 \text{ °C} = 750 \, cal$$

Para que el hielo se funda y se tenga agua a 0 °C, se aplica la ecuación $Q = m\lambda_f$ y el calor latente de fusión se lee en el **CUADRO 11.5**, de donde:

$$Q_2 = m\lambda_f = 100 \text{ g} \times 80 \, cal/\text{g} = 8\,000 \, cal$$

Así, el calor total requerido es:

$$Q_1 + Q_2 + 750 \, cal + 8\,000 \, cal = 8\,750 \, cal$$

Calor latente de vaporización y calor latente de condensación

A una presión determinada todo líquido calentado hierve a una temperatura fija que constituye su punto de ebullición. Éste se mantiene constante independientemente del calor suministrado al líquido, pues si se le aplica mayor cantidad de calor, habrá mayor desprendimiento de burbujas sin cambio en la temperatura del mismo.

Cuando se produce la ebullición se forman abundantes burbujas en el seno del líquido, las cuales suben a la superficie desprendiendo vapor. Si se continúa calentando un líquido en ebullición, la temperatura ya no sube, esto provoca la disminución de la cantidad del líquido y aumenta la del vapor. Al medir la temperatura del líquido en ebullición y la del vapor se observa que ambos estados tienen la misma temperatura, es decir, coexisten en **equilibrio termodinámico**.

A presión normal (1 *atm* = 760 mm de Hg), el agua ebulle y el vapor se condensa a 100 °C, a esta temperatura se le da el nombre de **punto de ebullición del agua**. Si se desea que el agua pase de líquido a vapor o viceversa sin variar su temperatura, necesita un intercambio de 540 calorías por cada gramo. Este calor necesario para cambiar de estado sin variar de temperatura se llama calor latente de vaporización del agua o simplemente calor de vaporización **(FIGURA 11.15)**. Por definición: el calor latente *de vaporización de una sustancia es la cantidad de calor* que requiere para cambiar 1 g de líquido en ebullición a 1 g de vapor, manteniendo constante su temperatura.

$$\boxed{\lambda_v = \frac{Q}{m} \therefore Q = m\lambda_v}$$

donde: λ_v = calor latente de vaporización en *cal*/g o J/kg

Q = calor suministrado en calorías (*cal*) o J

m = masa de la sustancia en gramos (g) o kg

Como lo contrario de la evaporación es la condensación, la cantidad de calor requerida por una sustancia para evaporarse es igual a la que cede cuando se condensa, por tanto, con respecto a una misma sustancia **el calor latente de vaporización tiene un valor igual al calor latente de condensación**.

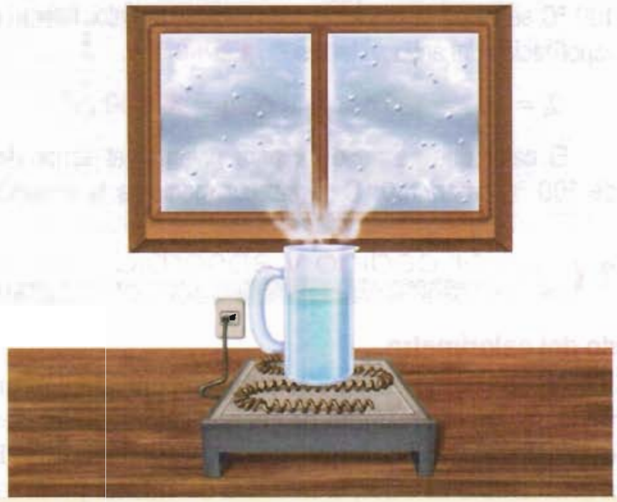

Fig 11.15 Cuando el vapor del agua entra en contacto con un cuerpo frío se condensa al ceder su calor latente de vaporización.

Cuadro 11.6 CALOR LATENTE DE VAPORIZACIÓN (A 1 ATMÓSFERA DE PRESIÓN)

Sustancia	λ_v en *cal*/g
Agua	540
Nitrógeno	48
Helio	6
Aire	51
Mercurio	65
Alcohol etílico	204
Bromo	44

RESOLUCIÓN DE UN PROBLEMA DE CALOR LATENTE DE VAPORIZACIÓN

Calcular la cantidad de calor que se requiere para cambiar 100 g de hielo a −10 °C en vapor a 130 °C.

Solución:

Para que el hielo eleve su temperatura de −10 °C hasta el punto de fusión a 0 °C necesita una cantidad de calor igual a:

$Q_1 = mCe\Delta T = 100\text{ g} \times 0.50\ cal/\text{g °C} \times 10\text{ °C} = 500\ cal$

Para calcular el calor que se requiere para que el hielo se funda y se tenga agua a 0 °C, se aplica la ecuación: $Q = m\lambda_f$ y el calor latente de fusión del agua se lee en el **CUADRO 11.5.**

$Q_2 = m\lambda_f = 100\text{ g} \times 80\ cal/\text{g} = 8\,000\ cal$

El calor que requiere el agua a fin de elevar su temperatura de 0 °C hasta el punto de ebullición a 100 °C se calcula con la ecuación $Q = mCe\Delta T$ y el calor específico del agua se lee en el **CUADRO 11.4.**

$Q_3 = mCe\Delta T = 100\text{ g} \times 1\ cal/g\ °C \times 100\ °C = 10\ 000\ cal$

En el cálculo del calor necesario para vaporizar el agua a 100 °C se utiliza la ecuación: $Q = m\lambda_v$ y el calor latente de vaporización del agua se lee en el **CUADRO 11.6.**

$Q_4 = m\lambda_v = 100\text{ g} \times 540\ cal/g = 54\ 000\ cal$

El calor que se necesita para calentar el vapor desde 100 °C hasta 130 °C se calcula mediante la ecuación: $Q = mCe\Delta T$, y el calor específico del vapor se lee en el **CUADRO 11.4.**

$Q_5 = mCe\Delta T = 100\text{ g} \times 0.48\ cal/g\ °C \times 30\ °C = 1\ 440\ cal$

El calor total que se requiere para el cambio de 100 g de hielo a −10 °C en vapor a 130 °C se encuentra sumando todos los calores.

$$Q_T = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5$$
$$= 500\ cal + 8\ 000\ cal + 10\ 000\ cal + 54\ 000\ cal + 1\ 440\ cal = 73\ 940\ cal$$

11 Calor cedido y absorbido por los cuerpos

Uso del calorímetro

Cuando un cuerpo caliente se pone en contacto con uno frío, existe un intercambio de energía calorífica del cuerpo caliente al frío hasta que igualan su temperatura. En un intercambio de calor, la cantidad del mismo permanece constante, pues el calor transmitido por uno o más objetos calientes será el que reciba uno o más objetos fríos. Esto da origen a la llamada Ley del Intercambio de Calor, que dice: en cualquier intercambio de calor efectuado, el calor cedido es igual al absorbido. En otras palabras:

$$\boxed{\text{calor perdido} = \text{calor ganado}}$$

Cuando se realizan experimentos cuantitativos de intercambio de calor en el laboratorio, se deben evitar al máximo las pérdidas de éste, así nuestros cálculos serán confiables. Por ello, es común utilizar un calorímetro. El más usual es el de agua, el cual consta de un recipiente externo de aluminio que en su interior tiene otro del mismo material, aislado con el propósito de evitar pérdidas de calor. Tiene además un agitador, un termómetro y una tapa **(FIGURA 11.16)**.

Por el llamado método de las mezclas, el calorímetro de agua posibilita determinar el calor específico de algunas sustancias, para ello primero se le pone una masa determinada de agua a fin de conocer su temperatura. Después se determina la masa de la sustancia de la cual se va a calcular el calor específico y se calienta a una temperatura conocida (por ejemplo, en el caso de un metal, se puede sumergir en agua previamente calentada a una cierta temperatura), para evitar su enfriamiento se introduce inmediatamente en el agua del calorímetro y se agita hasta que la temperatura indicada en el termómetro no varíe; esto significa que existe un equilibrio térmico en todas las partes. Al medir el aumento de temperatura en el agua del calorímetro se puede calcular cuál fue la cantidad de calor cedido al agua y al recipiente interior por la sustancia, y encontrar finalmente el calor específico de la misma mediante la sustitución de datos en la fórmula respectiva.

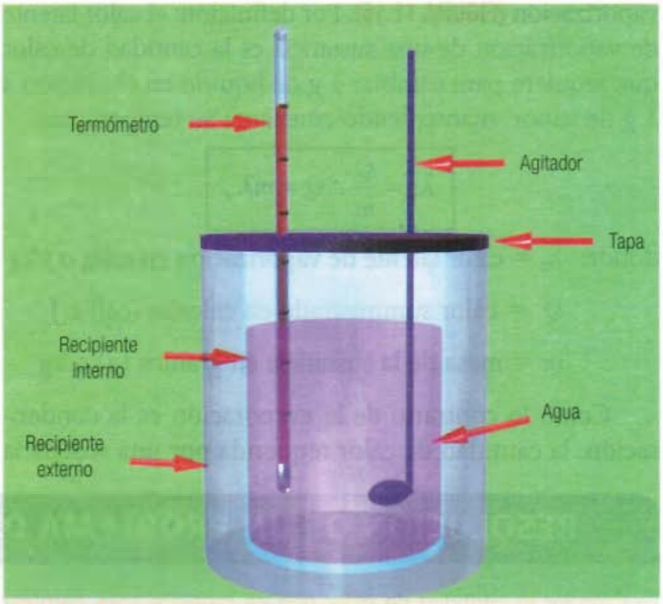

Fig. 11.16 Calorímetro de agua.

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

Uso del calorímetro

1. Un trozo de hierro de 316.93 g se pone a calentar en un vaso de precipitados con agua hasta que alcanza una temperatura de 90 °C. Se introduce inmediatamente en el recipiente interior del calorímetro de aluminio cuya masa

es de 150 g que contiene 300 g de agua a 18 °C. Se agita la mezcla y la temperatura aumenta hasta 25 °C. ¿Cuál es el calor específico del hierro?

Solución:

Datos

$m_{Fe} = 316.93$ g

$T_{Fe} = 90$ °C

$m_{Al} = 150$ g

$Ce_{Al} = 0.217$ *cal*/g °C

$Ce_{H_2O} = 1.0$ *cal*/g °C

$m_{H_2O} = 300$ g

$T_0 = 18$ °C

$T_f = 25$ °C

$Ce_{Fe} = ?$

Fórmula

$\Delta Q_{Fe} = \Delta Q_{H_2O} + \Delta Q_{Al}$

Calor perdido por el hierro = calor ganado por el agua y el aluminio.

$\Delta Q_{Fe} = \Delta Q_{H_2O} + \Delta Q_{Al}$

como $\Delta Q = mCe\Delta T$ tenemos:

$m_{Fe}Ce_{Fe}(T_{fe} - T_f) = m_{H_2O}Ce_{H_2O}(T_f - T_0) + m_{Al}Ce_{Al}(T_f - T_0)$

Sustitución y resultado

316.93 g Ce_{Fe} (90 °C − 25 °C)

= 300 g × 1 *cal*/g °C (25 °C − 18 °C) + 150 g × 0.217 *cal*/g °C (25 °C − 18 °C)

= 20 600.45 g °C (Ce_{Fe})

= 2 100 *cal* + 227.85 *cal*

$$Ce_{Fe} = \frac{2\,327.85\ cal}{20\,600.45\ g\ °C} = 0.113\ cal/g\ °C$$

2. Se introducen 140 g de una aleación a una temperatura de 93 °C en un calorímetro de aluminio de 50 g que contiene 200 g de agua a 20 °C. Se agita la mezcla y la temperatura se estabiliza a los 24 °C. ¿Cuál es el calor específico de la aleación? (Consultar en el **CUADRO 11.4** los valores de los calores específicos que se requieran.)

Solución:

Datos

$m_{aleac} = 140$ g

$T_{aleac} = 93$ °C

$m_{Al} = 50$ g

$m_{H_2O} = 200$ g

$T_0 = 20$ °C

$T_f = 24$ °C

$Ce_{aleac} = ?$

Fórmula

$\Delta Q_{aleac} = \Delta Q_{H_2O} + \Delta Q_{Al}$

Calor perdido por la aleación = calor ganado por el agua y el aluminio.

$\Delta Q_{aleac} = \Delta Q_{H_2O} + \Delta Q_{Al} = m_{aleac}Ce_{aleac}(T_{aleac} - T_f) = m_{H_2O}Ce_{H_2O}(T_f - T_0) + m_{Al}Ce_{Al}(T_f - T_0)$

Sustitución y resultado

140 g Ce_{aleac} (93 °C − 24 °C)

= 200 g × 1 *cal*/g °C (24 °C − 20 °C) + 50g × 0.217*cal*/g °C (24 °C − 20 °C)

= 9 660 g °C Ce_{aleac}

= 800 *cal* + 43.4 *cal*

$$Ce_{aleac} = \frac{843.4\ cal}{9\,660\ g\ °C} = 0.087\ cal/g\ °C$$

3. Determinar cuál es la temperatura final de 900 g de agua a 17 °C contenida en un calorímetro de aluminio que tiene una masa de 300 g, después de introducir en ella un trozo de plomo de 400 g previamente calentado a 100 °C.

Solución:

Datos

$T_f = ?$

$m_{H_2O} = 900$ g

$T_0 = 17$ °C

$m_{Al} = 300$ g

$m_{pb} = 400$ g

$T_{pb} = 100$ °C

$Ce_{H_2O} = 1$ *cal*/g °C

$Ce_{Al} = 0.217$ *cal*/g °C

$Ce_{pb} = 0.031$ *cal*/g °C

Fórmula

$\Delta Q_{Pb} = \Delta Q_{H_2O} + \Delta Q_{Al}$

Calor perdido por el plomo = calor ganado por el agua y el aluminio.

$\Delta Q_{pb} = \Delta Q_{H_2O} + \Delta Q_{Al}$

$m_{pb}Ce_{pb}(T_{pb} - T_f)$

$= m_{H_2O}Ce_{H_2O}(T_f - T_0) + m_{Al}Ce_{Al}(T_f - T_0)$

con $(T_f - T_0)$ como factor común:

$m_{pb}Ce_{pb}(T_{pb} - T_f) = (m_{H_2O}Ce_{H_2O} + m_{Al}Ce_{Al})(T_f - T_0)$

Sustitución y resultado

$400 \text{ g} \times 0.031 \; cal/\text{g °C} \; (100 \text{ °C} - T_f)$

$= (900 \text{ g} \times 1 \; cal/\text{g °C} + 300 \text{ g} \times 0.217 \; cal/\text{g °C})$

$(T_f - 17 \text{ °C})$

multiplicando tenemos:

$12.4 \; cal/\text{°C} \; (100 \text{ °C} - T_f)$

$= (900 \; cal/\text{°C} + 65.1 \; cal/\text{°C})(T_f - 17 \text{ °C})$

multiplicando tenemos:

$1\,240 \; cal - (12.4 \; cal/\text{°C})(T_f)$

$= [(965.1 \; cal/\text{°C})(T_f)] - 16\,406.7 \; cal$

Al sumar cantidades con T_f y sin T_f:

$1\,240 \; cal + 16\,406.7 \; cal$

$= 965.1 \; cal/\text{°C} \; T_f + [(12.4 \; cal/\text{°C})(T_f)]$

$= 17\,646.7 \; cal = (977.5 \; cal/\text{°C})(T_f)$

Despejando a T_f

$$T_f = \frac{17\,646.7 \; cal}{977.5 \; cal/\text{°C}} = 18.05 \text{ °C}$$

4. Una barra caliente de cobre cuya masa es de 1.5 kg se introduce en 4 kg de agua, elevando su temperatura de 18 °C a 28 °C. ¿Qué temperatura tiene la barra de cobre?

Solución:

Datos

$m_{Cu} = 1.5 \text{ kg}$

$m_{H_2O} = 4 \text{ kg}$

$T_0 = 18 \text{ °C}$

$T_f = 28 \text{ °C}$

$T_{Cu} = ?$

$Ce_{Cu} = 0.093 \; cal/\text{g °C}$

$Ce_{H_2O} = 1 \; cal/\text{g °C}$

Calor perdido por el cobre = calor ganado por el agua.

$\Delta Q_{Cu} = \Delta Q_{H_2O}$

$m_{Cu}Ce_{Cu}(T_{Cu} - T_f) = m_{H_2O}Ce_{H_2O}(T_f - T_0)$

Sustitución y resultado

$1\,500 \text{ g} \times 0.093 \; cal/\text{g °C} \; (T_{Cu} - 28 \text{ °C})$

$= 4\,000 \text{ g} \times 1 \; cal/\text{g °C} \; (28 \text{ °C} - 18 \text{ °C})$

$= 139.5 \; cal/\text{°C} \; (T_{Cu} - 28 \text{ °C}) = 40\,000 \; cal$

$139.5 \; cal/\text{°C} \; T_{Cu} - 3\,906 \; cal = 40\,000 \; cal$

$139.5 \; cal/\text{°C} \; T_{Cu} = 40\,000 \; cal + 3\,906 \; cal$

despejando a T_{Cu}

$$T_{Cu} = \frac{43\,906 \; cal}{139.5 \; cal/\text{°C}} = 314.7 \text{ °C}$$

5. Se tienen 500 g de agua a 80 °C y se combinan con 500 g de agua a 40 °C. ¿Cuál es la temperatura final de la solución?

Solución:

Datos

$m_1 = 500 \text{ g}$

$Ce_{H_2O} = 1 \dfrac{cal}{g \text{ °C}}$

$T_{1_0} = 80 \text{ °C}$

$T_f = ?$

$m_2 = 500 \text{ g}$

$T_{2_0} = 40 \text{ °C}$

$T_{2_0} = 40 \text{ °C}$

$T_f = ?$

Fórmula

ΔQ perdido por masa 1 = ΔQ ganado por masa 2

$m_1 \; Ce_{H_2O}(T_{1_0} - T_f) = m_2 \; Ce_{H_2O}(T_f - T_{2_0})$

Sustitución y resultado

$500 \text{ g} \times 1 \; cal/\text{g °C} \; (80 \text{ °C} - T_f) = 500 \text{ g} \times 1 \; cal/\text{g °C} \; (T_f - 40\text{°C})$

Multiplicando tenemos:

$40\,000 \; cal - 500 \; cal/\text{°C} \; (T_f) = 500 \; cal/\text{°C} \; (T_f) - 20\,000 \; cal$

Al sumar cantidades con T_f y sin T_f:

$40\,000 \; cal + 20\,000 \; cal = 500 \; cal/\text{°C} \; (T_f) + 500 \; cal/\text{°C} \; (T_f)$

$60\,000 \; cal = 1\,000 \; cal/\text{°C} \; (T_f)$

Despejando a T_f tenemos:

$$T_f = \frac{60\,000 \text{ cal}}{1000 \text{ cal/°C}} = 60\text{°C}$$

EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Una barra de plata de 335.2 g con una temperatura de 100 °C se introduce en un calorímetro de alumnio de 60 g de masa que contiene 450 g de agua a 23 °C. Se agita la mezcla y la temperatura se incrementa hasta 26 °C. ¿Cuál es el calor específico de la plata?

Respuesta:
$Ce_{Ag} = 0.056\ cal/g\ °C$

2. Un calorímetro de aluminio de 55 g de masa contiene 300 g de agua a una temperatura de 21 °C. Si en él se introdujeron 160 g de una aleación a 85 °C, ¿cuál es su calor específico si la temperatura del agua se incrementó hasta 25 °C?

Respuesta:
$Ce_{aleac} = 0.13\ cal/g\ °C$

3. Un recipiente de aluminio de 150 g contiene 200 g de agua a 10 °C. Determinar la temperatura final del recipiente y del agua, si se introduce en ésta un trozo de cobre de 60 g a una temperatura de 300 °C.

Respuesta:
$T_f = 16.78\ °C$

4. Determinar la temperatura a la que se calentó una barra de hierro de 3 kg si al ser introducida en 2 kg de agua a 15 °C eleva la temperatura de ésta hasta 30 °C.

Respuesta:
$T_{Fe} = 115.47\ °C$

5. Se tienen 1 000 g de agua a 90 °C y se combinan con 1 000 g de agua a 60 °C. Calcular la temperatura final de la solución.

Respuesta:
$T_f = 75\ °C$

12 Los gases y sus leyes

Un gas se caracteriza porque sus moléculas están muy separadas unas de otras, razón por la cual carecen de forma definida y ocupan todo el volumen del recipiente que los contiene. Son fluidos como los líquidos, pero se diferencian de éstos por ser sumamente compresibles debido a la mínima fuerza de cohesión entre sus moléculas. De acuerdo con la Teoría Cinética Molecular, los gases están constituidos por moléculas independientes como si fueran esferas elásticas en constante movimiento, chocando entre sí y contra las paredes del recipiente que lo contiene. Cuando la temperatura de un gas aumenta, se incrementa la agitación de sus moléculas y en consecuencia se eleva la presión. Pero, si la presión permanece constante, entonces aumentará el volumen ocupado por el gas. Si un gas se comprime, se incrementan los choques entre sus moléculas y se eleva la cantidad de calor desprendida, como resultado de un aumento en la energía cinética de las moléculas. Todos los gases pueden pasar al estado líquido siempre y cuando se les comprima a una temperatura inferior a su temperatura crítica. La temperatura crítica de un gas es aquella temperatura por encima de la cual no puede ser licuado independientemente de que la presión aplicada sea muy grande. Los gases licuados tienen muchas aplicaciones, tal es el caso del oxígeno líquido utilizado en la soldadura autógena o el hidrógeno líquido que sirve como combustible de las naves espaciales. Los gases cuyo punto de ebullición se encuentra cercano a la temperatura del medio ambiente, generalmente se conservan en estado líquido a una alta presión en recipientes herméticamente cerrados, como son los tanques estacionarios o móviles en los que se almacena gas butano de uso doméstico, o el gas de los encendedores comerciales de cigarrillos.

Concepto de gas ideal

Un gas ideal es un gas hipotético que posibilita hacer consideraciones prácticas que facilitan algunos cálculos matemáticos. Se le supone conteniendo un número pequeño de moléculas, por tanto, su densidad es baja y su atracción intermolecular es nula. Debido a ello, en un gas ideal el volumen ocupado por sus moléculas es mínimo, en comparación con el volumen total, por este motivo no existe atracción entre sus moléculas. Es evidente que en el caso de un gas real sus moléculas ocupan un volumen determinado y existe una relativa atracción entre las mismas. Sin embargo, en muchos casos estos factores son insignificantes y el gas puede considerarse como ideal.

Teoría cinética de los gases

La Teoría Cinética de los Gases parte de la suposición de que las moléculas de un gas están muy separadas y se mueven en línea recta hasta que al encontrarse con otra molécula se colisionan con ella o con las paredes del recipiente que las contiene.

Sus consideraciones principales son:

1. Los gases están constituidos por moléculas de igual tamaño y masa para un mismo gas, pero serán diferentes si se trata de gases distintos.
2. Las moléculas de un gas contenido en un recipiente se encuentran en constante movimiento, razón por la cual chocan entre sí o contra las paredes del recipiente que las contiene.
3. Las fuerzas de atracción intermoleculares son despreciables, pues la distancia entre molécula y molécula es grande comparada con sus diámetros moleculares.
4. El volumen que ocupan las moléculas de un gas es despreciable en comparación con el volumen total del gas.

Ley de Boyle

El inglés **Robert Boyle** (1627-1691) es considerado el padre de la química moderna. Fue el iniciador de las investigaciones respecto a los cambios en el volumen de un gas, como consecuencia de las variaciones en la presión aplicada, y enunció la siguiente ley que lleva su nombre:

Ley de Boyle. A una temperatura constante y para una masa dada de un gas, el volumen del gas varía de manera inversamente proporcional a la presión absoluta que recibe.

Lo anterior quiere decir que cuando un gas ocupa un volumen de un litro a una atmósfera de presión, si la presión aumenta a dos atmósferas, el volumen del gas será ahora de medio litro **(FIGURA 11.17)**. Por tanto, esta ley también significa que la presión (P) multiplicada por el volumen (V) es igual a una constante (k) para una determinada masa de un gas a una **temperatura constante**. De donde, la Ley de Boyle se expresa matemáticamente de la siguiente manera:

$$\boxed{PV = k}$$

De acuerdo con la **(FIGURA 11.17)**, tenemos que en **(a)** existe un estado 1 de presión y volumen:

$$P_1V_1 = k$$

donde: $1\ atm \times 1\ \ell = 1\ atm\ \ell$

En **(b)** existe un estado 2 de presión y volumen:

$$P_2V_2 = k$$

donde: $2\ atm \times 0.5\ \ell = 1\ atm\ \ell$

por tanto:

$$\boxed{P_1V_1 = P_2V_2}$$

Esta ecuación relaciona los dos estados de presión y volumen para una misma masa de un gas a igual temperatura.

Nota: Cuando un proceso se realiza a temperatura constante se denomina isotérmico.

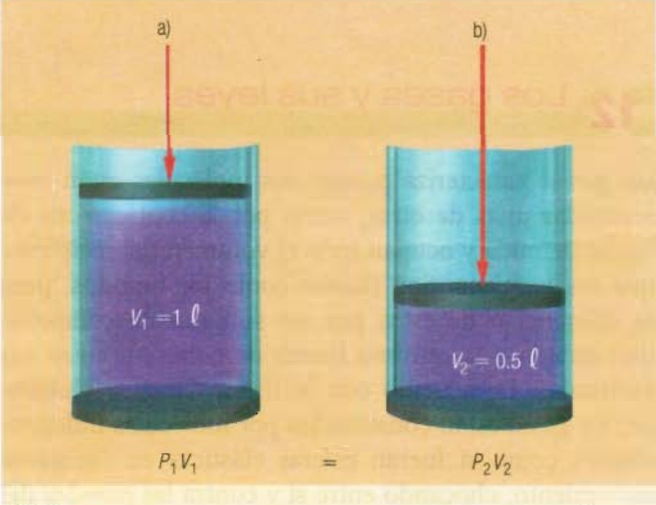

Fig.11.17 Demostración de la Ley de Boyle: al aumentar la presión disminuye el volumen de un gas.

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

Ley de Boyle

1. Un gas ocupa un volumen de 200 cm^3 a una presión de 760 mm de Hg. ¿Cuál será su volumen si la presión recibida aumenta a 900 mm de Hg?

Solución:

Datos

$V_1 = 200\ cm^3$

Fórmula

$P_1V_1 = P_2V_2\ \therefore$

$P_1 = 760$ mm de Hg

$V_2 = ?$

$P_2 = 900$ mm de Hg

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

Sustitución y resultado

$$V_2 = \frac{760 \text{ mm de Hg} \times 200 \text{ cm}^3}{900 \text{ mm de Hg}} = 168.89 \text{ cm}^3$$

2. Calcular el volumen de un gas al recibir una presión de 2 atmósferas, si su volumen es de 0.75 litros a una presión de 1.5 atmósferas

Solución:

Datos

$V_1 = ?$

$P_1 = 2$ *atm*

$V_2 = 0.75\ \ell$

$P_2 = 1.5$ *atm*

Fórmula

$P_1 V_1 = P_2 V_2 \therefore$

$$V_1 = \frac{P_2 V_2}{P_1}$$

Sustitución y resultado

$$V_1 = \frac{1.5 \text{ atm} \times 0.75\ \ell}{2 \text{ atm}} = 0.56\ \ell$$

EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Determinar el volumen que ocupará un gas a una presión de 587 mm de Hg si a una presión de 690 mm de Hg su volumen es igual a 1 500 cm^3

Respuesta:
$V_1 = 1\,763.2$ cm^3

2. Un gas recibe una presión de 2 atmósferas y ocupa un volumen de 125 cm^3. Calcular la presión que debe soportar para que su volumen sea de 95 cm^3.

Respuesta:
$P_2 = 2.63$ *atm*

Ley de Charles

En 1785 el científico francés **Jacques Charles** fue el primero en hacer mediciones acerca de los gases que se expanden al aumentar su temperatura y enunció una ley que lleva su nombre:

> Ley de Charles. A una presión constante y para una masa dada de un gas, el volumen del gas varía de manera directamente proporcional a su temperatura absoluta.

La Ley de Charles se expresa matemáticamente de la siguiente manera:

$$\boxed{\frac{V}{T} = k'}$$

De acuerdo con la **FIGURA 11.18**, vemos que a una temperatura de 0 K, es decir, en el cero absoluto de temperatura y equivalente a −273 °C, el volumen de un gas es nulo, lo cual significa que todo el movimiento de las moléculas ha cesado. En el cero absoluto de temperatura, la ausencia de volumen del gas y del movimiento de sus partículas implica el estado mínimo de energía y, por consiguiente, la mínima temperatura posible.

Al considerar a un gas bajo dos diferentes condiciones de volumen y temperatura tenemos:

$\frac{V_1}{T_1} = k'$ (para un estado 1 de volumen y temperatura)

$\frac{V_2}{T_2} = k'$ (para un estado 2 de volumen y temperatura)

donde:

$$\boxed{\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}}$$

Esta ecuación relaciona los dos estados de volumen y temperatura de un gas, para una masa y presión constantes.

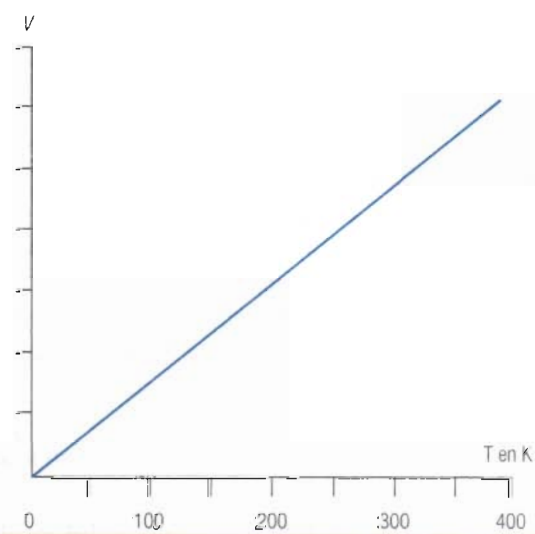

Fig. 11.18 El volumen de un gas aumenta a medida que se incrementa su temperatura absoluta.

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

Ley de Charles

1. Se tiene un gas a una temperatura de 25 °C y con un volumen de 70 cm³ a una presión de 586 mm de Hg. ¿Qué volumen ocupará este gas a una temperatura de 0 °C si la presión permanece constante.

Solución:

Datos

$T_1 = 25\ °C$

$V_1 = 70\ cm^3$

$V_2 = ?$

$T_2 = 0\ °C$

$P = cte.$

Fórmula

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V}{T_2} \therefore$$

$$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$$

Conversión de unidades

Para T_1: K = °C + 273 = 25 °C + 273 = 298 K

Para T_2: K = °C + 273 = 0 °C + 273 = 273 K

Sustitución y resultado

$$V_2 = \frac{70\ cm^3 \times 273\ K}{298\ K} = 64.13\ cm^3$$

2. Una masa determinada de nitrógeno gaseoso ocupa un volumen de 0.03 ℓ a una temperatura de 23 °C y a una presión de una atmósfera, calcular su temperatura absoluta si el volumen que ocupa es de 0.02 ℓ a la misma presión.

Solución:

Datos

$V_1 = 0.03\ \ell$

$T_1 = 23\ °C$

$T_2 = ?$

$V_2 = 0.02\ \ell$

$P =$ cte.

Fórmula

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

despejando T_2 por pasos

$$V_1 T_2 = V_2 T_1 \therefore T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1}$$

Conversión de la temperatura en °C a temperatura absoluta, es decir, a K.

para T_1: K = °C + 273 = 23 °C + 273 = 296 K

Sustitución y resultado

$$T_2 = \frac{0.02\ \ell \times 296\ K}{0.03\ \ell} = 197.3\ °K$$

EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Una masa de oxígeno gaseoso ocupa un volumen de 50 cm³ a una temperatura de 18 °C y a una presión de 690 mm de Hg. ¿Qué volumen ocupará a una temperatura de 24 °C si la presión recibida permanece constante?

Respuesta:

$V_2 = 51.03\ cm^3$

2. Calcular la temperatura absoluta a la cual se encuentra un gas que ocupa un volumen de 0.4 ℓ a una presión de una atmósfera, si a una temperatura de 45 °C ocupa un volumen de 1.2 ℓ a la misma presión.

Respuesta:

$T_1 = 106\ K$

Ley de Gay-Lussac

El científico francés **Joseph Louis Gay-Lussac** (1778-1850) encontró la relación existente entre la temperatura y la presión de un gas cuando el volumen del recipiente que lo contiene permanece constante. Como resultado de ello, enunció la siguiente ley que lleva su nombre:

Ley de Gay-Lussac. A un volumen constante y para una masa determinada de un gas, la presión absoluta que recibe el gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

Lo anterior significa que si la temperatura de un gas aumenta, también aumenta su presión en la misma proporción, siempre y cuando el volumen del gas permanezca constante. En forma matemática esta ley se expresa de la siguiente manera:

$$\boxed{\frac{P}{T} = k''}$$

Si consideramos a un gas en dos diferentes condiciones de presión y temperatura tenemos:

$\frac{P_1}{T_1} = k''$ (para un estado 1 de presión y temperatura)

$\frac{P_2}{T_2} = k''$ (para un estado 2 de presión y temperatura) donde: $\boxed{\frac{P_1}{T_1}=\frac{P_2}{T_2}}$

Esta ecuación relaciona los dos estados de presión y temperatura de un gas, para una masa y volumen constantes.

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

Ley de Gay-Lussac

1. Una masa dada de gas recibe una presión absoluta de 2.3 atmósferas, su temperatura es de 33 °C y ocupa un volumen de 850 cm³. Si el volumen del gas permanece constante y su temperatura aumenta a 75 °C, ¿cuál será la presión absoluta del gas?

Solución:

Datos

$P_1 = 2.3\ atm$

$T_1 = 33\ °C + 273 = 306\ K$

$T_2 = 75\ °C + 273 = 348\ K$

$P_2 = ?$

$V = cte.$

Fórmula

$$\frac{P_1}{T_1}=\frac{P_2}{T_2}\ \therefore$$

$$P_2=\frac{P_1T_2}{T_1}$$

Sustitución y resultado

$$P_2=\frac{2.3\ atm \times 348\ K}{306\ K}=2.6\ atm$$

2. En un cilindro metálico se encuentra un gas que recibe una presión atmosférica de 760 mm de Hg, y cuando su temperatura es de 16 °C con el manómetro se registra una presión de 1 650 mm de Hg. Si al exponer el cilindro a la intemperie eleva su temperatura a 45 °C debido a los rayos solares, calcular:

a) ¿Cuál es la presión absoluta que tiene el gas encerrado en el tanque?

b) ¿Cuál es la presión manométrica?

Solución:

Datos

$P_{atm} = 760$ mm de Hg

$P_{1manom} = 1\ 650$ mm de Hg

$T_1 = 16\ °C + 273 = 289\ K$

$T_2 = 45\ °C + 273 = 318\ K$

a) $P_{2abs} = ?$

b) $P_{2manom} = ?$

$V = cte.$

Fórmula

$$\frac{P_1}{T_1}=\frac{P_2}{T_2}\ \therefore$$

$$P_2=\frac{P_1T_2}{T_1}$$

a) Como la presión absoluta del gas es igual a la presión atmosférica más la presión manométrica tenemos:

$$P_{1abs} = 760 \text{ mm de Hg} + 1650 \text{ mm de Hg}$$
$$= 2\ 410 \text{ mm de Hg}$$

Por tanto, la presión absoluta P_{2abs} será:

$$P_{2abs}=\frac{2\ 410 \text{ mm de Hg} \times 318\ K}{289\ K}=2\ 651.8 \text{ mm de Hg}$$

b) La presión manométrica será igual a la presión absoluta menos la presión atmosférica, es decir:

$$P_{2manom} = P_{2abs} - P_{atm}$$
$$= 2\ 651.8 \text{ mm de Hg} - 760 \text{ mm de Hg}$$
$$= 1\ 891.8 \text{ mm de Hg}$$

EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Un gas encerrado en un recipiente mantiene una temperatura de 22 °C y tiene una presión absoluta de 3.8 atmósferas. ¿Cuál es la temperatura del gas si su presión absoluta es de 2.3 atmósferas?

Respuesta:

$T_2 = 178.55\ K$

2. Un balón de futbol recibe una presión atmosférica de 78 000 N/m² y se infla a una presión manométrica de 58 800 N/m², registrando una temperatura de 19 °C. Si el balón recibe un incremento en su temperatura a 25 °C debido a los rayos solares, calcular:

a) ¿Cuál será su presión absoluta?

b) ¿Cuál será su presión manométrica?

Respuestas:

a) $P_{2abs} = 139\ 610.96\ N/m^2$

b) $P_{2manom} = 61\ 610.96\ N/m^2$

Ley General del Estado Gaseoso

Con base en las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac, se estudia la dependencia existente entre dos propiedades de los gases conservándose las demás constantes. No obstante, se debe buscar una relación real que involucre los cambios de presión, volumen y temperatura sufridos por un gas en cualquier proceso en que se encuentre. Esto se logra mediante la expresión:

$$\boxed{\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}}$$

La relación anterior recibe el nombre de Ley General del Estado Gaseoso y resulta de gran utilidad cuando se desea conocer alguna de las variables involucradas en el proceso, como la presión, el volumen o la temperatura de una masa dada de un gas del cual se conocen los datos de su estado inicial y se desconoce alguno de ellos en su estado final. Por tanto, **la Ley General del Estado Gaseoso establece que para una masa dada de un gas, su relación $\frac{PV}{T}$ siempre será constante.**

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

Ley General del Estado Gaseoso

1. Una masa de hidrógeno gaseoso ocupa un volumen de 2 litros a una temperatura de 38 °C y a una presión absoluta de 696 mm de Hg. ¿Cuál será su presión absoluta si su temperatura aumenta a 60 °C y su volumen es de 2.3 litros?

Solución:

Datos

$V_1 = 2\ \ell$

$T_1 = 38\ °C + 273 = 311\ K$

$P_1 = 696$ mm de Hg

$V_2 = 2.3\ \ell$

$T_2 = 60\ °C + 273 = 333\ K$

$P_2 = ?$

Fórmula

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

despeje por pasos

$$P_1V_1T_2 = P_2V_2T_1 \therefore$$

$$P_2 = \frac{P_1V_1T_2}{V_2V_1}$$

Sustitución y resultado

$$P_2 = \frac{696 \text{ mm de Hg} \times 2\ \ell \times 333\ K}{2.3\ \ell \times 311\ K} = 648.03 \text{ mm de Hg}$$

2. Calcular el volumen que ocupará un gas en condiciones normales si a una presión de 858 mm de Hg y 23 °C su volumen es de 230 cm³.

Solución:

Datos

$P_1 = 858$ mm de Hg

$T_1 = 23\ °C + 273 = 296\ K$

$V_1 = 230\ cm^3$

$V_2 = ?$

Fórmula

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \therefore$$

$$V_2 = \frac{P_1V_1T_2}{P_2T_1}$$

Como las condiciones normales se consideran a una temperatura de 0 °C, es decir, 273 K, y a una presión de una atmósfera igual a 760 mm de Hg tenemos que:

$$P_2 = 760 \text{ mm de Hg y } T_2 = 273\ K$$

Sustitución y resultado

$$V_2 = \frac{858 \text{ mm de Hg} \times 230\ cm^3 \times 273\ K}{760 \text{ mm de Hg} \times 296\ K} = 239.48\ cm^3$$

Ejercicios propuestos

1. Determinar el volumen ocupado por un gas que se encuentra a una presión absoluta de 970 mm de Hg y a una temperatura de 57 °C, si al encontrarse a una presión absoluta de 840 mm de Hg y a una temperatura de 26 °C su volumen es de 0.5 litros.

Respuesta:

$V = 0.48\ \ell$

2. A un gas que está dentro de un recipiente de 4 litros se le aplica una presión absoluta de 1 020 mm de Hg y su temperatura es de 12 °C. ¿Cuál será su temperatura si ahora recibe una presión absoluta de 920 mm de Hg y su volumen es de 3.67 litros?

Respuesta:

$T_2 = 235.85\ K$

Constante universal de los gases (R)

Como ya hemos estudiado, sabemos que:

$$\frac{P_1V_1}{T_1}=\frac{P_2V_2}{T_2}=\frac{P_3V_3}{T_3} \quad\text{.......... (1)}$$

por tanto: $\frac{PV}{T}=K$ .... (2)

o bien: $PV = KT$ .... (3)

El valor de K se encuentra determinado en función del número de moles (n) del gas en cuestión:

$K = nR$ .... (4)

Sustituyendo 4 en 3 tenemos:

$\boxed{PV = nRT}$ .... (5)

donde: P = presión absoluta a la que se encuentra el gas
V = volumen ocupado por el gas
n = número de moles del gas que se calcula dividiendo su masa entre su peso molecular:

$$n=\frac{m}{PM}$$

R = es la constante universal de los gases y su valor depende de las unidades usadas

La ecuación 5 es una de las más utilizadas en fisicoquímica, ya que permite realizar varios cálculos al conocer el valor de R, pues establece una relación entre la presión, el volumen, la temperatura y el número de moles de un gas.

Para calcular el valor de R consideramos que un mol de cualquier gas ideal y en condiciones normales de presión y temperatura, es decir, una atmósfera y 273 K, ocupa un volumen de 22.413 litros. Por tanto, al despejar R de la ecuación 5 tenemos:

$$R=\frac{PV}{nT}=\frac{1\,atm\times 22.413\,\ell}{1\,mol\times 273\,\text{K}}=0.0821\,atm\,\ell/mol\,\text{K}$$

equivalente a:

$$R = 8.32\ J/mol\ K$$

RESOLUCIÓN DE UN PROBLEMA PARA LA OBTENCIÓN DEL NÚMERO DE MOLES DE UN GAS

Una masa de hidrógeno gaseoso ocupa un volumen de 200 litros en un tanque a una presión de 0.8 atmósferas y a una temperatura de 22 °C.

Calcular:

a) ¿Cuántos moles de hidrógeno se tienen?

b) ¿A qué masa equivale el número de moles contenidos en el tanque?

Solución:

Datos

$V = 200\ \ell$

$P = 0.8\ atm$

$T = 22\ °C + 273 = 295\ K$

$n = ?$

$R = 0.0821\ atm\,\ell/mol\,K$

Fórmulas

a) $PV = nRT\ \therefore$

$$n=\frac{PV}{RT}$$

b) $n=\frac{m}{PM}$

$m = nPM$

a) $n=\dfrac{0.8\,atm\times 200\,\ell}{0.0821\dfrac{atm\,\ell}{mol\,\text{K}}\times 295\,\text{K}}=6.606\ mol$

b) Como el peso molecular (PM) del hidrógeno, cuya molécula es diatómica (H_2), es igual a 2 g/mol, tenemos que:

$$m = nPM = 6.606\,mol\times 2\frac{g}{mol}=13.2\text{ g de }H_2$$

EJERCICIO PROPUESTO

1. Una masa de oxígeno gaseoso ocupa un volumen de 70 litros en un recipiente que se encuentra a una presión de 1.5 atmósferas y a una temperatura de 298 K. Determinar:

a) ¿Cuántos moles de oxígeno se tienen?

b) ¿Qué masa en gramos de oxígeno contiene el recipiente?

Dato. Peso atómico del oxígeno: 16

Respuestas:

a) n_{O_2} = 4.292 moles

b) m = 137.34 g de O_2

13 Termodinámica

La termodinámica es la rama de la Física que se encarga del estudio de la transformación del calor en trabajo y viceversa. Su estudio se inició en el siglo XVIII y sus principios se fundamentan en fenómenos comprobados experimentalmente.

Sistema termodinámico y paredes diatérmicas y adiabáticas

Sistema termodinámico

Es alguna porción de materia que separamos del resto del Universo por medio de un límite o frontera con el propósito de poder estudiarlo **(FIGURA 11.19).**

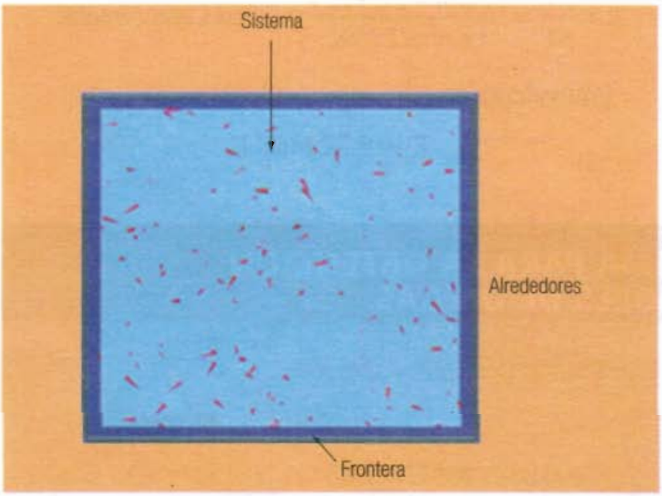

Fig. 11.19 Sistema termodinámico.

Paredes diatérmicas y adiabáticas

La frontera de un sistema puede estar constituida con paredes diatérmicas o con paredes adiabáticas. Una pared diatérmica es aquella que permite la interacción térmica del sistema con los alrededores. Una pared adiabática no permite que exista interacción térmica del sistema con los alrededores.

Al calentar agua en un matraz utilizando una flama, observamos que con el tiempo el agua entrará en ebullición, pues nuestro sistema (el agua) interacciona térmicamente con los alrededores (la flama y el medio), ya que el matraz hecho de vidrio actúa como pared diatérmica. Pero si en lugar de calentar el agua en un matraz lo hacemos en un termo constituido por un recipiente de doble pared y con vacío intermedio, observaremos que no se calentará porque ahora la pared es adiabática y no permite la interacción térmica de la flama y el sistema.

Cabe señalar que ninguna pared es 100% adiabática, pues toda la materia al recibir calor aumenta su temperatura; sin embargo, como unos cuerpos lo hacen rápidamente y otros en forma más lenta, en términos prácticos consideramos a unos como diatérmicos y a otros como adiabáticos.

Procesos termodinámicos adiabáticos y no adiabáticos

Un proceso térmico es adiabático si el sistema no cede ni recibe calor, por lo que se realiza a calor constante. Para ello se utilizan fronteras hechas con paredes adiabáticas.

Un proceso térmico es no adiabático cuando el sistema interacciona térmicamente con los alrededores, el calor fluye a través de las paredes diatérmicas que constituyen la frontera y se produce un cambio tanto en los alrededores como en el sistema mismo. Durante los procesos térmicos no adiabáticos un sistema absorbe o cede calor. La cantidad de calor intercambiado en éstos depende de la sustancia y del proceso del que se trate. **(FIGURAS 11.20 Y 11.21).**

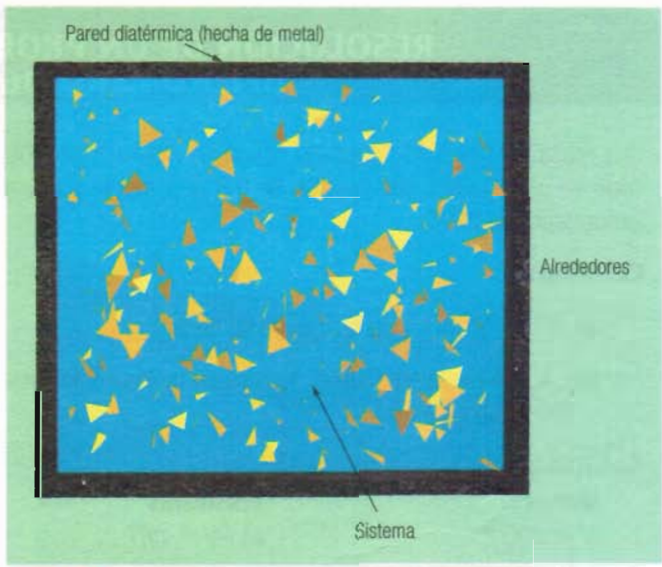

Fig. 11.20 Si la frontera de un sistema termodinámico está hecha con una pared diatérmica, existe interacción térmica del sistema con los alrededores.

Equilibrio termodinámico

Cuando un sistema de baja temperatura se pone en contacto por medio de una pared diatérmica con otro sistema de mayor temperatura, la temperatura del sistema frío aumenta mientras la temperatura del sistema caliente disminuye. Si se mantiene este contacto por un periodo largo, se establecerá el equilibrio termodinámico, es decir, ambos sistemas tendrán la misma temperatura. Es evidente que si los sistemas están formados por diferentes sustancias o diferentes porciones de ellas, no

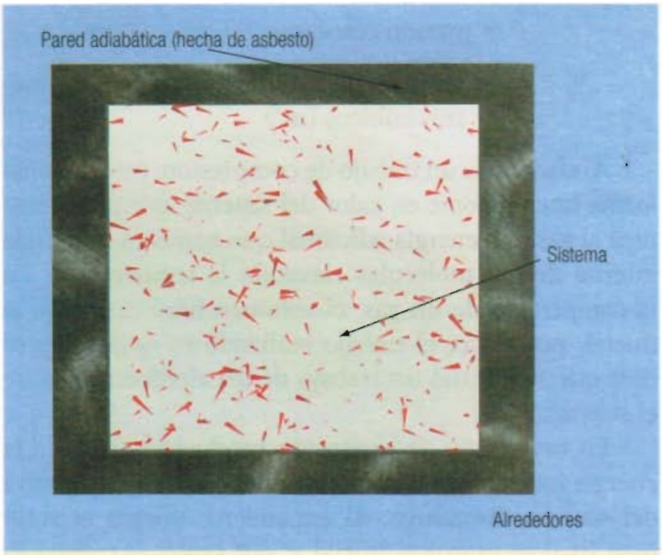

Fig. 11.21 Cuando la frontera de un sistema termodinámico está hecha con una pared adiabática, no existe interacción térmica del sistema con los alrededores.

contienen la misma cantidad de energía interna aunque su temperatura sea igual.

Cuando la temperatura de un cuerpo caliente empieza a descender, las moléculas reducen el número total e intensidad de sus procesos de movimiento.

Punto triple de una sustancia

Por definición, el punto triple de una sustancia es aquel en el cual sus tres fases (sólido, líquido y gaseoso) coexisten en equilibrio termodinámico.

Para obtener en forma experimental el punto triple de una sustancia, se debe variar la temperatura y la presión hasta lograr con ciertos valores que la sustancia se encuentre en sus tres fases. Por ejemplo: el punto triple del agua es cuando el hielo, el agua líquida y el vapor de agua, coexisten en equilibrio termodinámico. La temperatura del punto triple del agua es de 273.16 K y la presión es de 6.025×10^{-3} atmósferas.

Si un cuerpo sólido que se encuentra a una presión menor a la de su punto triple es calentado, directamente se gasifica sin pasar por el estado líquido, efectuándose así una sublimación.

Energía interna

La energía interna de un sistema se define como la suma de las energías cinética y potencial de las moléculas individuales que lo constituyen. Al suministrar calor a un sistema, se provoca un aumento en la energía de agitación de sus moléculas, se produce un incremento en la energía interna del sistema y por consiguiente un aumento en la temperatura.

En general, cuanto mayor sea la temperatura de un sistema, mayor será su energía interna. Sin embargo, los valores absolutos de ésta en las moléculas no se pueden precisar, motivo por el cual sólo se determina la variación que sufre la energía del sistema mediante la expresión:

$$\boxed{\Delta U = U_f - U_i}$$

donde:

ΔU = variación de la energía interna expresada en joules (J)

U_f = energía interna final medida en joules (J)

U_i = energía interna inicial expresada en joules (J)

Ley Cero de la Termodinámica

Para comprender esta ley, observemos la **(FIGURA 11.22.)**

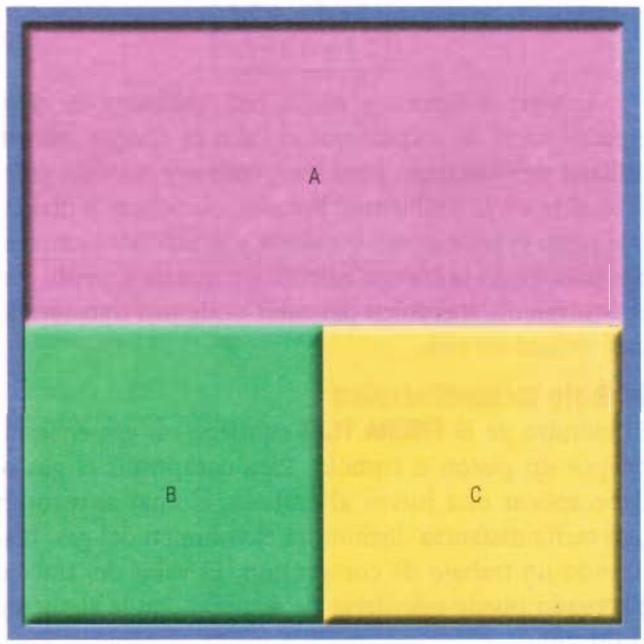

Fig. 11.22 Si los sistemas A y B están en equilibrio termodinámico con el sistema C, entonces los sistemas A y B se encuentran en equilibrio termodinámico entre sí.

Esta ley nos explica que cuando un sistema se pone en contacto térmico con otros, al transcurrir el tiempo la temperatura será la misma, porque se encontrarán en equilibrio térmico. Otra forma de expresar la Ley Cero de la Termodinámica es la siguiente:

La temperatura es una propiedad que tiene cualquier sistema termodinámico y existirá equilibrio térmico entre dos sistemas cualesquiera, si su temperatura es la misma.

Equivalente mecánico del calor

En la actualidad a ningún estudiante de Física le parece raro escuchar que el calor es una forma de energía y, por lo mismo, las unidades para medirlo son las mismas empleadas para medir la energía. Sin embargo, fue a fines de siglo XVIII cuando **Benjamín Thompson**, conde de Rumford, propuso que el calentamiento causado por la fricción se debía a la conversión de la energía mecánica en térmica, con ello desechó la Teoría del Calórico.

El inglés **James Prescott Joule**, industrial cervecero, continuó los estudios de Thompson y a mediados del siglo XIX comprobó que siempre que se realiza una cierta cantidad de trabajo se produce una cantidad equivalente de calor. Joule estableció el principio llamado equivalente mecánico del calor en el cual se demuestra que por cada joule de trabajo se producen 0.24 calorías y que cuando una caloría de energía térmica se convierte en trabajo se obtienen 4.2 joules. Por tanto:

$$\boxed{\begin{array}{c} 1 \text{ cal} = 4.2\,J \\ 1\,J = 0.24\,cal \end{array}}$$

Aunque la caloría y el *Btu* son unidades de calor creadas antes de aceptar que el calor es energía, aún se utilizan ampliamente, pues son precisas y resultan prácticas al resolver problemas. Por ello, no debemos olvidar que tanto el joule como la caloría son unidades empleadas para medir la energía calorífica y que de acuerdo con el equivalente mecánico del calor podemos transformar una unidad en otra.

Trabajo termodinámico

El cilindro de la **FIGURA 11.23** contiene un gas encerrado por un pistón o émbolo. Para comprimir el gas se debe aplicar una fuerza al émbolo, el cual al recorrer una cierta distancia disminuirá el volumen del gas, realizando un trabajo de compresión. El valor del trabajo efectuado puede calcularse de acuerdo con la siguiente deducción:

$$T = Fd \quad \text{......} \quad (1)$$

como $P = \dfrac{F}{A}$

$$F = PA \quad \text{......} \quad (2)$$

sustituyendo 2 en 1:

$$T = PAd \quad \text{......} \quad (3)$$

Como Ad es el volumen al que se ha comprimido el gas, tenemos:

$$Ad = \Delta V = V_f - V_i \quad \text{......} \quad (4)$$

sustituyendo 4 en 3:

$$\boxed{T = P\,(V_f - V_i)} \quad \text{......} \quad (5)$$

donde: T = trabajo realizado en joules a una presión constante del gas (proceso isobárico)

P = presión constante del gas en N/m^2

$V_f - V_i$ = variación de volumen en el gas en metros cúbicos (m^3)

Al efectuarse un trabajo de compresión, éste se transforma íntegramente en calor del sistema, porque comunica al gas una energía adicional que aumenta la energía interna de sus moléculas elevando la temperatura. En la compresión de un gas, el volumen final es menor al inicial, por tanto, el trabajo realizado es negativo y se dice que se efectuó un trabajo de los alrededores sobre el sistema.

En un trabajo de expansión producido gracias a la energía interna de las moléculas del gas, la temperatura del sistema disminuye. Al expanderse un gas el volumen final es mayor al inicial y, por tanto, el trabajo es positivo, entonces el sistema realiza un trabajo sobre los alrededores.

Cuando en un proceso el volumen del sistema permanece constante (proceso isocórico), no se realiza ningún trabajo por el sistema ni sobre éste, ya que $\Delta V = 0$ y, por tanto:

$$T = P\,(V_f - V_i) = T = P\Delta V = 0$$

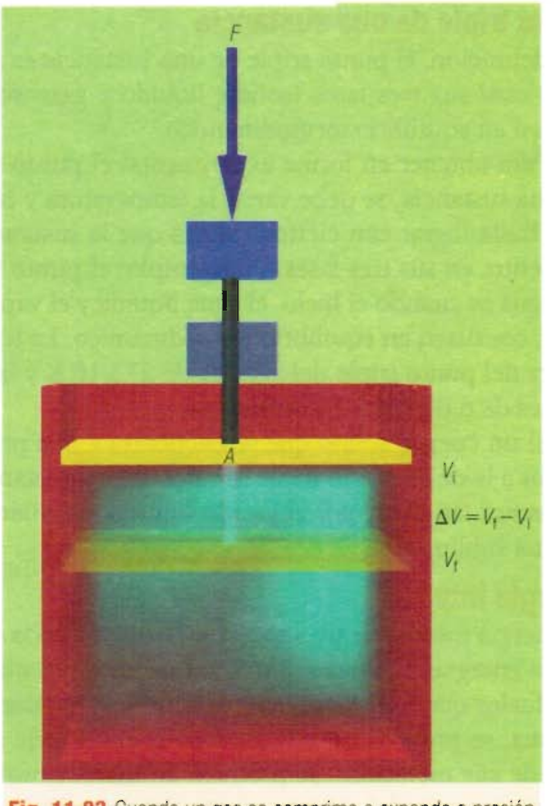

Fig. 11.23 Cuando un gas se comprime o expande a presión constante (proceso isobárico), el trabajo realizado se calcula con la expresión:
$T = P\,(V_f - V_i)$, o bien, $T = P\Delta V$.

RESOLUCIÓN DE UN PROBLEMA DE TRABAJO TERMODINÁMICO

Calcular el trabajo realizado al comprimir un gas que está a una presión de 2.5 atmósferas desde un volumen inicial de 800 cm^3 a un volumen final de 500 cm^3. Expresar el resultado en joules.

Solución:

Datos

$T = ?$

$P = 2.5\ atm$

$V_i = 800\ cm^3$

$V_f = 500\ cm^3$

Fórmula

$T = P(V_f - V_i)$

Conversión de unidades

$$2.5\ atm \times \frac{1.013\times10^5\ N/m^2}{1\ atm} = 2.53\times10^5\ N/m^2$$

$$800\ cm^3 \times \frac{1\times10^{-6}\ m^3}{1\ cm^3} = 800\times10^{-6}\ m^3$$

$$500\ cm^3 \times \frac{1\times10^{-6}\ m^3}{1\ cm^3} = 500\times10^{-6}\ m^3$$

Sustitución y resultado

$T = 2.53\times10^5\ N/m^2\ (500\times10^{-6}\ m^3 - 800\times10^{-6}\ m^3)$

$= -759\times10^{-1}\ Nm = -75.9\ J$

Nota: El signo menos del trabajo indica que se realizó trabajo sobre el sistema.

Primera Ley de la Termodinámica

Con el descubrimiento hecho por Joule acerca del equivalente mecánico del calor, se demostró que la energía mecánica se convierte en energía térmica cuando por fricción aumenta la energía interna de un cuerpo, y que la energía térmica se puede convertir en energía mecánica si un gas encerrado en un cilindro se expande y mueve un émbolo, con esto, ha sido posible establecer claramente la Ley de la Conservación de la Energía.

Esta ley, aplicada al calor, da como resultado el enunciado de la Primera Ley de la Termodinámica que dice: la variación en la energía interna de un sistema es igual a la energía transferida a los alrededores o por ellos en forma de calor y de trabajo, por lo que la energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma.

Matemáticamente, la Primera Ley de la Termodinámica se expresa como:

$$\boxed{\Delta U = Q - W}$$

donde: ΔU = variación de la energía interna del sistema expresada en calorías (*cal*) o joules (*J*)

Q = calor que entra o sale del sistema medido en calorías (*cal*) o joules (*J*)

W = trabajo efectuado por el sistema o trabajo realizado sobre éste expresado en calorías (*cal*) o joules (*J*)

El valor de Q es positivo cuando entra calor al sistema y negativo si sale de él. El valor de W es positivo si el sistema realiza trabajo y negativo si se efectúa trabajo de los alrededores sobre el sistema. Así pues, si un sistema recibe cierta cantidad de calor Q y realiza un trabajo W sobre los alrededores, el cambio en su energía interna será igual a:

$$Q - W = \Delta U.$$

En la **FIGURA 11.24** vemos un sistema formado por un gas dentro de un cilindro que contiene un émbolo. Al suministrarle calor al cilindro, la energía interna del sistema aumenta, pero si el gas ejerce una fuerza suficiente sobre el émbolo y lo desplaza se habrá realizado un trabajo del sistema sobre los alrededores. Por tanto, la variación de la energía interna del sistema será igual al calor que haya absorbido, menos el trabajo realizado en la expansión del gas.

Al suministrar calor a un sistema formado por un gas encerrado en un cilindro hermético, el volumen permanece constante (proceso isocórico), y al no realizar ningún trabajo todo el calor suministrado al sistema aumentará su energía interna:

$$\Delta U = U_f - U_i = Q$$

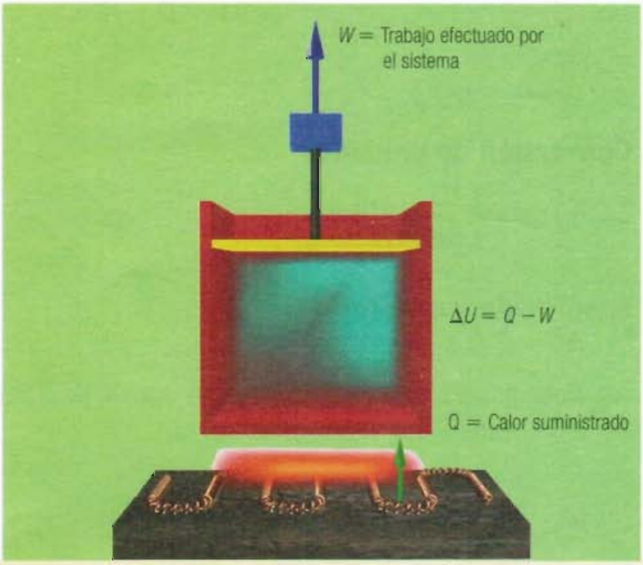

Fig. 11.24 La variación de la energía interna del sistema equivale a la diferencia entre el calor absorbido y el trabajo realizado $\Delta U = Q - W$.

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

Sobre la Primera Ley de la Termodinámica

1. A un sistema formado por un gas encerrado en un cilindro con émbolo, se le suministran 200 calorías y realiza un trabajo de 300 joules. ¿Cuál es la variación de la energía interna del sistema expresada en joules?

Solución:

Datos

$Q = 200\ cal$

$W = 300\ J$

$\Delta U = ?$

Fórmula

$\Delta U = Q - W$

Conversión de unidades

$1\ cal = 4.2\ J$

$$200\ cal \times \frac{4.2\ J}{1\ cal} = 840\ J$$

Sustitución y resultado

$\Delta U = 840\ J - 300\ J = 540\ J$

Nota: El calor tiene signo positivo, pues entra al sistema, y el trabajo también es positivo, ya que lo realiza el sistema. El valor positivo de ΔU indica que se incrementó la energía interna del sistema.

2. ¿Cuál será la variación de la energía interna en un sistema que recibe 50 calorías y se le aplica un trabajo de 100 J?

Solución:

Datos

$\Delta U = ?$

$Q = 50\ cal$

$W = -100\ J$

Fórmula

$\Delta U = Q - W$

Conversión de unidades

$$50\ cal \times \frac{4.2\ J}{1\ cal} = 210\ J$$

Sustitución y resultado

$\Delta U = 210\ J - (-100\ J) = 310\ J$

Nota: El signo del trabajo es negativo, porque se realizó sobre el sistema.

3. A un gas encerrado en un cilindro hermético, se le suministran 40 calorías, ¿cuál es la variación de su energía interna?

Solución:

Datos

$Q = 40\ cal$

$\Delta U = ?$

$W = 0$

Fórmula

$\Delta U = Q - W$

Conversión de unidades

$$40\ cal \times \frac{4.2\ J}{1\ cal} = 168\ J$$

Sustitución y resultado

$\Delta U = 168\ J - 0 = 168\ J$

Nota: Al no realizarse ningún trabajo, todo el calor suministrado incrementó la energía interna del sistema.

4. Sobre un sistema se realiza un trabajo de −100 joules y éste libera −40 calorías hacia los alrededores. ¿Cuál es la variación en su energía interna?

Solución:

Datos

$W = -100\ J$

$Q = -40\ cal$

$\Delta U = ?$

Fórmula

$\Delta U = Q - W$

Conversión de unidades

$$-40\ cal \times \frac{4.2\ J}{1\ cal} = -168\ J$$

Sustitución y resultado

$\Delta U = -168\ J - (-100\ J) = -68\ J$

Nota: El signo negativo de la variación de la energía interna del sistema indica que disminuyó su valor, porque sólo recibió 100 J en forma de trabajo y perdió 168 J en forma de calor.

5. Un sistema al recibir un trabajo de −170 J sufre una variación en su energía interna igual a 80 J. Determinar la