

Material complementario – PRÁCTICO 9

Sistemas termodinámicos

La **Termodinámica** es la ciencia que estudia los cambios de energía que se producen en los procesos físicos y químicos. La **Termoquímica** es la parte de la química que estudia los cambios de energía de las reacciones químicas.

Un **sistema termodinámico** es una parte del Universo que separamos del resto mediante límites definidos, reales o imaginarios, para estudiar los cambios de Energía que se producen en él y en su entorno:

El **entorno** sería en teoría el resto del Universo, pero en la práctica se reduce a la zona cercana que puede interactuar con el sistema.

Los **sistemas termodinámicos** se pueden clasificar en tres tipos:

- 1) Sistemas **ABIERTOS**, si pueden intercambiar energía y materia con su entorno.
- 2) Sistemas **CERRADOS**, si pueden intercambiar energía pero NO materia con su entorno.
- 3) Sistemas **AISLADOS**, NO pueden intercambiar ni energía ni materia con su entorno.

Las **funciones de estado** son variables termodinámicas cuyo valor sólo depende del estado actual del sistema y no de la forma o proceso por el que se ha llegado a dicho estado.

La **variación o cambio de una función de estado** sólo depende del estado inicial y final del sistema, NO del proceso o camino seguido para llegar desde dicho estado inicial al final.

No son funciones de estado el CALOR (Q) y el TRABAJO (W), ya que el valor de estas magnitudes SI depende del proceso o camino seguido para llegar desde un estado inicial a otro final.

Primer principio de la Termodinámica

El **Primer principio de la Termodinámica** o Ley de conservación de la Energía: “*En cualquier proceso termodinámico, la energía del Universo no se crea ni se destruye, sino que se mantiene constante*”.

En los sistemas termodinámicos la **ENERGÍA TOTAL** de un sistema se llama **Energía Interna (U)** y es la suma las energías cinética y potencial de todas sus partículas.

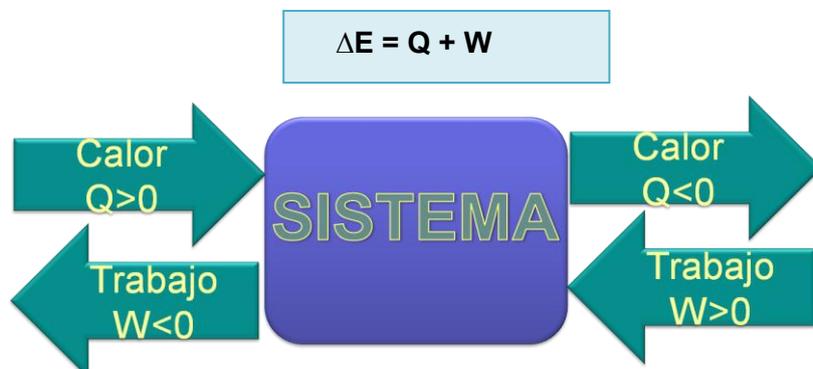
Hay **dos formas generales de aumentar o disminuir la U (Energía Interna)** de un sistema:

- 1) Dándole o quitándole **calor (Q)**, y/o
- 2) Realizando un **trabajo (W)** sobre el sistema o permitiendo que el sistema realice un W sobre su entorno.

Si las dos formas que tiene un sistema de ganar o perder Energía (E) son el CALOR y el TRABAJO, el PRIMER PRINCIPIO se puede enunciar de la siguiente manera:

“La variación de ENERGÍA INTERNA de un sistema es igual al CALOR intercambiado con su entorno más el TRABAJO realizado por el sistema o sobre el sistema”.

Matemáticamente:



El W en química sólo puede ser de una clase: **TRABAJO Presión-Volumen de los GASES.**

Es el que ocurre:

- Cuando los gases se expanden por sí solos.
*Signo del W de Expansión: **negativo***
- Cuando los gases son comprimidos por una fuerza externa.
*Signo del W de Compresión: **positivo***

$$\Delta E = Q + W = Q - \Delta P V$$

Transferencias de calor a volumen o presión constante. ENTALPÍA (H)

♦ En la práctica son muy comunes las reacciones químicas que se producen a **volumen constante**, es decir, en recipientes cerrados; se llaman procesos isocóricos.

Si V = constante, es decir, $\Delta V = 0$

$$\rightarrow W = 0 \rightarrow Q_v = \Delta E$$

♦ Pero aún son más comunes los procesos químicos que se producen a **presión constante**; se llaman procesos isobáricos.

$$Q_p = \Delta H$$

- La reacción que desprende calor (a presión constante), se llama exotérmica y ΔH es **negativo**

- La reacción que absorbe calor (a presión constante), se llama endotérmica y ΔH es **positivo**

Entalpías de reacción a partir de las entalpías de formación y de enlace

La entalpía de una reacción (ΔH_r) se puede calcular de dos formas:

- 1) A partir de las **entalpías de formación** de los compuestos de esa reacción (*calor a presión constante que se absorbió o desprendió al formarse 1 MOL de esos compuestos a partir de sus elementos*).

$$\Delta H^0 = \sum n_p \Delta H_f^0 (\text{productos}) - \sum n_r \Delta H_f^0 (\text{reactivos})$$

Si los reactivos y productos de una reacción están en su estado estándar o normal (en su forma más estable a $P = 1 \text{ atm}$ y $T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$), la entalpía de reacción se llama **entalpía estándar (o normal) de reacción**, y se representa ΔH^0 .

¡IMPORTANTE!: La entalpía de formación de cualquier elemento químico es 0.

- 2) Como lo que ocurre en las reacciones químicas es *la ruptura de ciertos enlaces y la formación de otros nuevos*, también se puede calcular a partir de las **entalpías de los enlaces** que se rompen menos las de los que se forman

$$\Delta H^0 = \sum n_i \cdot E_e(\text{enl. rotos}) - \sum n_j \cdot E_e(\text{enl. formados})$$

Enunciado de Hess.

Es una consecuencia de que la Entalpía (H) es una función de estado, es decir, que la variación de entalpía de una reacción depende solo de estado inicial y final del sistema

Enunciado de Hess: “*Si una reacción química puede producirse en varias etapas (reales o teóricas), su entalpía es la suma algebraica de las entalpías de las correspondientes etapas*”.

Esta ley permite calcular entalpías que a veces son muy difíciles de determinar experimentalmente.

En la práctica, para conseguir expresar una reacción como suma de otras, habrá que:

- multiplicar o dividir por los coeficientes apropiados, (habrá que multiplicar o dividir el valor de ΔH también), y/o
- invertir el sentido de alguna/a reacción/es (con lo cual la ΔH cambia de signo)

El ciclo de Born-Haber

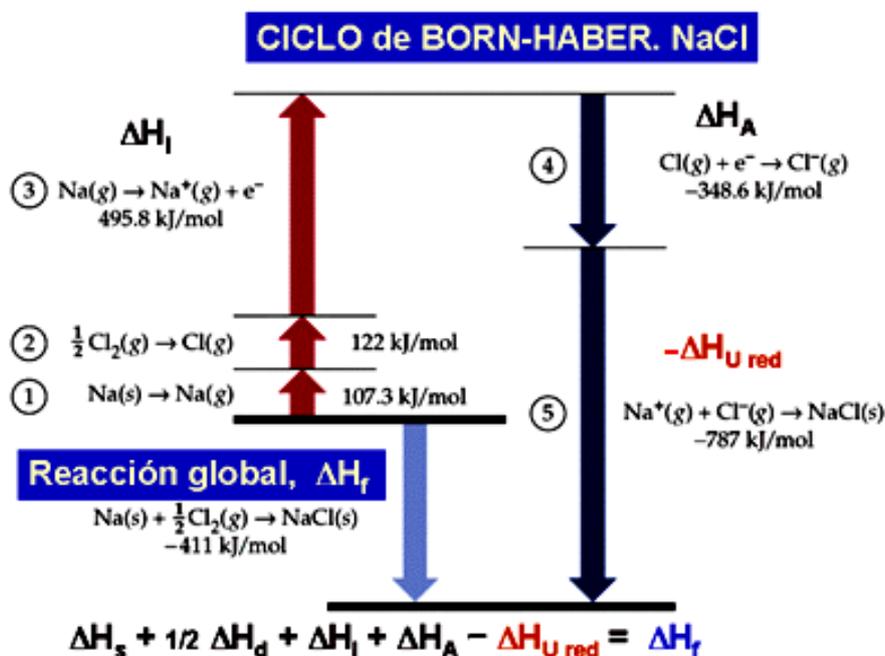
Permite determinar de manera indirecta la energía reticular de un compuesto iónico. El ciclo está basado en el primer principio de la Termodinámica, Ley de Hess, que afirma que el calor desprendido o absorbido en una reacción química es el mismo tanto si se realiza en una sola etapa como si se realiza en varias. Dicho de otra manera, el cálculo de la energía de red se realiza de manera teórica mediante la aplicación del CICLO DE BORN – HABER basado en que es posible llegar a la formación de un cristal iónico por dos caminos distintos:

- Por la unión directa de los elementos, desprendiéndose el correspondiente calor de formación del compuesto
- Por un camino indirecto que mediante la realización de los siguientes pasos:

Sublimación del metal (S)
 Disociación del no metal (D)
 Ionización de ambos elementos
 Atracción de los iones para formar el compuesto

La formación de iones $M^{z+}(g)$ y $X^{x-}(g)$ es un proceso endotérmico ($\Delta H > 0$). Cuando los iones se empaquetan en la red se desprende gran energía, Energía de red, lo que hace el proceso global espontáneo, exotérmico $\Delta H < 0$.

- El ciclo de Born-Haber es un ciclo termodinámico que incluye todas las etapas individuales del proceso de formación de $NaCl(s)$



Segundo principio de la termodinámica. Concepto de Entropía

La **Entropía (S)** es una función de estado que mide el desorden molecular de los sistemas. Al ser una función de estado su valor sólo depende del estado inicial y final del sistema.

- La ENTROPÍA de un sistema aumenta cuando aumenta su desorden molecular (ej: el estado más ordenado de un sólido y el más desordenado en el gas).
- La ENTROPÍA de un sistema disminuye cuando disminuye su desorden molecular (o aumenta su orden molecular).

Como todas las sustancias tienen cierto grado de desorden molecular, todas tienen un valor positivo de entropía (si la sustancia está en condiciones estándar: $P = 1 \text{ atm}$ y $T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$) se llamará entropía estándar o normal) S° .

$\Delta S < 0 \rightarrow$ El desorden del sistema disminuye
 $\Delta S = 0 \rightarrow$ El desorden del sistema permanece constante
 $\Delta S > 0 \rightarrow$ El desorden del sistema aumenta

El **Segundo Principio de la Termodinámica** indica que “La Entropía del Universo se mantiene constante en los procesos en equilibrio (reversibles) pero aumenta en los procesos espontáneos (irreversibles)”. Por eso se señala que “toda la materia tiende espontáneamente a la mínima energía y a la máxima entropía (máximo desorden)”.

La **Entropía de una reacción (ΔS_R)** se puede calcular:

\Rightarrow A partir de las **Entropías** de las sustancias o compuestos que intervienen en esa reacción.

$$\Delta S^\circ = \sum n_i S^\circ_{\text{prod}} - \sum m_i S^\circ_{\text{react}}$$

¡IMPORTANTE!: La Entropía de formación de cualquier elemento químico NO es 0.

Energía libre y espontaneidad de las reacciones químicas

Una cuestión que tiene mucho interés para los químicos es saber cuándo una reacción es espontánea (es decir, cuándo se da por sí sola) y cuándo no es espontánea y hay que “forzarla” para que se produzca.

Para conocer esto, Gibbs (físico estadounidense del siglo XIX) definió una nueva magnitud, la **Energía libre de Gibbs (G)**, como la entalpía menos el producto de la temperatura por la entropía:

$$G = H - TS$$

\Rightarrow **Cuanto menor o más negativa G más espontánea será la reacción.**

Se pueden dar tres casos:	Que $\Delta G_R < 0$ (negativa)	\Rightarrow la Reacción es espontánea
	Que $\Delta G_R = 0$ (cero)	\Rightarrow la Reacción está en equilibrio
	Que $\Delta G_R > 0$ (positiva)	\Rightarrow la Reacción NO es espontánea , la que será espontánea será la reacción INVERSA.

La **Energía Libre (de Gibbs) de una reacción (ΔG_R)** se puede calcular a partir de las **Energías Libres de formación** de los compuestos de esa reacción (*Variación de Energía libre al formarse 1 Mol de esos compuestos a partir de sus elementos*).

ΔH	ΔS	ΔG	Características de la reacción	Ejemplo
-	+	Siempre negativa	Espontánea a toda T	$2 \text{O}_3(\text{g}) \rightarrow 3 \text{O}_2(\text{g})$
+	-	Siempre positiva	No espontánea a toda T	$3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{O}_3(\text{g})$
-	-	Negativa a T bajas Positiva a T altas	Esp. a T bajas No esp. a T altas	$\text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s})$
+	+	Positiva a T bajas Negativa a T altas	No esp. a T bajas Esp. a T altas	$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

¡IMPORTANTE!: La Energía Libre de formación de cualquier elemento químico Sí es 0.

Si los reactivos y productos de una reacción están en su estado estándar o normal (en su forma más estable a $P = 1 \text{ atm}$ y $T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$), la Energía Libre de reacción se llama **Energía Libre estándar (o normal) de reacción**, y se representa ΔG^0 .

$$\Delta G^0 = \sum n_i \Delta G^0_{\text{prod}} - \sum m_i \Delta G^0_{\text{react}}$$

MUY IMPORTANTE: El valor de ΔG para una reacción (a una temperatura dada) *indica si una reacción será espontánea o no* (a esa temperatura), **pero NO informa de su velocidad**.

De hecho, aunque para una reacción ΔG sea negativa (con lo cual será espontánea), su velocidad puede ser tan lenta que en la práctica no se perciba su progreso...

Valores termodinámicos estándar para sustancias seleccionadas a 298 K

Sustancia o ion	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)	S° (J/mol · K)	Sustancia o ion	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)	S° (J/mol · K)
$e^- (g)$	0	0	20.87	$Ca^{2+} (ac)$	-542.96	-553.04	-55.2
Aluminio				$CaF_2 (s)$	-1 215	-1 162	68.87
$Al (s)$	0	0	28.3	$CaCl_2 (s)$	-795.0	-750.2	114
$Al^{3+} (ac)$	-524.7	-481.2	-313	$CaCO_3 (s)$	-1 206.9	-1 128.8	92.9
$AlCl_3 (s)$	-704.2	-628.9	110.7	$CaO (s)$	-635.1	-603.5	38.2
$Al_2O_3 (s)$	-1 676	-1 582	50.94	$Ca(OH)_2 (s)$	-986.09	-898.56	83.39
Bario				$Ca_3(PO_4)_2 (s)$	-4 138	-3 899	263
$Ba (s)$	0	0	62.5	$CaSO_4 (s)$	432.7	-1 320.3	107
$Ba (g)$	175.6	144.8	170.28	Carbono			
$Ba^{2+} (g)$	1 649.9	—	—	C (grafito)	0	0	5.686
$Ba^{2+} (ac)$	-538.36	-560.7	13	C (diamante)	1.896	2.866	2.439
$BaCl_2 (s)$	-806.06	-810.9	126	$C (g)$	715.0	669.6	158.0
$BaCO_3 (s)$	-1 219	-1 139	112	$CO (g)$	-110.5	-137.2	197.5
$BaO (s)$	-548.1	-520.4	72.07	$CO_2 (g)$	-393.5	-394.4	213.7
$BaSO_4 (s)$	-1 465	-1 353	132	$CO_2 (ac)$	-412.9	-386.2	121
Boro				$CO_3^{2-} (ac)$	-676.26	-528.10	-53.1
$B (\beta\text{-romboédrico})$	0	0	5.87	$HCO_3^- (ac)$	-691.11	587.06	95.0
$BF_3 (g)$	-1 137.0	-1 120.3	254.0	$H_2CO_3 (ac)$	-698.7	-623.42	191
$BCl_3 (g)$	-403.8	-388.7	290.0	$CH_4 (g)$	-74.87	-50.81	186.1
$B_2H_6 (g)$	35	86.6	232.0	$C_2H_2 (g)$	227	209	200.85
$B_2O_3 (s)$	-1 272	-1 193	53.8	$C_2H_4 (g)$	52.47	68.36	219.22
$H_3BO_3 (s)$	-1 094.3	-969.01	88.83	$C_2H_6 (g)$	-84.667	-32.89	229.5
Bromo				$C_3H_8 (g)$	-105	-24.5	269.9
$Br_2 (l)$	0	0	152.23	$C_4H_{10} (g)$	-126	-16.7	310
$Br_2 (g)$	30.91	3.13	245.38	$C_6H_6 (l)$	49.0	124.5	172.8
$Br (g)$	111.9	82.40	174.90	$CH_3OH (g)$	-201.2	-161.9	238
$Br^- (g)$	-218.9	—	—	$CH_3OH (l)$	-238.6	-166.2	127
$Br^- (ac)$	-120.9	-102.82	80.71	$HCHO (g)$	-116	-110	219
$HBr (g)$	-36	-53.5	198.59	$HCOO^- (ac)$	-410	-335	91.6
Cadmio				$HCOOH (l)$	-409	-346	129.0
$Cd (s)$	0	0	51.5	$HCOOH (ac)$	-410	-356	164
$Cd (g)$	112.8	78.20	167.64	$C_2H_5OH (l)$	-277.63	-174.8	161
$Cd^{2+} (ac)$	-72.38	-77.74	-61.1	$C_2H_5OH (g)$	-235.1	-168.6	282.6
$CdS (s)$	-144	-141	71	$CH_3CHO (g)$	-166	-133.7	266
Calcio				$CH_3COOH (l)$	-487.0	-392	160
$Ca (s)$	0	0	41.6	$C_6H_{12}O_6 (s)$	-1 274.5	-910.56	212.1
$Ca (g)$	192.6	158.9	154.78	$CN^- (ac)$	151	166	118
$Ca^{2+} (g)$	1 934.1	—	—	$HCN (g)$	135	125	201.7
$HCN (ac)$	105	112	129	$HCN (l)$	105	121	112.8
$CS_2 (g)$	117	66.9	237.79	$HI (g)$	25.9	1.3	206.33
$CS_2 (l)$	87.9	63.6	151.0	Hierro			
$CH_3Cl (g)$	-83.7	-60.2	234	$Fe (s)$	0	0	27.3
$CH_2Cl_2 (l)$	-117	-63.2	179	$Fe^{3+} (ac)$	-47.7	-10.5	-293
$CHCl_3 (l)$	-132	-71.5	203	$Fe^{2+} (ac)$	-87.9	-84.94	113
$CCl_4 (g)$	-96.0	-53.7	309.7	$FeCl_2 (s)$	-341.8	-302.3	117.9
$CCl_4 (l)$	-139	-68.6	214.4	$FeCl_3 (s)$	-399.5	-334.1	142
$COCl_2 (g)$	-220	-206	283.74	$FeO (s)$	-272.0	-251.4	60.75
Cesio				$Fe_2O_3 (s)$	-825.5	-743.6	87.400
$Cs (s)$	0	0	85.15	$Fe_3O_4 (s)$	-1 121	-1 018	145.3
$Cs (g)$	76.7	49.7	175.5	Plomo	1.6		
$Cs^+ (g)$	458.5	427.1	169.72	$Pb (s)$	-359	0	64.785
$Cs^+ (ac)$	-248	-282.0	133	$Pb^{2+} (ac)$	-218	-24.3	21
$CsF (s)$	-554.7	-525.4	88	$PbCl_2 (s)$	-276.6	-314	136
$CsCl (s)$	-442.8	-414	101.18	$PbO (s)$	-98.3	-198	68.70
$CsBr (s)$	-395	-383	121	$PbO_2 (s)$	-918.39	-219.0	76.6
$CsI (s)$	-337	-333	130	$PbS (s)$		-96.7	91.3
				$PbSO_4 (s)$	0	-811.24	147

Sustancia o ion	ΔH_f^0 (kJ/mol)	ΔG_f^0 (kJ/mol)	S^0 (J/mol · K)	Sustancia o ion	ΔH_f^0 (kJ/mol)	ΔG_f^0 (kJ/mol)	S^0 (J/mol · K)
HCN(ac)	105	112	129	HI(g)	25.9	1.3	206.33
CS ₂ (g)	117	66.9	237.79	Hierro			
CS ₂ (l)	87.9	63.6	151.0	Fe(s)	0	0	27.3
CH ₃ Cl(g)	-83.7	-60.2	234	Fe ³⁺ (ac)	-47.7	-10.5	-293
CH ₂ Cl ₂ (l)	-117	-63.2	179	Fe ²⁺ (ac)	-87.9	-84.94	113
CHCl ₃ (l)	-132	-71.5	203	FeCl ₂ (s)	-341.8	-302.3	117.9
CCl ₄ (g)	-96.0	-53.7	309.7	FeCl ₃ (s)	-399.5	-334.1	142
CCl ₄ (l)	-139	-68.6	214.4	FeO(s)	-272.0	-251.4	60.75
COCl ₂ (g)	-220	-206	283.74	Fe ₂ O ₃ (s)	-825.5	-743.6	87.400
Cesio				Fe ₃ O ₄ (s)	-1 121.0	-1 018	145.3
Cs(s)	0	0	85.15	Plomo	1.6		
Cs(g)	76.7	49.7	175.5	Pb(s)	-359	0	64.785
Cs ⁺ (g)	458.5	427.1	169.72	Pb ²⁺ (ac)	-218	-24.3	21
Cs ⁺ (ac)	-248	-282.0	133	PbCl ₂ (s)	-276.6	-314	136
CsF(s)	-554.7	-525.4	88	PbO(s)	-98.3	-198	68.70
CsCl(s)	-442.8	-414	101.18	PbO ₂ (s)	-918.39	-219.0	76.6
CsBr(s)	-395	-383	121	PbS(s)		-96.7	91.3
CsI(s)	-337	-333	130	PbSO ₄ (s)	0	-811.24	147
Cloro				Litio	161		
Cl ₂ (g)	0	0	223.0	Li(s)	687.163	0	29.10
Cl(g)	121.0	105.0	165.1	Li(g)	-278.46	128	138.67
Cl ⁻ (g)	-234	-240	153.25	Li ⁺ (g)	-616.9		132.91
Cl ⁻ (ac)	-167.46	-131.17	55.10	Li ⁺ (ac)	-408	649.989	14
HCl(g)	-92.31	-95.30	186.79	LiF(s)	-351	-293.8	35.66
HCl(ac)	-167.46	-131.17	55.06	LiCl(s)	-270	-588.7	59.30
ClO ₂ (g)	102	120	256.7	LiBr(s)		-384	74.1
Cl ₂ O(g)	80.3	97.9	266.1	LiI(s)	0	-342	85.8
Cromo				Magnesio	150	-270	
Cr(s)	0	0	23.8	Mg(s)	2 351		32.69
Cr ³⁺ (ac)	-1 971	—	—	Mg(g)	-461.96	0	148.55
CrO ₄ ²⁻ (ac)	-863.2	-706.3	38	Mg ²⁺ (g)	-641.6	115	—
Cr ₂ O ₇ ²⁻ (ac)	-1 461	-1 257	214	Mg ²⁺ (ac)	-1 112	—	118
Cobre				MgCl ₂ (s)	-601.2	-456.01	89.630
Cu(s)	0	0	33.1	MgCO ₃ (s)	-461	-592.1	65.86
Cu(g)	341.1	301.4	166.29	MgO(s)		-1028	26.9
Cu ⁺ (ac)	51.9	50.2	-26	Mg ₃ N ₂ (s)	0	-569.0	88
Cu ²⁺ (ac)	64.39	64.98	-98.7	Manganeso	-219	-401	
Cu ₂ O(s)	-168.6	-146.0	93.1	Mn(s, α)	-520.9		31.8
CuO(s)	-157.3	-130	42.63	Mn ²⁺ (ac)	-518.4	0	-84
Cu ₂ S(s)	-79.5	-86.2	120.9	MnO ₂ (s)		-223	53.1
CuS(s)	-53.1	-53.6	66.5	MnO ₄ ⁻ (ac)	0	-466.1	190
Flúor				Mercurio	61.30	-425.1	
F ₂ (g)	0	0	202.7	Hg(l)	171		76.027
F(g)	78.9	61.8	158.64	Hg(g)	172	0	174.87
F ⁻ (g)	-255.6	-262.5	145.47	Hg ²⁺ (ac)	-230	31.8	-32
F ⁻ (ac)	-329.1	-276.5	-9.6	Hg ₂ ²⁺ (ac)	-264.9	164.4	84.5
HF(g)	-273	-275	173.67	HgCl ₂ (s)	-90.79	153.6	144
Hidrógeno				Hg ₂ Cl ₂ (s)		-184	196
H ₂ (g)	0	0	130.6	HgO(s)	0	-210.66	70.27
H(g)	218.0	203.30	114.60	Nitrógeno	473	-58.50	
H ⁺ (ac)	0	0	0	N ₂ (g)	82.05		191.5
H ⁺ (g)	1 536.3	1 517.1	108.83	N(g)	90.29		153.2
Yodo				N ₂ O(g)	33.2	456	219.7
I ₂ (s)	0	0	116.14	NO(g)	9.16	104.2	210.65
I ₂ (g)	62.442	19.38	260.58	NO ₂ (g)	11	86.60	239.9
I(g)	106.8	70.21	180.67	N ₂ O ₄ (g)	-43.1	51	304.3
I ⁻ (g)	-194.7	—	—	N ₂ O ₅ (g)		97.7	346
I ⁻ (ac)	-55.94	-51.67	109.4	N ₂ O ₅ (s)		118	178

Sustancia o ion	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)	S° (J/mol · K)	Sustancia o ion	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)	S° (J/mol · K)
NH ₃ (g)	-45.9	-16	193	Plata			
NH ₃ (ac)	-80.83	26.7	110	Ag(s)	0	0	42.702
N ₂ H ₄ (l)	50.63	149.2	121.2	Ag(g)	289.2	250.4	172.892
NO ₃ ⁻ (ac)	-206.57	-110.5	146	Ag ⁺ (ac)	105.9	77.111	73.93
HNO ₃ (l)	-173.23	-79.914	155.6	AgF(s)	-203	-185	84
HNO ₃ (ac)	-206.57	-110.5	146	AgCl(s)	-127.03	-109.72	96.11
NF ₃ (g)	-125	-83.3	260.6	AgBr(s)	-99.51	-95.939	107.1
NOCl(g)	51.71	66.07	261.6	AgI(s)	-62.38	-66.32	114
NH ₄ Cl(s)	-314.4	-203.0	94.6	AgNO ₃ (s)	-45.06	19.1	128.2
Oxígeno				Ag ₂ S(s)	-31.8	-40.3	146
O ₂ (g)	0	0	205.0	Sodio			
O(g)	249.2	231.7	160.95	Na(s)	0	0	51.446
O ₃ (g)	143	163	238.82	Na(g)	107.76	77.299	153.61
OH ⁻ (ac)	-229.94	-157.30	-10.54	Na ⁺ (g)	609.839	574.877	147.85
H ₂ O(g)	-241.826	-228.60	188.72	Na ⁺ (ac)	-239.66	-261.87	60.2
H ₂ O(l)	-285.840	-237.192	69.940	NaF(s)	-575.4	-545.1	51.21
H ₂ O ₂ (l)	-187.8	-120.4	110	NaCl(s)	-411.1	-384.0	72.12
H ₂ O ₂ (ac)	-191.2	-134.1	144	NaBr(s)	-361	-349	86.82
Fósforo				NaOH(s)	-425.609	-379.53	64.454
P ₄ (s, blanco)	0	0	41.1	Na ₂ CO ₃ (s)	-1 130.8	-1048.1	139
P(g)	314.6	278.3	163.1	NaHCO ₃ (s)	-947.7	-851.9	102
P(s, rojo)	-17.6	-12.1	22.8	NaI(s)	-288	-285	98.5
P ₂ (g)	144	104	218	Estroncio			
P ₄ (g)	58.9	24.5	280	Sr(s)	0	0	54.4
PCl ₃ (g)	-287	-268	312	Sr(g)	164	110	164.54
PCl ₃ (l)	-320	-272	217	Sr ²⁺ (g)	1 784	—	—
PCl ₅ (g)	-402	-323	353	Sr ²⁺ (ac)	-545.51	-557.3	-39
PCl ₅ (s)	-443.5	—	—	SrCl ₂ (s)	-828.4	-781.2	117
P ₄ O ₁₀ (s)	-2 984	-2 698	229	SrCO ₃ (s)	-1 218	-1 138	97.1
PO ₄ ³⁻ (ac)	-1 266	-1 013	-218	SrO(s)	-592.0	-562.4	55.5
HPO ₄ ²⁻ (ac)	-1 281	-1 082	-36	SrSO ₄ (s)	-1 445	-1 334	122
H ₂ PO ₄ ⁻ (ac)	-1 285	-1 135	89.1	Azúfre			
H ₃ PO ₄ (ac)	-1 277	-1 019	228	S(rómbico)	0	0	31.9
Potasio				S(monoclínico)	0.30	0.096	32.6
K(s)	0	0	64.672	S(g)	279	239	168
K(g)	89.2	60.7	160.23	S ₂ (g)	129	80.1	228.1
K ⁺ (g)	514.197	481.202	154.47	S ₈ (g)	101	49.1	430.211
K ⁺ (ac)	-251.2	-282.28	103	S ²⁻ (ac)	41.8	83.7	22
KF(s)	-568.6	-538.9	66.55	HS ⁻ (ac)	-17.7	12.6	61.1
KCl(s)	-436.7	-409.2	82.59	H ₂ S(g)	-20.2	-33	205.6
KBr(s)	-394	-380	95.94	H ₂ S(ac)	-39	-27.4	122
KI(s)	-328	-323	106.39	SO ₂ (g)	-296.8	-300.2	248.1
KOH(s)	-424.8	-379.1	78.87	SO ₃ (g)	-396	-371	256.66
KClO ₃ (s)	-397.7	-296.3	143.1	SO ₄ ²⁻ (ac)	-907.51	-741.99	17
KClO ₄ (s)	-432.75	-303.2	151.0	HSO ₄ ⁻ (ac)	-885.75	-752.87	126.9
Rubidio				H ₂ SO ₄ (l)	-813.989	-690.059	156.90
Rb(s)	0	0	69.5	H ₂ SO ₄ (ac)	-907.51	-741.99	17
Rb(g)	85.81	55.86	169.99	Estaño			
Rb ⁺ (g)	495.04	—	—	Sn(blanco)	0	0	51.5
Rb ⁺ (ac)	-246	-282.2	124	Sn(gris)	3	4.6	44.8
RbF(s)	-549.28	—	—	SnCl ₄ (l)	-545.2	-474.0	259
RbCl(s)	-435.35	-407.8	95.90	SnO ₂ (s)	-580.7	-519.7	52.3
RbBr(s)	-389.2	-378.1	108.3	Zinc			
RbI(s)	-328	-326	118.0	Zn(s)	0	0	41.6
Silicio				Zn(g)	130.5	94.93	160.9
Si(s)	0	0	18.0	Zn ²⁺ (ac)	-152.4	-147.21	-106.5
SiF ₄ (g)	-1 614.9	-1 572.7	282.4	ZnO(s)	-348.0	-318.2	43.9
SiO ₂ (s)	-910.9	-856.5	41.5	ZnS(s, blenda de zinc)	-203	-198	57.7

Por favor no imprima si no es necesario. Cuidar el medioambiente es responsabilidad de TODOS