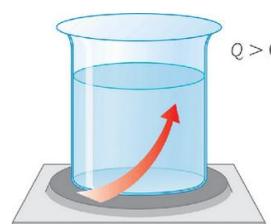


TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ENTALPÍAS DE REACCIÓN Y DE FORMACIÓN. ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES.

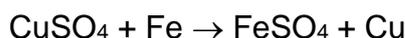
1 CONCEPTOS BÁSICOS

En toda reacción química hay una variación de energía, que se traduce, por lo general, en una **emisión** o **absorción** de calor, y que es objeto de estudio por parte de la **Termoquímica**. Su importancia radica en que existen muchas reacciones cuya principal importancia es el aprovechamiento de la energía desprendida, y por otro lado, en que los criterios de *espontaneidad* se basan en aspectos energéticos.

Si a una disolución concentrada de sulfato de cobre (II) a unos 20 °C, se adicionan 60 g de hierro en forma de limaduras, acusará una rápida elevación de temperatura, en 10 minutos pasa de 20 °C a 35 °C:



La causa de la elevación es el calor desprendido en la reacción:



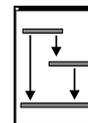
Por tanto, una reacción química no es sólo una transformación que afecta a la materia, sino que también afecta, al mismo tiempo, a la energía.

La cantidad de calor absorbido o desprendido en una reacción química se denomina **calor de reacción**, es característico de cada una de ellas y suele estar referido a las **condiciones estándar** (1 atm de presión y una temperatura que se suele referir a 25°C). Se dice que una reacción es **exotérmica** cuando en ella se produce un desprendimiento de calor, y **endotérmica**, si en la misma se verifica una absorción de calor. La reacción anterior es exotérmica, igual que la reacción de hidrógeno y oxígeno para formar agua (soldadura autógena); mientras que la producción de óxido de nitrógeno (II), NO, a partir de nitrógeno y oxígeno requiere temperaturas de unos 3 000 °C (endotérmica).

En los procesos químicos, definimos **sistema** como una parte pequeña del universo, separada de todo lo que le rodea por superficies reales o imaginarias, se clasifican en:

- **Abiertos:** pueden intercambiar materia y energía con el exterior.
- **Cerrados:** puede intercambiar sólo energía.
- **Aislados:** no pueden intercambiar ni materia ni energía con el medio ambiente. El universo, en su conjunto, se considera como un sistema aislado.

El carbonato de calcio puede descomponerse térmicamente en un recipiente hermético, que evite la pérdida de dióxido de carbono (sistema cerrado) o bien en contacto con la atmósfera (sistema abierto).



El estado del sistema viene descrito por los valores que toman algunas propiedades. Éstas pueden ser **microscópicas** (si describen el comportamiento de partículas individuales: átomos, moléculas,...) o **macroscópicas** (si se refieren al comportamiento global de muchas partículas). La termoquímica sólo se ocupa de estas últimas, llamadas **variables termodinámicas** (o **funciones de estado**): composición y concentración de los componentes del sistema, presión, volumen y temperatura.

Las funciones de estado dependen solamente de los estados inicial y final del sistema, no de los procesos intermedios que haya seguido para pasar de uno a otro.

Las funciones de estado no son independientes entre sí, sino que guardan relación entre ellas, por ejemplo: la presión, volumen y temperatura viene relacionado por la ecuación de estado, que en el caso de los gases ideales:

$$P V = n R T$$

En Termoquímica sólo estudiaremos los **estados de equilibrio** de los sistemas, caracterizados por la invariabilidad de las funciones con respecto al tiempo.

2 PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA

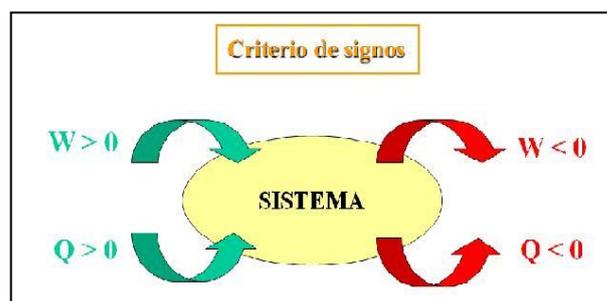
Tras una serie de experiencias clásicas (Thomson, Davy, Rumford, Joule y Mayer), el alemán Helmholtz puso de manifiesto, en 1847, que **el trabajo no puede crearse ni destruirse, sino que se convierte en otras formas de energía, de las que la más degenerada es la calorífica.**

La relación entre trabajo, W , y calor, Q , se conoce con el nombre de equivalente mecánico del calor:

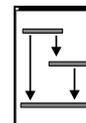
$J = 4,1855 \text{ J/cal}$. El inverso de J se representa por equivalente térmico del trabajo, $A = 1/J = 0,24 \text{ cal/J}$.

Si expresamos W y Q en las mismas unidades (cal o J), el valor de J será igual a la unidad: $W = Q$.

El primer principio fue enunciado por el físico alemán Clausius en 1848, y es una aplicación particular del principio de conservación de la energía: **“la energía total de un sistema aislado permanece constante”**. Se expresa matemáticamente como: $\Delta U = Q + W$.



- Q es el calor suministrado al sistema en el curso del proceso. Es positivo si es absorbido y negativo si se desprende.
- W es el trabajo de las fuerzas exteriores sobre el sistema. Es positivo si se realiza contra el sistema y negativo si el sistema es quien lo realiza.
- ΔU es la variación de energía interna que experimenta el sistema en el proceso. Se entiende por energía interna la suma de las energías cinéticas y potenciales (interacción eléctrica) de todas las partículas.



Al depender la variación de energía interna, en un proceso químico, de la naturaleza química de reactivos y productos, y no de la manera en que verifique la reacción, deducimos que **U es una función de estado**.

Ejercicio 1.- Se comunica a un sistema una cantidad de calor de 800 cal y el sistema realiza un trabajo de 2 kJ. ¿Cuál es la variación que experimenta su energía interna?

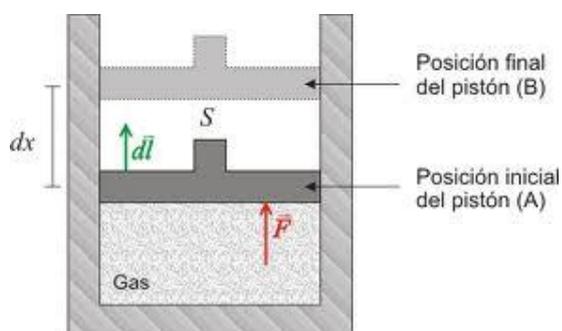
Ejercicio 2.- Hallar la variación de energía interna de un gas que:

- a.- Absorbe 150 J de calor y hace un trabajo de 100 J.
- b.- Desprende 300 J y hace un trabajo de 0,15 kJ

La paradoja es que si bien U es función de estado, las magnitudes de que dependen no lo son.

Una forma alternativa de enunciar el 1^{er} principio consiste en que **resulta imposible construir una máquina que produzca continuamente W sin consumir una cantidad equivalente de energía, Q o U (móvil perpetuo de 1^a especie)**.

En la mayor parte de las reacciones químicas se verifica un trabajo mecánico de expansión (-) o de contracción (+), por lo general en contra o a favor de la presión atmosférica constante:



En el caso de una expansión: $-W = -\vec{F} \cdot d\vec{x} = -F \cdot dx = -P \cdot S \cdot dx = -P \cdot dV$

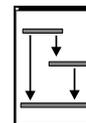
Si hablamos de incrementos finitos (más comunes) en lugar de diferenciales, quedará $W = -P\Delta V$.

En este caso la expresión del 1^{er} principio será: $\Delta U = Q - P\Delta V$ (1).

Si la reacción tiene lugar a **volumen constante** (bombas calorimétricas) $\Rightarrow \Delta V = 0$, y $Q_v = \Delta U$; en todo proceso **isócoro**, el calor de reacción a volumen constante, Q_v , es igual a la variación de energía interna del proceso.

La mayor parte de las reacciones químicas se llevan a cabo en recipientes abiertos, en contacto con la atmósfera, a **presión constante**. Es útil introducir una nueva función de estado, llamada entalpía, H: $H = U + PV$.

H es función de estado, al serlo las magnitudes que la definen (U, P y V). De (1) deducimos:



Termoquímica

$$Q_p = \Delta U + P\Delta V = U_2 - U_1 + PV_2 - PV_1 = U_2 + PV_2 - (U_1 + PV_1) = H_2 - H_1 = \Delta H \Rightarrow \boxed{Q_p = \Delta H}.$$

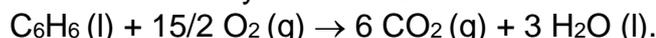
En todo proceso **isóbaro**, el calor de reacción a presión constante, Q_p , es igual a la variación de entalpía que tiene lugar en dicho proceso.

A partir de aquí, haremos las siguientes consideraciones:

- Las expresiones $Q_v = \Delta U$ y $Q_p = \Delta H$, no significan que el calor sea una función de estado, sino simplemente que el calor intercambiado en condiciones de P y V constante, al coincidir con las variaciones de dos funciones de estado, se puede calcular de dichas formas.
- Tanto la U como H suelen expresarse en J/mol .
- Los valores ΔU y ΔH suelen referirse siempre a las condiciones estándar, C.E. ($25^\circ C$ y 1 atm), simbolizándose en este caso mediante el superíndice $^\circ$ (ΔU° y ΔH°)
- En las reacciones que se verifiquen entre sólidos y líquidos la variación de volumen que tiene lugar es tan pequeña, que $Q_v \approx Q_p$.
- Si la reacción se produce entre gases, y suponemos que se comportan idealmente: $P \cdot \Delta V = \Delta nRT$, donde Δn es el incremento de moles de sustancias gaseosas que tiene lugar en la reacción.

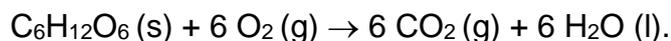
Por tanto: $\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$, o lo que es lo mismo: $\boxed{Q_p = Q_v + \Delta nRT}$ donde el valor de R no es el habitual de $0,082 \text{ at}\cdot\text{l}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, al estar en unidades del sistema internacional. ($R = 8,3144 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$).

Ejercicio 3.- Al quemar $2,35 \text{ g}$ de benceno, C_6H_6 , en una bomba calorimétrica a volumen constante, se desprenden, a $25^\circ C$, $23\,540 \text{ cal}$. Calcular el calor de combustión del benceno a P constante y a esta misma T^a .



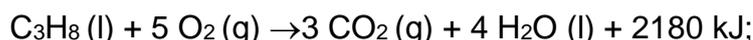
- Si el número de moles $\Delta n = 0$, resulta: $Q_v = Q_p$.

Ejercicio 4.- Calcular la diferencia entre Q_v y Q_p , para la combustión de la glucosa a $18^\circ C$, según la ecuación:

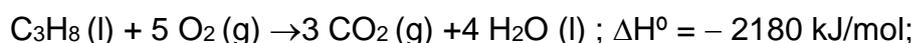


3 ECUACIONES TERMOQUÍMICAS

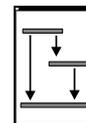
Son aquellas ecuaciones químicas que se escriben acompañadas de su correspondiente balance energético:



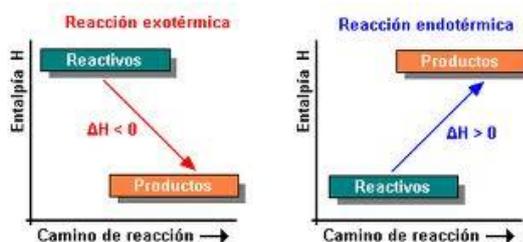
donde se desprenden 2180 kJ por cada mol de propano. Sin embargo, es más frecuente expresarla como:



pues si se desprende calor, desciende la entalpía en el proceso. En los *diagramas entálpicos* se aprecia:



Termoquímica



La **entalpía de combustión** o **calor de combustión** de una sustancia es la energía térmica desprendida cuando 1 mol de dicha sustancia arde completamente en oxígeno a presión de 1 atmósfera. En la tabla se recogen las entalpías estándar de combustión de algunas sustancias:

Sustancia	ΔH^0 (kJ/mol)	Sustancia	ΔH^0 (kJ/mol)
Hidrógeno, H_2 (g)	- 285,8	Acetileno, C_2H_2 (g)	- 1 299,6
Carbón, C (s)	- 393,5	Benceno, C_6H_6 (l)	- 3 267,7
Metano, CH_4 (g)	- 890,4	Etano, C_2H_6 (l)	- 1 559,9
Metanol, CH_3OH (l)	- 726,3	Sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$ (s)	- 5 685,6

La **entalpía de disociación** o **calor de disociación** de una sustancia es la energía necesaria para descomponer 1 mol de dicha sustancia, en sus átomos constituyentes en estado gaseoso. Los valores de algunas sustancias son:

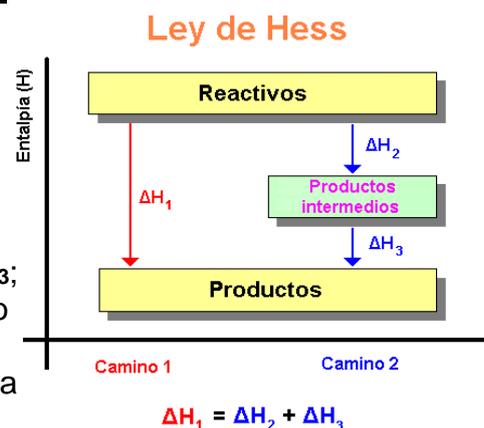
Ecuación de disociación	ΔH (kJ/mol)
F_2 (g) \rightarrow 2 F (g)	+ 47,4
Cl_2 (g) \rightarrow 2 Cl (g)	+ 242,6
H_2 (g) \rightarrow 2 H (g)	+ 436,0
O_2 (g) \rightarrow 2 O (g)	+ 498,0
N_2 (g) \rightarrow 2 N (g)	+ 941,4

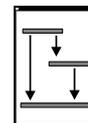
Otras entalpías o calores muy utilizados son la **entalpía de cambio de estado** y de **disolución**. En la primera es la energía en juego, necesaria, para cambiar 1 mol de una sustancia de estado de agregación. En el segundo caso, la energía intercambiada cuando 1 mol de sustancia se disuelve por completo en una cantidad suficiente de disolvente.

4 ADITIVIDAD DE LAS ENTALPÍAS DE REACCIÓN

Ya que la entalpía es una función de estado, su variación en el transcurso de una reacción ha de depender sólo de los estados inicial y final. Este concepto se ve con claridad en el diagrama entálpico:

Se deduce del mismo: $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$; expresión que constituye la llamada **ley de Hess** o **aditividad de las entalpías de reacción**, enunciada por el ruso G. H. Hess en 1840. Su utilidad se debe a la

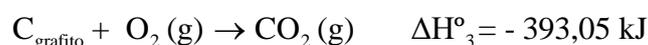
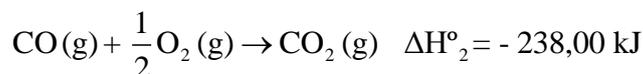
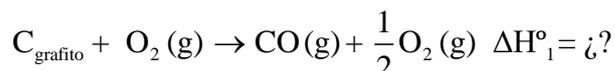




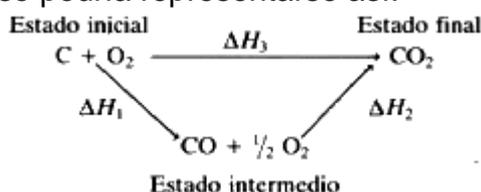
determinación de los calores de reacción de procesos difíciles de realizar en el laboratorio.

Ejercicio 5.- Hallar el calor de la reacción: $C_{\text{(grafito)}} + O_2(g) \rightarrow CO(g) + \frac{1}{2} O_2(g)$, verificada en C.E., sabiendo que las entalpías estándar de combustión del grafito y del monóxido de carbono son $-393,05$ y -238 kJ/mol, respectivamente.

El planteamiento para resolver el ejercicio podría ser así: Las ecuaciones químicas son:



El diagrama del proceso podría representarse así:



Ejercicio 6.- Calcular la variación de entalpía que tiene lugar en la reacción: $C(s) + 2 H_2(g) \rightarrow CH_4(g)$, teniendo en cuenta las entalpías de combustión del carbono, hidrógeno y metano, que aparecen en la tabla de la página 5.

5 ENTALPÍAS NORMALES DE FORMACIÓN

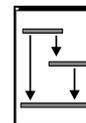
Entalpía normal o estándar de formación de un compuesto, ΔH_f° , es la variación de entalpía que tiene lugar cuando se forma 1 mol de dicho compuesto en su estado normal, a partir de sus correspondientes elementos también en estado estándar.

Como estados normales de cada elemento o compuesto se consideran sus formas físicas más estables en las C.E. Se deduce que las ΔH_f° de los elementos, en sus formas más estables, son nulas.

Ejercicio 7.- ¿Qué valor poseerán ΔH_f° del hidrógeno molecular, oxígeno molecular y grafito, en comparación con el hidrógeno atómico, oxígeno atómico y diamante?

En la tabla se recogen los valores de entalpía normal de formación de algunos compuestos:

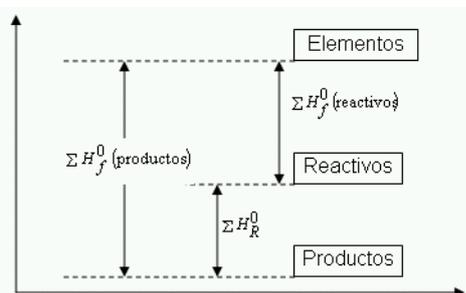
Compuestos inorgánicos	ΔH_f° (kJ/mol)	Compuestos orgánicos	ΔH_f° (kJ/mol)
------------------------	-----------------------------	----------------------	-----------------------------



Termoquímica

H ₂ O (g)	-241,8	C ₄ H ₁₀	-124,7
H ₂ O (l)	-285,8	CH ₃ COOH (l)	-487,0
CaO (s)	-635,1	CH ₄ (g)	-74,9
CaCO ₃ (s)	-1 206,9	C ₃ H ₈ (g)	-103,
CO ₂ (g)	-393,5	C ₆ H ₆ (l)	+ 49,0

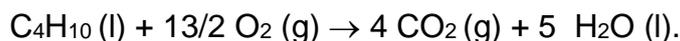
Conociendo las entalpías de formación de las sustancias que intervienen en una reacción química, es posible calcular la variación de entalpía correspondiente que tiene lugar en ella, o sea, el calor de reacción correspondiente. Sólo tendremos en cuenta el diagrama entálpico y aplicar la ley de Hess (suponemos que todos los procesos son exotérmicos): $\Delta H^{\circ}_R = \Sigma \Delta H^{\circ}_f(\text{productos}) - \Sigma \Delta H^{\circ}_f(\text{reactivos})$



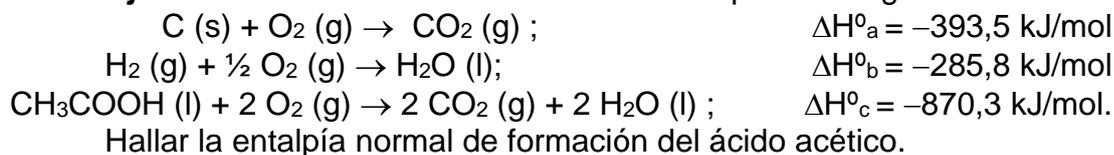
Debemos tener en cuenta los coeficientes estequiométricos de cada sustancia, que aparecen en la ecuación química ajustada: $\Delta H^{\circ}_R = \Sigma n_p \cdot \Delta H^{\circ}_{f,p}(\text{productos}) - \Sigma n_r \cdot \Delta H^{\circ}_{f,r}(\text{reactivos})$; los subíndices p y r indican productos y reactivos, respectivamente.

Ejercicio 8.- Calcular la variación de entalpía correspondiente a la descomposición térmica del carbonato de calcio en óxido de calcio y dióxido de carbono, verificada en C.E. $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

Ejercicio 9.- Hallar la entalpía de combustión del butano en C.E., sabiendo que arde de acuerdo con la ecuación:



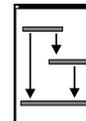
Ejercicio 10.- Dadas las ecuaciones termoquímicas siguientes:



6 ENERGÍAS DE ENLACE

En toda reacción química se produce una ruptura de enlaces en los reactivos, a la vez que se forman nuevos enlaces característicos de los productos de la reacción. Para romper enlaces se requiere suministrar energía al sistema, que conlleva a un aumento de entalpía; por el contrario, al formarse nuevos enlaces, se desprende energía, con lo que la entalpía del sistema disminuye.

Se llama **energía de enlace** o **disociación** (en realidad, entalpía), a la energía necesaria para romper un mol de dichos enlaces.



La energía de un enlace A–B es la variación de entalpía que tiene lugar cuando un mol de moléculas gaseosas AB se disocia en sus átomos constituyentes, A y B. Será necesario conocer ΔH_f° del compuesto AB, así como las entalpías de disociación, sublimación o vaporización implicadas en el proceso.

Ejercicio 11.- Hallar la energía del enlace H–Cl, sabiendo que la entalpía de formación del HCl y las de disociación del H₂ y Cl₂ son, respectivamente, –92,3 kJ/mol, 436 kJ/mol y 242,6 kJ/mol.

La energía de enlace en una molécula diatómica puede definirse como la energía de disociación de la misma. Si se trata de moléculas poliatómicas cuyos enlaces sean todos idénticos, la **energía media de enlace será igual al cociente entre la energía de disociación de la molécula y el número de enlaces presentes en ella**. La energía media no suele responder a ningún proceso real, por ejemplo: H₂O (g) → O (g) + 2 H(g); $\Delta H^\circ = 925,5$ kJ/mol, por lo que la energía media del enlace O–H será de 462,8 kJ/mol.

Los procesos reales, de valores distintos al valor medio, que tienen lugar son:

- H₂O (g) → OH (g) + H(g); $\Delta H^\circ_1 = 500,8$ kJ/mol
- OH (g) → O (g) + H(g); $\Delta H^\circ_2 = 424,7$ kJ/mol

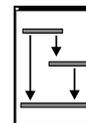
Ejercicio 12.- Calcular la energía media del enlace C–H en el metano, teniendo en cuenta los siguientes datos:

- a) C (g) → C (grafito); $\Delta H^\circ_a = -713,0$ kJ/mol.
- b) 2 H (g) → H₂ (g); $\Delta H^\circ_b = -436,0$ kJ/mol.
- c) C (grafito) + 2 H₂ (g) → CH₄ (g); $\Delta H^\circ_c = -74,9$ kJ/mol.

En la tabla siguiente se recogen las energías de los enlaces más importantes, expresadas en kJ/mol:

Enlace	Energía (kJ/mol)	Enlace	Energía (kJ/mol)
H–H	436	C=C	610
C–H	415	C=N	615
N–H	390	C=O	730
O–H	460	N=N	418
C–C	347	O=O	494
C–N	285	C≡C	830
C–O	352	C≡N	887
N–N	159	N≡N	946

Los valores de la tabla son energías medias, pues la energía de un enlace determinado, depende ligeramente de los demás átomos que estén unidos a cada uno de los que configuran el enlace en cuestión, por ejemplo, el enlace C–C es diferente en el etano y en el ácido acético.



Cálculo de la entalpía de la reacción a partir de las energías de enlace

Aplicando la ley de Hess también puede obtenerse la energía de una reacción si sabemos qué enlaces se tienen que romper y cuáles se tienen que formar. Para ello utilizaremos la siguiente expresión:

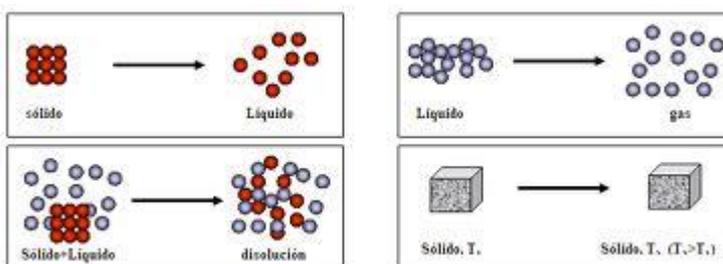
$$\Delta H^{\circ} = \Sigma \text{energía enlaces rotos} - \Sigma \text{energía enlaces formados}$$

Ejercicio 13.- Calcular la variación de entalpía de la reacción de hidrogenación del etileno para formar etano: $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_3$, a partir de las energías medias de enlace de la tabla anterior.

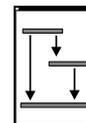
7 SEGUNDO PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA. LA ENTROPÍA

Supongamos un sistema aislado que evoluciona espontáneamente, por ejemplo, un gas ideal que se expande en el vacío. Dicho proceso se denomina *irreversible*, pues para devolver el gas al estado inicial es necesario comprimirlo, lo cual requiere un aporte de energía, en forma de trabajo, desde el exterior. Si observamos otros sistemas análogos, concluimos que, en general, **todos los procesos naturales son irreversibles**.

La fusión y vaporización de una sustancia, la disolución de un sólido con absorción de calor,... son procesos en los que aumenta el desorden, pues se hace mayor el número y/o la movilidad de las partículas presentes. Las consideraciones anteriores, se resumen en el segundo principio de la Termodinámica, enunciado por Rudolf J. E. Clausius y W. Thomson, (Lord Kelvin): **todos los sistemas aislados tienden espontáneamente al desorden**. En la figura siguiente, se ilustra el aumento del desorden, en los procesos de cambio de estado, disolución y dilatación térmica:



El grado de desorden de un sistema se puede determinar mediante una nueva magnitud termodinámica, llamada **entropía, S**. Se trata de una función de estado, cuyas variaciones en realidad sólo pueden medirse en procesos **reversibles**, que son aquellos cuyo sentido puede invertirse en cualquier instante, con sólo modificar las condiciones externas, de una manera infinitamente lenta, de tal forma que el sistema siempre se encuentra en **equilibrio**. Esta situación es ideal, aunque podemos buscar un símil en un gas que, colocado en un cilindro provisto de



Termoquímica

un émbolo, puede expandirse o comprimirse, quitando o colocando pesas extremadamente pequeñas sobre dicho émbolo.

En los procesos *reversibles*, a temperatura constante, se demuestra que la variación de entropía es igual al calor absorbido por el sistema, dividido entre la temperatura absoluta: $\Delta S = Q_{rev}/T$. Las unidades en el sistema internacional es J/K.

Ejercicio 14.- Hallar la variación de entropía que tiene lugar al fundirse 1 mol de hielo a 0° C y a la presión atmosférica. $Q_{f(\text{hielo})} = 5,98 \cdot 10^3 \text{ J/ kg}$

En los cambios *irreversibles*, la variación de entropía cumple: $\Delta S > Q_{irrev}/T$.

Por tanto, cuando en un sistema aislado tiene lugar un proceso reversible, la variación de entropía es nula; pues, $Q = 0$, y $\Delta S_{\text{sistema aislado}} = 0$. En cambio, en un proceso irreversible, $\Delta S_{\text{sistema aislado}} > 0$.

Ya que en los procesos irreversibles tiene lugar un aumento del desorden, y además, de la entropía, podemos decir que si un sistema está muy desordenado, su entropía será grande, y al contrario, si está muy ordenado el valor de su entropía será pequeño. Así, **un cristal perfecto, a la temperatura de 0 K, sin energía alguna de vibración, tendrá entropía nula** (tercer principio de la Termodinámica).

En general: $S_{\text{sólido iónico}} > S_{\text{sólido metálico}} > S_{\text{sólido atómico}}$.

Como el Universo es un sistema aislado, donde se producen procesos irreversibles, de forma continua, podemos decir que **la entropía del Universo crece constantemente con el tiempo**.

Entropía molar estándar de una sustancia, S^0 , es la diferencia de entropía de un mol de dicha sustancia en C.E. con respecto a la que le corresponde en el cero absoluto. En la tabla siguiente se recogen los valores de la entropía molar estándar de algunas sustancias:

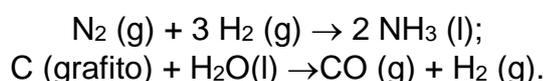
Sólidos	S^0 (J/mol·K)	Líquidos	S^0 (J/mol·K)	Gases	S^0 (J/mol·K)
C(diamante)	2,43	H ₂ O	70,0	N ₂	191,5
C(grafito)	5,73	NH ₃	192,5	H ₂	130,6
Ag	42,7	HCl	186,7	CO	197,9

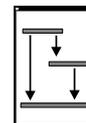
Las variaciones de entropía en una reacción vendrán dadas por la expresión:

$$\Delta S^0_R = \Sigma S^0(\text{productos}) - \Sigma S^0(\text{reactivos}); \text{ o bien}$$

$$\Delta S^0_R = \Sigma n_p \cdot S^0_p(\text{productos}) - \Sigma n_r \cdot S^0_r(\text{reactivos}).$$

Ejercicio 15.- Hallar la variación de entropía en C.E. que corresponde a las reacciones:





8 ENERGÍA DE GIBBS

La mayoría de los sistemas químicos no están aislados, sino que se trata de **sistemas cerrados** que intercambian energía con el ambiente. En estos casos : $\Delta S_{\text{sistema cerrado}} + \Delta S_{\text{alrededores}} > 0$, evolucionando el sistema espontáneamente de forma que tienda a hacerse mínima la entalpía y/o máxima la entropía. En algunos procesos, ambas tendencias están contrapuestas, por lo que para predecir el sentido de la evolución espontánea, se hace necesario introducir una nueva función de estado, llamada energía de Gibbs (antigua entalpía libre), G, en honor de J. W. Gibbs, definida como:

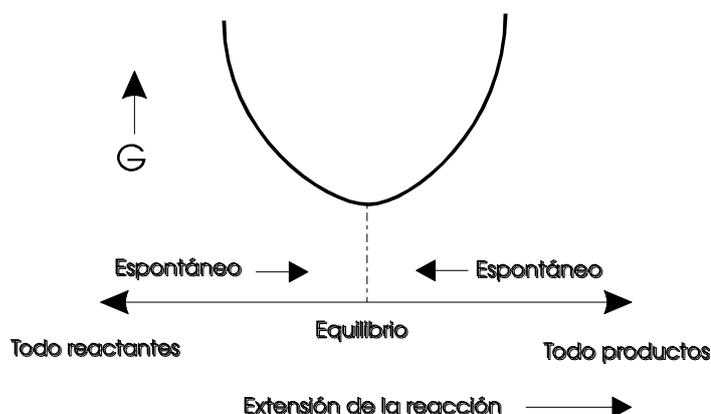
$$G = H - TS = U + PV - TS.$$

Al ser $\Delta G = \Delta U + P\Delta V + V\Delta P - T\Delta S - S\Delta T = Q + V\Delta P - T\Delta S - S\Delta T$; para un proceso isotérmico ($\Delta T = 0$) e isobárico ($\Delta P = 0$): $\Delta G = Q - T\Delta S$.

Como en los procesos irreversibles $Q < T\Delta S \Rightarrow \Delta G < 0$; mientras que en un proceso reversibles, $Q = T\Delta S \Rightarrow \Delta G = 0$.

Para que un proceso isotérmico e isobárico que tiene lugar en un sistema cerrado se produzca **espontáneamente**, es necesario que vaya acompañado de una disminución de la energía de Gibbs: $\Delta G < 0$.

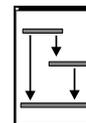
Según esto: si $\Delta G < 0$, el proceso es espontáneo; si $\Delta G = 0$, el sistema está en equilibrio; si $\Delta G > 0$, se produce espontáneamente la reacción inversa. Ilustramos estas consideraciones con el gráfico siguiente:



Ese criterio sólo se aplica a sistemas cerrados, no a sistemas abiertos donde se intercambia energía y materia con el exterior. En resumen:

Sistema	Condiciones constantes	Criterio de espontaneidad
Aislado	Energía y materia	$S > 0$
Cerrado	Presión y temperatura	$G < 0$
Abierto	-	-

Teniendo en cuenta que para un proceso isotérmico e isobárico $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, pueden considerarse los cuatro casos siguientes:



Termoquímica

Caso	ΔH	ΔS	Espontaneidad
1	< 0	> 0	Siempre
2	< 0	< 0	A temperatura baja
3	> 0	> 0	A temperatura alta
4	> 0	< 0	Nunca

Ejercicio 16.- ¿Será espontánea la reacción:



Ejercicio 17.- ¿Será espontánea la siguiente reacción verificada en condiciones estándar?: $\text{Br}_2 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{BrCl} (\text{g})$

$\Delta H^\circ = 29,3 \text{ kJ}$, $S^\circ(\text{BrCl}) = 239,7 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$; $S^\circ(\text{Cl}_2) = 223,0 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$; $S^\circ(\text{Br}_2) = 152,3 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$.

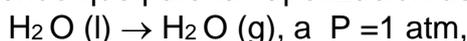
9 INFLUENCIA DE LA TEMPERATURA EN LA ESPONTANEIDAD

Cuando en una reacción química ΔH y ΔS tienen signos opuestos, la espontaneidad de dicha reacción viene influida en gran medida por la temperatura:

- A temperaturas bajas, como $T\Delta S \ll \Delta H$, y $\Delta G \rightarrow \Delta H$, las **reacciones exotérmicas** serán **espontáneas**, y las **endotérmicas no**.
- A temperaturas altas, como $T\Delta S \gg \Delta H$, y $\Delta G \rightarrow -T\Delta S$, serán **espontáneas las reacciones** que acarreen un aumento del desorden.

Por esta razón un aumento de temperatura favorece la descomposición de una molécula compleja en otras más sencillas, o incluso en sus átomos constituyentes.

Ejercicio 18.- Sabiendo que para la vaporización del agua:



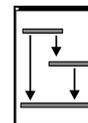
$\Delta H = 44,275 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta S = 118,7 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, y suponiendo que ambas funciones de estado sean independientes de la temperatura, determinar la espontaneidad o no de dicho proceso a las temperaturas de 273 K, 373 K y 500 K.

10 ENTALPÍA LIBRE NORMAL (Ó ENERGÍA DE GIBBS) DE FORMACIÓN

La energía libre de Gibbs es una función de estado, pudiendo definirse para cada compuesto una **entalpía libre normal de formación**, ΔG°_f , como la variación de entalpía libre que se produce cuando se forma un mol de un compuesto a partir de sus elementos en C.E. Algunos valores son:

Compuestos inorgánicos	ΔG°_f (kJ/mol)	Compuestos orgánicos	ΔG°_f (kJ/mol)
$\text{H}_2\text{O} (\text{g})$	-228,6	$\text{CH}_4 (\text{g})$	-50,8
$\text{CO}_2 (\text{g})$	-394,4	$\text{C}_4\text{H}_{10} (\text{g})$	-15,7

Las entalpías libres normales de formación de los elementos en su forma física más estable son nulas.



Termoquímica

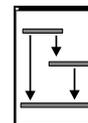
Los valores de ΔG°_f resultan de gran utilidad para predecir la estabilidad de un compuesto respecto a la descomposición en sus elementos. Si ΔG°_f es negativo, el compuesto será estable, tanto mayor cuanto mayor sea el valor absoluto de ΔG°_f ; si $\Delta G^{\circ}_f > 0$, el compuesto se descompondrá en sus elementos de forma espontánea. Por otra parte, las energías de Gibbs, lo mismo que las entalpías, son aditivas:

$$\Delta G^{\circ}_R = \sum \Delta G^{\circ} (\text{productos}) - \sum \Delta G^{\circ} (\text{reactivos}) \text{ o bien}$$

$$\Delta G^{\circ}_R = \sum n_p \cdot \Delta G^{\circ}_p (\text{prod.}) - \sum n_r \cdot \Delta G^{\circ}_r (\text{react.}).$$

Ejercicio 19.- Hallar la variación de energía de Gibbs que corresponde a la reacción de combustión del butano, en C.E.

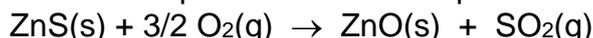
El valor de ΔG nos informa sobre la evolución de la espontaneidad, pero no sobre su velocidad; muchos hidrocarburos tienen tendencia a descomponerse espontáneamente en sus elementos, sin embargo, la velocidad es tan pequeña a temperatura ambiente, que resultan carentes de aplicación práctica en la industria o en el laboratorio.



PREGUNTAS DE SELECTIVIDAD

1.- a) Calcule la variación de entalpía estándar de formación del acetileno (etino) a partir de las entalpías estándares de combustión (kJ/mol) del hidrógeno, C(grafito) y acetileno cuyos valores son, respectivamente: -285,3; -393,3 y -1298,3. b) Calcule el calor desprendido, a presión constante, cuando se quema 1 kg de acetileno. Masas atómicas: H=1; C=12.

2.- a) Calcule la variación de entalpía estándar correspondiente a la reacción:



b) ¿Qué calor se absorbe o desprende, a presión constante, cuando reaccionan 100 g de ZnS(s) con oxígeno en exceso?

Datos: $\Delta H_f^\circ(\text{ZnS(s)}) = -202,9 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{ZnO(s)}) = -348,0 \text{ kJ/mol}$;

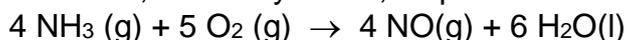
$\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2(\text{g})) = -296,1 \text{ kJ/mol}$

Masas atómicas: O=16; S=32; Zn=65,4.

3.- Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Toda reacción exotérmica es espontánea.
- En toda reacción química espontánea, la variación de entropía es positiva.
- En el cambio de estado $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ se produce un aumento de entropía.

4.- El amoníaco, a 25 °C y 1 atm, se puede oxidar según la reacción:



Calcule: a) la variación de entalpía.

b) La variación de energía interna.

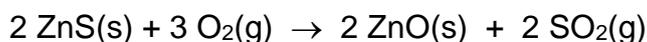
Datos: $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$,

$\Delta H_f^\circ(\text{NH}_3(\text{g})) = -46,2 \text{ kJ/mol}$,

$\Delta H_f^\circ(\text{NO}(\text{g})) = 90,4 \text{ kJ/mol}$,

$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$.

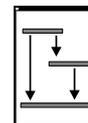
5.- El sulfuro de cinc al tratarlo con oxígeno reacciona según:



Si las entalpías de formación de las diferentes especies expresadas en kJ/mol son: (ZnS)= -184,1; (ZnO) = -349,3; (SO₂) = -70,9. a) ¿Cuál será el calor, a presión constante de una atmósfera, que se desprenderá cuando reaccionen 17 gramos de sulfuro de cinc con exceso de oxígeno? b) ¿Cuántos litros de SO₂, medidos a 25 °C y a una atmósfera, se obtendrán?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ Masas atómicas: O=16; S=32; Zn=65,4.

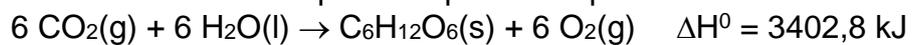
6.- Uno de los alimentos más consumido es la sacarosa C₁₂H₂₂O₁₁. Cuando reacciona con el oxígeno se transforma en dióxido de carbono y agua desprendiendo 348,9 kJ/mol, a la presión de una atmósfera. El torrente sanguíneo absorbe, por término medio, 26 moles de O₂ en 24 horas. Con esta cantidad de oxígeno: a) ¿Cuántos gramos de sacarosa se pueden quemar al día? b) ¿Cuántos kJ se producirán en la combustión?



Termoquímica

Masas atómicas: H=1; C=12; O=16.

7.- El proceso de fotosíntesis se puede representar por la ecuación:

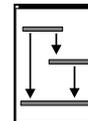


Calcule:

- La entalpía de formación estándar de la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
- La energía necesaria para la formación de 500 g de glucosa mediante fotosíntesis.

Datos: $\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$.

Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.



Termoquímica

ACTIVIDADES DE AMPLIACIÓN

A1: Al vaporizarse 1 mol de agua líquida, a la temperatura de ebullición y a la presión de 1 atmósfera, se absorben 9,7 kcal. El sistema realiza trabajo sobre la atmósfera que le rodea, a causa de la variación de volumen que tiene lugar cuando el agua pasa de líquido a vapor. Calcular:

a.- Trabajo realizado por 1 mol de agua líquida, sabiendo que su volumen a 373 K es 0,019 litros y considerando que el vapor se comporta como un gas ideal.

b.- ΔH y ΔU para el proceso.

A2: El apagado de la cal viva consiste en la reacción:



¿Cuánto calor se desprende al reaccionar 250 kg de cal viva?

A3: La entalpía estándar de combustión del butano es $-2878,6$ kJ/mol. Calcular la energía total que puede obtenerse de una bombona de butano que contiene 4 kg de gas, al quemarlo en C.E.

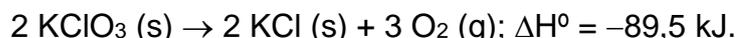
A4: La entalpía estándar de combustión del butano gaseoso, para dar dióxido de carbono y agua líquida, es $-2878,6$ kJ/mol. Las entalpías de formación estándar de estas dos últimas sustancias son, respectivamente, $-393,5$ y $-285,8$ kJ/mol. Calcular, para el butano:

a.- Su calor de formación a presión constante.

b.- Su calor de formación a volumen constante

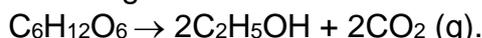
A5: En la combustión a volumen constante y a 25 °C, de 1 gramo de ácido tartárico sólido ($\text{HOOC-CHOH-CHOH-COOH}$) se desprenden 1840 calorías. Las entalpías de formación del CO_2 (g) y del H_2O (l) son respectivamente, $-393,5$ y $-285,8$ kJ/mol. Calcular la entalpía de formación del ácido tartárico.

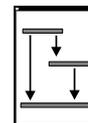
A6: Para la obtención de oxígeno en el laboratorio se utiliza la descomposición térmica del cloruro de potasio según la ecuación:



Calcular la energía calorífica que se desprende al obtener 20 litros de O_2 , medidos a 25 °C y 1 atm.

A7: El calor de combustión de la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, es $-2816,8$ kJ/mol, y el del etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, $-1366,9$ kJ/mol. Calcular el calor desprendido cuando se forma 1 mol de etanol por *fermentación* de la glucosa:



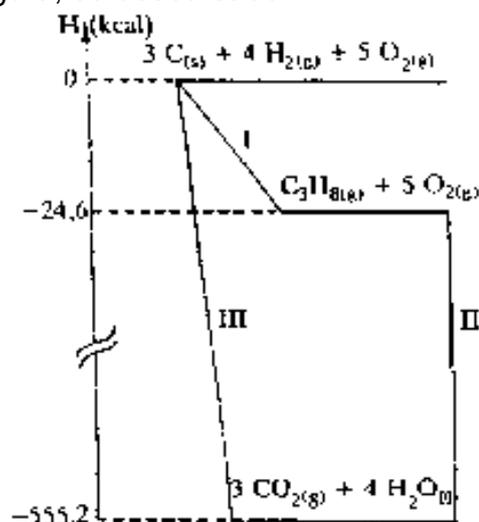


A8: A partir del diagrama entálpico de la figura, se desea saber:

a.- ¿Cuáles de los procesos I, II ó III representan, respectivamente, la combustión del propano y la reacción de formación de este hidrocarburo a partir de sus elementos?

b.- ¿Cuánto vale el calor de formación a presión constante (entalpía de formación) del propano a partir de sus elementos? ¿Es un proceso endotérmico o exotérmico?

c.- Conociendo que la combustión de un mol de hidrógeno gas (dando agua líquida) desprende 68,3 kcal, ¿cuánto vale la entalpía de formación del dióxido de carbono a partir de sus elementos? ¿Es un proceso endotérmico o exotérmico?



A9: Sabiendo que las entalpías estándar de formación del carbonato de calcio, del óxido de calcio y del dióxido de carbono son, respectivamente, $-1.206,9$; $-635,1$ y $-393,5$ kJ/mol, hallar la cantidad de calor que se necesita para descomponer 6 toneladas de piedra caliza del 85 % de riqueza. La reacción que tiene lugar es la siguiente: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

A10: Calcular la entalpía de formación del óxido de cinc con los datos siguientes:

- a.- $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g}); \quad \Delta H_a = -80,1 \text{ kcal}$
 b.- $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}); \quad \Delta H_b = -136,6 \text{ kcal}$
 c.- $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{ZnO}(\text{s}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}); \quad \Delta H_c = -50,52 \text{ kcal}.$

A11: Calcular la entalpía estándar de formación del ácido fórmico, HCOOH , con los datos siguientes:

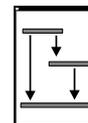
- a.- $\text{HCOOH} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}; \quad \Delta H^{\circ}a = -62 \text{ kcal}$
 b.- $\text{CO} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2; \quad \Delta H^{\circ}b = -68 \text{ kcal}$
 c.- $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}; \quad \Delta H^{\circ}c = -68 \text{ kcal}$
 d.- $\text{C} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}; \quad \Delta H^{\circ}d = -29 \text{ kcal}$

A12: Sabiendo que las entalpías normales de formación del $\text{CO}(\text{g})$ y del $\text{CO}_2(\text{g})$ son, respectivamente, $-110,5$ y $-393,5$ kJ/mol:

a.- Calcular la variación de entalpía que corresponde a la siguiente reacción en C.E.: $\text{CO} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

b.- Durante la década de los años cuarenta se utilizó en España, como combustible para motores, el monóxido de carbono procedente de la combustión del carbón. ¿Qué cantidad de calor se producía al quemarse 100 m^3 de monóxido de carbono, medidos en C.E.?

A13: Dibujar el diagrama entálpico de la reacción: $\text{S}(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{g}); \quad \Delta H = -5,3 \text{ kcal/mol}.$



A14: En la fermentación de la glucosa ($C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2 C_2H_5OH + 2 CO_2$) se obtienen etanol y dióxido de carbono. Sabiendo que en la combustión completa de la glucosa y del etanol se desprenden, respectivamente, 3,74 kcal/g y 7,11 kcal/g, calcular el calor de la reacción de fermentación de la glucosa, indicando explícitamente al final si el proceso es endotérmico o exotérmico.

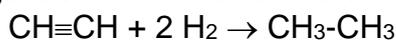
A15: Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:

- a. $I_2 (g) + H_2 (g) \rightarrow 2 HI (g)$; $\Delta H^{\circ}a = -0,8 \text{ kcal}$;
b. $I_2 (s) + H_2 (g) \rightarrow 2 HI (g)$; $\Delta H^{\circ}b = 12,0 \text{ kcal}$;
c. $I_2 (g) + H_2 (g) \rightarrow 2 HI (aq)$; $\Delta H^{\circ}c = -26,8 \text{ kcal}$.

Calcular:

- a.- El calor latente molar de sublimación del yodo: $I_2 (s) \rightarrow I_2 (g)$.
b.- El calor de disolución molar del yoduro de hidrógeno: $HI (g) \rightarrow HI (aq)$.
c.- La cantidad de calor necesario para disociar en sus componentes gaseosos el yoduro de hidrógeno contenido, a 25 °C, en un matraz de 750 cm³ a la presión de 800 mm de Hg.

A16: A partir de las energías medias de los siguientes enlaces C-C, C \equiv C, C-H y H-H, respectivamente son: 347, 830, 415 y 436 kJ/mol, hallar el valor aproximado de la entalpía estándar de hidrogenación del acetileno a etano:



A17: Sabiendo que las energías medias de los enlaces H-H, O=O, C-C, C-H, C-O y O-H son, respectivamente: 436, 494, 347, 415, 352 y 460 kJ/mol y que la entalpía estándar de sublimación del grafito es 718,6 kJ/mol, hallar el valor de la entalpía normal de formación del etanol en estado gaseoso.

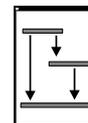
A18: Calcular la entalpía de combustión del octano (C_8H_{18}). Las energías medias de los enlaces C-C, C-H, O=O, C=O y O-H son, respectivamente: 347, 415, 494, 730 y 460 kJ/mol.

A19: Para la reacción de formación del agua: $\frac{1}{2} O_2 (g) + H_2 (g) \rightarrow H_2O (g)$; $\Delta H^{\circ} = -58 \text{ kcal/mol}$ y $\Delta S^{\circ} = -10,7 \text{ cal/mol}\cdot K$. Calcular:

- a.- Si el proceso es espontáneo a 25 °C.
b.- La temperatura a la que se alcanza el equilibrio.
c.- ¿Cuáles serían las condiciones más favorables para obtener vapor de agua?

A20: En la reacción $Ag_2O (s) \rightarrow 2 Ag (s) + \frac{1}{2} O_2 (g)$; $\Delta H^{\circ} = 7,31 \text{ kcal}$ y $\Delta S^{\circ} = 0,0158 \text{ kcal/K}$. Con la aproximación de que permanezcan independientes de la temperatura, predecir en qué sentido será espontánea la reacción:

- a.- A 25 °C y 1 atmósfera.
b.- A 400 °C y 1 atmósfera.
c.- ¿A qué temperatura se hallará en equilibrio?



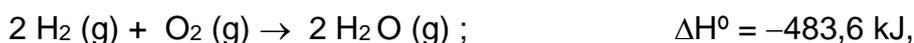
Termoquímica

A21: En la reacción: $\text{CH}_4 (\text{g}) + 2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$, ¿ ΔG y ΔH tienen casi el mismo valor?

A22: Indicar el signo de la variación de entropía en las siguientes reacciones químicas:

- $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
- $\text{HCl} (\text{g}) + \text{NH}_3 (\text{g}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} (\text{s})$
- $\text{C} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g})$

A23: Dada la siguiente ecuación termoquímica:



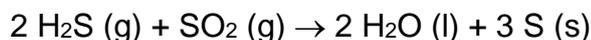
señalar cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles falsas:

- Al formarse 18 g de agua en C.E. se desprenden 483,6 kJ.
- La formación del agua es una reacción muy exotérmica.
- Dado que $\Delta H^\circ \ll 0$, la formación del agua es, con casi completa seguridad, un proceso espontáneo.
- La reacción de formación del agua será muy rápida.

A24: Con los siguientes datos:

Sustancias	$\text{H}_2\text{S} (\text{g})$	$\text{SO}_2 (\text{g})$	$\text{H}_2\text{O} (\text{l})$	$\text{S} (\text{s})$
ΔH°_f (kcal/mol)	-5,3	-70,9	-68,3	0
S° (cal/mol·K)	49,15	59,24	16,75	7,62

determinar los valores de ΔH° , ΔS° y ΔG° para la reacción:



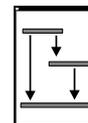
A25: Para obtener cloruro de etilo podemos emplear dos métodos distintos:

- $\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} (\text{g}) + \text{HCl} (\text{g}) \quad \Delta S^\circ = 2,09 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$
- $\text{C}_2\text{H}_4 (\text{g}) + \text{HCl} (\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} (\text{g}) \quad \Delta S^\circ = -128,6 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$

Por otra parte, también sabemos que:

$$\begin{aligned}\Delta H^\circ_f (\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}) &= -104,9 \text{ kJ/mol} \\ \Delta H^\circ_f (\text{HCl}) &= -92,3 \text{ kJ/mol} \\ \Delta H^\circ_f (\text{C}_2\text{H}_6) &= -84,7 \text{ kJ/mol} \\ \Delta H^\circ_f (\text{C}_2\text{H}_4) &= 52,3 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

¿Cuál de los dos métodos es preferible?



Termoquímica

SOLUCIONES A LOS EJERCICIOS DEL TEMA 4

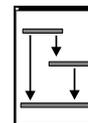
- 1- 1344 J
- 2- a) 50 J b) - 450 J
- 3- $3,262 \cdot 10^6$ J/mol
- 4- $Q_p = Q_v$
- 5- $\Delta H_1^0 = \Delta H^0_3 - \Delta H^0_2 = -393,05 \text{ kJ} - (-238 \text{ kJ}) = -155 \text{ kJ}$
- 6- $\Delta H^0 = -74,7 \text{ kJ}$
- 7- $\Delta H_f^0 = 0$ en los tres casos
- 8- $\Delta H^0 = 178,3 \text{ kJ}$
- 9- $\Delta H^0 = -2878,3 \text{ kJ}$
- 10- $\Delta H_f^0 = -488,3 \text{ kJ}$
- 11- $E_{\text{H-Cl}} = 431,6 \text{ kJ}$
- 12- $E_{\text{C-H}} = 415 \text{ kJ}$
- 13- $\Delta H^0 = -131 \text{ kJ}$
- 14- $\Delta S = 0,394 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- 15- $\Delta S = -198,3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$; $\Delta S = 252,77 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$
- 16- A cualquier temperatura será espontánea ($\Delta G < 0$)
- 17- Sí ($\Delta G = -1721,8 \text{ J} < 0$)
- 18- A 273K no es espontánea; a 373K está en equilibrio; a 500 K es espontánea
- 19- $\Delta G^0 = -2704,9 \text{ KJ}$

PREGUNTAS DE SELECTIVIDAD

- S1- a) 226,4 kJ b) 8707,7 kJ
- S2- a) -441,2 kJ b) -452,98 kJ
- S3- a) F b) F c) V
- S4- a) $\Delta H^0 = -1168,4 \text{ kJ}$ b) $\Delta U^0 = -1156018,1 \text{ J}$
- S5- a) -40,14 kJ b) 4,26 l
- S6- a) 741 g b) - 755,95 kJ
- S7- a) $\Delta H^0 = -673 \text{ kJ}$ b) 9452,2 kJ

ACTIVIDADES DE AMPLIACIÓN

- A1- a) 3096,4 J b) $\Delta H = 40546 \text{ J}$; $\Delta U = 37446 \text{ J}$
- A2- 291107,14 kJ
- A3- 198524,14 kJ
- A4- a) -124,4 kJ b) -114,49 kJ
- A5- -1277,72 kJ
- A6- 24,42 kJ
- A7- 41,5 kJ
- A8- a) combustión (II) ; formación (I) b) -24,6 kcal (exotérmico) c) -94 kcal/mol (exotérmico)
- A9- $9,0933 \cdot 10^8 \text{ kJ}$



Termoquímica

- A10- -97,88 kcal
A11- -103 kcal
A12- a) -283 kJ · mol⁻¹ b) 1158127,4 kJ
A14- $\Delta H = -19,08$ kcal (proceso exotérmico)
A15- a) 12,8 kcal b) -13 kcal c) 0,0129 kcal
A16- -305 kJ · mol⁻¹
A17- -241,8 kJ · mol⁻¹
A18- $\Delta H = -3886$ kJ · mol⁻¹
A19- a) Sí es espontáneo ($\Delta G < 0$) b) 5147,6 °C c) A temperaturas bajas
A20- a) No es espontánea ($\Delta G = 2,6016$ kcal) b) Sí es espontánea
($\Delta G = -3,3234$ kcal) c) 189,66 °C
A21- Sí, porque $\Delta S \cong 0$
A22- a) $\Delta S > 0$ b) $\Delta S < 0$ c) $\Delta S \cong 0$ (ligera disminución)
A23- a) F b) V c) F d) F
A24- $\Delta H = -55,1$ kcal/mol ; $\Delta S = -101,18$ cal/mol K ; $\Delta G = -24948,36$ cal/mol
A25- Mejor el método 1, por ser más espontáneo ($\Delta G^{\circ}_1 = -113,1$ J/mol y
 $\Delta G^{\circ}_2 = -26,6$ J/mol)