

QUÍMICA //

2º BACHILLERATO.

- **TEMA 1. FORMULACIÓN INORGÁNICA,**
- **TEMA 2. FORMULACIÓN ORGÁNICA**
- **TEMA 3. ESTEQUIOMETRÍA.**
- **TEMA 4. TERMOQUÍMICA.**
- **TEMA 5. CINÉTICA QUÍMICA.**
- **TEMA 6. EQUILIBRIO QUÍMICO.**
- **TEMA 7. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES.**
- **TEMA 8. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES.**
- **TEMA 9. ESTRUCTURA ATÓMICA, SISTEMA PERIÓDICO Y ENLACE QUÍMICO.**



TERMOQUÍMICA //

CINÉTICA QUÍMICA.

TEMAS 4 Y 5.

TEMARIO QUÍMICA.

Fernando Escudero Ramos.

I.E.S. FERNANDO DE LOS RÍOS (QUINTANAR DEL REY)



Índice de Contenido.

1. INTRODUCCIÓN.....	3
2. PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA.	3
3. CONCEPTO DE ENTALPÍA.	4
4. ENTALPÍA DE REACCIÓN.....	5
5. ENTALPÍA DE FORMACIÓN.....	6
6. REGLAS DE LA TERMOQUÍMICA (LEY DE HESS).....	7
7. ENERGÍA DE ENLACE.....	8
8. ENTROPÍA Y SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA..	9
9. ENERGÍA LIBRE DE GIBBS.	10
10. TEMA 5 // CINÉTICA QUÍMICA.	12
PROBLEMAS TERMOQUÍMICA..	13

1. INTRODUCCIÓN.

La termodinámica estudia la transferencia de energía entre los sistemas físicos y su entorno

Se distinguen dos formas de intercambio de energía entre el sistema y su entorno:

- Trabajo W
- Calor Q

Q y W se consideran positivos si entra energía en el sistema

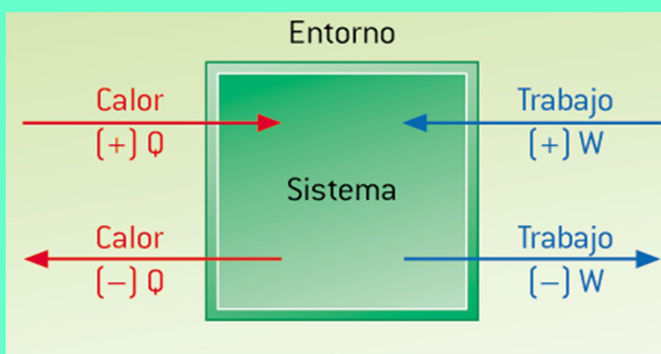
Q y W se consideran negativos si sale energía del sistema

$Q > 0 \rightarrow$ calor absorbido por el sistema

$Q < 0 \rightarrow$ calor desprendido por el sistema

$W > 0 \rightarrow$ trabajo realizado sobre el sistema

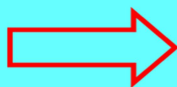
$W < 0 \rightarrow$ trabajo realizado por el sistema



2. PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA.

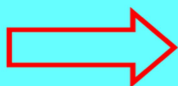
La primera ley de la Termodinámica es el principio de conservación de la energía aplicado a un sistema: **la energía ni se crea ni se destruye**

Si el sistema **absorbe calor**
o **recibe trabajo** del entorno



Aumenta su energía interna U

Si el sistema **realiza trabajo**
o **cede calor** al entorno



Disminuye su energía interna U

El cambio de energía interna de un sistema ΔU es igual a la suma de la energía intercambiada como calor y como trabajo con el entorno

$$\Delta U = Q + W$$

Primera Ley de la Termodinámica

El trabajo en termodinámica.

Cuando un sistema **experimenta un cambio de volumen ΔV** , intercambia energía mediante **trabajo** con su entorno

$$p = \text{cte} \rightarrow W = - p \Delta V$$

Expansión $\Delta V > 0$ y $W < 0 \rightarrow$ Trabajo realizado por el sistema

Compresión $\Delta V < 0$ y $W > 0 \rightarrow$ Trabajo realizado sobre el sistema

$$\text{Si } V = \text{cte} \rightarrow W = 0 \rightarrow \Delta U = Q$$

En un proceso a volumen constante, la variación de energía interna ΔU se debe sólo a la energía intercambiada mediante calor con el entorno

Los sólidos y líquidos no experimentan casi expansión. Por eso, cuando se lleva a cabo una transformación manteniendo el estado de agregación, ΔV es prácticamente nulo, por lo que el trabajo realizado es despreciable.

3. CONCEPTO DE ENTALPÍA.

La **entalpía** es una magnitud física, con unidades de energía, que se define como: "Magnitud Termodinámica cuya variación expresa una medida de la cantidad de Energía absorbida o cedida por un sistema termodinámico"

$$H = U + pV$$

Variación de entalpía a presión constante

$$\Delta H = \Delta U + p \Delta V = Q + W + p \Delta V = Q - p \Delta V + p \Delta V = Q$$



$$\Delta U = Q + W$$



$$p = \text{cte} \rightarrow W = - p \Delta V$$

En un proceso a **presión constante**, la **variación de entalpía** del sistema es igual a la energía intercambiada mediante calor

Utilizando la expresión $pV = nRT$, cuando intervienen **gases** se cumple:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

4. ENTALPÍA DE REACCIÓN.

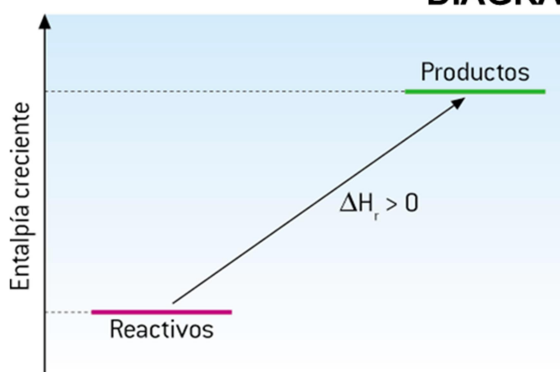
La diferencia entre la entalpía de los productos de una reacción, $H_{\text{productos}}$, y la de los reactivos, $H_{\text{reactivos}}$, se denomina **entalpía de reacción, ΔH_r ó ΔH** .

$$\Delta H_r = \sum H_{\text{productos}} - \sum H_{\text{reactivos}}$$

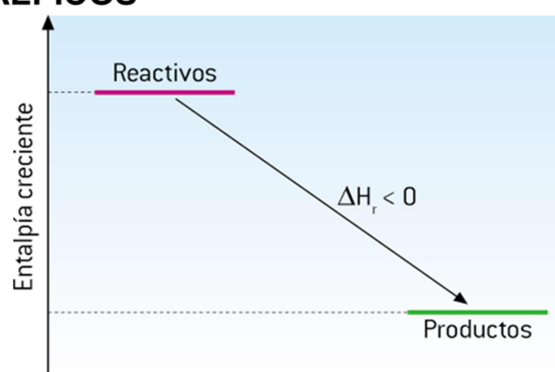
Si $p = \text{cte}$ → el calor intercambiado con el entorno, llamado **calor de reacción**, es igual a la entalpía de la reacción ΔH

Reacción endotérmica	$Q = \Delta H_r > 0$	→	$H_{\text{productos}} > H_{\text{reactivos}}$
Reacción exotérmica	$Q = \Delta H_r < 0$	→	$H_{\text{productos}} < H_{\text{reactivos}}$

DIAGRAMAS ENTÁLPICOS



Reacción endotérmica

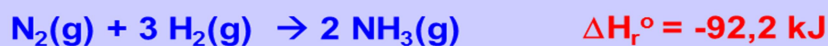


Reacción exotérmica

La variación de entalpía se denomina estándar ΔH_r° si la presión es de 1 atm

$$\Delta H_r^\circ = \sum H_{\text{productos, 1 atm}} - \sum H_{\text{reactivos, 1 atm}}$$

Ejemplo: Síntesis del amoníaco NH_3



$$\Delta H_r^\circ = 2 \Delta H_f^\circ (\text{NH}_3) - 3 \Delta H_f^\circ (\text{H}_2) - \Delta H_f^\circ (\text{N}_2) < 0$$

$$H_{\text{productos}} < H_{\text{reactivos}}$$

$$Q = \Delta H_r^\circ < 0$$



**Reacción
exotérmica**

5. ENTALPÍA DE FORMACIÓN.

La **entalpía estándar (molar) de formación** de un compuesto ΔH_f° , es igual al cambio de entalpía de la reacción en la que **se forma 1 mol** de ese compuesto a la **presión constante de 1 atm y una temperatura fija de 25 °C**, a partir de los elementos que lo componen en sus estados estables a esa presión y temperatura

También se denomina **calor de formación**

Ejemplo: Formación de agua a partir de O_2 e H_2



$$\Delta H_r = -285,8 \text{ kJ} \rightarrow \Delta H_f^\circ [H_2O(l)] = -285,8 \text{ kJ}$$

El cambio de entalpía estándar, ΔH_r° , para una reacción es igual a la suma de las entalpías estándar de formación de los productos menos la suma de las entalpías estándar de formación de los reactivos.

$$\Delta H_r^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$$

$\Delta H_r^\circ = 0$ para las especies elementales en su estado estable

Para una reacción química:



se cumple:

$$\Delta H_r^\circ = c \Delta H_f^\circ C + d \Delta H_f^\circ D - (a \Delta H_f^\circ A + b \Delta H_f^\circ B)$$

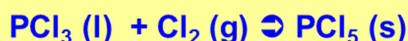
Cálculo de la variación de la entalpía estándar.

Ejemplo:

Dadas las entalpías estándar de formación:



calcula el cambio de entalpía estándar ΔH_r° para la reacción



Solución:

$\text{Cl}_2 (\text{g})$ es la forma estable del cloro a 1 atm $\rightarrow \Delta H_f^\circ \text{Cl}_2 (\text{g}) = 0$

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ \text{PCl}_5 (\text{s}) - [\Delta H_f^\circ \text{PCl}_3 (\text{l}) + \Delta H_f^\circ \text{Cl}_2 (\text{g})] = -454,8 - [-317,7 + 0] = -137,1 \text{ kJ}$$

6. REGLAS DE LA TERMOQUÍMICA (LEY DE HESS).

Primera regla:

El valor ΔH para una reacción que se realiza a una temperatura y una presión establecidas es siempre el mismo e independiente de que la reacción ocurra en uno o en varios pasos

(Ley de Hess)

$$\text{Ecuación dada} = \text{ecuación (1)} + \text{ecuación (2)} + \dots \quad \rightarrow \quad \Delta H = \Delta H(1) + \Delta H(2) + \dots$$

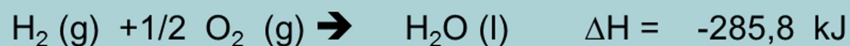
Segunda regla:

El valor de ΔH es directamente proporcional a la cantidad de reactivo o producto



Tercera regla:

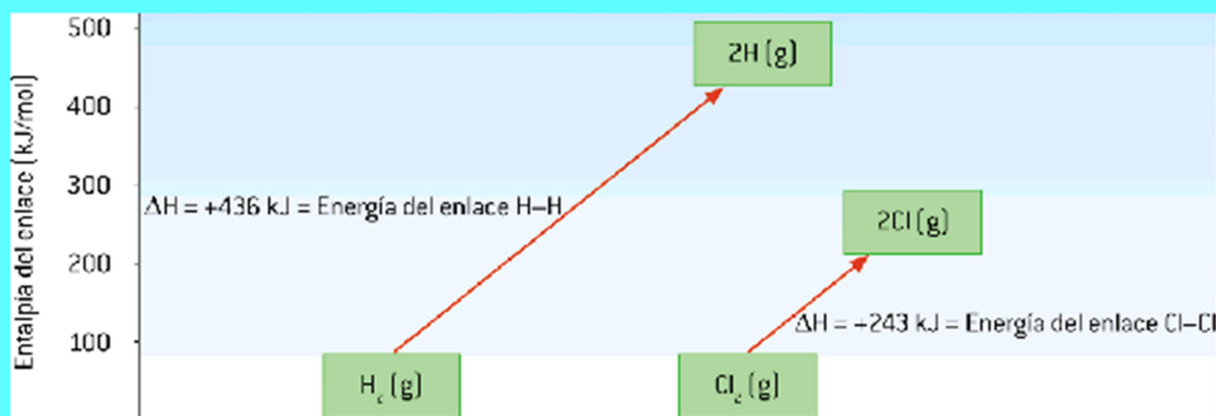
Los valores de ΔH para dos reacciones inversas son iguales en magnitud pero de signo opuesto



7. ENERGÍA DE ENLACE.

La **energía de un enlace químico** es la entalpía, ΔH , de la reacción en la que se rompe un mol de dichos enlaces en estado gaseoso. También se denomina **entalpía de enlace**, pues $p = cte$

Ejemplo: energía de enlace de las moléculas de H_2 y Cl_2



El enlace de H_2 es más fuerte que el de Cl_2

La entalpía de una reacción con gases se puede calcular a partir de las energías de enlace:

$$\Delta H_r = \Sigma \text{Enlaces rotos} - \Sigma \text{Enlaces formados}$$

$\Delta H_r > 0$	→	Los enlaces que hay que romper son más fuertes que los que se forman	→	Reacción endotérmica
$\Delta H_r < 0$	→	Los enlaces que hay que romper son más débiles que los que se forman	→	Reacción exotérmica

8. ENTROPÍA Y SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA..

Los fenómenos en los que las cosas se desordenan son más probables que aquellos que entrañan una ordenación. El cambio espontáneo de una disposición ordenada a otra desordenada es consecuencia de **las leyes de la probabilidad**

Un modo improbable de caer los ladrillos

Al arrojar ladrillos al aire la probabilidad de que caigan ordenados formando un muro es muy pequeña

Es más probable que los ladrillos caigan desordenados

Un modo más probable de caer los ladrillos

Sólido muy ordenado

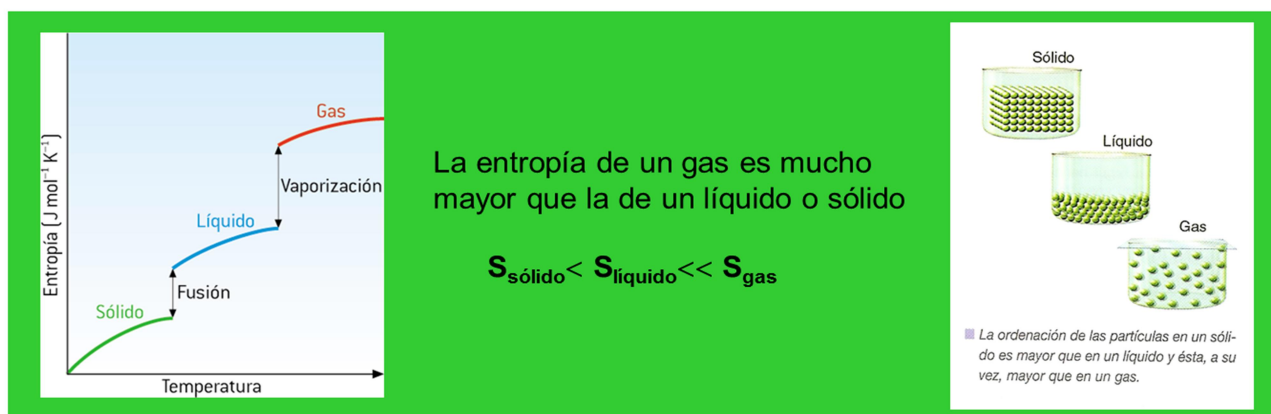
Este cambio tiende a ser espontáneo

Líquido desordenado

Si echamos moléculas de agua en un vaso no se colocarán de forma ordenada para formar un sólido

LEYES DE LA PROBABILIDAD Y CAMBIOS ESPONTÁNEOS

- La **entropía S** es una magnitud que mide el grado de desorden de un sistema físico o químico
- Es una **función de estado** ➡ Su variación en cualquier transformación sólo depende de los estados inicial y final
- Para una reacción química $\Delta S_r = \Sigma S_{\text{productos}} - \Sigma S_{\text{reactivos}}$
- S°** representa la **entropía estándar** de una sustancia a 1 atm y una Temperatura de 25°



Segunda ley de la termodinámica.

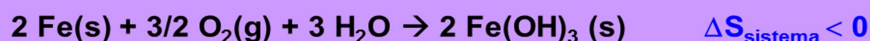
Relaciona la **espontaneidad** de un proceso y el **aumento de desorden**

En un proceso espontáneo hay un incremento neto de entropía total del universo, que comprende tanto al sistema considerado como al entorno.

$$\Delta S_{\text{total}} = (\Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{entorno}}) > 0$$

Una reacción es espontánea si $\Delta S_{\text{total}} > 0$

Ejemplo: Corrosión espontánea del hierro



Durante la reacción se desprende calor que pasa al entorno, el cual aumenta su entropía, de forma que $\Delta S_{\text{total}} > 0$

En un proceso que se encuentra en equilibrio la entropía se mantiene constante $\Delta S_{\text{total}} = 0$

Tercera ley de la termodinámica.

La entropía de una sustancia cristalina pura, con ordenamiento perfecto, es nula en el cero absoluto.

9. ENERGÍA LIBRE DE GIBBS.

La **energía libre de Gibbs, G**, permite evaluar la espontaneidad de un proceso sin tener en cuenta la variación de entropía del entorno

Se define como:

$$G = H - TS$$

T = temperatura absoluta

H = entalpía

S = entropía

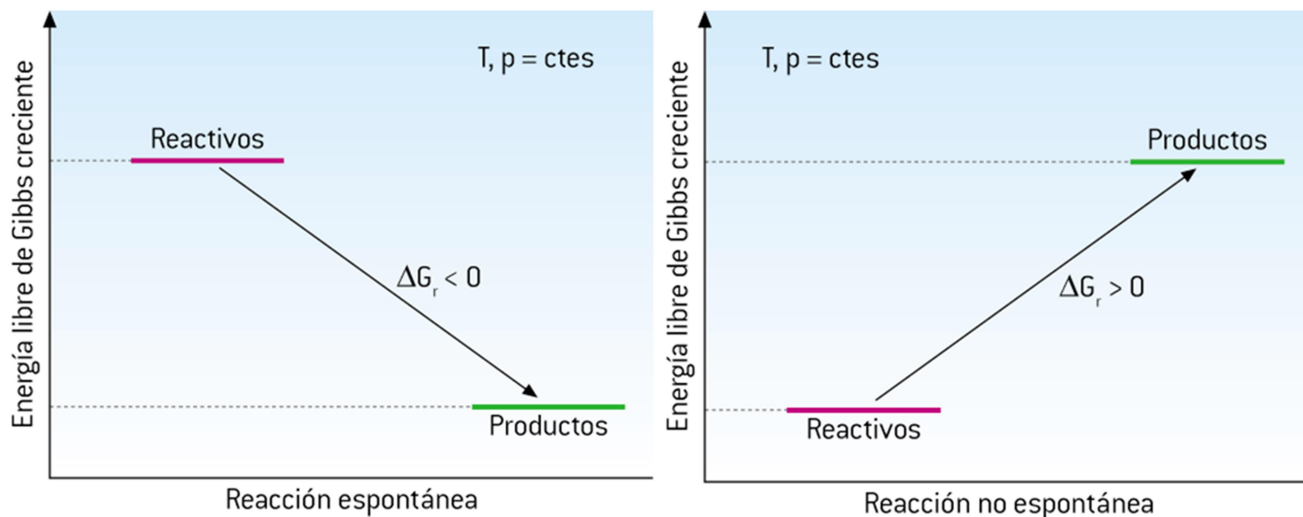
- Es una **función de estado** que sólo depende de los estados inicial y final del sistema
- Cuando un sistema experimenta un **cambio a temperatura y presión constantes** se puede determinar la espontaneidad del proceso evaluando el cambio de G sin preocuparse del cambio de esa magnitud para el entorno

$$\Delta G_r = \Delta H_r - T \Delta S_r$$

Para una reacción química : $\Delta G_r = \sum G_{\text{productos}} - \sum G_{\text{reactivos}}$

Si $\Delta G_r < 0$ la reacción es espontánea

Si $\Delta G_r > 0$ la reacción inversa es espontánea.



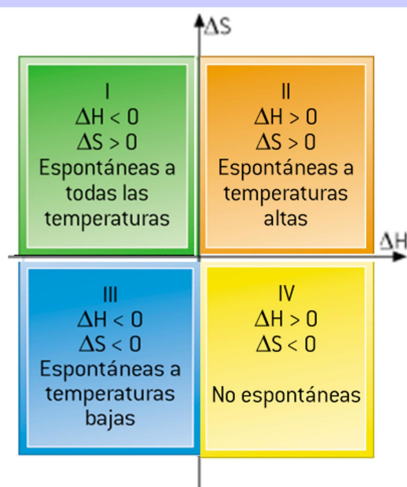
Si $\Delta G_r = 0$ el sistema está en equilibrio

Energía libre y tipos de reacciones.

$$\Delta G_r = \Delta H_r - T \Delta S_r$$

I Reacciones exotérmicas ($\Delta H < 0$) con aumento de desorden ($\Delta S > 0$) → $\Delta H < 0$
 $-T \Delta S < 0$ $\Delta G < 0$ a cualquier temperatura
reacción siempre espontánea

II Reacciones endotérmicas ($\Delta H > 0$) con aumento de desorden ($\Delta S > 0$) → $\Delta H > 0$
 $-T \Delta S < 0$ reacción espontánea a temperaturas altas



III Reacciones exotérmicas ($\Delta H < 0$) con aumento de orden ($\Delta S < 0$) → $\Delta H < 0$
 $-T \Delta S > 0$
Reacciones espontáneas a temperaturas bajas

IV Reacciones endotérmicas ($\Delta H > 0$) con aumento de orden ($\Delta S < 0$) → $\Delta H > 0$
 $-T \Delta S > 0$
 $\Delta G > 0$ siempre Reacciones no espontáneas

Aplicación de la energía libre de Gibbs.

Problema: Halla a qué temperatura es espontánea la siguiente reacción, para la cual $\Delta H^\circ = 178,2 \text{ kJ}$ y $\Delta S^\circ = 0,1610 \text{ kJ/K}$:

**Solución:**

El término entrópico ($-T\Delta S < 0$) **favorece la espontaneidad** de la reacción, mientras que el entálpico ($\Delta H > 0$) **la desfavorece**. La temperatura a la cual ambos términos se contrarrestan es:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = 0 \quad \Rightarrow \quad T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{178,2(\text{kJ})}{0,1610(\text{kJ/K})} = 1107 \text{ K}$$

Por tanto **a 1107 K (834 °C) la reacción está en equilibrio**, a 1 atm de presión. A temperaturas mayores el término entrópico $-T\Delta S$ domina sobre el término entálpico ΔH , de modo que el valor de la energía libre es $\Delta G < 0$, y la reacción es espontánea

10. TEMA 5 // CINÉTICA QUÍMICA.

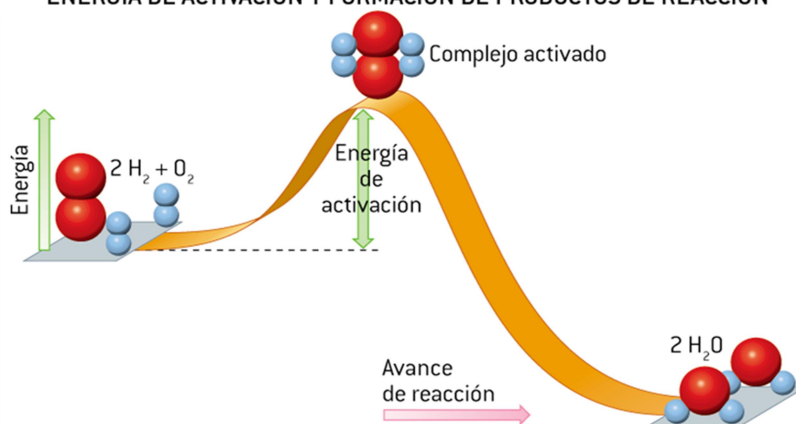
Cuando tiene lugar una reacción química, inicialmente crece la energía, al producirse la ruptura de los enlaces de los reactivos, hasta que se alcanza un máximo.

El estado intermedio del sistema, al que corresponde la energía máxima, se denomina **estado de transición o complejo activado**. La energía necesaria para pasar desde los reactivos al estado de transición se llama **energía de activación E_a**

Los reactivos deben superar la **barrera de energía de activación** para poder convertirse en productos, incluso si la reacción fuese exotérmica

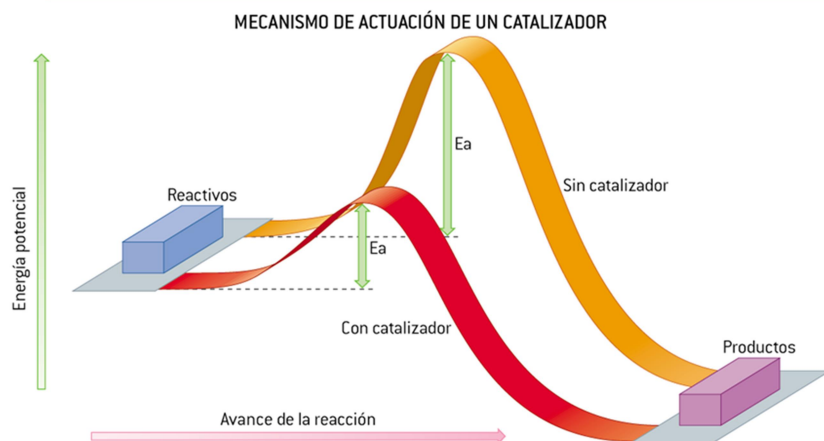
El pico de la barrera corresponde al **complejo activado**, una especie transitoria de vida muy corta que acaba dando lugar a los productos

ENERGÍA DE ACTIVACIÓN Y FORMACIÓN DE PRODUCTOS DE REACCIÓN



Se reserva el término **catalizador** a las sustancias que aceleran la velocidad de reacción; si la sustancia disminuye la velocidad de reacción se denomina **inhibidor** o **catalizador negativo**. La acción del catalizador se llama **catálisis**

- El catalizador **no aparece en la ecuación neta de la reacción**, ya que se regenera en el transcurso de la misma
- Los catalizadores aumentan la velocidad de reacción debido a que **disminuyen la energía de activación**. El catalizador cambia el mecanismo de la reacción: proporciona un camino de reacción alternativo, cuya E_a sea menor



- Los valores de ΔH_r , ΔS_r y ΔG_r no se ven afectados por la presencia del catalizador

- La presencia del catalizador no afecta en nada al calor de reacción ni a la espontaneidad del proceso

PROBLEMAS TERMOQUÍMICA..

2. LA PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA.

1.- Un sistema realiza un trabajo de 150 J sobre el entorno y absorbe 80 J de calor. Halla la variación de energía interna del sistema. (7.R1) Sol: -70 J

2.- Calcula la variación de energía interna de un sistema que cede 24 J en forma de calor y realiza sobre el entorno un trabajo de 60 J. (7.1) Sol: -84 J

3.- Un sistema absorbe una cantidad de calor de 500 calorías y a continuación realiza un trabajo de 3 kJ. ¿Cuánto ha variado su energía interna? (Mc-3.R2) Sol: -910 J

4.- Calcula: a) La variación de energía interna de un gas que cede 45 J de calor y sobre el que se realiza un trabajo de 32 J. b) El calor que intercambia un sistema con el entorno cuando dicho sistema realiza un trabajo de 62 J y su energía interna aumenta en 84 J. (7.9) Sol: -13 J; 146 J

5.- Considera la reacción entre disoluciones acuosas de bicarbonato de sodio, NaHCO_3 y ácido acético, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$:



Si esta reacción ocurre a la presión constante de 1 atm, calcula el trabajo que hace el sistema para empujar a la atmósfera cuando un mol de NaHCO_3 reacciona a la temperatura de 25 °C.

Dato cambio de unidades: 1 atm · l = 101,3 J (7.13)

Sol: -2475 J

6.- Determina la variación de energía interna que sufre un sistema cuando:

- a) Realiza un trabajo de 400 J.
- b) Cede 50 calorías al entorno.
- c) Absorbe 300 J del entorno.
- d) Se comprime 80 cm³ a una presión constante de 1,2 atm.
- e) Cede 200 calorías al entorno y se realiza un trabajo de 1200 J sobre el sistema.

Dato cambio de unidades: 1 atm · l = 101,3 J (Mc-3.5)

Sol: -400 J; -209 J; 300 J; 9,72 J; 364 J

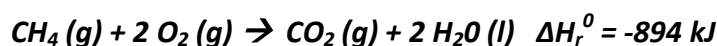
3. CONCEPTO DE ENTALPÍA.

7.- Un sistema experimenta una transformación durante la cual se ceden al entorno 140 KJ mediante calor, manteniéndose constante la presión. Calcula la variación de entalpía del sistema. ΔH (7.R2)

8.- Durante un proceso a presión constante, un sistema absorbe, mediante calor, 126 kJ. Calcula la variación de entalpía del sistema en dicho proceso. (7.2)

4. ENTALPÍA DE REACCIÓN.

9.- Interpreta la ecuación termoquímica: (7.R3)



10.- Razona si la síntesis del amoníaco, a partir de sus elementos, es un proceso endotérmico o exotérmico, teniendo en cuenta la siguiente ecuación termoquímica. (7.3)

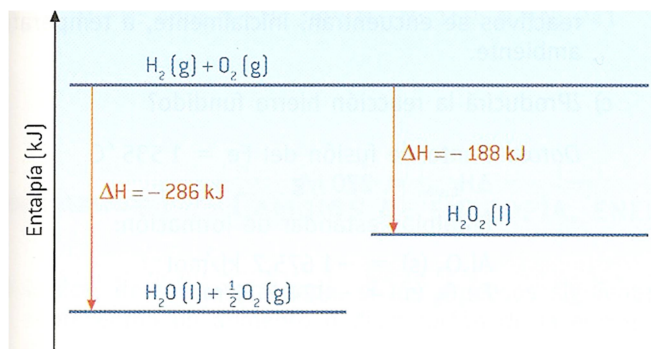
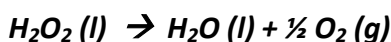


11.- Señala cuáles de las siguientes reacciones son endotérmicas:

- a) $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = -57,8 \text{ kcal}$
- b) $\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) \quad \Delta H = 21,6 \text{ kcal}$
- c) $\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) + 8,1 \text{ kcal} \rightarrow \text{NO}_2(\text{g})$
- d) $\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2} \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) + 11 \text{ kcal}$
- e) $\text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2} \text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta H = 11 \text{ kcal} \quad (7.11)$

12.- Utilizando el diagrama de entalpía siguiente:

Calcula el calor desprendido cuando el peróxido de hidrógeno se descompone, a presión constante, en agua y oxígeno según la ecuación: (7.10)



13.- Un mol de carbonilo de níquel gaseoso, $\text{Ni}(\text{CO})_4$, se descompone al calentarlo dando níquel y monóxido de carbono, absorbiéndose 160,7 kJ en forma de calor.

- a) Escribe una ecuación termoquímica para esta reacción.
 - b) ¿Se trata de una reacción endotérmica o exotérmica?
 - c) Calcula cuántos gramos de $\text{Ni}(\text{CO})_4$ se descomponen cuando el calor absorbido es de 10 kJ.
- (7.12) Sol: 10,62 g

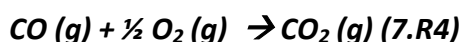
5. ENTALPÍA DE FORMACIÓN.

14.- ¿Qué significado tiene el dato $\Delta H_f^\circ \text{NO}(\text{g}) = 90,2 \text{ kJ/mol}$? Escribe la ecuación termoquímica correspondiente. (7.14)

15.- Escribe la ecuación correspondiente a la reacción de formación de las siguientes sustancias:

- a) Glucosa (s) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- b) Etanol (l) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$
- c) Ácido etanoico (l) $\text{CH}_3\text{-COOH}$
- d) Nitrato de zinc (Trioxonitrato V de zinc) (s): $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ (Mc-3.11)

16.- Dadas las entalpías estándar de formación: $\Delta H_f^\circ \text{CO}(\text{g}) = -110,5 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$, halla ΔH_r° , para la ecuación:



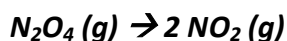
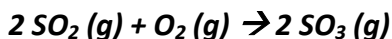
Sol: -283 kJ

17.- Utilizando los datos $\Delta H_f^0 \text{PCl}_3 (\text{l}) = -317,7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{PCl}_5 (\text{s}) = -454,8 \text{ kJ/mol}$; calcula ΔH_r^0 para la reacción:



Sol: -137,1 kJ

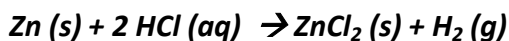
18.- Calcula la variación de entalpía estándar de las reacciones siguientes:



Datos: $\Delta H_f^0 \text{SO}_2 (\text{g}) = -296,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{SO}_3 (\text{g}) = -395,6 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{NO}_2 (\text{g}) = 33,2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) = 9,2 \text{ kJ/mol}$ (7.20)

Sol: -197,6 kJ; 57,2 kJ

19.- Halla en condiciones estándar, la entalpía de la reacción:



Datos: $\Delta H_f^0 \text{HCl} (\text{aq}) = -167,2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{ZnCl}_2 (\text{s}) = -415,9 \text{ kJ/mol}$ (Mc-3.R6)

Sol: -81,5 kJ

20.- Considera la reacción: $2 \text{Ag}_2\text{O} (\text{s}) \rightarrow 4 \text{Ag} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g})$

Calcula el calor desprendido o absorbido (especificar) cuando se descomponen 4,62 g de Ag_2O a 25°C.

Dato: Entalpía estándar de formación de $\text{Ag}_2\text{O} (\text{s}) = -30,6 \text{ kJ/mol}$

Dato: $M (\text{Ag}) = 107,9 \text{ g/mol}$; $M (\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$ (7.15)

Sol: 0,61 kJ.

21.- Algunos cocineros suelen tener a mano bicarbonato de sodio para cuando se les quema el aceite. Al echar esta sustancia sobre el fuego, sofoca las llamas y, además, se descompone dando dióxido de carbono, que contribuye también a sofocar las llamas. La ecuación de la descomposición del bicarbonato de sodio es:

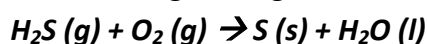


Calcula cuánto calor se absorbe en la descomposición de 100 g de bicarbonato de sodio.

Datos: Entalpías estándar de formación: $\Delta H_f^0 \text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{s}) = -1131 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) = -285,9 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{CO}_2 (\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{NaHCO}_3 (\text{s}) = -947,7 \text{ kJ/mol}$ (7.16)

Sol: 50,6 kJ

22.- El sulfuro de hidrógeno reacciona con el oxígeno según:



Calcula la entalpía de dicha reacción y el calor que se necesita o se desprende (especificalo), por cada kg de azufre obtenido.

Datos: $\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{S} (\text{g}) = -221 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O} (\text{s}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$ (Mc-3.14)

Sol: -64,8 kJ; -2025 kJ

23.- A partir de estos datos: $\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{CO}_2 (\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{C}_4\text{H}_{10} (\text{l}) = -125 \text{ kJ/mol}$.

a) Determina la entalpía de combustión del gas butano (C_4H_{10})

b) Calcula la energía que se desprende cuando se quema totalmente el butano encerrado en una bombona de butano de 20 litros, a 25°C y 7,4 atmósferas de presión.

(Mc-3.17-PAU)

Sol: -2878 kJ/mol butano; 17400 kJ

24.- Las entalpías normales de formación del butano (C_4H_{10}) dióxido de carbono y agua líquida son, respectivamente, -126,1; -393,5 y -285,8 kJ/mol. Calcula el calor desprendido en la combustión total de 3 kg de butano. (7.R10)

Sol: 148805,2 kJ

25.- a) Calcula la variación de entalpía estándar de la reacción del carburo de calcio (CaC_2) sólido con el agua líquida para dar hidróxido de calcio sólido y acetileno (C_2H_2) gas.

b) Calcula la energía que se desprende mediante calor durante la combustión, a presión constante, de 50 dm^3 de acetileno, medidos a 25°C y $1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

Datos: $\Delta H_f^0 \text{CaC}_2 (\text{s}) = -62,7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) = -285,6 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{Ca(OH)}_2 (\text{s}) = -76,1 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{C}_2\text{H}_2 (\text{g}) = -84,6 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta H_f^0 \text{CO}_2 (\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $1 \text{ atm} = 101.325 \text{ Pa}$ (7.18)

Sol: 473,2 kJ/mol CaC_2 ; 2015,52 kJ

26.- Un proceso industrial necesita 36200 kJ, que se obtienen quemando a 25°C y 1 atm de presión, 422 l de una mezcla de etano y propano. Calcula:

a) El calor de combustión del etano y del propano.

b) La composición molar, en porcentaje, del gas utilizado.

Datos: $\Delta H_f^0 \text{C}_2\text{H}_6 (\text{g}) = -85 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) = -285,6 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{C}_3\text{H}_8 (\text{g}) = -104 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta H_f^0 \text{CO}_2 (\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$ (Mc-3.19-PAU)

Sol: -1558,5 kJ/mol etano; -2218,5 kJ/mol propano; 19 y 81%

27.- La entalpía de combustión de la sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) es $\Delta H_r = -5644 \text{ kJ/mol}$. Calcula su entalpía de formación, con los datos siguientes: $\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{CO}_2 (\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$

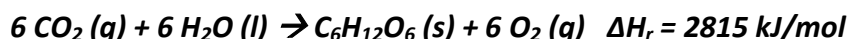
(Mc-3.R8)

Sol: -2222 kJ/mol sacarosa

28.- Calcula la entalpía estándar de formación del ácido propanoico ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$) si sabes que en esas condiciones, la combustión de 1 mol del ácido desprende 900 kJ.

Datos: $\Delta H_f^0 \text{CO}_2 (\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$ (Mc-3.20) Sol: -1138 kJ

29.- Durante la fotosíntesis, las plantas verdes sintetizan la glucosa según la siguiente reacción:



- ¿Cuál es la entalpía de formación de la glucosa?
- ¿Qué energía se requiere para obtener 50 g de glucosa?
- ¿Cuántos litros de oxígeno, medidos en condiciones estándar, se desprenden por cada gramo de glucosa formado?

Datos: $\Delta H_f^\circ \text{ CO}_2 (\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O} (\text{l}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$ (Mc-3.21-PAU)

Sol: -1260,8 kJ/mol; 782 kJ; 0,814 l

30.- En la combustión de 0,1 g de metanol a 298 K, a presión constante, se liberan 2,26 kJ de energía mediante calor. Calcula la entalpía estándar de combustión y de formación del metanol, CH_3OH .

Datos: $\Delta H_f^\circ \text{ CO}_2 (\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O} (\text{l}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$ (7.17)

Sol: -723,2 kJ/mol; -241,9 kJ/mol

31.- Cuando se quema una muestra de 2,44 g de naftaleno sólido (C_{10}H_8) a volumen constante y 25°C , se desprenden 90,2 kJ. Calcula la variación de entalpía de la reacción de combustión del naftaleno. (Mc-3.9)

Sol: -4737 kJ/mol

32.- Se pretenden comparar las características energéticas de la miel y la ginebra asumiendo que la primera está constituida por un 80% en peso de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$, y que la segunda contiene un 45% en peso de etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$. Para ello:

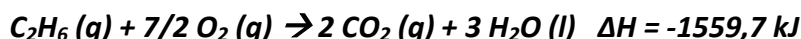
- Escribe las reacciones de combustión de los dos compuestos mencionados anteriormente, quedando el agua en estado líquido.
- Calcula las entalpías estándar de combustión de ambos compuestos en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Calcula la energía desprendida por cada kg de miel y por cada kg de ginebra.

(Datos: Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; O=16;

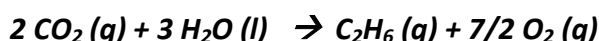
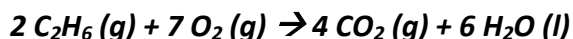
$\Delta H_f^\circ (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = -1260$; $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) = -277,6$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$) (Jun-2011)

6. REGLAS DE LA TERMOQUÍMICA.

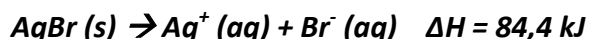
33.- Considera la ecuación termoquímica:



Calcula el valor de ΔH para las siguientes ecuaciones: (7.23)



34.- Considera el proceso de disolución del bromuro de plata en agua:

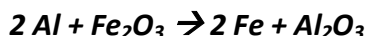


a) Calcula ΔH para el proceso en el que un mol de bromuro de plata precipita de una disolución acuosa.

b) ¿Cuánto vale ΔH para la precipitación de un gramo de bromuro de plata?(7.R9)

Sol: -84,4 kJ; -0,45kJ

35.- La reacción entre el óxido de hierro (III) y el aluminio metálico origina la reducción del hierro y la oxidación de aluminio:



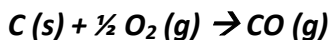
Esta reacción es altamente exotérmica (se denomina reacción termita) y en ella se obtiene hierro fundido. La entalpía de la reacción es $\Delta H = -200 \text{ kcal}$.

a) ¿Cuál es la entalpía de la reacción $2 \text{ Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2 \text{ Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3$?

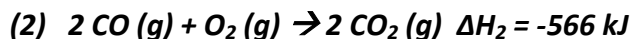
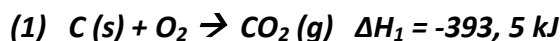
b) ¿Cuánto calor se desprende en la formación de 5 moles de trióxido de dialuminio? (7.6)

Sol: 836 kJ; -4180 kJ

36.- Calcula la entalpía de la reacción de formación del gas tóxico monóxido de carbono a partir de sus elementos:

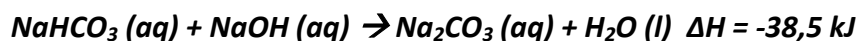


A partir de los datos de otras ecuaciones termoquímicas:



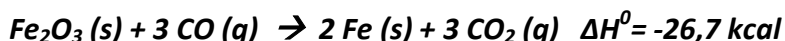
(7.R6) Sol: -110,5 kJ/mol

37.- Calcula la entalpía de la 1ª reacción conociendo las entalpías de las siguientes reacciones:



(7.7) Sol: -46 kJ

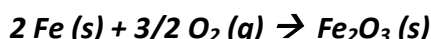
38.- El monóxido de carbono se utiliza a menudo en metalurgia para eliminar el oxígeno de muchos óxidos metálicos y obtener así el metal libre. La ecuación termoquímica del CO con el óxido de hierro (III) es:



Utiliza esta ecuación y la de la combustión del CO:



Para calcular el valor de ΔH° de la reacción:



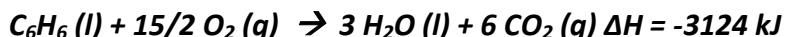
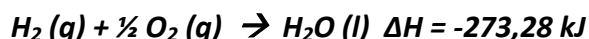
(7.25) Sol: -822,3 kcal

39.- A partir de los datos siguientes, calcula el calor de formación del pentacloruro de fósforo sólido:



(7.26) Sol: -108,8 kcal/mol PCl_5

40.- Se conocen los siguientes datos de calores de combustión a 298 K:



Calcula el calor de formación del benceno en kJ/mol a partir de sus elementos, C (grafito) e hidrógeno (g) (7.R11)

Sol: 46,96 kJ/mol

41.- Las entalpías de combustión del etino, hidrógeno y etano en condiciones estándar son respectivamente: -1297 kJ/mol; -285,8 kJ/mol y -1550,2 kJ/mol. Aplicando la ley de Hess, calcula la entalpía de reacción de hidrogenación de etino a etano. (Mc-3.R9) Sol: -318,4 kJ

42.- Los calores de combustión del 1,3 butadieno (g), hidrógeno (g) y butano (g) son respectivamente: -2540; -285,8; y -2880 kJ/mol. Con esos datos, halla la variación de entalpía que se produce en la reacción de hidrogenación del 1,3 butadieno a butano. (Mc-3.24-PAU) Sol: -231,6 kJ/mol butadieno

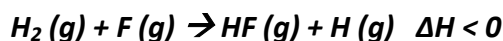
43.- El monóxido de plomo reacciona con carbono según la siguiente ecuación termoquímica:

$\text{PbO}_{(s)} + \text{C}_{(\text{grafito})} \rightarrow \text{Pb}_{(s)} + \text{CO}_{(g)} \Delta H^\circ = 107 \text{ kJ.mol}^{-1}$. Por otra parte, el monóxido de carbono se puede obtener por oxidación del carbono, mediante la reacción: $\text{C}_{(\text{grafito})} + 1/2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{(g)} \Delta H^\circ = 155 \text{ kJ.mol}^{-1}$

- Calcula la entalpía estándar de formación del monóxido de plomo a partir de sus elementos.
- Cuanta energía se necesita para que 414 gramos de plomo reaccionen con oxígeno obteniendo monóxido de plomo?
- Dibuja el diagrama entálpico de la reacción de formación del PbO. (Masa atómica del Pb = 207) (Sep-2011)

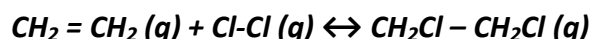
7. ENERGÍA DE ENLACE.

44.- En la reacción entre el flúor atómico y el hidrógeno molecular se libera energía:



¿Qué enlace es más fuerte, el H-H o el H-F? (7.27)

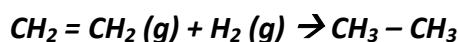
45.- Calcula ΔH , para la reacción entre el etileno (eteno) y el cloro gaseosos:



Datos: $E_{\text{enlace C=C}} = 612 \text{ kJ/mol}$; $E_{\text{enlace Cl-Cl}} = 243 \text{ kJ/mol}$; $E_{\text{enlace C-C}} = 347 \text{ kJ/mol}$; $E_{\text{enlace C-Cl}} = 331 \text{ kJ/mol}$ (7.R5)

Sol: -154 kJ

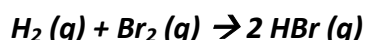
46.- La energía absorbida o liberada en una reacción química puede estimarse a partir de las llamadas “energías de enlace”, que indican la energía que hay que aportar para romper un enlace, o que se libera cuando dicho enlace se forma a partir de los átomos gaseosos. Calcula el valor de ΔH de la reacción:



Energías de enlace en kJ/mol: C=C (612); H-H (436); C-C (347); C-H (414) (7.29)

Sol: -127 kJ

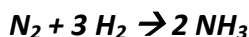
47.- Usando los valores de las energías de enlace, calcula la entalpía de la reacción de formación de dos moles de bromuro de hidrógeno gaseoso a partir de sus elementos:



Energías de enlace en kJ/mol: H-H (436); Br-Br (194); H-Br (366) (7.28)

Sol: -102 kJ

48.- Halla la entalpía de formación del amoníaco según:



Entalpías de enlace (kJ/mol): $\text{N}\equiv\text{N}$ (941); $\text{H}-\text{H}$ (436); $\text{N}-\text{H}$ (393) (Mc-3.27) Sol: -109 kJ

49.- Calcula la entalpía de la reacción de hidrogenación del 1,3-butadieno a butano.

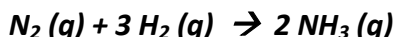
Entalpías de enlace (kJ/mol): $\text{C}=\text{C}$ (613); $\text{H}-\text{H}$ (436); $\text{C}-\text{H}$ (414); $\text{C}-\text{C}$ (347)

Comparar el resultado con el ejercicio 43 (Mc-3.26) Sol: -252 kJ

8. ENTROPÍA Y SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA.

50.- Explica qué se entiende por entropía y ordena de mayor a menor la entropía: 1 gramo de hielo, 1 gramo de vapor de agua, 1 gramo de agua líquida. (Mc-3.31)

51.- Dadas las entropías estándar (a presión de 1 atm) $S^\circ \text{NH}_3(\text{g}) = 192,3 \text{ J/molK}$; $S^\circ \text{N}_2(\text{g}) = 191 \text{ J/molK}$ y $S^\circ \text{H}_2(\text{g}) = 130 \text{ J/molK}$, calcula ΔS°_r (abreviadamente, ΔS°) para la reacción:



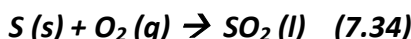
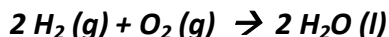
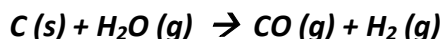
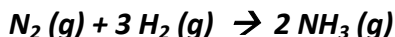
(7.R7) Sol: -196,4 J/K

52.- Calcula la variación de entropía, en condiciones estándar, de la reacción de descomposición del amoníaco. Datos: $S^\circ(\text{NH}_3) = 192,3 \text{ J/K}$; $S^\circ(\text{N}_2) = 191,5 \text{ J/K}$; $S^\circ(\text{H}_2) = 130,7 \text{ J/K}$. (Mc-3.R13) Sol: 199 J/K

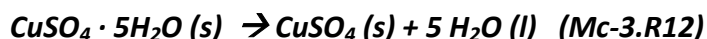
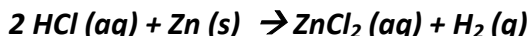
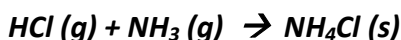
53.- Halla la variación de entropía que tiene lugar en la combustión del metanol.

Datos: $S^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = 213,8 \text{ J/molK}$; $S^\circ \text{O}_2(\text{g}) = 204,8 \text{ J/molK}$; $S^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = 69,8 \text{ J/molK}$; $S^\circ \text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) = 126,6 \text{ J/molK}$ (Mc-3.35) Sol: -80,4 J/K

54.- Predice el signo de ΔS para las siguientes reacciones:



55.- Indica el signo de la variación de entropía que cabe esperar en las siguientes reacciones:

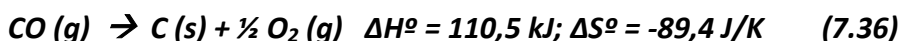


9. ENERGÍA LIBRE DE GIBBS.

56.- Dada la reacción exotérmica: $\text{C (s)} + 2 \text{Cl}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{CCl}_4 \text{(l)}$

Indica razonadamente el signo de ΔH , ΔS y ΔG del proceso. (7.35)

57.- Discute el efecto de un cambio de temperatura en la espontaneidad de las siguientes reacciones a la presión de 1 atmósfera:



58.- Explica cómo variará con la temperatura la espontaneidad de una reacción exotérmica cuyos productos están más ordenados que los reactivos. (7.38)

59.- Deduce si será o no espontánea, a 25 °C, la reacción: (7.8)



60.- A partir de los siguientes datos termoquímicos, correspondientes a la temperatura de 298 K:

	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)
NO (g)	90,25	86,57
NO ₂ (g)	33,18	51,30

Razona si la formación de dióxido de nitrógeno a partir de monóxido de nitrógeno y oxígeno, en condiciones estándar, es o no: a) Exotérmica; b) Espontánea. (7.41)

61.- Para una reacción química dada se sabe que, a 25°C y 1 atm, $\Delta H = 200 \text{ kJ}$ y $\Delta S = 80 \text{ J/K}$. Razona si, en estas condiciones, la reacción será endotérmica, y si será o no espontánea. (7.40)

62.- La descomposición del monóxido de dinitrógeno transcurre según:



a) ¿Esa reacción es espontánea en condiciones estándar?

b) ¿A partir de qué temperatura será espontánea? (Mc-3.R14) Sol: 584 K

