



GUÍA 11: Espontaneidad

GUÍA 11/UNIDAD 3
CURSO QUÍMICA ELECTIVO
Prof.: Camila Araya
Correo: camila.araya@soceduc.cl

Nombre: _____ Curso: _____

Objetivo de Aprendizaje

OA 3

Argumentar y comunicar, con base en evidencia científica, cómo la termodinámica y la cinética de reacciones químicas contribuyen a comprender el funcionamiento de los sistemas naturales y sus respuestas a cambios ejercidos sobre estos.

OA 5

Analizar el origen, las vías de exposición, los efectos y las propiedades de contaminantes químicos provenientes de actividades domésticas e industriales (como minería, agricultura y desarrollo urbano) sobre los sistemas naturales y los servicios ecosistémicos que estos brindan a las personas y a la sociedad.

Instrucciones:

- Lea con atención cada enunciado y actividad.
- Cualquier duda pregunte a la profesora en clase o vía email.
- La forma de entrega es en la Tarea creada en Classroom Guía N°11, el formato puede ser entregado por fotos de su cuaderno //Guía impresa, formato Word o scanner de su guía. (Revise que las fotos no estén borrosas, desenfocadas o cortadas)

Curso	Código Classroom
Electivo de Química	xc7y6gs

En esta plataforma es donde se deben subir las actividades realizadas en clases, además de encontrar documentos de apoyo al aprendizaje, vídeos de las clases, material audiovisual y tareas.

Recordatorio:

La Nota de Portafolio (Obligatoria)

Se recuerda que este semestre existe una nota de portafolio obligatoria por entrega de las tareas. Cada entrega tendrá una nota acumulativa, es decir, luego se hará un promedio que será su nota portafolio (la nota no es influenciada por si está todo correcto o no, si no por cumplir con la fecha de entrega).

Si la tarea es entregada en el plazo su nota es un 7,0 acumulativo, por cada semana de retraso no avisado o justificado por motivos de salud o personales se descuenta 0,5 a la nota, hasta que sea entregada la actividad. Es decir, si hay un retraso de una semana la nota es 6,5, si son dos semanas un 5,0.

Finalmente, todas las actividades deben ser entregadas hasta el 29 de Octubre, cualquier actividad no entregada tiene la nota 2,0 acumulativa, salvo que exista una justificación médica.

Fechas de entrega y realización de las actividades:

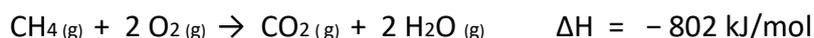
Actividad	Fecha de realización	Fecha de entrega
Actividad 6	24 Septiembre	29 Septiembre
Actividad 7	01 de Octubre	06 de Octubre
Actividad 8 y 9	08 Octubre	13 Octubre
Actividad 10 y 11	15 Octubre	20 Octubre

Actividad 6: Energía Interna

- a. Calcula el cambio de energía interna del sistema en un proceso en el que el sistema absorbe 140 J de calor del entorno y efectúa 85 J de trabajo sobre el entorno. ¿qué significa el resultado que obtienes?
- b. Durante un proceso exotérmico se registra que el sistema libera 1,5 kJ de calor al entorno y ejerce 65 J de trabajo. ¿Cuál es el cambio de energía interna y qué significado que tiene ese cambio?
- c. Si se establece que el cambio de energía interna de un sistema equivale a 120 J y se sabe que absorbió 300 J de calor del entorno:
- ¿Ejerce trabajo el sistema sobre el entorno o viceversa?
 - ¿Qué cantidad de trabajo está involucrado en el proceso?

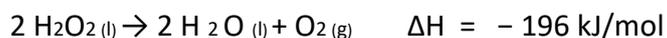
Actividad 7: Entalpía

I. Cuando un mol de metano (CH₄) gaseoso se quema a presión constante en presencia de 2 mol de oxígeno (O₂), produce 1 mol de dióxido de carbono gaseoso (CO₂) y 2 moles de agua (H₂O), y libera 802 kJ. El metano forma parte del gas licuado y natural que se usa normalmente en nuestros hogares. Ecuación termoquímica:



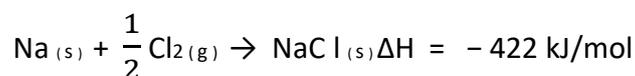
- a. ¿Cuánto calor se liberará cuando 4,5 g de metano gaseoso se queman en un sistema a presión constante?
- b. Elabora el diagrama de entalpía que explica el proceso.

II. El peróxido de hidrógeno, conocido comúnmente como agua oxigenada (H₂O₂), puede descomponerse en agua (H₂O) y oxígeno (O₂) según la ecuación termoquímica:



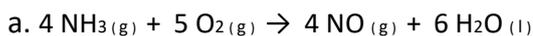
- a. Calcula el valor de la entalpía cuando 5 g de peróxido se descomponen a presión constante.
- b. Elabora el diagrama de entalpía que explica el proceso.

III. La formación del cloruro de sodio (NaCl), empleado como sal de mesa, a partir de sodio (Na) sólido y cloro (Cl₂) gaseoso, se observa en la siguiente ecuación termoquímica:



- a. Calcula el valor de la entalpía cuando se forman 2 moles de sodio sólido (Na) a partir de la descomposición del NaCl.
- b. Elabora el diagrama de entalpía que explica el proceso.
- c. ¿Qué te indican los valores obtenidos?

IV. Calcula la entalpía de reacción para las siguientes reacciones, en condiciones estándar. Indica si corresponden a reacciones exotérmicas o endotérmicas.

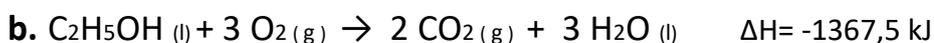
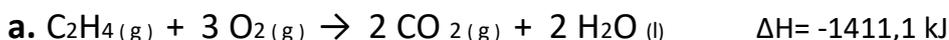
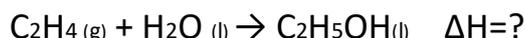


Entalpías estándar de formación (25 °C, 1 atmósfera)

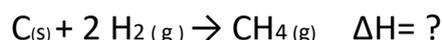
Sustancia	ΔH_f° (kJ/mol)	Sustancia	ΔH_f° (kJ/mol)	Sustancia	ΔH_f° (kJ/mol)
$\text{Al}_{(\text{s})}$	0	$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$	-83,85	$\text{I}_{2(\text{g})}$	+62,2
$\text{Ca}_{(\text{s})}$	0	$\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{g})}$	-201,2	$\text{NO}_{2(\text{g})}$	+33,85
$\text{CaCO}_3(\text{s})$	-1206,9	$\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{l})}$	-238,4	$\text{NO}_{(\text{g})}$	+90,4
$\text{CaO}_{(\text{s})}$	-635,6	$\text{Cl}_{2(\text{g})}$	0	$\text{NH}_3(\text{g})$	-46,3
$\text{C}_{(\text{grafito})}$	0	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{l})}$	-487	$\text{NaHCO}_3(\text{s})$	-947,68
$\text{C}_{(\text{diamante})}$	+1,9	$\text{H}_{2(\text{g})}$	0	$\text{NaCl}_{(\text{s})}$	-411,0
$\text{C}_{(\text{g})}$	+716,67	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$	-241,8	$\text{O}_{2(\text{g})}$	0
$\text{CO}_{(\text{g})}$	-110,5	Ca^{2+}	-542,96	$\text{SO}_{2(\text{g})}$	-296,4
$\text{CO}_{2(\text{g})}$	-393,5	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	-285,8	$\text{SO}_{3(\text{g})}$	-395,2
$\text{CH}_4(\text{g})$	-74,87	$\text{HI}_{(\text{g})}$	+25,9	$\text{PCl}_3(\text{g})$	-306,3
$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$	226,73	$\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$	-20,1	$\text{PCl}_5(\text{g})$	-339,2

Actividad 8: Ley de Hess

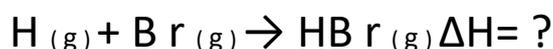
I. Determina el valor de la entalpía de reacción del $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{l})}$ a partir de las siguientes ecuaciones:



II. Calcula la entalpía de reacción del $\text{CH}_4(\text{g})$ a partir de las siguientes ecuaciones:



III. Determina la entalpía de reacción del $\text{HBr}_{(\text{g})}$ a partir de las siguientes ecuaciones:



Actividad 9: Energía de enlace

I. La reacción de hidrogenación del eteno, para formar etano es:



- Indica cuales son los enlaces que se rompen
- Calcula la entalpía de reacción (utiliza los valores de la tabla 3)

II. A partir de los datos de energías de enlace, deduce qué combustible es más eficaz.

a. Gas natural. b. Butano (C_4H_{10}).

Notas:

- Se considera más eficaz el combustible que para una misma masa, desprenda más calor.
- El gas natural está formado fundamentalmente por metano (CH_4).
- Las reacciones de combustión de hidrocarburos (compuestos de C y H) producen dióxido de carbono gaseoso y agua en forma de vapor.

III. A partir de las entalpías estándar de enlace, determina la entalpía para la reacción de hidrogenación del 1,3-butadieno a butano.

La ecuación química es:



Tabla Energías de enlaces

Enlace	$E_E = \text{kJ/mol}$	Enlace	$E_E = \text{kJ/mol}$	Enlace	$E_E = \text{kJ/mol}$
H - Cl	432	C - N	305	Cl - Cl	242
H - O	463	C - C	346	O = O en O_2	498
H - N	391	N - O	201	C = O en CO_2	803
H - C	413	O - Cl	218	$\text{C} \equiv \text{O}$	1046
H - H	436	O - O	138	C = C	610
C - Cl	339	F - Cl	253	$\text{N} \equiv \text{N}$	945
C - O	358	F - F	155	C = N	615
				$\text{C} \equiv \text{N}$	887

Actividad 10: Aplicando lo estudiado

Lea el texto ubicado después de las preguntas y analice la información:

- ¿Cuál es el significado de la frase “se presenta como gas en condiciones de temperatura y presión normales”? Se refieren a diagramas de fase y estado termodinámico de un sistema en estudio.
- Explique por qué se afirma que el proceso no es favorable termodinámicamente al comienzo y se requiere una llama o chispa para que ocurra la reacción de combustión del metano.
- Complete la tabla siguiente para representar la combustión del metano. Extraen el valor de la entalpía de tablas termodinámicas:

Tabla: Reacción de combustión de metano

	CH ₄ (g)	O ₂ (g)	→	CO ₂ (g)	H ₂ O (g)
Coefficiente estequiométrico					
Fórmula estructural					
Modelo CPK					
Polaridad					
ΔH_f° (kJ/mol) (extraen de tablas)					

- ¿Hay alguna relación entre la estructura y el ΔH_f° (kJ/mol) en cada especie química participante? ¿Se podría establecer una correlación entre estructura-polaridad y, a su vez, polaridad-energía?

Texto: **Aprendiendo más del metano**

El metano, conocido por su fórmula CH₄, es un gas inodoro, incoloro y poco soluble en agua, cuyo uso es masivo y cotidiano; se presenta en forma de gas, a una temperatura y presión normales.

Conocido también como “gas natural”, abunda en los depósitos subterráneos y bajo el lecho marino. Surge como producto final en las plantas tras la putrefacción anaeróbica; ese mismo proceso se usa para producir biogás. También se encuentra en las minas de carbón; ahí se lo llama “gas grisú” y es bastante peligroso, porque se inflama con facilidad y, por lo tanto, es explosivo.

El metano es una de las principales fuentes de energía térmica actuales. Ni olfato ni vista lo captan, por lo que se le suele agregar otros compuestos orgánicos azufrados –de un olor bastante intenso– antes de que enviarlo a los consumidores, de manera que se pueda detectar un posible escape.

La reacción de combustión del metano ha sido un reto para los químicos, pues ese gas es cinéticamente estable a la oxidación, igual que otros miles de compuestos derivados del carbono y el hidrógeno. Sin embargo, desde el punto de vista de la termodinámica, esa reacción no es favorable por sí misma, pues hay que aplicar una llama o chispa para que ocurra, lo que contrasta bastante con otros compuestos.

Otro punto importante es que el metano es uno de los gases de efecto invernadero que contribuye al calentamiento global.

Actividad 11: Entalpía de reacción y enlace

I. Usando los siguientes datos, calculan el valor de la entalpía de la reacción a partir de las energías de enlace.

Tabla 2: Energía de Enlace en kJ/mol

Enlace	Energía de enlace EE (kJ/mol)
C-H	413
O=O	494
C=O	801
H-O	482

II. Otra forma de calcular la entalpía de combustión del gas metano es a partir de los valores de entalpía de combustión correspondientes a las reacciones sucesivas siguientes. Usan los siguientes datos y calculan el ΔH_{rx} :

Tabla 3: Reacciones sucesivas para cálculo por Ley de Hess

$C_{(grafito)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$	$\Delta H_{rx} = -393,5 \text{ kJ/mol}$
$H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O(l)$	$\Delta H_{rx} = -285,9 \text{ kJ/mol}$
$C_{(grafito)} + H_{2(g)} \rightarrow CH_{4(g)}$	$\Delta H_{rx} = -74,8 \text{ kJ/mol}$

Considerando el ejercicio anterior, argumenta sobre las preguntas y los desafíos siguientes y después comparten sus conclusiones:

- Analice cada una de las ecuaciones químicas y corroboren si la estequiometría presentada corresponde a los valores de entalpía informados. Corrigen lo que corresponde.
- Construya la ecuación de combustión de 1 mol de metano.
- Calcule la entalpía de combustión a partir de las entalpías de formación de cada sustancia. Comparan el valor arrojado con los que obtuvieron con los dos métodos anteriores.
- ¿Cómo se aplica la primera ley de la termodinámica para determinar la entalpía de combustión en los diferentes métodos trabajados?
- ¿Cuál es el fundamento termoquímico de la aplicación de la Ley de Hess y la Ley de Lavoisier-Laplace en este caso?
- ¿Cómo se relaciona el estado físico con la energía de cada especie química?
- Comparan funciones de estado con funciones de proceso y analizan las diferencias.
- ¿Cómo se relaciona el calor con el concepto de entalpía en el sistema químico trabajado en el ejercicio anterior?
- ¿Qué propiedades termodinámicas tiene el metano que lo caracterizan como gas de efecto invernadero?
- ¿Qué influencia tiene la cantidad de sustancia en los valores de entalpía de una especie o sistema químico?