



EDUCACIÓN
SECRETARÍA DE EDUCACIÓN PÚBLICA



**COLEGIO DE
BACHILLERES**

Procesos Industriales

6º SEMESTRE
6 CRÉDITOS



▪ Índice

Introducción general	3
Corte 2. Termoquímica	4
Conocimientos previos	5
Contenidos	6
Actividades de Aprendizaje	21
¿Quieres conocer más?	29
Fuentes Consultadas	30
Corte 3. Cinética química	31
Conocimientos previos	32
Contenidos	33
Actividades de Aprendizaje	42
¿Quieres conocer más?	44
Fuentes Consultadas	46
Autoevaluación	47



Introducción

GENERAL

La materia de Procesos industriales, impartida en el sexto semestre, pertenece al Área de Formación Específica y al dominio profesional Químico-Biológicas, tiene la intención de impulsar la formación propedéutica general del bachiller a través de cuatro dominios profesionales que permiten cursar la gran diversidad de carreras que a cada uno se adscriben, a través de materias optativas que fortalecen los conocimientos habilidades, valores y actitudes desarrollados en el Área de Formación Básica, profundizar en diversos campos del conocimiento y ayudar en la definición vocacional del estudiante, lo que le permite prepararse para el examen de admisión y cursar la licenciatura de su interés; desarrollar las competencias disciplinares extendidas correspondientes a cada dominio profesional; impulsar formas de razonamiento, sistemático y estratégico que le apoyen para comprender los procesos sobre algunos problemas situados de su interés.

En esta guía se abordarán los temas de Termoquímica y Cinética química, encontrarás la teoría, metodología y ejercitación para alcanzar los aprendizajes esperados.

En la asignatura de Procesos Industriales, el estudiante será capaz de profundizar en el conjunto de saberes de carácter preparatorio para la Educación Superior, mediante la integración de principios de estequiometría, termoquímica y cinética química en el estudio de algunos procesos de la industria química y así contribuir a su formación académica.¹

Finalmente, la guía tiene como propósito que puedas alcanzar los objetivos de la asignatura que es el movilizar conocimientos, habilidades y actitudes en determinadas situaciones, necesidades o circunstancias, con lo cual el proceso de enseñanza y aprendizaje se prolonga más allá de los espacios escolares y se ubica en diversos ámbitos y momentos de la vida.

¹ Cbgobmx.cbachilleres.edu.mx. 2020. *Colegio De Bachilleres*. [online] Available at: <https://cbgobmx.cbachilleres.edu.mx/que-hacemos/Programas_de_estudio_vigentes/6to_semestre/especifica/04_Procesos_industriales.pdf> [Accessed 15 May 2020].



Corte de aprendizaje

CORTE 2

Termoquímica

Al finalizar el corte, serás capaz de analizar la relación entre materia y energía en algunos procesos industriales, a partir del análisis de la reacción química desde la perspectiva de la termoquímica, para valorar la importancia del uso racional de la energía y materias primas empleadas en la industria.

Contenido específico	Aprendizajes esperados
<ul style="list-style-type: none">• Entalpía de las reacciones químicas• Ley de Hess	<ul style="list-style-type: none">• Deducirás el concepto de entalpía a partir de las leyes de la termodinámica (cero y primera).• Utilizarás la simbología correspondiente para escribir la ecuación termoquímica.• Calcularás el valor de entalpía de reacción química a partir de las entalpías de formación de las sustancias.• Determinarás el valor de entalpía de reacción utilizando la ley de Hess• Identificarás el impacto social, económico y ambiental implicados en procesos industriales, como la obtención de cobre, oro, plata, ácido sulfúrico, aluminio, gasolinas, etc.



Conocimientos

PREVIOS

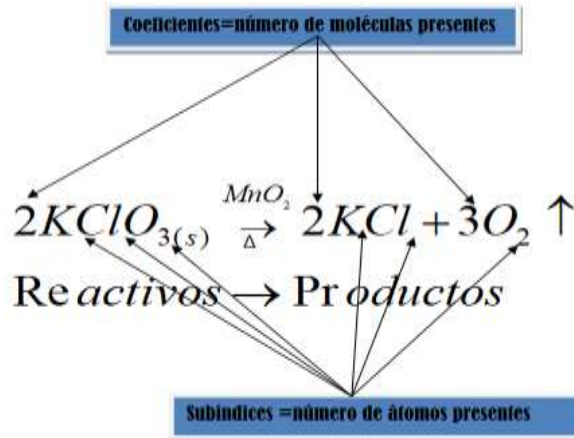
Para el logro de los aprendizajes es necesario que recuerdes información que previamente has aprendido, a esto se le conoce como conocimientos previos los cuales corresponden a:

Reacción química

Un cambio químico también puede ser llamada reacción química ocurren en la naturaleza como consecuencia de la ruptura de enlaces o de la formación de nuevos enlaces entre las especies participantes y nos podemos dar cuenta que ha sucedido cuando existen características como: **cambio de coloración** , **aparición de sedimento o precipitado**, **desprendimiento de gas** , **absorción o liberación de calor** , **cambios en otras propiedades** (la acidez, el olor, la aparición de propiedades ópticas frente a la luz, propiedades magnéticas o eléctricas, etc.)

Ecuación Química y su simbología

Es la representación gráfica cualitativa y cuantitativa de un fenómeno químico que cumple con la ley de la conservación de la materia la ecuación.



- Reactivos del lado izquierdo y productos del lado derecho separados por una flecha.
- (→) que significa produce, forma o da.

- Signo de adición (+), en ambos miembros se utiliza para separar a las especies participantes.
- Los reactivos y productos tendrán los mismos elementos e igual número de átomos de cada uno.
- Estados de agregación, gas (g), líquido, (l)sólido, (s)acuoso o disuelta en agua (ac)
- Arriba o debajo de la flecha se pueden escribir las condiciones necesarias para que la reacción se lleve a cabo, ejemplo: temperatura, presión, calor, luz ultravioleta, etc.
- Flechas (↑) desprende energía en forma de gas, (↓) se precipita.

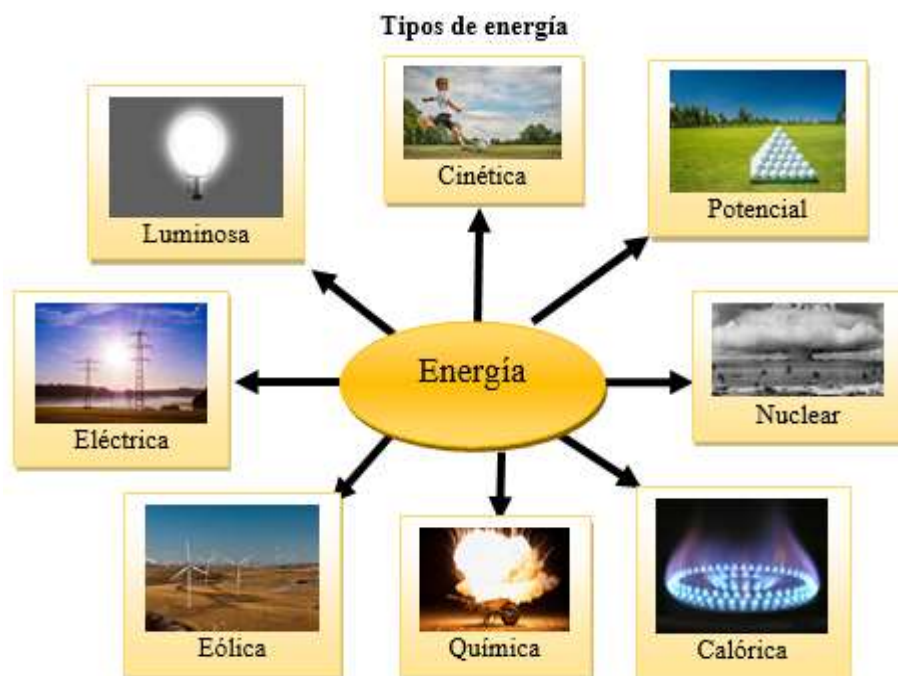
La energía



Trabajo: Se define como la fuerza por unidad de área.

Tipos de energía

- Cinética: Es la energía almacenada en los cuerpos.
- Potencial: Es la que poseen los cuerpos en virtud de su movimiento.
- Nuclear: Es la energía que se libera del núcleo de los átomos mediante la fisión o fusión.
- Calórica: Es el resultado del movimiento de las partículas de una sustancia, por lo que se representa como la suma total de la energía cinética de las partículas.
- Química: es una forma de energía potencial, está almacenada en los enlaces de las sustancias, por lo que se transforma en otras formas de energía cuando ocurre con cambio químico como la combustión.
- Eólica: Resulta de la acción del movimiento del viento.
- Eléctrica: Se debe al movimiento de electrones a través de un conductor como los alambres de cobre.
- Luminosa: Conocida como luz y es un conjunto de radiaciones electromagnéticas que podemos percibir por nuestro sentido de la vista.²



² García Becerril, M., 2008. *Química I*. 1st ed. México: McGraw-Hill, pp.30-32.

- Calor: Es la transferencia de energía térmica entre dos cuerpos que están a diferentes temperaturas.
- Temperatura: Es una propiedad intensiva que determina si un sistema está en equilibrio con otro sistema.



Contenidos

A continuación, encontrarás información que te servirá de apoyo para lograr el propósito del corte 2.

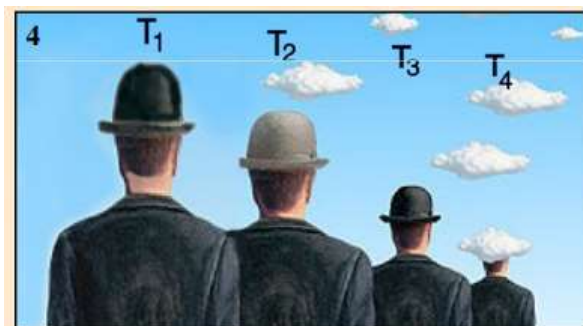
La **Termodinámica** es la disciplina científica que tiene relación con la interconversión de calor y otras formas de energía.³

Ley Cero de la Termodinámica o principio de generalización del equilibrio térmico entre cuerpos en contacto. Esta ley se usa para comparar la temperatura de dos o más sistemas por el uso común del termómetro. **La ley establece: "cuando dos sistemas o cuerpos están por separado en equilibrio con un tercer sistema, entonces los dos sistemas también están en equilibrio uno con el otro".**

La ley implica que el equilibrio térmico es una relación transitiva que proporciona base científica a la termometría y al establecimiento de las escalas empíricas de temperatura.

La Fig. 4 ilustra esta ley transitiva mediante una obra del artista surrealista belga Magritte (1898-1967) donde se aplica la siguiente formulación cuantitativa: si $T_1 = T_4$; $T_2 = T_4$; $T_3 = T_4$ entonces $T_1 = T_2$; $T_1 = T_3$ y $T_2 = T_3$.⁴

(Tomado de: <https://rua.ua.es/dspace/bitstream/10045/17403/1/Ley%20Cero%20termodinamica.pdf>)



³ Chang R., Ramírez Medeles, M., Zugazagoitia Herranz, R. and College, W., 2003. *Química*. 7th ed. México: McGraw-Hill/Interamericana, pp.205-233.

⁴ Rua.ua.es. 2020. Ley De Hess. Recuperado de: <https://rua.ua.es/dspace/bitstream/10045/17403/1/Ley%20Cero%20termodinamica.pdf> consultado el 11 de Mayo 2020.

Primera ley de la termodinámica: La primera ley de la termodinámica aplica el principio de conservación de energía a sistemas donde la transferir de calor y hacer un trabajo son los métodos de intercambio de energía dentro y fuera del sistema. La primera ley de la termodinámica establece que el cambio en la energía interna de un sistema, ΔU , es igual al calor neto que se le transfiere, Q , más el trabajo neto que se hace sobre él, W . En forma de ecuación, la primera ley de la termodinámica es:⁵

$$\Delta U=Q+W$$

ΔU = Cambio de energía interna

Q = Calor

W =Trabajo

Termoquímica: Es el estudio de los cambios de calor en las reacciones químicas, en un sistema, indicando los estados de agregación y las condiciones estándar de reacción.

Un sistema **abierto** puede intercambiar masa y energía generalmente en forma de calor con sus alrededores, mientras que uno **cerrado** permite la transferencia de calor (energía) pero no de masa, un sistema **aislado** impide la transferencia de masa y de energía.



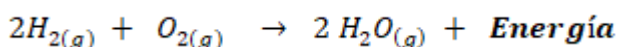
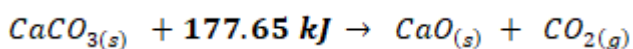
⁵Khan Academy. 2020. ¿Qué Es La Primera Ley De La Termodinámica? (Artículo) | Khan Academia. [online] Available at: <<https://es.khanacademy.org/science/physics/thermodynamics/laws-of-thermodynamics/a/what-is-the-first-law-of-thermodynamics>> [Accessed 10 May 2020].

Reacciones termoquímicas

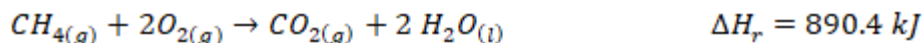
En las reacciones termoquímicas se indica el cambio de energía que tiene lugar, indicando el calor absorbido o producido y se clasifican en endotérmicas o exotérmicas.

La energía en una ecuación termoquímica puede representarse por la letra Q (calor), una cantidad numérica (ΔH_r) y la palabra energía con un símbolo (Δ).

Ejemplos



Para la reacción del metano podemos observar que un mol de metano gaseoso, reaccionan con dos moles de oxígeno gaseoso, producen un mol de dióxido de carbono gaseoso y dos moles de agua líquida, el cambio de entalpía es de 890,4 kJ.⁶



- **Reacciones exotérmicas:** Son aquellas reacciones que al llevarse a cabo desprenden energía en forma de calor, hacia los alrededores, es decir ΔH_r es negativo: $\Delta H_r = -$, $\Delta H_r < 0$
- **Reacciones endotérmicas:** Son aquellas reacciones que al llevarse a cabo absorben calor de los alrededores, es decir ΔH_r es positivo: $\Delta H_r = +$, $\Delta H_r > 0$

Entalpía (H)

La **entalpía** es una magnitud que se utiliza para medir el calor absorbido o liberado por un sistema durante un proceso a presión constante y se representa por la letra **H**.

⁶ Chang, R., Ramírez Medeles, M., Zugazagoitia Herranz, R. and College, W., 2003. *Química*. 7th ed. México: McGraw-Hill/Interamericana, pp.205-233.

Entalpía de formación

La entalpía de formación (ΔH_f^0), son los calores absorbidos o desprendidos de 1 molde sustancia en una reacción, calculados a condiciones estándar de reacción (a 25°C, 1 atm), con los valores de entalpía de formación de las especies participantes en reactivos y productos, dichos valores se leen de tablas, por ello la importancia de escribir los estados de agregación de las especies participantes para tomar los valores correctos (ver anexo de entalpías de formación).⁷

Tabla 2.1 Calores estándar de formación de algunas sustancias a 25°C y una atm

(Tomada de Brady, J. and García Ferrer, C., 2001. *Química Básica*. 2nd ed. México: Limusa Wiley, pp.212.)

Sustancia	ΔH_f^0 (kJ/mol)	Sustancia	ΔH_f^0 (kJ/mol)	Sustancia	ΔH_f^0 (kJ/mol)
Al(s)	0	HCHO ₂ (g)	-363	LiCl(s)	-408.8
AlCl ₃ (s)	-704	(ácido fórmico)		Mg(s)	0
Al ₂ O ₃ (s)	-1676	HC ₂ H ₃ O ₂ (l)	-487.0	MgCl ₂ (s)	-641.8
Al ₂ (SO ₄) ₃ (s)	-3441	(ácido acético)		MgCl ₂ · 2H ₂ O(s)	-1280
As(s)	0	HCHO(g)	-108.6	Mg(OH) ₂ (s)	-924.7
AsH ₃ (g)	+66.4	(formaldehído)		KMnO ₄ (s)	-813.4
As ₂ O ₃ (s)	-1314	CH ₃ CHO(g)	-167	MnSO ₄ (s)	-1064
As ₂ O ₅ (s)	-925	(acetaldehído)		N ₂ (g)	0
Ba(s)	0	(CH ₃) ₂ CO(l)	-248.1	NH ₃ (g)	-46.0
BaCO ₃ (s)	-1219	(acetona)		NH ₄ Cl(s)	-314.4
BaCl ₂ (s)	-860.2	C ₆ H ₅ CO ₂ H(s)	-385.1	NO(g)	+90.4
Ba(OH) ₂	-998.22	(ácido benzoico)		NO ₂ (g)	+34
BaSO ₄ (s)	-1465	CO(NH ₂) ₂ (s)	-333.5	N ₂ O(g)	+81.5
Br ₂ (l)	0	(urea)		HNO ₃ (l)	-174.1
Br ₂ (g)	+30.9	Cl ₂ (g)	0	O ₂ (g)	0
HBr(g)	-36	HCl(g)	-92.5	O ₃ (g)	+143
Ca(s)	0	HCl(ac)	-167.2	P(s, blanco)	0
CaCO ₃ (s)	-1207	Cr ₂ O ₃ (s)	-1141	P ₄ O ₁₀ (s)	-2984
CaCl ₂ (s)	-795.8	(NH ₄) ₂ Cr ₂ O ₇ (s)	-1807	H ₃ PO ₄ (s)	-1279
CaO(s)	-635.5	K ₂ Cr ₂ O ₇ (s)	-2033.01	K(s)	0
Ca(OH) ₂ (s)	-986.6	Cu(s)	0	KCl(s)	-436.8
Ca ₃ (PO ₄) ₂ (s)	-4119	CuCl ₂ (s)	-172	SiH ₄ (g)	+33
CaSO ₃ (s)	-1156	CuO(s)	-155	SiO ₂ (s, alfa)	-910.0
CaSO ₄ (s)	-1433	Cu ₂ S(s)	-79.5	Na(s)	0
CaSO ₄ · ½ H ₂ O(s)	-1573	CuS(s)	-53.1	NaF(s)	-571
CaSO ₄ · 2H ₂ O(s)	-2020	CuSO ₄ (s)	-771.4	NaCl(s)	-413

⁷ Brady, J. and García Ferrer, C., 2001. *Química Básica*. 2nd ed. México: Limusa Wiley, pp.207-212.

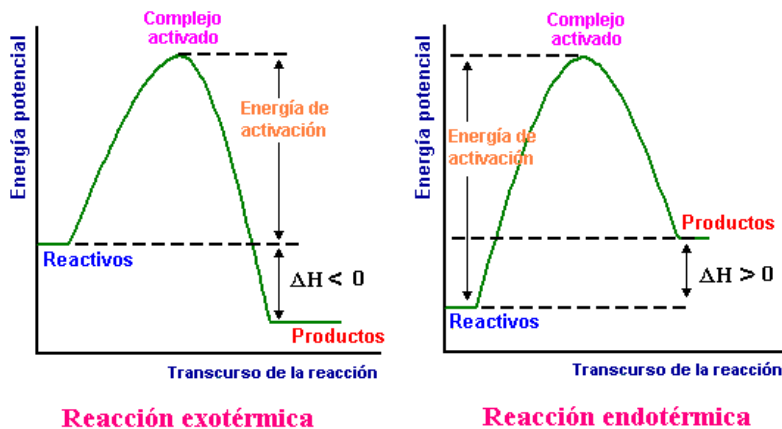
Continuación de tabla 2.1

C(s, grafito)	0	CuSO ₄ · 5H ₂ O(s)	-2279.7	NaBr(s)	-360
C(s, diamante)	+1.88	F ₂ (g)	0	NaI(s)	-288
CCl ₄ (l)	-134	HF(g)	-271	NaHCO ₃ (s)	-947.7
CO(g)	-110	H ₂ (g)	0	Na ₂ CO ₃ (s)	-1131
CO ₂ (g)	-394	H ₂ O(l)	-286	Na ₂ O ₂ (s)	-504.6
CO ₂ (ac)	-413.8	H ₂ O(g)	-242	NaOH(s)	-426.8
H ₂ CO ₃ (ac)	-699.65	H ₂ O ₂ (l)	-187.8	Na ₂ SO ₄ (s)	-1384.49
CS ₂ (l)	+89.5	I ₂ (s)	0	S(s, rómbico)	0
CS ₂ (g)	+117	I ₂ (g)	+62.4	SO ₂ (g)	-297
CH ₄ (g)	-74.9	HI(g)	+26	SO ₃ (g)	-396
C ₂ H ₂ (g)	+227	Fe(s)	0	H ₂ SO ₄ (l)	-813.8
C ₂ H ₄ (g)	+51.9	Fe ₂ O ₃ (s)	-822.2	SnCl ₄ (l)	-511.3
C ₂ H ₆ (g)	-84.5	Fe ₃ O ₄ (s)	-1118.4	SnO ₂ (s)	-580.7
C ₃ H ₈ (g)	-104	Pb(s)	0	Zn(s)	0
C ₄ H ₁₀ (g)	-126	PbO(s)	-217.3	ZnO(s)	-348
C ₆ H ₆ (g)	+49.0	PbO ₂ (s)	-277	ZnSO ₄ (s)	-982.8
CH ₃ OH(l)	-238	Pb(OH) ₂ (s)	-515.9		
C ₂ H ₅ OH(l)	-278	PbSO ₄ (s)	-920.1		
		Li(s)	0		

Diagrama de entalpía

Las reacciones se pueden identificar por la cantidad de energía involucrada en una reacción.

(<http://elfisicocoloco.blogspot.com/2012/11/proceso-exotermico-y-endotermico.html>)



- **Proceso exotérmico:** En este proceso el estado final es de menor energía que el estado inicial, desprenden energía en forma de calor, es decir ΔH_r es negativo: $\Delta H_r = -$, $\Delta H_r < 0$
- **Proceso endotérmico:** El estado final es de mayor energía que el inicial, absorbe energía en forma de calor, es decir ΔH_r es positivo: $\Delta H_r = +$, $\Delta H_r > 0$

Ejemplo:

$$\Delta H_f^0 HCl_{(g)} = -92.2 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0 HCl_{(ac)} = -167.2 \text{ kJ/mol}$$

Entalpía de reacción

La **entalpía de reacción** es la diferencia entre las entalpías de los productos y la de los reactivos.

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_f^0 \text{ Productos} - \sum \Delta H_f^0 \text{ Reactivos}$$

En una reacción el cálculo de la entalpía de la reacción (ΔH_r), es **el calor absorbido o liberado** en una reacción, a presión constante ($\Delta H_r = Q_p$).⁸

La entalpía de una reacción puede ser positiva o negativa, dependiendo del proceso.

En un sistema **endotérmico** (si el sistema absorbe calor de los alrededores), ΔH_r es positiva, es decir: $\Delta H_r = +$, $\Delta H_r > 0$

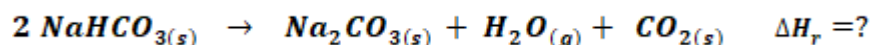
En un sistema **exotérmico** (si el sistema libera calor hacia los alrededores), ΔH_r es negativa, es decir: $\Delta H_r = -$, $\Delta H_r < 0$

Ejemplo:

Muchos cocineros precavidos tienen a la mano bicarbonato de sodio (polvo para hornear), ya que es un buen extintor de la flama de aceite o grasa. Sus productos de descomposición ayudan a sofocar las llamas.

⁸ Chang, R., Ramirez Medeles, M., Zugazagoitia Herranz, R. and College, W., 2003. *Química*. 7th ed. México: McGraw-Hill/Interamericana, pp.205-233.

La reacción para la descomposición es:



Se deben de conocer los calores de formación (Calores estándar de formación de algunas sustancias a 25°C y una atm ver tabla 2.1)

$$\Delta H_f^0 \text{NaHCO}_{3(s)} = -947.7 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0 \text{Na}_2\text{CO}_{3(s)} = -1131 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O}_{(g)} = -242 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0 \text{CO}_{2(s)} = -394 \text{ kJ/mol}$$

Utilizando la fórmula general:

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_f^0 \text{Productos} - \sum \Delta H_f^0 \text{Reactivos}$$

Sustituyendo los reactivos y productos tomando en cuenta sus coeficientes, queda de la siguiente manera:

$$\Delta H_r = [(1\text{mol})(\text{Na}_2\text{CO}_{3(s)}) + (1\text{mol})(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) + (1\text{mol})(\text{CO}_{2(s)})] - [(2\text{mol})(\text{NaHCO}_{3(s)})]$$

$$\Delta H_r = [(1\text{mol})(-1131 \text{ kJ/mol}) + (1\text{mol})(-242 \text{ kJ/mol}) + (1\text{mol})(-394 \text{ kJ/mol})] - [2\text{mol}(-947.7 \text{ kJ/mol})]$$

$$\Delta H_r = [(-1131 \text{ kJ}) + (-242 \text{ kJ}) + (-394 \text{ kJ})] - [2(-947.7 \text{ kJ})]$$

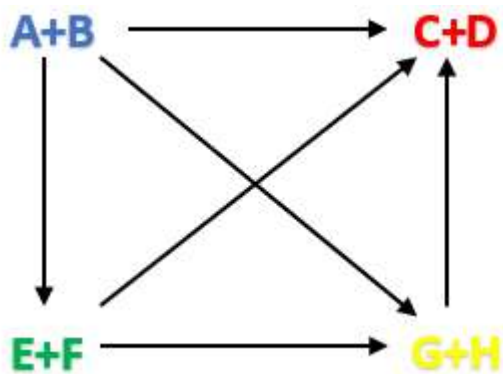
$$\Delta H_r = -1767 \text{ kJ} + 1895.4 \text{ kJ} = +128.4 \text{ kJ}$$

Por lo que podemos decir que se trata de una reacción **endotérmica**.

Ley de Hess

La ley de Hess establece que el calor absorbido o desprendido en una reacción química es el mismo ya sea que la reacción se verifique en una etapa o en varias.

Una de las consecuencias más útiles de esta ley es la realización del cálculo de calores de reacción de aquellos procesos efectuados a presión constante en los que no es posible llevar a cabo la medición directa.⁹



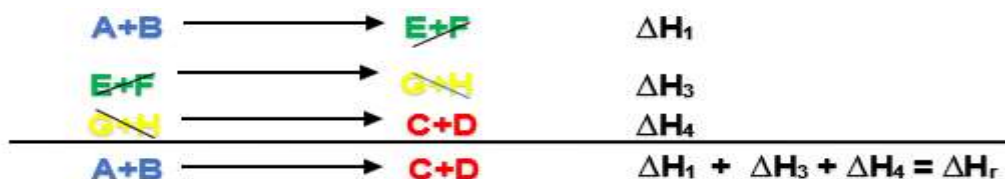
Así, no importa si el proceso inicia con los reactivos **A+B**, para generar los productos **C+D**, se realiza en una etapa.



Por otro lado, si el proceso se realiza en dos etapas, tenemos lo siguiente:



Si se realiza en tres etapas:



⁹ Rodríguez Z, O., Carmona T, C. and Gutiérrez R, E., 2009. La Química En Tus Manos II. 1st ed. México, D.F.: UNAM, Dirección General de la Escuela Nacional Preparatoria, p 28.

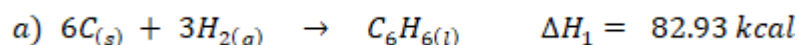
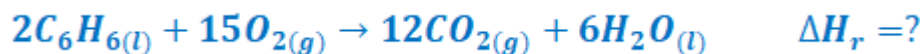
La cantidad de energía involucrada en el proceso total siempre será la misma¹⁰.

Pasos para determinar el calor absorbido o desprendido (entalpía de reacción ΔH), mediante la ley de Hess:

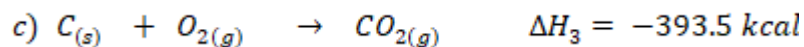
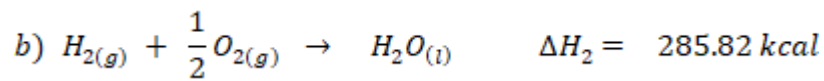
1. Analizar la reacción a la cual vamos a determinar la entalpía de reacción, identificar los productos, reactivos y sus especies participantes.
2. Identificar cada especie de la reacción en las semirreacciones.
3. Se le asigna una semirreacción a cada especie de la reacción, si una sustancia participante se encuentra presente en más de una semirreacción, dicha sustancia no se trabaja, su resultado se dará en automático con las demás.
4. Si la sustancia de la reacción se encuentra en los reactivos y la misma sustancia en la semirreacción se encuentra en los productos, se invierte la ecuación, al invertirla la entalpía de la semirreacción cambia de signo, se verifica que una vez invertida la sustancia se encuentre en el mismo miembro (reactivos o productos), y que el coeficiente de la sustancia de la semirreacción sea el mismo que en la reacción, de lo contrario se multiplica por el número deseado.
5. Se suman las semirreacciones modificadas y sus correspondientes entalpías, cancelando lo que este como reactivo y como producto en la misma cantidad, obteniendo la reacción proporcionada y la entalpía de reacción.
6. Con los datos obtenidos podemos determinar si es una reacción exotérmica (ΔH -) o endotérmica (ΔH +).

Ejemplo:

Determinar la entalpía de reacción para la siguiente ecuación, utilizando las semirreacciones (a, b, c):

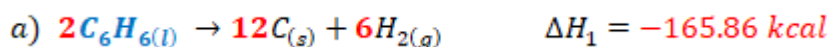


¹⁰ Dcb.fi-c.unam.mx. 2020. Ley De Hess. [online] Available at: <http://dcb.fi-c.unam.mx/CoordinacionesAcademicas/FisicaQuimica/Quimica/articulos/a_hess.pdf> [Accessed 9 May 2020].



Analizando las semirreacciones observamos lo siguiente:

El **benceno (C₆H₆)** en la reacción general se encuentra en los reactivos, con un coeficiente número 2, mientras que analizando las semirreacciones lo encontramos en los productos de (a) y coeficiente 1, por lo que debemos invertir la ecuación y multiplicarla (x2), para obtener una reacción donde el benceno se encuentre en los reactivos y con coeficiente de 2, tal como se encuentra en la reacción deseada, obteniendo el doble de la entalpía y signo negativo, el resultado de esta modificación es el siguiente:

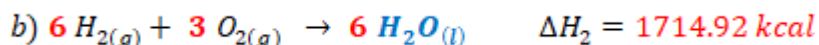


El **oxígeno (O₂)** se encuentra presente en la semirreacción (b) y (c), por lo cual lo descartaremos para su análisis.

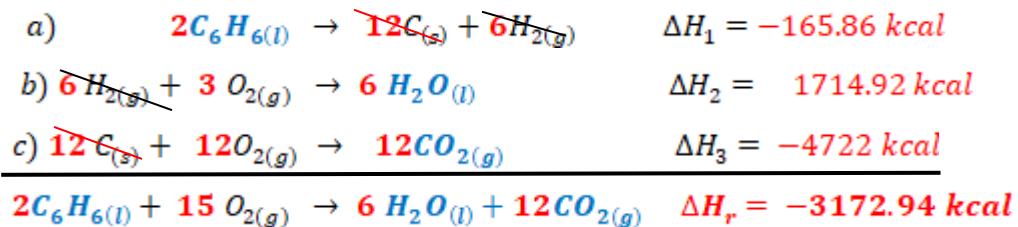
El **dióxido de carbono (CO₂)**, en la reacción general se encuentra en los productos, con un coeficiente número 12, mientras que analizando las semirreacciones lo encontramos en los productos de (c), con coeficiente número 1, por lo que se multiplica toda la ecuación (x12), el signo de la entalpía se respeta y queda lo siguiente:



El **agua (H₂O)** en la reacción general se encuentra en los productos, con un coeficiente 6, mientras que analizando las semirreacciones lo encontramos en los productos de (b) y coeficiente 1, por lo que se multiplica toda la ecuación (x6) y queda lo siguiente:



Se suman las semirreacciones modificadas y sus correspondientes entalpías, cancelando lo que esté como reactivo y como producto y sumando términos iguales como se muestra a continuación:



Podemos observar que después de haber realizado el procedimiento nuestro resultado es igual a la reacción original, el calor de formación obtenido es negativo ($\Delta H_r = -$, $\Delta H_r < 0$), por lo que estamos hablando de una reacción **exotérmica**.

$\Delta H_r = - 3172.94$ hablamos de una **reacción exotérmica**



Actividades

DE APRENDIZAJE

En esta sección desarrollarás actividades que te servirán de evidencia para verificar el logro del propósito del corte y te permitirán ejercitar los aprendizajes esperados.

I. Reacciones termoquímicas¹¹

Identifica el tipo de reacción y el calor desprendido o absorbido en los siguientes ejercicios:

Ecuación termoquímica	Tipo de reacción	ΔH
1. $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)} + 571.1 \text{ kJ}$		
2. $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)} + 184.446 \text{ kJ}$		
3. $H_{2(g)} + I_{2(g)} + 50.99 \text{ kJ} \rightarrow 2HI_{(g)}$		
4. $CaCO_{3(s)} + 177.65 \text{ kJ} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$		
5. $2Ag_{(s)} + Br_{2(l)} \rightarrow 2AgBr_{(ac)} + 198.96 \text{ kJ}$		
6. $PCl_{5(g)} + 94.05 \text{ kJ} \rightarrow PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$		

Puedes utilizar este espacio para realizar algún cálculo si lo necesitas.

¹¹ Rodríguez Z, O., Carmona T, C. and Gutiérrez R, E., 2009. *La Química En Tus Manos II*. 1st ed. México, D.F.: UNAM, Dirección General de la Escuela Nacional Preparatoria, p.21.

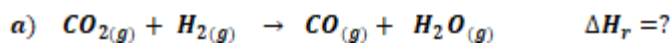
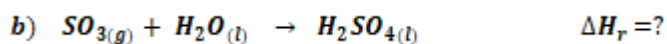
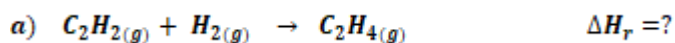
II. Escribe las ecuaciones termoquímicas que ilustren los siguientes enunciados.

1. La disolución de bicarbonato de sodio $\text{NaHCO}_{3(ac)}$, reacciona con el ácido clorhídrico (HCl) para producir cloruro de sodio, agua y dióxido de carbono. El sistema absorbe 11.8 kJ de calor a presión constante, por cada mol de bicarbonato de sodio.

2. Un propelente para cohetes se obtiene al mezclar hidracina, $\text{N}_2\text{H}_{4(g)}$, y tetróxido de dinitrógeno $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$. Estos compuestos reaccionan para dar nitrógeno gaseoso y vapor de agua, desprendiendo 1049 kJ de calor a presión constante.

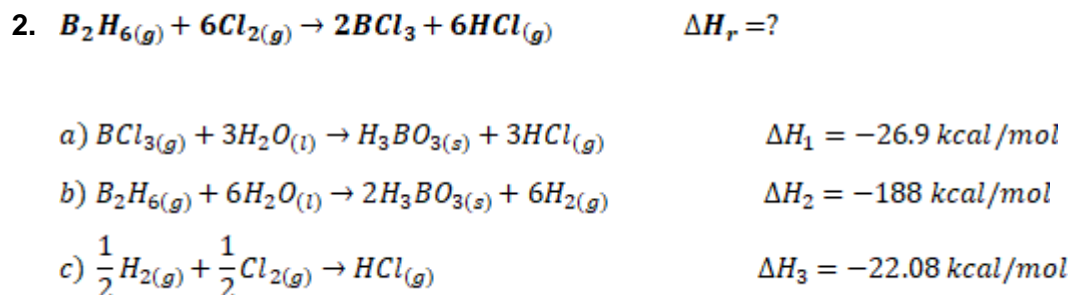
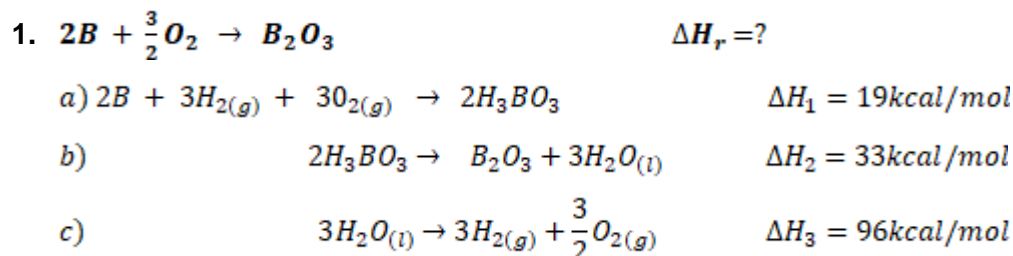
III. Entalpía de reacción

Calcula el valor de la entalpía de reacción de los siguientes ejercicios, utilizando los datos de entalpía de formación de la tabla de entalpías proporcionada, recuerda que cualquier elemento libre sin combinar su entalpía de formación es cero, identifica el tipo de reacción y representa su diagrama de entalpía.



IV. Ley de Hess

Aplicando la ley de Hess, determina el calor de reacción utilizando los datos proporcionados e indica que tipo de reacción es.



V. Producción de ácido sulfúrico

Realiza el siguiente ejercicio referente a la Fabricación de ácido sulfúrico (II): método de contacto¹², escrito por Quimitube el 24 April.

a. Lee lo que a continuación se presenta:

En una entrada anterior explicamos la **fabricación de ácido sulfúrico mediante el método de las cámaras de plomo**. Sin embargo, lo cierto es que ese, es un método desfasado y poco utilizado, siendo el método que trataremos en esta entrada, el de contacto, el más frecuente. No se trata de un método reciente: fue patentado en 1831 por un comerciante de vinagre británico, Peregrine Phillips, pero permite obtener un **ácido sulfúrico de mayor pureza y concentración**.

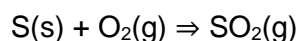
¹² Quimitube.com. 2020. *Producción De Ácido Sulfúrico Por El Método De Contacto* | Quimitube. [online] Available at: <<http://www.quimitube.com/fabricacion-acido-sulfurico-metodo-de-contacto>> [Accessed 15 May 2020].

El **método de contacto** para la **producción de ácido sulfúrico** es un método que utiliza una **catálisis heterogénea**, es decir, el catalizador empleado está en una fase de agregación distinta. En concreto, suele utilizarse un **catalizador sólido**, el pentóxido de vanadio, V_2O_5 . Este método permite obtener un ácido sulfúrico con una concentración en torno al 98% en peso (es decir, 98 gramos de ácido sulfúrico por cada 100 gramos de disolución; los dos gramos restantes son agua), que es el que suele utilizarse en el laboratorio, por ejemplo, para preparar posteriormente disoluciones menos concentradas.

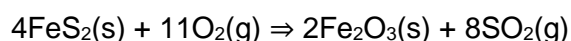
Igual que el método de las cámaras de plomo, el método de contacto parte del dióxido de azufre obtenido por distintos métodos. Veamos cada etapa de forma individual.

Primera etapa: producción de dióxido de azufre, SO_2

En general, la **producción de SO_2** se puede escribir como:



Sin embargo, esta reacción será válida únicamente si la **producción del dióxido de azufre** se lleva a cabo a partir de **azufre puro sólido**. Aunque esta es la situación ideal, por la menor producción de subproductos o presencia de impurezas y el mayor rendimiento, lo cierto es que hay muchas plantas de **producción de sulfúrico** que emplean otras fuentes para la producción inicial de SO_2 . Una fuente usada muy habitualmente es la piritita, mineral disulfuro de hierro, FeS_2 , que por tostación con exceso de aire produce óxido de hierro(III) y dióxido de azufre en una reacción redox.



Trabajar con exceso de aire hará que el SO_2 producido esté ya mezclado con oxígeno en la corriente de salida hacia la siguiente etapa, lo cual será necesario para la obtención de SO_3 . Una vez obtenido el dióxido de azufre y antes de entrar en el reactor, se debe purificar, ya que puede estar mezclado con restos de otros compuestos. Para ello se pueden emplear diversos métodos, como hacerlo pasar por separadores de polvo, mecánicos o electrostáticos, y el lavado con agua y ácido sulfúrico concentrado. Ya purificado pasará al reactor para la producción de SO_3 .

Segunda etapa: producción de trióxido de azufre, SO_3 , a partir de SO_2

La **producción de trióxido de azufre** a partir de la reacción del dióxido de azufre con el oxígeno es una reacción exotérmica y reversible (no se produce de forma completa, sino que alcanza un equilibrio químico, en el que sigue habiendo presencia tanto de reactivos como de productos). Podemos escribir su ecuación termoquímica como:

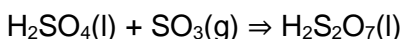


La reacción se lleva a cabo en **presencia de un catalizador sólido**, que puede ser platino o pentaóxido de vanadio, V_2O_5 , aunque este último es más habitual porque es menos susceptible de envenenamiento y desgaste que el platino (especialmente en plantas en las que se obtiene el SO_2 por tostación de pirita, ya que esta a menudo contiene arsénico. El arsénico no se puede eliminar en su totalidad de la corriente de gases producidos y envenena el platino en el convertidor). La actuación del catalizador es óptima entre 400 y 450°C, y es por este motivo que se emplean estas temperaturas, a pesar de que una disminución de la temperatura favorecería la reacción termodinámicamente (por ser exotérmica) pero afectaría negativamente a la cinética de reacción, como se explicará con mayor detenimiento en un apartado posterior. En cuanto a la presión, se mantiene a 1 o 2 atmósfera, pues si bien un aumento de la presión favorecería el desplazamiento de la reacción a la derecha (**principio de Le Châtelier**) supondría un sobre coste no asumible del proceso industrial. De hecho, esto ocurre a menudo y es una limitación importante en la industria: las mejores condiciones para el proceso químico no tienen por qué ser (y generalmente nunca son) las mejores condiciones para el bolsillo de la industria, principalmente considerando los costes de la energía eléctrica. Condiciones de presión y temperatura, el tipo de reacción

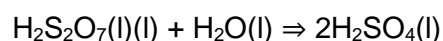
Tercera etapa: Conversión del SO_3 en ácido sulfúrico

La **conversión del SO_3 en ácido sulfúrico** no se puede llevar a cabo por simple reacción del trióxido de azufre con agua. ¿Por qué? El motivo es que la reacción $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ es incontrolable y crea una niebla de ácido sulfúrico y de trióxido de azufre que afecta negativamente al proceso. Por ello, en lugar de esto, lo que se hace primero es **disolver el trióxido de azufre en ácido sulfúrico concentrado**, lo que produce **ácido disulfúrico** (Dihidrógeno (heptaoxidodisulfato) para los amigos de la IUPAC desde 2005 y óleum para los químicos más anticuados, debido a su consistencia aceitosa y color café

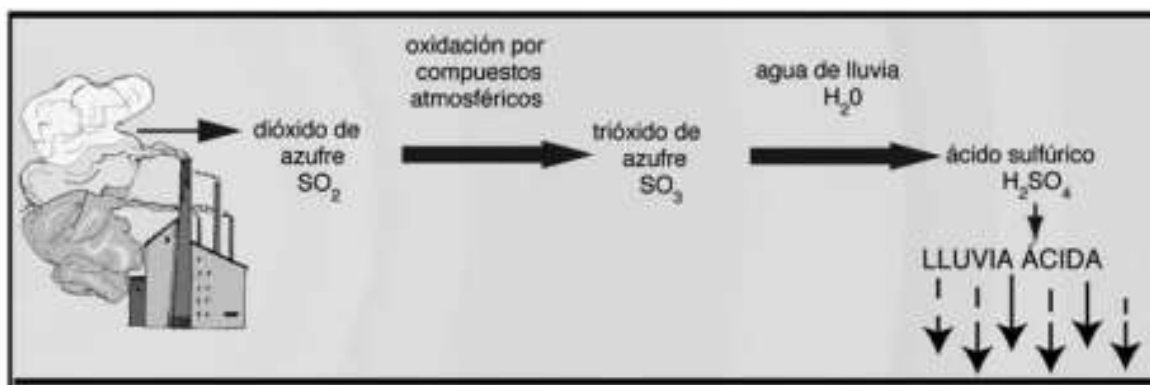
oscuro):



A este ácido también se le denomina ácido sulfúrico fumante, por su tendencia a emitir vapores. El $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7(\text{l})$ sí que puede reaccionar con agua de forma segura en una reacción favorable termodinámicamente, descomponiéndose para **producir ácido sulfúrico concentrado del 97 al 99%**.



La Lluvia ácida¹³



¿Qué es la lluvia ácida? La lluvia es naturalmente ácida; su pH puede ser hasta de 5.6 debido a que el CO₂ presente en el aire reacciona con el agua de lluvia formando un ácido débil (el ácido carbónico). Esta acidez es benéfica, ya que ayuda a disolver algunos minerales del suelo que son necesarios para los animales y las plantas. Cuando el pH de la lluvia es menor a 5.6, se dice que ésta es ácida. La nieve y la neblina también pueden ser ácidas, de hecho, se ha detectado neblina con un pH de 1.8. La lluvia ácida se detectó por primera vez en Inglaterra, en 1872, donde era ocasionada por el uso de carbón y aceite como combustibles. El término lluvia ácida fue acuñado por Angus Smith, quien estudió la contaminación industrial en ese país. La lluvia ácida es uno de los problemas ambientales más graves, que está afectando gradualmente a todo el planeta. Sus efectos a distancia se han observado en forma particular en Canadá, donde ha dañado muchos bosques y lagos alejados de las fábricas y las ciudades. Este daño parece estar relacionado, entre otras cosas, con el hecho de que el agua acidificada disuelve productos

¹³ Catalá, R., 1998. *Guía Del Maestro*. [online] Comoves.unam.mx. Available at: <http://www.comoves.unam.mx/assets/revista/1/guidelmaestro_1.pdf> [Accessed 1 June 2020].

tóxicos en las rocas y suelos, y los lleva hasta los ríos, donde envenenan a peces y plantas.

Efectos en la salud

En los seres humanos, la lluvia ácida puede causar irritación en los ojos y la piel, así como trastornos respiratorios. El ingreso a hospitales de pacientes con problemas respiratorios graves que se pueden asociar con la contaminación aumenta en verano. Estas admisiones se relacionan con los niveles de ozono y de sulfatos en la atmósfera. Estos últimos son resultado de la interacción del agua de lluvia con los contaminantes de fábricas, autos y camiones (ver esquema). Cuando las personas respiran esos sulfatos, sus conductos aéreos se constriñen y el flujo de oxígeno a los pulmones disminuye. Aunque normalmente las mucosas de la nariz atrapan y filtran las partículas grandes de polvo y sulfatos, una persona que se ejercita al aire libre puede inhalar aire ácido en cantidad suficiente para que su tracto respiratorio resulte afectado.

Influencia en los lagos

El daño que causa la lluvia ácida en los lagos depende en cierta medida de la presencia de algunos minerales en éstos. Los lagos que tienen piedra caliza presentan una mayor resistencia al aumento de la acidez, debido a un efecto de amortiguamiento natural: los ácidos sulfúrico y nítrico reaccionan con el carbonato de calcio produciendo sulfato y nitrato de calcio, respectivamente, que no dañan a las plantas y animales. Por el contrario, los lagos que tienen granito se ven afectados rápidamente por la lluvia ácida. Se ha tratado de neutralizar la acidez de los lagos agregando rocas alcalinas que contengan calcio, pero el proceso es caro y difícil de realizar; además, no se logra recuperar el estado inicial del lago.

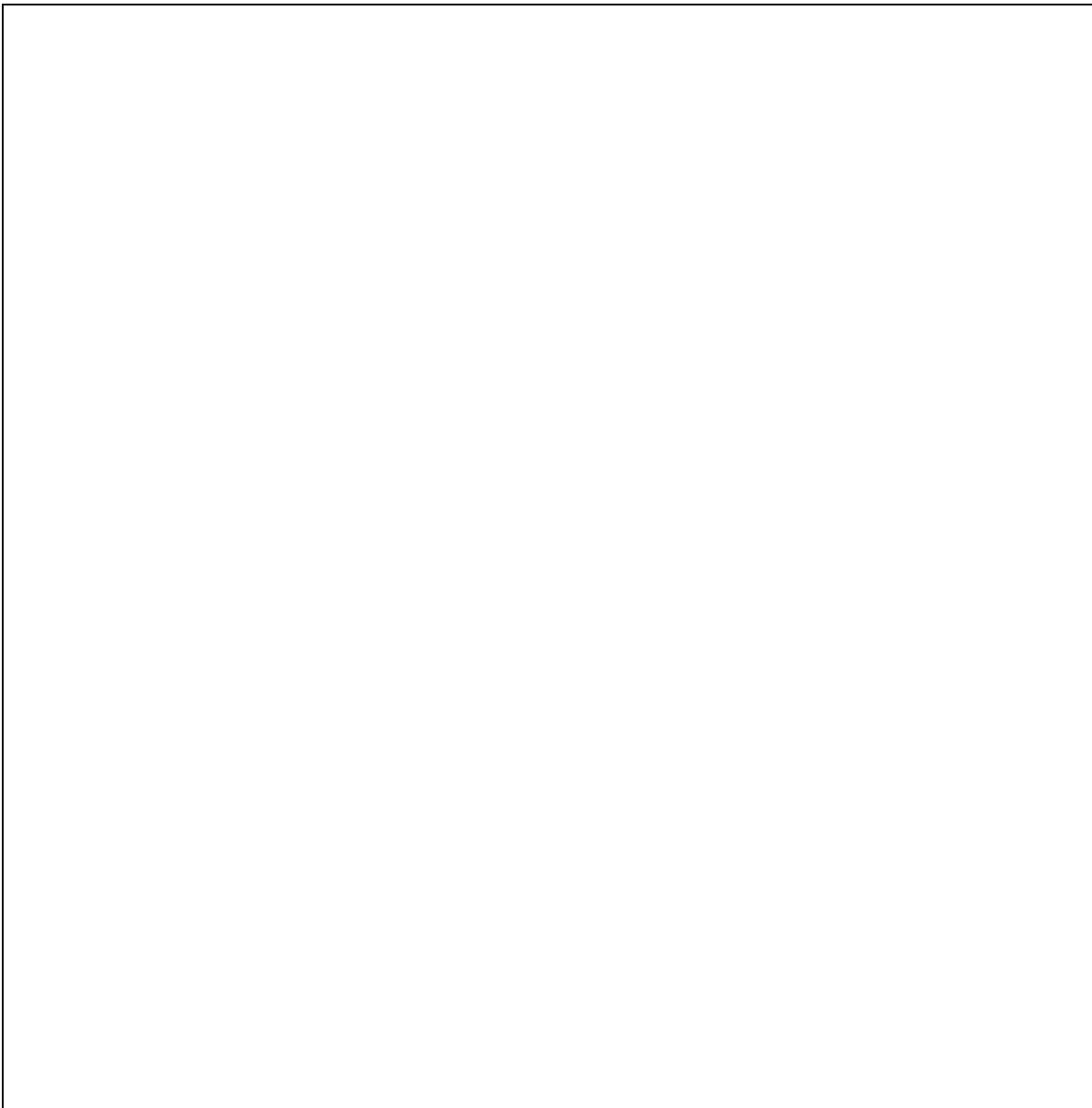
El efecto sobre los organismos vivos

Cuando la capacidad de un lago para contrarrestar la acidez ha sido rebasada, esta última aumenta poco a poco hasta afectar las formas de vida que allí habitan. En un lago con pH de 6.5 puede existir una gran diversidad de vida. Cuando el pH disminuye a 5.5 por efecto de la lluvia ácida, el exoesqueleto de los crustáceos de agua dulce, como acociles y

langostinos, se ablanda. Una vez que el pH baja a menos de 5.0, algunos peces mueren y la mayoría deja de reproducirse. La vegetación decrece drásticamente cuando el pH es menor de 4.0 y la mayoría de los peces muere. En el agua ácida, los peces pierden calcio de los huesos para mantener su balance químico interno. Debido a que los músculos de los peces permanecen fuertes mientras sus huesos se debilitan por la pérdida de calcio, el esqueleto completo pierde su forma.

Utilizando la información sobre la producción del ácido sulfúrico realiza lo que se te pide:

- b. Desarrolla el diagrama de producción del ácido sulfúrico con todas las variables que intervienen en su proceso de elaboración.



c. Determina las reacciones que se llevan a cabo para su producción.

d. Escribe impacto social, económico y ambiental.

Impacto de los procesos industriales		
Social	Económico	Ambiental



En este apartado te recomendamos páginas web y videos para que complementes algunos contenidos considerados en esta guía.

Entalpía de las reacciones químicas

[http://dcb.ingenieria.unam.mx/wp-content/themes/tempera-](http://dcb.ingenieria.unam.mx/wp-content/themes/temperachild/CoordinacionesAcademicas/FQ/Q/Academia/TEMA6_ALPM.pdf)

[child/CoordinacionesAcademicas/FQ/Q/Academia/TEMA6_ALPM.pdf](http://dcb.ingenieria.unam.mx/wp-content/themes/temperachild/CoordinacionesAcademicas/FQ/Q/Academia/TEMA6_ALPM.pdf)

<http://www.quimitube.com/videos/termodinamica-teoria-11-calculo-de-la-entalpia-de-reaccion-a-partir-de-las-entalpias-de-formacion/>

Ley de Hess

[http://dcb.ingenieria.unam.mx/wp-content/themes/tempera-](http://dcb.ingenieria.unam.mx/wp-content/themes/temperachild/CoordinacionesAcademicas/FQ/Q/Academia/TEMA6_ALPM.pdf)

[child/CoordinacionesAcademicas/FQ/Q/Academia/TEMA6_ALPM.pdf](http://dcb.ingenieria.unam.mx/wp-content/themes/temperachild/CoordinacionesAcademicas/FQ/Q/Academia/TEMA6_ALPM.pdf)



Fuentes

CONSULTADAS

1. Brady, J. and García Ferrer, C., 2001. *Química Básica*. 2nd ed. México: Limusa Wiley, pp.207-212.
2. Catalá, R., 1998. *Guía Del Maestro*. [online] Comoves.unam.mx. Available at: <http://www.comoves.unam.mx/assets/revista/1/guiadelmaestro_1.pdf> [Accessed 1 June 2020].
3. Cbgobmx.cbachilleres.edu.mx. 2020. *Colegio De Bachilleres*. [online] Available at: <https://cbgobmx.cbachilleres.edu.mx/que-hacemos/Programas_de_estudio_vigentes/6to_semestre/especifica/04_Procesos_industriales.pdf> [Accessed 15 May 2020].
4. Chang, R., Ramírez Medeles, M., Zugazagoitia Herranz, R. and College, W., 2003. *Química*. 7th ed. México: McGraw-Hill/Interamericana, pp.205-233.
5. Dcb.fi-c.unam.mx. 2020. *Ley De Hess*. [online] Available at: <http://dcb.fi-c.unam.mx/CoordinacionesAcademicas/FisicaQuimica/Quimica/articulos/a_hess.pdf> [Accessed 9 May 2020].
6. García Becerril, M., 2008. *Química I*. 1st ed. México: McGraw-Hill, pp.30-32.
7. Khan Academy. 2020. *¿Qué Es La Primera Ley De La Termodinámica? (Artículo) | Khan Academy*. [online] Available at: <<https://es.khanacademy.org/science/physics/thermodynamics/laws-of-thermodynamics/a/what-is-the-first-law-of-thermodynamics>> [Accessed 10 May 2020].
8. Quimitube.com. 2020. *Producción De Ácido Sulfúrico Por El Método De Contacto | Quimitube*. [online] Available at: <<http://www.quimitube.com/fabricacion-acido-sulfurico-metodo-de-contacto>> [Accessed 15 May 2020].
9. Rodríguez Z, O., Carmona T, C. and Gutiérrez R, E., 2009. *La Química En Tus Manos II*. 1st ed. México, D.F.: UNAM, Dirección General de la Escuela Nacional Preparatoria, p.21, 28.
10. Rua.ua.es. 2020. *Ley De Hess*. [online] Available at: <<https://rua.ua.es/dspace/bitstream/10045/17403/1/Ley%20Cero%20termodinamica.pdf>> [Accessed 11 May 2020].



Corte de aprendizaje

CORTE

3

Cinética química

Al finalizar el corte, serás capaz de aplicar conceptos de cinética y equilibrio químico en reacciones involucradas en algunos procesos industriales, para valorar el papel del ser humano como agente modificador del entorno natural y las implicaciones sociales económicas y ambientales de la industria.

Contenido específico	Aprendizajes esperados
<ul style="list-style-type: none">• Teoría de las colisiones• Velocidad de reacción y factores que la afectan• Equilibrio químico• Ley de acción de masas• Principio de Le Chatelier	<ul style="list-style-type: none">• Utiliza la teoría de las colisiones para explicar los factores que influyen en la velocidad de reacción• Determinar el efecto de la temperatura, la concentración y el catalizador en la velocidad de reacción a partir de la experimentación• Explica el equilibrio químico a partir de la reversibilidad de las reacciones químicas• Identifica las variables que influyen en el equilibrio químico:<ul style="list-style-type: none">• Concentración• Presión• Temperatura• Utilizarás la ley de acción de masas para escribir la constante de equilibrio de las reacciones químicas• Determinarás la dirección en que ocurre una reacción química a partir del principio de Le Chatelier



Conocimientos

PREVIOS

Para el logro de los aprendizajes es necesario que recuerdes información que previamente has aprendido, a esto se le conoce como conocimientos previos los cuales corresponden a:

- Energía cinética: Es aquella que poseen las partículas de los cuerpos en movimiento
- Colisión: Choque entre dos o más cuerpos (en química es entre dos o más partículas)
- Energía de activación: Es la energía mínima necesaria para tener una colisión exitosa
- Reacción reversible: Son aquellas donde los reactivos reaccionan formando productos y los productos reaccionan formando reactivos.
- Reacción irreversible: Es aquella que se lleva a cabo en una sola dirección, los reactivos reaccionan para producir productos.
- Presión: Es una medida de la fuerza, por unidad de área, que la sustancia
- Volumen: Es la cantidad de espacio tridimensional ocupado por un sólido, líquido o gas.
- Temperatura: Es una propiedad intensiva que no depende de la cantidad de masa o materia.
- Cantidad de sustancia: O mejor conocida como número de moles, nos define el tamaño del ensamble de entidades elementales ya sean átomos, moléculas, iones, etc.



Contenidos

A continuación, encontrarás una serie de conceptos que serán el apoyo para lograr el propósito del corte 3.

Cinética Química

La cinética química es la rama de la química que se ocupa del estudio de las velocidades a las que se efectúan las reacciones químicas.

La **velocidad de reacción corresponde** es la cantidad de sustancias reaccionantes que se convierten en productos en la unidad de tiempo,

El **tiempo de reacción** es el tiempo transcurrido desde el inicio de una reacción hasta la aparente terminación de la misma.

Teoría de las colisiones

Dice que las reacciones químicas suceden como resultado de las colisiones (choques), entre las moléculas, átomos o iones participantes en una reacción, es de esperarse que la velocidad de una reacción sea directamente proporcional al número de colisiones moleculares por segundo.

Según la teoría de las colisiones siempre hay una reacción cuando chocan las moléculas de una sustancia A con una sustancia B. Sin embargo, no todas las colisiones conducen a la reacción. Los cálculos basados en la teoría cinética molecular muestran que a presiones y temperaturas normales ocurren alrededor de 1×10^{27} colisiones binarias (colisiones entre dos moléculas), en un volumen de 1 ml, cada segundo, en fase gaseosa. En los líquidos hay todavía más colisiones por segundo. Si cada colisión binaria condujera

a un producto, la mayoría de las reacciones se completaría de manera casi instantánea. En la práctica, que las velocidades de las reacciones varían mucho. Esto significa, que, en muchos casos, las colisiones por sí mismas no garantizan que se lleve a cabo una reacción.¹⁴

Factores que modifican la velocidad de reacción

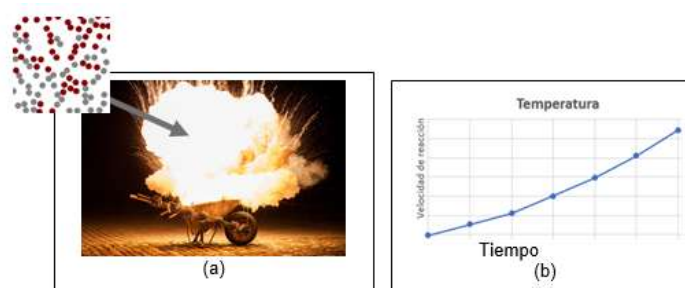
- **Concentración.** Al aumentar la concentración de los reactivos la velocidad aumenta, debido a la cantidad de partículas que se encuentran presentes lo que origina mayor choque entre los reactivos favoreciendo la reacción.



Si aumentamos la concentración de los reactivos A, B o C, aumenta la velocidad de reacción (a), en la gráfica se observa como al ir desapareciendo los reactivos, incrementan los productos (b).

- **Catalizador:** Son sustancias que sirven para acelerar o retardar la velocidad de una reacción, sin sufrir modificación, sin afectar de tal forma que si disminuye la energía de activación aumenta la velocidad
- **Temperatura:** El aumento de la temperatura incrementa la velocidad de reacción, ya sea por su energía de activación que contienen o se le agregue energía para que la reacción se efectúe, ocasionando mayores choques de sus partículas, como se muestra en la figura (a), y la representación del efecto de la temperatura en la velocidad de reacción la podemos observar en (b).

¹⁴ Chang, R., Ramírez Medeles, M., Zugazagoitia Herranz, R. and College, W., 2003. *Química*. 7th ed. México: McGraw-Hill/Interamericana, pp.509 - 561.



Lo anterior puede ser demostrado a través del siguiente experimento:

El objetivo es determinar los factores que afectan la velocidad de reacción, al disolver pastillas efervescentes, variando la cantidad de reactivo en agua fría y en agua caliente.

El material que se utiliza es: 3 vasos de la misma medida, cronómetro, 12 pastillas efervescentes, agua fría y agua caliente.

Una vez que se tienen los materiales se procede a:

1. Numerar tus tres vasos del 1 al 3
2. Colocar la misma cantidad de agua a temperatura ambiente en cada vaso
3. A cada vaso se le agrega la cantidad de pastillas efervescentes que indica en la siguiente tabla:

Vaso	Pastillas	Tiempo de reacción	
		Agua fría	Agua caliente
1	1	60	45
2	2	55	40
3	3	50	35

4. Se registra el tiempo, desde el momento en que se agregan las pastillas hasta cuando haya desaparecido por completo.
5. Se calienta el agua y se repite el experimento con la misma cantidad de pastillas.



Analizando los resultados obtenidos se concluye que:

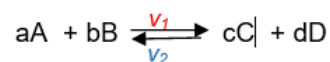
1. Al incrementar la temperatura del agua se incrementa la velocidad de reacción y el tiempo en que desaparecen los reactivos (pastillas efervescentes) es menor.
2. Al incrementar la concentración (mayor cantidad de pastillas), incrementa la velocidad de reacción, debido a que se incrementan la cantidad de choques entre moléculas de agua y de las pastillas efervescentes.

Equilibrio químico

Se establece cuando existen dos reacciones opuestas que tienen lugar simultáneamente a la misma velocidad.

Una reacción en equilibrio es un proceso dinámico en el que continuamente los reactivos se están convirtiendo en productos y los productos se convierten en reactivos; cuando lo hacen a la misma velocidad nos da la sensación de que la reacción se ha paralizado

Considerando la siguiente reacción:



Donde:

v_1 = velocidad de formación de los productos

v_2 = velocidad de formación de los reactivos

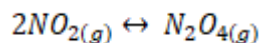
Es una reacción reversible donde los reactivos reaccionan formando productos y los productos a su vez forman reactivos, cuando la velocidad de formación de los productos (v_1), es igual a la velocidad de formación de los reactivos (v_2), son iguales entonces tenemos un estado de equilibrio dinámico.¹⁵

Es un estado dinámico en el cual la concentración de todos los reactivos permanece constante.

¹⁵ Mheducation.es. 2020. Equilibrio Químico. [online] Available at: <<https://www.mheducation.es/bcv/guide/capitulo/844816962X.pdf>> [Accessed 14 May 2020].

Ejemplo

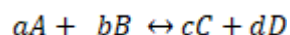
Al introducir 2 moléculas de $\text{NO}_{2(g)}$ en un recipiente cerrado, reaccionan formando N_2O_4 , de acuerdo con la siguiente reacción:



Siendo una reacción reversible la reacción de dos moléculas de $\text{NO}_{2(g)}$, reaccionan formando una molécula de N_2O_4 , desplazándose la reacción hacia la derecha y una molécula N_2O_4 , se descompone para formar dos moléculas de NO_2 desplazándose la reacción hacia la izquierda, de manera que el N_2O_4 , se forma y se descompone exactamente a la misma velocidad. Esto conduce al equilibrio químico, situación en la cual las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes en forma indefinida siempre y cuando las condiciones no cambien.¹⁶

Ley de acción de masas

Propuesta por Guldberg y Waage que para una reacción de este tipo.



Donde A, B, C y D son las especies químicas y a, b, c, y d, son los coeficientes de la ecuación balanceada

Partiendo de la definición de equilibrio químico donde las velocidades de formación de los productos a partir de los reactivos son exactamente igual a la velocidad de formación de los reactivos a partir de los productos, la ley de acción de masas se representa mediante la siguiente expresión de equilibrio:

$$K_{eq} = \frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactivos}]}$$

¹⁶ Zumdahl, S., Aguilar Ortega, M., González Muradás, R., Montagut Bosque, P. and Sansón Ortega, C., 2007. *Fundamentos De Química*. 2nd ed. México, D.F.: McGraw-Hill Interamericana, pp.482-488.

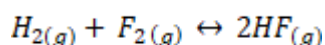
La concentración de los productos, entre la concentración de los reactivos quedando de la siguiente manera:

$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Las concentraciones de los productos elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos son divididas entre las concentraciones de los reactivos elevadas a sus coeficientes estequiométricos lo que es igual a una constante (K_{eq}).

Ejemplo:

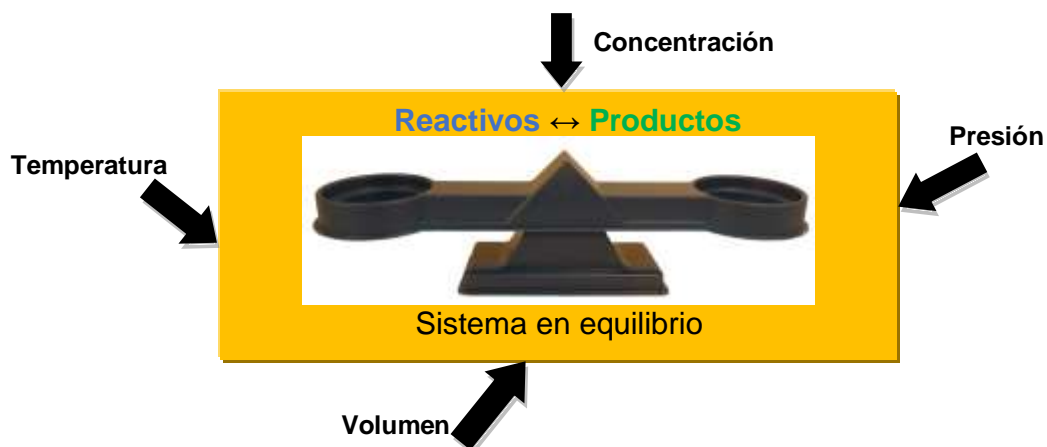
La expresión de la constante de equilibrio para la siguiente reacción es



$$K_{eq} = \frac{[HF_{(g)}]^2}{[H_{2(g)}][F_{2(g)}]}$$

Principio de Le Chatelier

Establece que si se aplica una tensión (**cambio de concentración, presión, volumen o temperatura**) externa a un sistema en equilibrio, el sistema se ajusta de tal manera que se cancela parcialmente dicha tensión alcanzando una nueva posición de equilibrio.¹⁷



¹⁷ Chang, R., Ramírez Medeles, M., Zugazagoitia Herranz, R. and College, W., 2003. *Química*. 7th ed. México: McGraw-Hill/Interamericana, pp.560-590

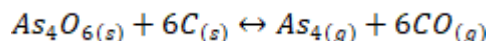
Concentración

Si se le adicionan una cantidad externa de **reactivos** notamos que el brazo de reactivos tiende a estar más abajo por la cantidad extra de peso, mientras que el brazo de los productos se encuentra a mayor altura, para regresar nuevamente al equilibrio se necesita que una cantidad de reactivos reaccione para formar productos, por lo tanto el **desplazamiento es hacia los productos**, cuando agregamos una cantidad extra de productos, para regresar al equilibrio se requiere que cierta cantidad de productos se transformen en reactivos, para regresar nuevamente al equilibrio, en dicho caso la reacción se desplaza hacia los reactivos, de tal forma que **cuando se añade** un producto o reactivo el sistema se **desplaza alejándose del componente que se añadió** si **se retira un** reactivo o producto el sistema se **desplaza hacia el componente que se retiró**.¹⁸



Ejemplo

Observa la siguiente ecuación



Si se determina la dirección del desplazamiento de la reacción con las siguientes variantes:

- Adición de monóxido de carbono
- Adición o eliminación de $\text{C}(s)$ o de $\text{As}_4\text{O}_6(s)$
- Eliminación de $\text{As}_4(g)$

¹⁸ Zumdahl, S., Aguilar Ortega, M., González Muradás, R., Montagut Bosque, P. and Sansón Ortega, C., 2007. *Fundamentos De Química*. 2nd ed. México, D.F.: McGraw-Hill Interamericana, pp. 496-497

Se obtiene que:

- El monóxido de carbono se adiciona a los productos por lo que el desplazamiento de la reacción se desplaza hacia los reactivos (izquierda).
- Al adicionar o eliminar $C_{(s)}$ o $As_4O_{6(s)}$, no afecta nuestra constante, debido a que su estado de agregación es sólido y su compresibilidad es muy pequeña.
- Al eliminar el $As_{4(g)}$, el desplazamiento de la reacción se va hacia los productos (derecha).

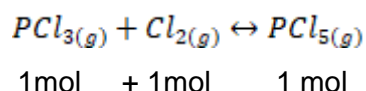
Volumen y presión

En el estado sólido y líquido la compresibilidad es muy pequeña, por ello, no afecta considerablemente, no siendo así en los gases donde el volumen se relaciona con la presión, a mayor presión el volumen disminuye y viceversa (la presión es inversamente proporcional al volumen), por ello en una reacción en equilibrio tomaremos únicamente en cuenta a las especies participantes que se encuentren en estado gaseoso, para poder determinar el desplazamiento de la reacción, donde las especies participantes se encuentran en estado gaseoso y la cantidad de moles presentes en reactivos y en productos, aplicándose lo siguiente para saber el desplazamiento de la reacción:

- Si el **volumen disminuye** y aumenta la presión el desplazamiento será hacia donde haya la **menor** cantidad de moles en estado gaseoso.
- Si el **volumen aumenta** y la presión disminuye el desplazamiento será hacia donde haya la mayor cantidad de moles en estado gaseoso.

Ejemplo

Al determinar el desplazamiento de la reacción de la siguiente ecuación, reduciendo el volumen se obtiene:



Así observamos que en los reactivos hay 2 moléculas, mientras que en los productos solamente 1, por lo que el desplazamiento del equilibrio de la reacción se va hacia donde existe la menor cantidad de moléculas que es en los productos.

Temperatura

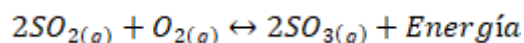
El efecto de la temperatura es diferente porque el valor de K_{eq} si cambia con la temperatura, el **Principio de Le Chatelier**, permite predecir la dirección del cambio del cambio de K_{eq} , debemos de tomar en cuenta la cantidad de energía en una reacción:

En una **reacción exotérmica**, se desprende **energía**, escrito en los productos y se considera parte de ellos, por lo que al añadir energía a este sistema calentándolo, el desplazamiento será en **dirección** tal que la energía se consuma, es decir, a **la izquierda**.

En una **reacción endotérmica** se requiere **energía** para que se lleve a cabo y dicho calor es considerado parte de los reactivos, en este caso el aumento de temperatura ocasiona que el equilibrio se desplace a la **derecha**.¹⁹

Ejemplo

Si se determina el desplazamiento del equilibrio en la siguiente reacción, se obtiene:



Por ser una reacción exotérmica el desplazamiento del equilibrio de la reacción es hacia la izquierda (reactivos).

¹⁹ Zumdahl, S., Aguilar Ortega, M., González Muradás, R., Montagut Bosque, P. and Sansón Ortega, C., 2007. *Fundamentos De Química*. 2nd ed. México, D.F.: McGraw-Hill Interamericana, pp. 502-503



Actividades

DE APRENDIZAJE

En esta sección desarrollarás actividades que te servirán de evidencia para verificar el logro del propósito del corte 3 y te permitirán ejercitar los aprendizajes esperados. actividades de aprendizaje

I. Escribe la representación de la constante de equilibrio para las siguientes reacciones:

1. $2C_2H_4(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2CH_3CHO(g)$
2. $2H_2S(g) + 3O_2(g) \leftrightarrow 2H_2O(g) + 2SO_2(g)$
3. $SO_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \leftrightarrow SO_3(g)$

**II. Completa las siguientes tablas sobre el desplazamiento de las reacciones:
Concentración.**

No	Ecuación	Modificación	Equilibrio desplazado
1	$CO(g) + 2H_2(g) \leftrightarrow CH_3OH(g)$	Adicionar CO	
2	$C_2H_6(g) \leftrightarrow H_2(g) + C_2H_4(g)$	Adicionar H ₂	
3	$2NCl_3(g) \leftrightarrow N_2(g) + 3Cl_2(g)$	Eliminar Cl ₂	
4	$2SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2SO_3(g)$	Eliminar SO ₃	

Volumen y presión

No	Ecuación	Modificación	Equilibrio desplazado
1	$2NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \leftrightarrow 2ClNO_{(g)}$	Presión aumenta	
2	$PCl_{5(g)} \leftrightarrow PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$	Volumen aumenta	

Temperatura

No	Ecuación	Equilibrio desplazado
1	$PCl_{5(g)} + 94.05 \text{ kJ} \leftrightarrow PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$	
2	$2H_2(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2H_2O(g) + 571.13 \text{ kJ}$	



¿QUIERES

CONOCER MÁS?

En este apartado te recomendamos páginas web y videos para que complementes algunos contenidos considerados en este corte.

Teoría de las colisiones

http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena9/3q9_contenidos_3b.htm

http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena9/3q9_ejercicios_2c.htm

http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/EDAD_3eso_reacciones_quimicas_1/3quincena9/3q9_index.htm

Velocidad de reacción y factores que la afectan

http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena9/3q9_ejercicios_2c.htm

http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/EDAD_3eso_reacciones_quimicas_1/3quincena9/3q9_index.htm

Equilibrio químico

http://dcb.ingenieria.unam.mx/wp-content/themes/temperachild/CoordinacionesAcademicas/FQ/Q/Academia/TEMA6_ALPM.pdf

http://www4.ujaen.es/~mjayora/docencia_archivos/bases%20quimicas/TEMA%2010.pdf

Ley de acción de masas

http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/Practica7ReaccionesReversibles_18634.pdf

http://dcb.ingenieria.unam.mx/wp-content/themes/temperachild/CoordinacionesAcademicas/FQ/Q/Academia/TEMA6_ALPM.pdf

http://www4.ujaen.es/~mjayora/docencia_archivos/bases%20quimicas/TEMA%2010.pdf

Principio de Le Chatelier

<http://www.quimitube.com/produccion-industrial-amoniaco-sintesis-de-haber-principio-le-chatelier>

http://dcb.ingenieria.unam.mx/wp-content/themes/temperachild/CoordinacionesAcademicas/FQ/Q/Academia/TEMA6_ALPM.pdf

http://www4.ujaen.es/~mjayora/docencia_archivos/bases%20quimicas/TEMA%2010.pdf



Fuentes

CONSULTADAS

1. Chang, R., Ramírez Medeles, M., Zugazagoitia Herranz, R. and College, W., 2003. *Química*. 7th ed. México: McGraw-Hill/Interamericana, pp.509 - 561.
2. Mheducation.es. 2020. Equilibrio Químico. [online] Available at: <<https://www.mheducation.es/bcv/guide/capitulo/844816962X.pdf>> [Accessed 14 May 2020].
3. Zumdahl, S., Aguilar Ortega, M., González Muradás, R., Montagut Bosque, P. and Sansón Ortega, C., 2007. *Fundamentos De Química*. 2nd ed. México, D.F.: McGraw-Hill Interamericana, pp.482




Autoevaluación

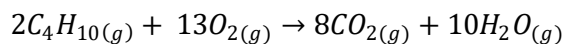
Contesta los siguientes reactivos que te permitirán conocer que tanto has aprendido sobre los temas trabajados en esta guía.

Actividad 1.

- I. Relaciona las columnas identificando qué tipo de reacción termoquímica corresponde

A. Exotérmica B. Endotérmica	1() $\Delta H_r = +, \Delta H_r > 0$ 2() $N_{2(g)} + O_{2(g)} + \Delta \rightarrow 2NO_{2(g)}$ 3() $CH_{2(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)} + \text{energía}$ 4() $6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(g)} + 686 \text{ kcal} \rightarrow C_6H_{12}O_{6(g)} + 6O_{2(g)}$  5()
---------------------------------	---

- II. A partir de los calores de formación de las sustancias que participan en cada uno de los procesos que se indican, determina el tipo de reacción termoquímica, el valor del calor o entalpía de reacción correspondiente y su diagrama de energía.

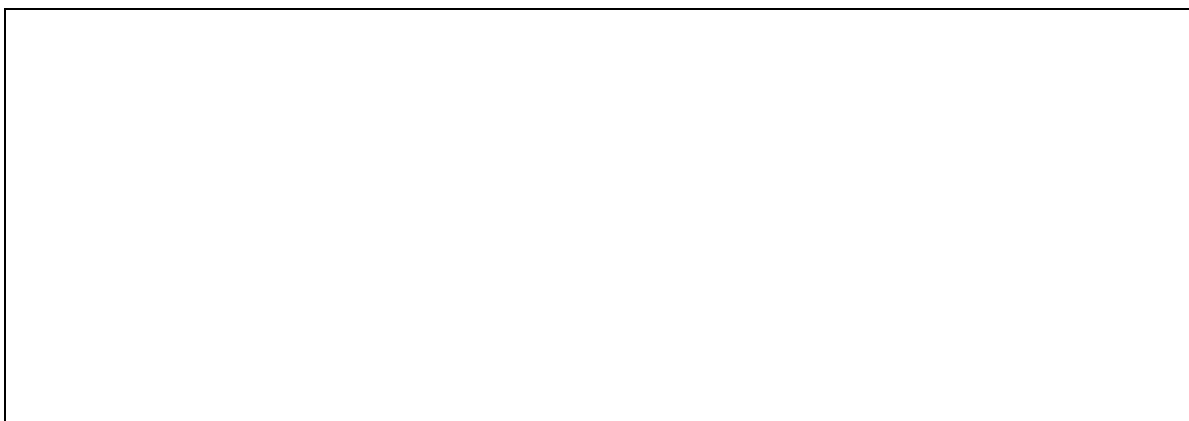
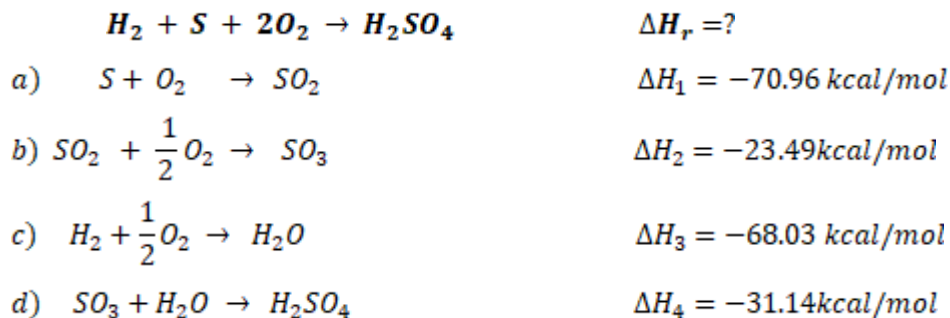


$$\Delta H_f^\circ C_4H_{10(g)} = -30.0 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ CO_{2(g)} = -94.1 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ H_2O_{(g)} = -57.8 \text{ kcal/mol}$$

III. Aplicando la ley de Hess, calcular el calor de formación de las siguientes reacciones, determina el tipo de reacción y el diagrama de energía.



IV. Las grandes cantidades de agua utilizadas por la industria minera provocarían el desecamiento de cuencas hídricas que, de acuerdo con informes de la Comisión Nacional del Agua, se encuentran ya sobreexplotadas y tienen muy poca capacidad de recuperación. Además, los manantiales sagrados donde el pueblo wixárika recolecta sus aguas benditas corren riesgo de ser contaminados con cianuro, xantantos y metales pesados.

¿Cuáles son las implicaciones por el agua utilizada en la minería?

- a) Implica de manera natural por la contaminación del agua, además de manera cultural puesto que para los Wixárikas son aguas benditas y en la salud por las enfermedades que puedan desarrollar por el consumo de aguas contaminadas.

- b) La industria minera estaría en peligro, así como los recursos económicos que se obtienen de ella por la poca capacidad de recuperación y además se perdería el agua sagrada de la población.
- c) Si el pueblo wixárika modifica sus costumbres podría prevenir el consumo del agua y apoyar a la industria minera a seguir el funcionamiento de tal modo que se obtengan más empleos y puedan mejorar sus condiciones económicas.

Actividad 2.

Contesta lo que se te solicita:

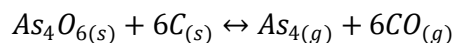
1. **Desde la antigüedad emplean técnicas de conservación, en carne, frutas y verduras, debido a que no cuentan con servicios de refrigeración siendo una forma de conservar los alimentos para las siguientes épocas del año, que factor que hace posible lo anterior es:**

- a) Temperatura
- b) Concentración
- c) Naturaleza de los reactivos
- d) Catalizadores

2. **Las reacciones reversibles se dan cuando:**

- a) La velocidad de los reactivos para convertirse en productos es más rápida que la velocidad de los productos para convertirse en reactivos
- b) La velocidad de los reactivos para convertirse en productos es más lenta que la velocidad de los productos para convertirse en reactivos
- c) La velocidad de los reactivos para convertirse en productos es igual que la velocidad de los productos para convertirse en reactivos

3. **La expresión matemática correcta de la constante de equilibrio para la siguiente reacción es:**



$$a) K_{eq} = \frac{[As_4(g)]^4 [6CO(g)]^6}{[As_4O_6(s)]^4 [6C(s)]^6}$$

$$b) K_{eq} = \frac{[As_4(g)] [CO(g)]^6}{[As_4O_6(s)] [C(s)]^6}$$

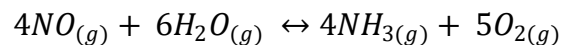
$$c) K_{eq} = \frac{[As_4O_6(s)] [C(s)]^6}{[As_4(g)] [CO(g)]^6}$$

$$d) K_{eq} = \frac{[As_4O_6(s)]^4 [C(s)]^6}{[As_4(g)] [CO(g)]^6}$$

4. Identifica las variables que influyen en el equilibrio químico

- a) Concentración, catalizadores, temperatura
- b) Presión, volumen, catalizadores
- c) Temperatura, volumen, concentración

5. Usando el principio de Le Chatelier, predice el desplazamiento de la siguiente reacción cuando se le elimina agua de la reacción.



- a) El equilibrio se desplaza hacia los productos
- b) La compresibilidad es nula en el agua por ello no afecta y se queda igual
- c) El equilibrio se desplaza hacia los reactivos