

Guía de estudio

SEXTO
SEMESTRE

PROCESOS INDUSTRIALES

<https://huelladigital.cbachilleres.edu.mx>



PLAN 2014
ACTUALIZADO



PLAN 2014

A C T U A L I Z A D O

CRÉDITOS

Autores:

Prof. Juan Gabriel Juárez Miranda
Profesora. Guadalupe Reyes Cruz

Actualización 2022-A

Profesora. Janet Angélica Garduño Chávez

Coordinadores:

María Aurelia Maldonado Velázquez

Revisión pedagógica:

Jorge Alberto Flores Becerril



PRESENTACIÓN

Con la finalidad de acompañar el trabajo con el plan y programas de estudio vigentes, además de brindar un recurso didáctico que apoye al cuerpo docente y al estudiantado en el desarrollo de los aprendizajes esperados; el Colegio de Bachilleres desarrolló, a través de la Dirección de Planeación Académica y en colaboración con el personal docente de los veinte planteles, las guías de estudio correspondientes a las tres áreas de formación: básica, específica y laboral.

Las guías pretenden ser un apoyo para que las y los estudiantes trabajen de manera autónoma con los contenidos esenciales de las asignaturas y con las actividades que les ayudarán al logro de los aprendizajes; el rol del cuerpo docente como mediador y agente activo en el aprendizaje del estudiantado no pierde fuerza, por el contrario, se vuelve fundamental para el logro de las intenciones educativas de este material.

Las guías de estudio también son un insumo para que las y los docentes lo aprovechen como material de referencia, de apoyo para el desarrollo de sus sesiones; o bien como un recurso para la evaluación; de manera que, serán ellos, quienes a partir de su experiencia definirán el mejor uso posible y lo adaptarán a las necesidades de sus grupos.

El Colegio de Bachilleres reconoce el trabajo realizado por el personal participante en la elaboración y revisión de la presente guía y agradece su compromiso, entrega y dedicación, los cuales se reflejan en el servicio educativo pertinente y de calidad que se brinda a más de 90,000 estudiantes.





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 Estequiometría, 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.cbachiller.es.mx. 2020. *Colegio De Bachiller.es*. [online] Available at: <https://cbgobmx.cbachiller.es.mx/que-hacemos/Programas_de_estudio_vigentes/6to_semestre/especifica/04_Procesos_industriales.pdf> [Accessed 15 May 2020].



PRESENTACIÓN

INTRODUCCIÓN

CORTE DE APRENDIZAJE 1	6
Propósito	7
Conocimientos previos	8
Evaluación diagnóstica	9
Productos de uso cotidiano	10
Fórmula mínima	11
Reactivo limitante	15
Pureza de los reactivos	17
Autoevaluación	19
Fuentes Consultadas	21
CORTE DE APRENDIZAJE 2	22
Propósito	23
Conocimientos previos	24
Evaluación diagnóstica	25
Entalpía de las reacciones químicas	26
Ley de Hess	35
Autoevaluación	41
Fuentes Consultadas	42
CORTE DE APRENDIZAJE 3	44
Propósito	45
Conocimientos previos	46
Evaluación diagnóstica	47
Teoría de las colisiones	49
Velocidad de reacción y factores que la afectan	51
Equilibrio químico	54
Ley de acción de masas	56

Principio de Chatelier	58
Autoevaluación	63
Fuentes Consultadas	64
EVALUACIÓN FINAL	65



CORTE

1

ESTEQUIOMETRÍA

Aprendizajes esperados:

- Productos de uso cotidiano
- Fórmula mínima
- Reactivo limitante
- Pureza de los reactivos
- Distinguirás la participación química en la elaboración de productos de uso cotidiano
- Determinarás la fórmula mínima y la fórmula molecular del concepto de mol y composición porcentual
- Realizarás cálculos estequiométricos en reacciones químicas involucradas en procesos industriales, considerando
 1. Reactivo limitante
 2. Pureza de los reactivos
- Identificarás el reactivo limitante a partir de una actividad experimental.

Al finalizar el corte serás capaz de aplicar leyes relacionadas con la estequiometría en reacciones químicas, involucradas en procesos industriales para valorar beneficios y riesgos del impacto económico, social y ambiental de la industria.

RECOMENDACIÓN

Te sugerimos, revise los aprendizajes esperados antes de iniciar con el estudio del corte, realiza las anotaciones que sean necesarias.

En este espacio encontrarás los conocimientos y aprendizajes con los que debes contar previamente, así como una evaluación diagnóstica que te permitirá tener un marco de referencia los aprendizajes con los que cuentas para iniciar el corte.

- Reacciones químicas
- Conceptos de: Sustancia, molécula, reactivo, producto, elemento, símbolo, estado de agregación, coeficiente, masa atómica y mol.
- Ley de la conservación de la materia
- Balanceo de ecuaciones
- Masa molecular



Identifica lo que debes saber para que la comprensión de los contenidos sea más fácil, si descubres que has olvidado algo ¡repásalo!

Para el logro de los aprendizajes es necesario que recuerdes información que previamente has aprendido, a continuación encontrarás una evaluación que te permitirá valorar algunos conocimientos previos con los que cuentas.

Instrucciones. Contesta las preguntas que a continuación se presentan.

1. Sustancia formada por dos o más elementos combinados unos con otros en proporciones fijas:
a) Molécula c) Compuesto d) Elemento
2. Sustancia química compuesta por la misma clase de material con partículas del mismo tipo en toda la extensión. Esta puede ser elemento o compuesto:
a) Elemento b) Sustancia pura c) Molécula
3. Agrupamiento de dos o más átomos unidos por enlaces químicos que se comportan como una partícula individual con una carga eléctrica neutra:
a) Elemento b) Sustancia pura c) Molécula
4. Lavoisier enunció la ...
a) Leyes ponderales b) Ley de las proporciones definidas o constantes
c) Ley de la conservación de la masa
5. Dalton enunció la ...
a) Leyes proporciones múltiples b) Ley de las proporciones definidas o constantes
c) Ley de las proporciones recíprocas
6. Proust enunció la ...
a) Leyes proporciones múltiples b) Ley de las proporciones definidas o constantes
c) Ley de las proporciones recíprocas

PRODUCTOS DE USO COTIDIANO

Los científicos han establecido que los organismos viven interrelacionados con su ambiente, el cual se encuentra en constante cambio. De hecho, la acción recíproca entre los organismos y el ambiente es tan íntima que todos los organismos, en parte, son el producto de este.

La vida es un equilibrio de flujos, es decir, un intercambio continuo entre la materia viva y el ambiente.

Entonces el equilibrio sufre alteraciones en su estructura o en sus funciones se hacen defectuosas sus mecanismos, rompen la armonía del conjunto y en consecuencia, se manifiesta el desequilibrio.

Las modificaciones del ambiente que alteran o rebasan la tolerancia permitida, casi siempre ocasionan perjuicios en los mecanismos de una bioma¹, las desviaciones que sufren los mecanismos ecológicos, biológicos, radican en el no aprovechamiento integral de los factores físicos.

Los altos índices de concentración de sustancias contaminantes en el ambiente se conocen como contaminación ambiental.

La contaminación se conoce como corromper, viciar, pervertir, entonces, es penetrar las inmundicias al ambiente convirtiéndolo en óptimo nocivo.

Se puede calcular que los americanos consumen cada año más de la mitad de las materias primas del mundo, se desechan más de 20 mil millones de toneladas de papel, 28 millones de botellas de vidrio, 48 mil millones de latas, 100 millones de neumáticos y 7 millones de automóviles, y arrojan cada segundo 8 millones de desperdicios, muchos sin tratar, al drenaje.

Al aire contaminado por las emisiones de gases y polvo, producidos por las fábricas, centrales termoeléctricas y autos, oxida el metal, decolora la pintura y produce enfermedades respiratorias en muchas regiones del mundo.

También los desechos industriales originan la lluvia acida, que cae en granjas y bosques, destruyendo árboles y vida silvestre, reduciendo las cosechas y contaminando sus aguas.

Anteriormente, las grandes zonas contaminadas del planeta constituían un porcentaje pequeño, en la actualidad es casi todo, por lo que el problema de la contaminación es muy grave y ha adquirido proporciones dramáticas.

La contaminación ambiental, es principalmente por el exceso de desechos, elaborados por el hombre, y su origen puede ser:

Actividades económicas, como:

- Explotación de recursos minero-metalúrgicos
- Desarrollo de la agricultura
- Crecimiento industrial
- Aumento en la adquisición de autos
- Aumento del desarrollo de una sociedad consumista

Actividades sociales como:

- Urbanización
- Servicios de urbanización (drenaje, etc.).

Actividades culturales, como:

- Hábitos
- Vicios

FÓRMULA MÍNIMA

ESTEQUIOMETRÍA

Para entender el tema de estequiometria (rama de la química que comprende la cuantificación de la masa y de los elementos que están presentes en los compuestos que intervienen en un cambio químico), es importante no solo comprender los conceptos fundamentales, sino también aprender el uso adecuado de las fórmulas y las ecuaciones químicas, como también la relación cuantitativa que se fundamenta con el concepto del mol.

Fórmula mínima

Es la fórmula química más sencilla para un compuesto químico. Indica cuales elementos están presentes y la proporción mínima en números enteros entre sus átomos, es decir, los subíndices de las fórmulas químicas se reducen a los números enteros más pequeños que sean posibles.

Para poder obtener la fórmula mínima se siguen los pasos que a continuación se mencionan:

- Se empieza por el porcentaje de composición de los elementos presentes en 100 g de muestra
- Ejemplo
26.6 % de K (potasio) 35.4% de Cr (cromo) 38% O (oxígeno)
- El porcentaje del elemento presente en la muestra se divide entre la masa atómica y su resultado, corresponde al número de moles del elemento en la muestra. Buscar en la tabla periódica las masas moleculares de los elementos presentes en la ecuación química.

$$\text{K: } \frac{26.6}{39} = 0.68, \quad \text{Cr: } \frac{35.4}{52} = 0.68 \quad \text{O: } \frac{38}{16} = 2.375$$

- Se dividen los valores obtenidos en el paso anterior entre el más pequeño de ellos.

$$\text{K: } \frac{0.68}{0.68} = 1 \quad \text{Cr: } \frac{0.68}{0.68} = 1 \quad \text{O: } \frac{2.375}{0.68} \approx 3.5$$

Nota. Si queda un número fraccionario, los valores encontrados se multiplican por un número tal que, su resultado sea un número entero.

- K: (2)(1) = 2 Cr: (2)(1) = 2 O: (2) (3.5) = 7
- Cada uno de los símbolos de los elementos se ordenan de acuerdo con la electronegatividad de menor a mayor, y los números encontrados en el paso anterior se escribe en dichos elementos como subíndices.
- La fórmula es $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- Esta fórmula expresa a la mínima relación que existe entre los elementos del compuesto.

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 1.

Instrucciones. Encuentra la fórmula mínima o empírica de los compuestos cuyo análisis son:

1. 63% C, 12% H, 25% F

2. 19% Na 27% S 54% O

3. 0.8% H 36.5% Na 24.6% P 38% O



4. 62.58% C, 9.63% H 27.79% O

5. 38% C 9.7% H 51.16% O



Fórmula mínima

Unidad de Informática del Instituto de Química. UNAM (2015). *Lista de compuestos*. <https://uniquim.iquimica.unam.mx/lista/#>. Consultado: 24/01/2022.

FÓRMULA MOLECULAR

Para obtener la fórmula molecular a partir de la fórmula mínima, se requiere el dato de la masa molar, la cual se determina experimentalmente.

Ejemplo:

¿Cuál es la fórmula molecular de un compuesto cuya fórmula mínima es CH_2 , y su masa molar experimental es 84 g/mol?

Múltiplo: masa experimental / fórmula mínima

$$M \text{ CH}_2 = \text{C}:12 + \text{H}:2(1)n = 12 + 2 = 14$$

$$M \text{ CH}_2 = 14$$

$$\text{Múltiplo: } \frac{84}{14} = 6 \text{ este valor lo multiplicamos por la fórmula molecular}$$

Formula molecular $6(\text{CH}_2) = \text{C}_6\text{H}_{12}$

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 2

Instrucciones. Determinar la fórmula molecular con los siguientes datos.

Fórmula Mínima	Masa Molar experimental (g/mol)	Fórmula molecular
KSO_2	174.2	
CH_2O	180	
HC	26.06	
HC	78.06	
HF	80.3	
CH_2O	70	

REACTIVO LIMITANTE

En muchas situaciones, un exceso de una o más de las sustancias está disponible para llevar a cabo una reacción química, un poco de éstas sobrarán al terminar la reacción, la cual se detiene tan pronto como uno de los reactivos se ha consumido en su totalidad.

Excepto en trabajos de precisión las cantidades de reactivos que se usan en un laboratorio no son las estequiométricas (son aquellas necesarias para que una reacción ocurra al 100%), por lo que alguno de los reactivos se consume totalmente y los demás dejan algún exceso que no reacciona y contamina los productos de reacción.

La sustancia que se consume completamente en una reacción se llama reactivo limitante, porque es el que determina o limita la cantidad de producto que se forma.

Ejemplo:

2 g de Al reaccionan con 9 g de HCl ¿Cuál es el reactivo limitante?



Paso 1. Convertir los datos de los reactivos a moles

$$2 \text{ g Al} \left[\frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} \right] = 0.074 \text{ mol de Al} \quad 9 \text{ g de HCl} \left[\frac{1 \text{ mol de HCl}}{36.5 \text{ g de HCl}} \right] = 0.246 \text{ mol de HCl}$$

Paso 2. Encontrar con los datos anteriores, las moles requeridas para uno de los productos

El valor más pequeño es el reactivo limitante

$$0.074 \text{ mol de Al} \left[\frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ mol de Al}} \right] = 0.111 \text{ mol de H}_2 \quad \text{El hidrógeno del Aluminio es el reactivo limitante}$$

$$0.246 \text{ mol de HCl} \left[\frac{3 \text{ mol de H}_2}{6 \text{ mol de HCl}} \right] = 0.123 \text{ mol de H}_2 \quad \text{El hidrógeno del HCl es el reactivo limitante}$$

Por lo tanto, si comparamos 0.111 mol de H₂ que proviene de la combinación de Al y 0.123 que proviene del HCl, el más pequeño es el del Al.

Paso 3. Determinar qué cantidad de reactivo hay en exceso.

$$0.111 \text{ mol de H}_2 \left[\frac{6 \text{ mol de HCl}}{3 \text{ mol de H}_2} \right] = 0.222 \text{ mol de HCl (ácido clorhídrico requerido)}$$

$$0.246 \text{ mol de HCl} - 0.222 \text{ mol de HCl} = 0.024 \text{ mol de HCl en exceso}$$

$$0.024 \text{ mol de HCl} \left[\frac{1 + 35.5}{1 \text{ mol de HCl}} \right] = 0.876 \text{ g de HCl hay en exceso}$$

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 3

Instrucciones. Determinar quién es el reactivo limitante de la siguiente reacción

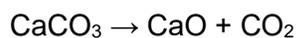
Reaccionan 50 g de CaCO_3 con 35 g de H_3PO_4 , ¿Cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos del reactivo en exceso no reaccionaron?



ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 4.

Instrucciones. Determinar la pureza de la siguiente reacción.

¿Cuántos gramos de CaO se generarán en la descomposición térmica de 250 g de piedra caliza? La piedra caliza es un mineral que contiene una pureza de 92% en CaCO₃.



Pureza de los reactivos

Facultad de Ciencias Agrarias. Universidad Nacional de Lomas de Zamora. *Introducción. Estequiometría de las reacciones químicas.* <http://agrariascontent/uploads/2018/08/Aula-Virtual-Introd-T-Unid-5.pdf>. Consultado: 2

Muñoz, J. (s.f.). *Ampliación sobre Estequiometría.* Red Educativa Digital. <http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quir>. Consultado: 24/01/2022





En este apartado llevarás a cabo tu autoevaluación, la cual te permite realizar una valoración de los conocimientos adquiridos a lo largo del corte de aprendizaje, así como de las aptitudes y actitudes que has desarrollado a lo largo de este.

Instrucciones. Reflexiona a partir de lo aprendido en este corte y contesta las siguientes preguntas.

1. ¿Cuál es el impacto del uso de la estequiometría en la vida cotidiana?

2. ¿En cuántas de las actividades de tu vida cotidiana están presentes las mezclas, las sustancias puras y los compuestos?

Lee cada uno de los enunciados y marca una opción, analizando tu dedicación y compromiso para desarrollar este primer corte de la guía de estudio.

Evaluación

	Excelente	Bueno	Insuficiente
Para la resolución de la guía organicé mi tiempo de estudio.			
En el momento de la resolución de las actividades me comprometí con mi aprendizaje.			
Procuré tener un lugar exclusivo para llevar a cabo estas actividades.			

Busqué la manera de relacionar estas actividades de aprendizaje de acuerdo con mi contexto.			
Consulté diferentes páginas confiables en internet y las propuestas de la bibliografía.			
Al ir resolviendo, procuré subrayar lo más importante y analizar la información para organizar mi aprendizaje.			



En esta sección se mencionan las lecturas y documentos que se tomaron en cuenta para realizar el material.

- Chang, R. (2013). *Química*. México: McGraw-Hill.
- Espriella, Andrés (2008). *Química Moderna, de lo cuantitativo a lo significativo*. México
- Nahón, D. (2005). *Química 1. La materia en la vida cotidiana*. Ed. Esfinge.
- Ramírez, Leopoldo E. (2017). *Química del Carbono*. México. ECO Graft. S.A de C.V.
- Rosas, J.. (2009). *Diccionario de Química*. Ed. Editores Mexicanos Unidos s.a.
- Rosales, E., (2013). *Química 2. Enfoque por competencias genéricas y disciplinares*. México: Limusa.
- Zumdahl, S. (2007). *Fundamentos de la Química*. México: McGraw-Hill.



CORTE

2

TERMOQUÍMICA

Aprendizajes esperados:

- Entalpía de las reacciones químicas
- Ley de Hess
- 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.

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.

RECOMENDACIÓN

Te sugerimos, revise los aprendizajes esperados antes de iniciar con el estudio del corte, realiza las anotaciones que sean necesarias.



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:

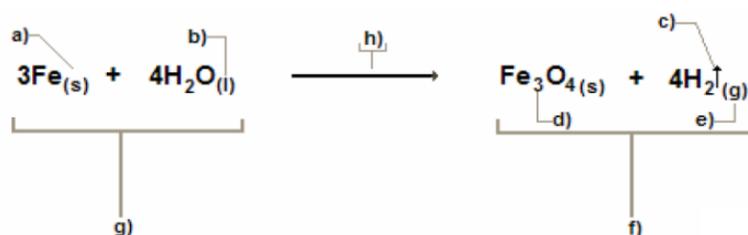
- Reacción química
- Ecuación Química y su simbología
- Energía
- Tipos de energía
- Conceptos:
 - ✓ Cinética
 - ✓ Potencial
 - ✓ Nuclear
 - ✓ Calórica
 - ✓ Química
 - ✓ Eólica
 - ✓ Eléctrica
 - ✓ Luminosa
 - ✓ Calor
 - ✓ Temperatura

Identifica lo que debes saber para que la comprensión de los contenidos sea más fácil, si descubres que has olvidado algo ¡repásalo!



Para el logro de los aprendizajes es necesario que recuerdes información que previamente has aprendido, a continuación encontrarás una evaluación que te permitirá valorar algunos conocimientos previos con los que cuentas.

Instrucciones. Anota el nombre de cada inciso señalado en la reacción química:



- a) _____
- b) _____
- c) _____
- d) _____
- e) _____
- f) _____
- g) _____
- h) _____

ENTALPIA DE LAS REACCIONES

TERMODINÁMICA

La **Termodinámica** es la disciplina científica que tiene relación con la interconversión de calor y otras formas de energía.²

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. 1 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 $T_2 = T_3$.³

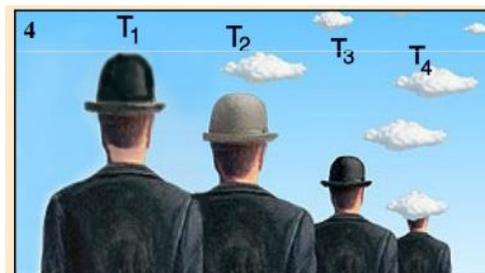


Figura 1. Ley transitiva

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

² Chang R., Ramírez Medeles, M., Zugazagoitia Herranz, R. and College, W., 2003. *Química*. 7th ed. México: McGraw-Hill/Interamericana, pp.205-233.

³ 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:⁴

$$\Delta U = Q + W$$

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.

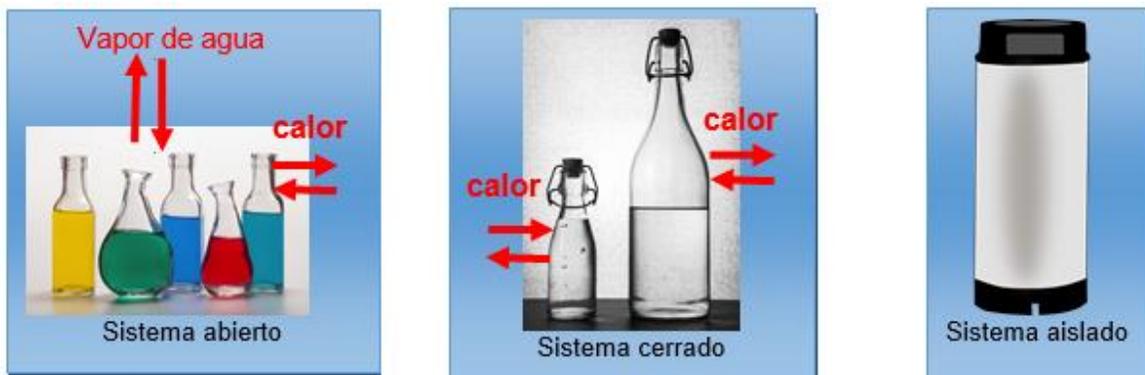


Figura 2. Sistema abierto. Sistema cerrado. Sistema aislado.

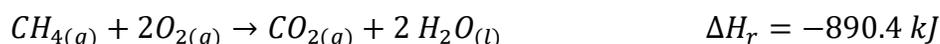
⁴Khan Academy. 2020. ¿Qué Es La Primera Ley De La Termodinámica? (Artículo) | Khan Academia. [online] Available at: <<https://es.khanacademy.org/science/physics/thermodynamics/laws-of-thermodynamics/a/what-is-the-first-law-of-thermodynamics>> [Accessed 10 May 2020].

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).

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.⁵



- **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: $\Delta H_r = +$, $\Delta H_r > 0$

Ejemplo:

Según la ecuación termoquímica



Calcule el calor liberado cuando 74.6 g de SO_2 (masa molar = 62.06 g/mol) se convierten en SO_3 .

Razonamiento y solución. La ecuación termoquímica muestra que por cada mol de SO_2 que se quema, se liberan 99.1 kJ de calor (observe el signo negativo de ΔH). Es necesario convertir 74.6 g de SO_2 en número de moles y calcular el calor producido de la siguiente manera:

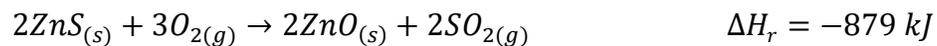
$$74.6 \text{ g } SO_2 \times \frac{1 \text{ mol } SO_2}{62.06 \text{ g } SO_2} \times \frac{-99.1 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } SO_2} = -119 \text{ kJ}$$

⁵ Chang, R., Ramírez Medeles, M., Zugazagoitia Herranz, R. and College, W., 2003. *Química*. 7th ed. México: McGraw-Hill/Interamericana, pp.205-233.

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 1

Instrucciones. Realiza las siguientes actividades.

1. El primer paso, en la recuperación industrial del zinc, a partir del mineral sulfuro de zinc, es el proceso de tostado, es decir, la conversión de ZnS en ZnO por calentamiento:



Calcula el calor liberado (en kJ) por gramo de ZnS tostado.



ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 2

Instrucciones. Realiza lo que se te pide.

2. Calcula el calor liberado cuando se queman 266 g de fósforo blanco (P_4) en aire, de acuerdo con la ecuación.



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**.

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 tabla 1).⁶

TABLA 1. Calores estándar de formación de algunas sustancias a 25°C y una atm.

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

⁶ Brady, J. and García Ferrer, C., 2001. *Química Básica*. 2nd ed. México: Limusa Wiley, pp.207-212.

Continuación de tabla 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.

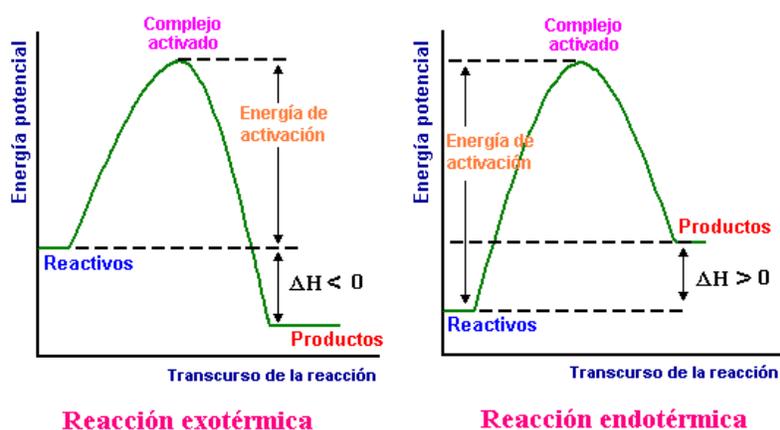


Figura 3. Entalpía.

Tomado de: <http://elfisicoloco.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 ($\Delta H_r = Q_p$).⁷

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

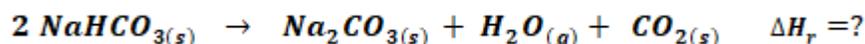
En un sistema **endotérmico** (si el sistema absorbe calor de los alrededores), ΔH_r es positiva, es decir: $\Delta H_r = +$, $\Delta H_r > 0$

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.

La reacción para la descomposición es:



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

Se deben de conocer los calores de formación (Calores estándar de formación de algunas sustancias a 25°C y una atm. Ver tabla 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:

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

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

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

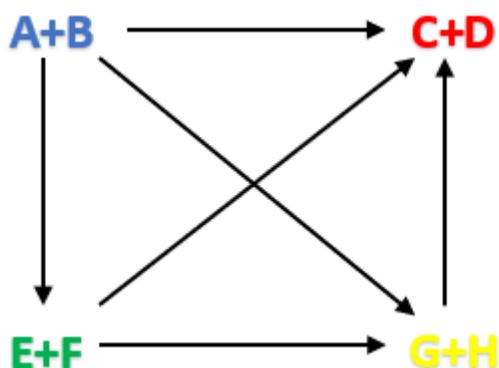
$$\Delta H_r = -1767 \text{ kJ} + 1895.4 \text{ kJ} = +128.4 \text{ kJ}$$

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.

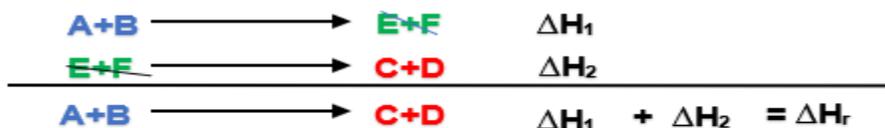
Una de las consecuencias más útiles de esta ley es la realización del cálculo de calores de reacción de aquellos procesos efectuados a presión constante en los que no es posible llevar a cabo la medición directa.⁸



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

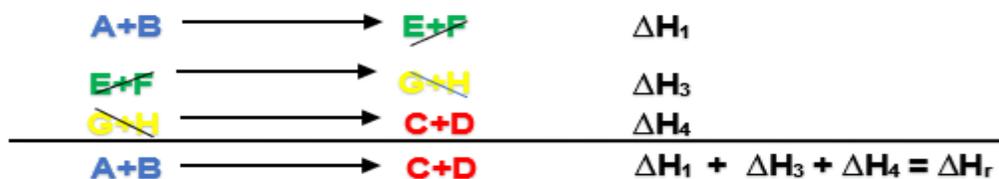


Por otro lado, si el proceso se realiza en dos etapas, tenemos lo siguiente:



Si se realiza en tres etapas:

⁸ 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.



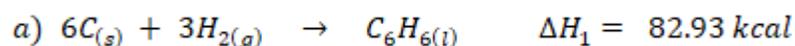
La cantidad de energía involucrada en el proceso total siempre será la misma⁹.

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

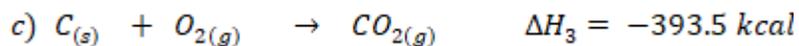
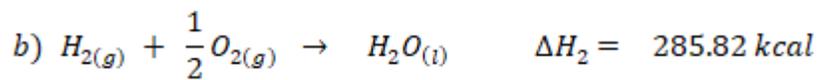
1. Analizar la reacción a la cual vamos a determinar la entalpía de reacción, identificar los productos, reactivos y sus especies participantes.
2. Identificar cada especie de la reacción en las semirreacciones.
3. Se le asigna una semirreacción a cada especie de la reacción, si una sustancia participante 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 al 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 ($\Delta H -$) o endotérmica ($\Delta H +$).

Ejemplo:

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

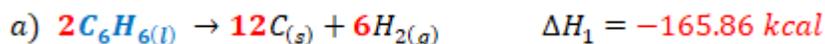


⁹ Dcb.fi-c.unam.mx. 2020. Ley De Hess. [online] Available at: <http://dcb.fi-c.unam.mx/CoordinacionesAcademicas/FisicaQuimica/Quimica/articulos/a_hess.pdf> [Accessed 9 May 2020].



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.

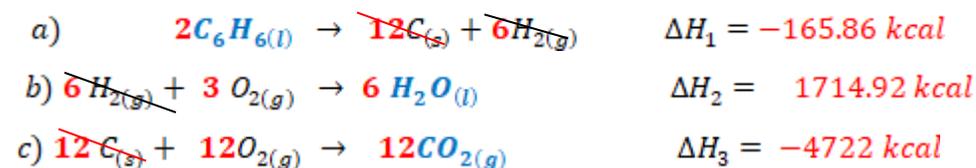
El **dióxido de carbono (CO₂)**, en la reacción general se encuentra en los productos, con un coeficiente número 12, mientras que analizando las semirreacciones lo encontramos en los productos de (c), con coeficiente número 1, por lo que se multiplica toda la ecuación (x12), el signo de la entalpía se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

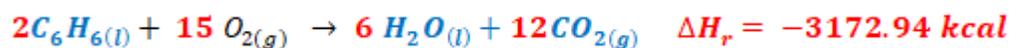


El **agua (H₂O)** en la reacción general se encuentra en los productos, con un coeficiente 6, mientras que analizando las semirreacciones lo encontramos en los productos de (b) y coeficiente 1, por lo que se multiplica toda la ecuación (x6) y queda lo siguiente:



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**.

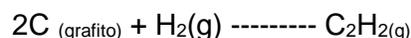
$\Delta H_r = - 3172.94$ hablamos de una **reacción exotérmica**

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 3

Ley de Hess

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

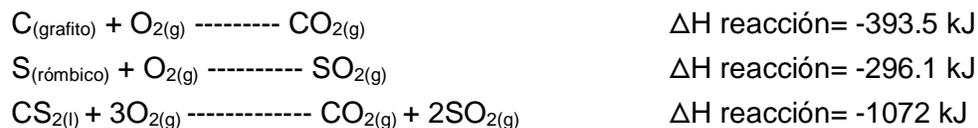
1. Calcula la entalpía estándar de formación de acetileno (C_2H_2) a partir de sus elementos:



Las ecuaciones de cada etapa y los cambios de entalpía correspondientes son:

- | | | |
|----|---|--|
| a. | $C_{(grafito)} + O_{2(g)} \text{ ----- } CO_{2(g)}$ | $\Delta H \text{ reacción} = -393.5 \text{ kJ}$ |
| b. | $H_2(g) + 1/2O_{2(g)} \text{ ----- } H_2O(l)$ | $\Delta H \text{ reacción} = -285.8 \text{ kJ}$ |
| c. | $2C_2H_2(g) + 5O_{2(g)} \text{ ----- } 4CO_{2(g)} + 2H_2O(l)$ | $\Delta H \text{ reacción} = -2598.8 \text{ kJ}$ |

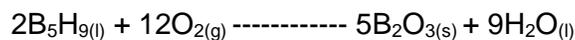
2. Calcula la entalpía estándar de formación del disulfuro de carbono (CS₂) a partir de sus elementos, teniendo que:



ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 4

Instrucciones. Realiza lo que se te pide.

El pentaborano-9, B₅H₉, es un líquido incoloro, altamente reactivo, que se inflama o incluso explota cuando se expone al oxígeno. La reacción es:



En la década de 1950, el pentaborano-9 se consideró como un combustible potencial para naves espaciales porque produce una gran cantidad de calor por gramo. Sin embargo, el B₂O₃ sólido que se forma durante la combustión del B₅H₉ es un abrasivo que destruye rápidamente los conductos de las aves, por lo que se abandonó la idea.

Calcula los kilojoules de calor que se liberan por gramo del compuesto que reacciona con oxígeno. La entalpía estándar de formación del B₅H₉ es 73.2 kJ/mol.



Entalpía de las reacciones químicas y Ley de Hess

Pérez, A. (2016). *Termoquímica y Equilibrio Químico*. UNAM. Facultad de Ingeniería.

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

Consultado: 25/01/2022

Quimitube (2013). *Teoría 11 Termoquímica: Cálculo de la entalpía de reacción a partir de las entalpías de formación*.

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

Consultado: 25/01/2022



En este apartado podrás valorar tu desempeño aptitudinal y actitudinal a lo largo del desarrollo del corte. Completa el siguiente cuadro considerando tu avance o progreso en el desarrollo del corte.

Aspecto a observar	Hecho	<i>Debo poner más atención</i>
Destine un espacio y tiempo para realizar las actividades solicitadas		
Realice una lectura de comprensión de los diferentes contenidos.		
Realice todas las actividades solicitadas		
Mostré interés por realizar las actividades.		
Demostre iniciativa al realizar las actividades		
Concluí las actividades con las características solicitadas.		
Finalicé las actividades en el tiempo designado		
Participé activamente durante el desarrollo del corte.		

En esta sección se mencionan las lecturas y documentos que se tomaron en cuenta para realizar el material.

Brady, J. y García, C., (2001). *Química Básica*. 2nd ed. México: Limusa Wiley, pp.207-212.

Catalá, R., (1998). *La noche que Andrés llegó tarde. Guía Del Maestro. ¿Como ves?* UNAM. http://www.comoves.unam.mx/assets/revista/1/guiadelmaestro_1.pdf.

Consultado: 25/01/2022

Colegio de Bachilleres (2020). *Programas de estudio vigentes*.

[https://cbgobmx.cbachilleres.edu.mx/que-](https://cbgobmx.cbachilleres.edu.mx/que-hacemos/Programas_de_estudio_vigentes/6to_semestre/especifica/04_Procesos_industriales.pdf)

[hacemos/Programas_de_estudio_vigentes/6to_semestre/especifica/04_Procesos_industriales.pdf](https://cbgobmx.cbachilleres.edu.mx/que-hacemos/Programas_de_estudio_vigentes/6to_semestre/especifica/04_Procesos_industriales.pdf). Consultado: 25/01/2022

Khan Academy (2020). *¿Qué es la primera ley de la Termodinámica?*

<https://es.khanacademy.org/science/physics/thermodynamics/laws-of-thermodynamics/a/what-is-the-first-law-of-thermodynamics>.

Consultado: 25/01/2022.

García, M. (2008). *Química I*. Primera edición, México: McGraw-Hill, pp.30-32.

Quimitube (2020). *Producción de ácido sulfúrico por el método de contacto*.

<http://www.quimitube.com/fabricacion-acido-sulfurico-metodo-de-contacto>.

Consultado: 25/01/2022.

Ramirez, R., Zugazagoitia M. (2003). *Química*. 7a Ed. México: McGraw-Hill/Interamericana, pp.205-233.

Rodríguez, O.; Carmona, T. (2009), *La Química En Tus Manos II*. 1a ed. México, UNAM, Dirección General de la Escuela Nacional Preparatoria, p.21, 28.

Tamir, A.; Ruiz, I. (2020). *Ley Cero de la Termodinámica*.

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

Consultado: 25/01/2022.

Velásquez, A. (2020). *Ley De Hess*. UNAM. http://dcb.fic.unam.mx/CoordinacionesAcademicas/FisicaQuimica/Quimica/articulos/a_hess.pdf
Consultado: 25/01/2022.

CORTE

3

CINÉTICA QUÍMICA

Aprendizajes esperados:

- Equilibrio químico
- Teoría de las colisiones
- Velocidad de reacción y factores que la afectan
- Principio de Le Chatelier
- Ley de acción de masas
- Determinarás el efecto de la temperatura, la concentración y el catalizador en la velocidad de reacción a partir de la experimentación.
- Utilizarás la teoría de las colisiones para explicar los factores que influyen en la velocidad de reacción.
- Explicarás el equilibrio químico a partir de la reversibilidad de las reacciones químicas.
- Identificarás las variables que influyen en el equilibrio químico:
 - 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.

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

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
- Colisión
- Energía de activación
- Reacción reversible e irreversible
- Presión
- Volumen
- Temperatura
- Cantidad de sustancia



Identifica lo que debes saber para que la comprensión de los contenidos sea más fácil, si descubres que has olvidado algo ¡repásalo!

Para el logro de los aprendizajes es necesario que recuerdes información que previamente has aprendido, a continuación encontrarás una evaluación que te permitirá valorar algunos conocimientos previos con los que cuentas.

Instrucciones. Define o explique los siguientes términos:

1. Velocidad de reacción:

2. Ley de acción de masas

3. Constante de velocidad:

4. Energía de activación

5. Equilibrio dinámico:

6. Expresión de la constante de equilibrio:

7. Principio Le Chatelier:

8. Condición de equilibrio:

9. Solución amortiguadora:

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, 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.¹⁰

¹⁰ Chang, R., Ramírez Medeles, M., Zugazagoitia Herranz, R. and College, W., 2003. *Química*. 7th ed. México: McGraw-Hill/Interamericana, pp.509 - 561.

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 1

Instrucciones Contesta la siguiente pregunta.

1. ¿Qué dice la teoría de las colisiones?

2. Explica porque se dice que “en muchos casos, las colisiones por sí mismas no garantizan que se lleve a cabo una reacción”



Muñoz, J. (s.f.). *Teoría de colisiones*. Red Educativa Digital Descartes. <http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quir>
Consultado: 25/01/2022

Muñoz, J. (s.f.). *Para practicar. Velocidad y teoría de colisiones*. Red Ec <http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quir>
Consultado: 25/01/2022

Cidead (2010). *Reacciones químicas (I)*.
http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/EDAI
Consultado: 25/01/2022

VELOCIDAD DE REACCIÓN Y FACTORES QUE LA AFECTAN

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.

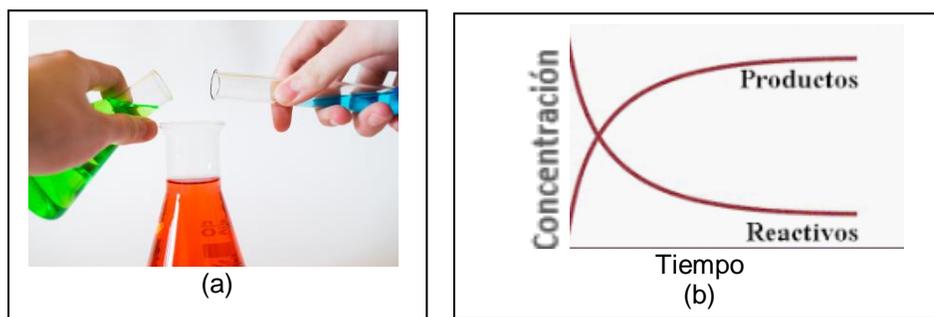


Figura 4. Concentración de reactivos

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).

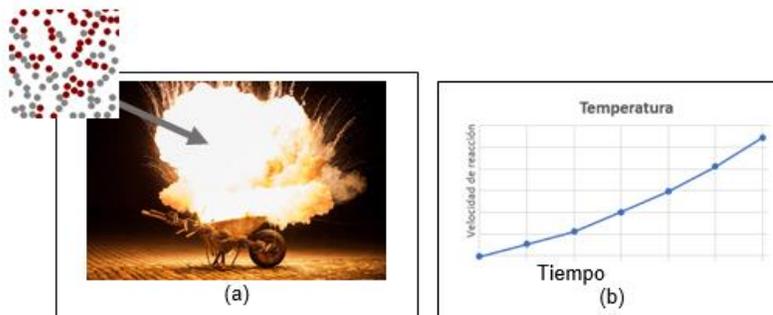


Figura 5. Aumento de temperatura

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.



Figura 6. Experimento

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.

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 2

Instrucciones. Contesta las siguientes preguntas.

1. ¿Cuáles son los factores que modifican la velocidad de las reacciones?

2. ¿Qué es un catalizador?

3. En el experimento ¿cuáles son los factores que se utilizan para incrementar la velocidad de la reacción?



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

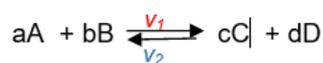
http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/EDAD_3eso_reacciones_quimicas_1/3quincena9/3q9_index.htm

EQUILIBRIO QUÍMICO

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

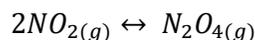
v_2 = velocidad de formación de los reactivos

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.¹¹

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

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

¹¹ Mheducation.es. 2020. Equilibrio Químico. [online] Available at: <<https://www.mheducation.es/bcv/guide/capitulo/844816962X.pdf>> [Accessed 14 May 2020].

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.¹²

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 3

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

1. $\text{CO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{COCl}_{2(g)}$
2. $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$
3. $\text{CaCO}_{3(s)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$



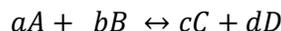
Pérez, A. (2016). *Termodinámica y Equilibrio Químico*. UNAM. Facultad de Ingeniería. http://dcb.ingenieria.unam.mx/wp-content/themes/temperachild/CoordinacionesAcademicas/FQ/Q/Academia/TEMA6_ALPM.pdf. Consultado: 25/01/2022

4.ujaen.es (s.f.) . *Tema 10. Equilibrio químico*. http://www4.ujaen.es/~mjayora/docencia_archivos/bases%20quimicas/TEMA%2010.pdf. Consultado: 25/01/2022

¹² 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.

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:

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

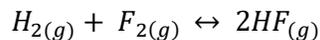
La concentración de los productos, entre la concentración de los reactivos quedando de la siguiente manera:

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

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



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



ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 4

Instrucciones. Contesta lo que se te pide.

1. ¿A qué se le llama 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

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.¹³

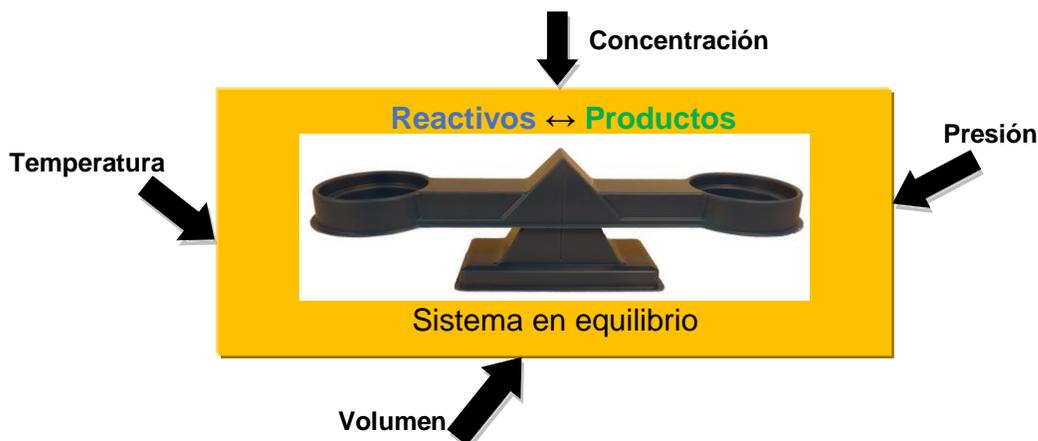


Figura 7. Principio de Chatelier

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**.¹⁴

¹³ Chang, R., Ramírez Medeles, M., Zugazagoitia Herranz, R. and College, W., 2003. *Química*. 7th ed. México: McGraw-Hill/Interamericana, pp.560-590

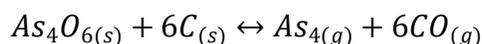
¹⁴ Zumdahl, S., Aguilar Ortega, M., González Muradás, R., Montagut Bosque, P. and Sansón Ortega, C., 2007. *Fundamentos De Química*. 2nd ed. México, D.F.: McGraw-Hill Interamericana, pp. 496-497



Figura 8.

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 $\text{As}_{4(g)}$

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 $\text{C}_{(s)}$ o $\text{As}_4\text{O}_{6(s)}$, no afecta nuestra constante, debido a que su estado de agregación es sólido y su compresibilidad es muy pequeña.
- Al eliminar el $\text{As}_{4(g)}$, el desplazamiento de la reacción se va hacia los productos (derecha).

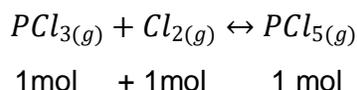
Volumen y presión

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

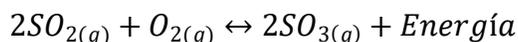
El efecto de la temperatura es diferente porque el valor de K_{eq} si cambia con la temperatura, el **Principio de Le Chatelier**, permite predecir la dirección del cambio del cambio de K_{eq} , debemos de tomar en cuenta la cantidad de energía en una reacción:

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**.¹⁵

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 (reactivo).

¹⁵ 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

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE 5

Instrucciones. Completa las siguientes tablas sobre el desplazamiento de las reacciones.

Concentración

No	Ecuación	Modificación	Equilibrio desplazado
1	$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow 2CO_{2(g)} + 566kJ$	Incremento de CO	
2	$4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow 2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$	Incremento de HCl	
3	$4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow 2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$	Disminución de HCl	
4	$CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \leftrightarrow CO_{2(g)} + H_2(g)$	Disminución De CO	

Volumen y presión

No	Ecuación	Modificación	Equilibrio desplazado
1	$4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow 2H_2O_{(g)} + 115.6 Kcal$	Incremento de la presión	
2	$4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \leftrightarrow 2Al_2O_{3(s)} + 798.2 Kcal$	Incremento del volumen	

Temperatura

No	Ecuación	Equilibrio desplazado
1	$C_6H_6(g) + 3H_2(g) \leftrightarrow C_6H_{12}(g) + 260 kJ$	
2	$N_2(g) + 2O_2(g) \leftrightarrow 2NO_2(g) - 16.2 kcal$	



Quimitube (2012). *Producción industrial de amoníaco: el Principio de Le Chatelier en acción*. <http://www.quimitube.com/produccion-industrial-amoniaco-sintesis-de-haber-principio-le-chatelier>. Consultado: 25/01/2022

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



En este apartado podrás valorar tu desempeño aptitudinal y actitudinal a lo largo del desarrollo del corte.

Completa el siguiente cuadro considerando tu avance o progreso en el desarrollo del corte.

Aspecto a observar	Hecho	<i>Debo poner más atención</i>
Destine un espacio y tiempo para realizar las actividades solicitadas		
Realice una lectura de comprensión de los diferentes contenidos.		
Realice todas las actividades solicitadas		
Mostré interés por realizar las actividades.		
Demostre iniciativa al realizar las actividades		
Concluí las actividades con las características solicitadas.		
Finalicé las actividades en el tiempo designado		
Participé activamente durante el desarrollo del corte.		



En esta sección se mencionan las lecturas y documentos que se tomaron en cuenta para realizar el material.

Chang, R., et al (2003). *Química*. Séptima edición. México: McGraw-Hill/Interamericana, pp.509 - 561.

Mheducation.es. (s.f.). *Equilibrio Químico*.

<https://www.mheducation.es/bcv/guide/capitulo/844816962X.pdf>. Consultado: 25/01/2022

Zumdahl, S., et al (2007). *Fundamentos De Química*. Segunda ed. México, McGraw-Hill Interamericana, pp.482

Daub, G., et al (2005). *Química*. Octava edición. México. Pearson Educación, pp. 768



En este apartado llevarás a cabo su evaluación final, la cual te permite realizar una valoración de los conocimientos adquiridos a lo largo de los tres cortes de aprendizaje.

Instrucciones. Contesta los siguientes reactivos.

1. Menciona cuatro actividades económicas que generen impacto ambiental.

- a. _____
- b. _____
- c. _____
- d. _____

2. ¿Qué es la estequiometría?

3. Escribe cuál es la diferencia entre:

a) Cinética química y equilibrio químico

b) Velocidad de reacción y equilibrio

c) Constante de equilibrio y condición de equilibrio

4. Describe con sus propias palabras los cuatro factores que afectan la velocidad de reacción:

5. El rendimiento de cierta preparación industrial en equilibrio con sus reactivos parece que disminuye en forma progresiva en la planta química. Una solución sugerida fue que se realizara un estudio de varios catalizadores que podrían incrementar el rendimiento. ¿Qué opina usted sobre esta solución al problema?

6. Enumere tres clases de productos que actúan como la fuerza motriz que lleva a una reacción a la consumación, desplazando el equilibrio en gran parte hacia el lado de los productos:

7. Enumere y describa con sus propias palabras los tres cambios en las condiciones que afectan el equilibrio, según el principio de Le Chatelier:

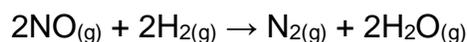
8. Relaciona las columnas identificando qué tipo de reacción termoquímica corresponde.



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()



9. Con base en la siguiente reacción:



Con una velocidad de reacción = $k[NO]^2 [H_2]$.

Calcula el efecto sobre la velocidad de reacción de los siguientes casos:

- La concentración de NO se incrementa de 0.10 M a 0.20 M con la misma concentración de H₂.
- La concentración de NO se incrementa de 0.10 M a 0.30 M con la misma concentración de H₂.
- La concentración de H₂ se incrementa de 0.10 M a 0.20 M con la misma concentración de NO.

10. Escribe la expresión de la constante de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones:

- $N_{2(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow 2NO_{(g)}$
- $2SO_{(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow 2SO_{3(g)}$
- $BaSO_{3(s)} \leftrightarrow BaO_{(s)} + SO_{2(g)}$
- $C_{(s)} + H_2O_{(g)} \leftrightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)}$

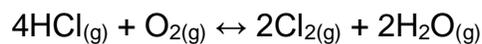
11. En la siguiente tabla se encuentran las constantes de disociación de diversos ácidos (k_a) a 25°C. Enumérelas en orden de fuerza de acidez decreciente según sus valores de k_a .

ÁCIDO (EN DISOLUCIÓN ACUOSA APROXIMADAMENTE 0.1 N)	(K_a) a 25°C (mol/L)
Ácido acético	1.76×10^{-5}
Ácido barbitúrico	9.8×10^{-5}
Ácido cloroacético	1.40×10^{-3}
Ácido fórmico	1.77×10^{-4}
Ácido láctico	1.37×10^{-4}
Ácido sulfuroso	1.72×10^{-2}

12. En la siguiente tabla se encuentran las constantes de hidrólisis de diferentes bases (k_b) a 25°C. Enumérelas en orden de fuerza de basicidad decreciente según sus valores de k_b .

ÁCIDO (EN DISOLUCIÓN ACUOSA APROXIMADAMENTE 0.1 N)	(K_b) a 25°C (mol/L)
Amoniaco	1.79×10^{-5}
Codeína	9×10^{-7}
Nicotina	7×10^{-7}
Novocaína	7×10^{-6}
Hidróxido de plata	1.1×10^{-4}
Urea	1.5×10^{-14}

13. Una de las formas para preparar cloro gaseosos es mediante el proceso de Deacon, en el cual interviene el siguiente equilibrio:

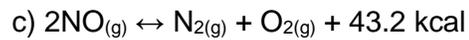
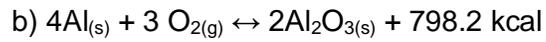
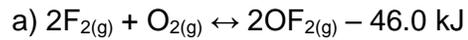


14. ¿En qué dirección se desplazará el equilibrio cuando sucedan los siguientes cambios?

- Un incremento en la concentración de HCl
- Una disminución en la concentración de HCl
- Un incremento en la concentración de O₂
- Una disminución en la concentración de O₂
- Un incremento en la concentración de Cl₂
- Una disminución en la concentración de Cl₂
- Un incremento en la concentración de H₂O
- Una disminución en la concentración de H₂O
- Un incremento en la presión por compresión

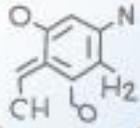
j) Una disminución de la presión por expansión

15. Prediga cómo se afecta el equilibrio de las siguientes reacciones químicas cuando (1) se incrementa la temperatura, (2) disminuye la temperatura, (3) se incrementa la presión por compresión, y (4) disminuye la presión por expansión:



PLAN 2014

ACTUALIZADO



Somos Lobos Grises,
somos Bachilleres  