



INSTITUCIÓN EDUCATIVA
LUIS CARLOS GALÁN SARMIENTO

NIT. 824001632-9 DANE 120400008286
Establecimiento Oficial, Autorizado por la Secretaría de
Educación Departamental
Según Resolución N° 005976 del 11 Noviembre De 2011
La Jagua de Ibirico – Cesar
Barrio la Florida Teléfono- Fax 576 97 10

PROGRAMA DE ACTIVIDADES DE APOYO Y AFIANZAMIENTO
CIENCIAS NATURALES Y EDUCACION AMBIENTAL

FECHA:	20 DE ABRIL – 01 DE MAYO DEL 2020	ÁREA:	CIENCIAS NATURALES
HORAS:	(VER HORARIO DE CLASES)	ASIGNATURAS:	QUÍMICA – CTS
GRADO:	UNDÉCIMO	DOCENTE:	JUAN MANUEL GUTIÉRREZ F.

Se recomienda a la comunidad educativa (padres de familia y estudiantes) revisar las actividades y los criterios de contenido correspondientes para el grado específico, y desarrollarlo en el horario estipulado para tal fin (**VER HORARIO DE CLASES**).

Nota: las actividades deben ser desarrolladas por el estudiante bajo la supervisión (acompañamiento) de sus acudientes.

1. ENTREGA DE ACTIVIDADES: el estudiante presentará las actividades del proceso de afianzamiento, a través de las opciones relacionadas a continuación:

- Enviar al Correo electrónico: juangutierrezupc@hotmail.com
- Entregar al docente de área en físico (impreso y resuelto) manteniendo las normas de presentación de actividades.

2. MATERIAL DE APOYO: en el caso que el estudiante presente dificultades en el desarrollo del **PROGRAMA DE ACTIVIDADES DE APOYO Y AFIANZAMIENTO**, se recomienda utilizar las siguientes opciones:

- Visitar el blog de ciencias naturales: <https://juangutierrez.jimdofree.com/>
- Visitar la página interactiva de COLOMBIA APRENDE <https://contenidosparaaprender.colombiaaprende.edu.co/MenuSecundaria/index.html> Octavo y Noveno <https://contenidosparaaprender.colombiaaprende.edu.co/MenuMedia/index.html> Décimo y Undécimo
- Realizar búsquedas en: <https://www.youtube.com/>
- En caso de presentar alguna inquietud puede comunicarse al número: [3007410943](tel:3007410943) llamadas y WhatsApp.

HORARIO DE CLASES I.E. LUIS CARLOS GALÁN S. - JORNADA TARDE
CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL

GRADOS	LUNES	MARTES	MIERCOLES	JUEVES	VIERNES
GRADO 11-01: COLOR ROJO					
	QUÍMICA 11°-01 03:20-04:20 p.m.				
			QUÍMICA 11°- 01, 04:20- 05:20 p.m.		
				QUÍMICA 11°- 01, 05:20-06:10 p.m.	



INSTITUCIÓN EDUCATIVA LUIS CARLOS GALÁN SARMIENTO

NIT. 824001632-9 DANE 120400008286
Establecimiento Oficial, Autorizado por la Secretaría de
Educación Departamental
Según Resolución N° 005976 del 11 Noviembre De 2011
La Jagua de Ibirico – Cesar
Barrio la Florida Teléfono- Fax 576 97 10

FECHA:	20 al 24 de abril del 2020	ÁREA:	CIENCIAS NATURALES
HORAS:	LUNES 20 DE ABRIL MIÉRCOLES 22 DE ABRIL JUEVES 23 DE ABRIL LUNES 27 DE ABRIL MIÉRCOLES 29 DE ABRIL JUEVES 30 DE ABRIL (VER HORARIO DE CLASES)	ASIGNATURA:	QUÍMICA
GRADO:	UNDÉCIMO	DOCENTE:	JUAN MANUEL GUTIÉRREZ F.

TEMA: PRINCIPIO DE LE CHATELIER: EN QUÉ CONSISTE Y APLICACIONES

El **principio de Le Chatelier** describe la respuesta de un sistema en equilibrio para contrarrestar los efectos ocasionados por un agente externo. Fue formulado en 1888 por el químico francés Henry Louis Le Chatelier. Se aplica para toda reacción química que sea capaz de alcanzar el equilibrio en sistemas cerrados.



Henry Louis Le Chatelier

¿Qué es un sistema cerrado? Es aquel donde existe la transferencia de energía entre sus fronteras (por ejemplo, un cubo), pero no de materia. Sin embargo, para ejercer un cambio en el sistema es necesario abrirlo, y luego volver a cerrarlo para estudiar cómo responde a la perturbación (o cambio).

Una vez cerrado, el sistema volverá al equilibrio y su manera de conseguirlo puede predecirse gracias a este principio. ¿El nuevo equilibrio es el mismo que el anterior? Depende del tiempo al que se somete el sistema a la perturbación externa; si dura lo suficiente, el nuevo equilibrio es distinto.

¿En qué consiste?

La siguiente ecuación química corresponde a una reacción que ha alcanzado el equilibrio:



En esta expresión a, b, c y d son los coeficientes estequiométricos. Dado que el sistema está cerrado, del exterior no ingresan reactivos (A y B) ni productos (C y D) que perturben el equilibrio.

Pero, ¿exactamente qué significa el equilibrio? Cuando este se establece, las velocidades de la reacción directa (hacia la derecha) e inversa (hacia la izquierda) se igualan. Por consiguiente, las concentraciones de todas las especies se mantienen constantes en el tiempo.

Lo anterior puede entenderse de este modo: apenas reaccione un poco de A y B para producir C y D, estos reaccionan entre sí al mismo tiempo para regenerar el A y B consumidos, y así sucesivamente mientras el sistema permanezca en equilibrio.

Sin embargo, al aplicarse una perturbación al sistema —sea por la adición de A, de calor, de D o por la reducción del volumen—, el principio de Le Chatelier predice cómo se comportará para contrarrestar los efectos ocasionados, aunque no explica el mecanismo molecular por el que le permite volver al equilibrio. Así, dependiendo de los cambios realizados, se puede favorecer el sentido de una reacción. Por ejemplo, si B es el compuesto deseado, se ejerce un cambio de tal modo que el equilibrio se desplace a su formación.

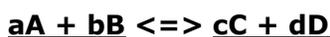
Factores que modifican el equilibrio químico

Para entender el principio de Le Chatelier una excelente aproximación es la de asumir que el equilibrio consiste de una balanza.

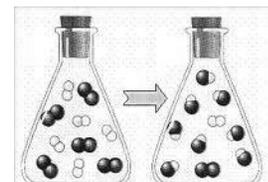
Visto desde este enfoque, en el platillo izquierdo (o cesta) se pesan los reactivos y en el de la derecha se pesan los productos. A partir de aquí, la predicción de la respuesta del sistema (la balanza) se hace fácil.



➤ Cambios de concentración:



La doble flecha en la ecuación representa el vástago de la balanza y el subrayado los platillos. Entonces, si se agrega al sistema una cantidad (gramos, miligramos, etc.) de A, habrá mayor peso en el platillo derecho y la balanza se inclinará hacia ese lado.

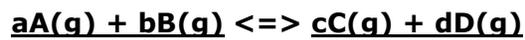


Como resultado, el platillo C+D se levanta; es decir, gana importancia frente al platillo A+B. En otras palabras: ante la adición de A (como de B) la balanza desplaza los productos C y D hacia arriba. En términos químicos, el equilibrio termina desplazándose hacia la derecha: hacia la producción de más C y D.

Lo contrario ocurre en el caso de que al sistema se le añadan cantidades de C y D: el platillo izquierdo se vuelve más pesado, ocasionando que se levante el de la derecha.

Nuevamente, esto trae como consecuencia una alzada en las concentraciones de A y B; por lo tanto, se genera un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda (los reactivos).

➤ Cambios de presión o volumen



Los cambios de presión o volumen ocasionados en el sistema solo tienen efectos notables sobre especies en estado gaseoso. Sin embargo, para la ecuación química superior ninguna de estas alteraciones modificaría el equilibrio.

¿Por qué? Porque la cantidad de moles totales gaseosos en ambos lados de la ecuación es la misma.

La balanza buscará equilibrar los cambios de presión, pero dado que ambas reacciones (directa e inversa) producen la misma cantidad de gas, esta permanece inalterada. Por ejemplo, para la siguiente ecuación química la balanza sí responde a estos cambios:



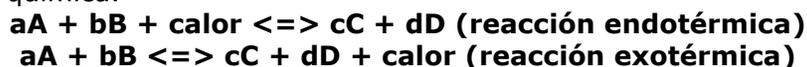
Aquí, ante una disminución del volumen (o aumento de la presión) en el sistema, la balanza elevará el platillo que permita reducir este efecto.

¿Cómo? Disminuyendo la presión, a través de la formación de E. Esto se debe a que, como A y B ejercen más presión que E, estos reaccionan para disminuir sus concentraciones y aumentar la de E.

Asimismo, el principio de Le Chatelier predice el efecto del aumento del volumen. Cuando esto ocurre, la balanza necesita entonces contrarrestar el efecto promoviendo la formación de más moles gaseosas que restauren la pérdida de la presión; esta vez, desplazando el equilibrio hacia la izquierda, levantando el platillo A + B.

➤ Cambios de temperatura

El calor puede considerarse tanto reactivo como producto. Por lo tanto, dependiendo de la entalpía de reacción (ΔH_{rx}), la reacción es exotérmica o endotérmica. Entonces el calor se coloca del lado izquierdo o derecho de la ecuación química.



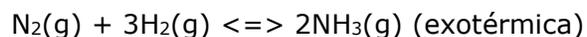
Aquí, el calentamiento o enfriamiento del sistema genera las mismas respuestas como en el caso de los cambios de concentraciones.

Por ejemplo, si la reacción es exotérmica, enfriar el sistema favorece el desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda; mientras que, si se calienta, la reacción prosigue con mayor tendencia hacia la derecha (A + B).

Aplicaciones

Entre sus innumerables aplicaciones, dado que muchas reacciones alcanzan el equilibrio, se tienen las siguientes:

- En el proceso de Haber



La ecuación química superior corresponde a la formación del amoníaco, uno de los compuestos mayor producidos a escalas industriales.

Aquí, las condiciones ideales para la obtención del NH_3 son aquellas en la que la temperatura no sea muy elevada y, asimismo, donde haya niveles altos de presiones (200 a 1000 atm).

- En la jardinería

Las hortensias moradas (imagen superior) establecen un equilibrio con el aluminio (Al^{3+}) presente en los suelos. La presencia de este metal, ácido de Lewis, trae como consecuencia la acidificación de los mismos.

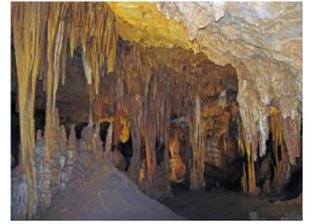
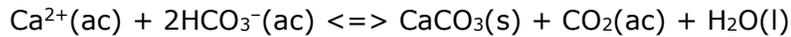
Sin embargo, en suelos básicos las flores de las hortensias son rojas, debido a que el aluminio es insoluble en dichos suelos y no puede ser aprovechado por la planta.

Un jardinero conocedor del principio de Le Chatelier podría modificar el color de sus hortensias mediante la inteligente acidificación de los suelos.



En la formación de cavernas

La naturaleza también aprovecha el principio de Le Chatelier para recubrir de estalactitas los techos cavernosos.



El CaCO_3 (piedra caliza) es insoluble en agua, así como el CO_2 . A medida que el CO_2 escapa, el equilibrio se desplaza hacia la derecha; es decir, hacia la formación de más CaCO_3 . Esto ocasiona el crecimiento de aquellos acabados puntiagudos, tales como los de la imagen superior.

EN RESUMEN, EL PRINCIPIO DE LE CHATELIER CUMPLE LAS SIGUIENTES CONDICIONES:

Principio de Le Châtelier

Si sobre un sistema en equilibrio, una acción exterior produce una modificación, el sistema reacciona en forma tal de contrarrestar u oponerse a esa modificación

Analicemos este principio con la reacción:



1. **Los efectos de la concentración:** el aumento de las concentraciones de A y B , produce más C y D para contrarrestar el aumento de A y B . Ocurre lo mismo en el caso inverso
2. **Los efectos de la presión:** en el caso de que A o B sean gases, el aumento de presión, el sistema reaccionará disminuyendo su volumen para contrarrestar el aumento de presión, con lo cual la reacción se desplazará hacia la derecha
3. **Los efectos de la temperatura:** si la reacción entre A y B libera calor (exotérmica), y retiramos las calorías producidas, el sistema reaccionará produciendo más calor para contrarrestar la pérdida, con lo cual la reacción se desplazará hacia la derecha. Si, por el contrario, le entregamos calorías, el sistema contrarrestará la modificación desplazándose hacia la izquierda

El aumento de temperatura retarda los procesos exotérmicos y acelera los endotérmicos.

Ante una reacción reversible, para lograr el máximo rendimiento, es decir que la reacción se desplace lo todo posible hacia la derecha, tenemos las siguientes opciones:

1. Aumentar la concentración de uno de los reactivos, por ejemplo, duplicando A , para contrarrestar este exceso, aumentarán las concentraciones de C y D , desplazando la reacción hacia la derecha
$$2 \cdot A + B \rightarrow C + D$$
2. Disminuir la concentración de uno de los productos de reacción, por ejemplo, retirando la mitad de C , para contrarrestar este exceso, disminuirán las concentraciones de A y B , desplazando la reacción hacia la derecha, esto se logra retirando C a medida se produce
$$A + B \rightarrow C + 0,5 \cdot D$$
3. Si A y/o B son gases, aumentando la presión (en un recipiente cerrado), logramos desplazar la reacción hacia la derecha
$$A(\text{g}) + B(\text{g}) \rightarrow C + D$$
4. Si C y/o D son gases, disminuyendo la presión (en un recipiente cerrado), logramos desplazar la reacción hacia la derecha
$$A + B \rightarrow C(\text{g}) + D(\text{g})$$
5. Si la reacción entre A y B es exotérmica, una vez alcanzada la energía de activación, conviene refrigerar el sistema para favorecer la producción de C y D
$$A + B \rightarrow C + D + \text{cal}$$
6. Si la reacción entre A y B es endotérmica, se deberá entregar calor para alcanzar la energía de activación, y continuar calentando para favorecer la producción de C y D
$$A + B \rightarrow C + D - \text{cal}$$

ACTIVIDAD DE AFIANZAMIENTO

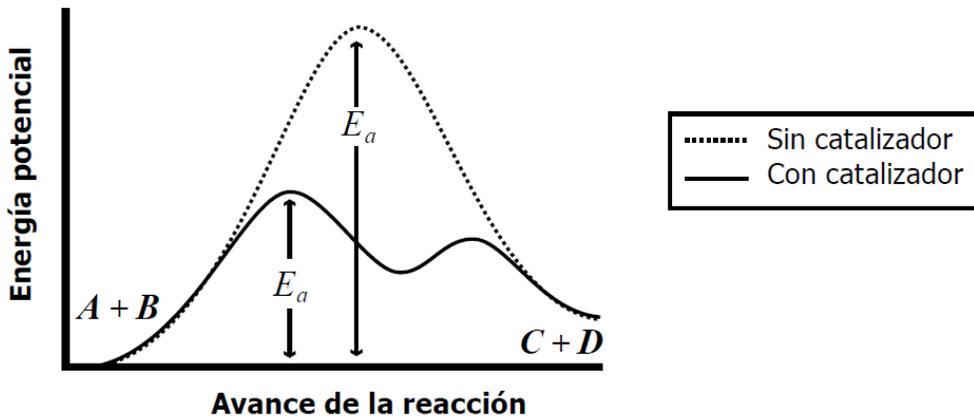
1. La siguiente reacción muestra la descomposición del peróxido de hidrógeno (H₂O₂):



Un docente quiere estudiar esta reacción para lo cual adiciona 10 mL de H₂O₂ en un tubo de ensayo. Cuando el tubo se encuentra a 15°C observa que la reacción termina a los 15 minutos, mientras que al calentarlo finaliza a los 5 minutos. ¿Qué variable ocasiona el cambio de velocidad en la reacción?

- A. La concentración de O₂.
- B. La temperatura.
- C. La concentración de H₂O₂.
- D. El volumen.

2. Los catalizadores son sustancias que no aparecen en la ecuación estequiométrica y sin embargo alteran el camino por el cual los reactivos se transforman en productos, es decir, modifican el mecanismo de reacción.



Al comparar la energía de activación de una reacción en equilibrio no catalizada y la de la misma reacción en presencia de un catalizador, se puede afirmar que éste altera el mecanismo de una reacción porque

- A. disminuye la energía de activación de la reacción.
- B. aumenta la energía de activación de la reacción.
- C. modifica la constante de equilibrio de la reacción.
- D. mantiene constante la rapidez de la reacción.

3. Según el principio de Le Chatelier, cuando se introduce una modificación en un sistema en equilibrio (existe un equilibrio entre reactivos y productos), la reacción se desplaza en el sentido necesario para compensar el aumento o disminución de la concentración de reactivos o productos.

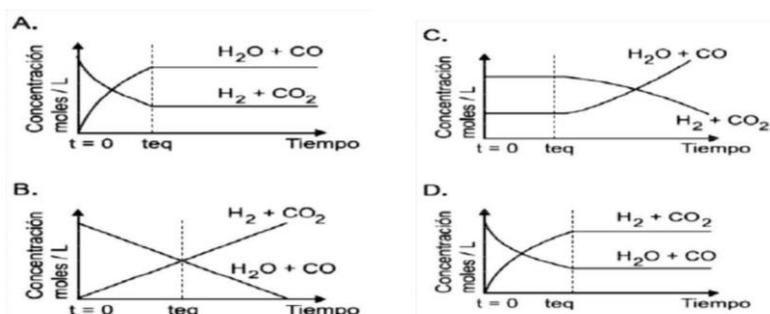
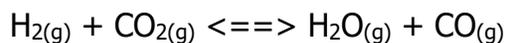
La siguiente ecuación representa la reacción entre el CO y el H₂O en la obtención del CO₂:



De acuerdo con la información anterior, el sistema se modifica cuando se disminuye la concentración de CO₂ y el equilibrio se desplaza hacia los

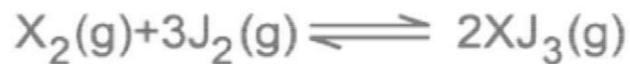
- A. productos, porque se favorece la formación de CO₂.
- B. reactivos, porque se favorece la formación de CO.
- C. productos, porque se favorece la formación de CO.
- D. reactivos, porque se favorece la formación de CO₂.

4. La gráfica que representa el establecimiento del equilibrio dinámico en la reacción siguiente es:



RESPONDA LAS PREGUNTAS 5 y 6 DE ACUERDO CON LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

A 420 0 C, dos recipientes rígidos (recipiente 1) y (recipiente 2) de igual capacidad contienen 1 mol del gas X₂ y 3 moles del gas J₂ respectivamente (situación 1). Los gases se mezclan en un recipiente idéntico (recipiente 3) donde se produce la siguiente reacción (situación 2).



5. De acuerdo con las situaciones 1 y 2, durante el transcurso de la reacción, es válido afirmar que la presión en el recipiente

- A. 3 es menor que en los recipientes 1 y 2
- B. 3 es igual que en los recipientes 1 y 2
- C. 2 es mayor que en los recipientes 1 y 3
- D. 2 es igual que en los recipientes 1 y 3

6. De acuerdo con la ecuación anterior, la expresión correcta para calcular la constante de equilibrio (K_c) en función de las concentraciones es

En donde [S] representa moles/litro y S puede ser sustancia inicial o final (reactivo o producto).

- A. $\frac{[X_2] [3J_2]}{[2XJ_3]}$
- B. $\frac{[XJ_3]^2}{[X_2] [J_2]^3}$
- C. $\frac{[XJ_3]^2}{[X_2] + [J_2]^3}$
- D. $\frac{[2XJ_3]}{[X_2] [3J_2]}$