



**“INSTITUCIÓN EDUCATIVA “DE ROZO”**

Aprobada por Resolución N° 687 del 7 de Mayo de 2.007

**GUIA DE APRENDIZAJE No. 9**



<b>ÁREA / ASIGNATURA:</b>	<b>Ciencias Naturales / Química</b>	<b>GRADO:</b>	<b>10°</b>
<b>NOMBRE DEL ESTUDIANTE:</b>		<b>DURACIÓN:</b>	30 días
<b>NOMBRE DEL DOCENTE:</b>	Yamileth Ortiz Cardona	<b>SEDE</b>	<b>Cárdenas</b>
<b>Fecha de recibo:</b>	OCTUBRE 1 / 2020	<b>Fecha de entrega:</b>	OCTUBRE 31/ 2020

**TABLA DE CONTENIDO**

OBJETIVO DE APRENDIZAJE ..... 1

    OBJETIVO / DBA 1:..... 1

    COMPETENCIA: ..... 1

INTRODUCCIÓN..... 2

¿Qué voy a aprender?..... 2

    CINÉTICA QUÍMICA..... 2

¿Qué estoy aprendiendo? ..... 2

    VELOCIDAD DE REACCIÓN ..... 2

        TEORÍA DE LAS COLISIONES ..... 3

        ECUACIÓN DE VELOCIDAD ..... 4

        FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN ..... 5

¿Cómo practico lo que aprendí? ..... 7

¿Cómo aplicar lo que aprendí? ..... 9

    EVALUACIÓN ..... 9

¿Cómo sé que aprendí? ..... 9

    ¡RECOMENDACIONES PARA ENTREGAR LAS ACTIVIDADES AL PROFESOR! ..... 13

CIBERGRAFÍA ..... 13

BIBLIOGRAFÍA..... 13

**OBJETIVO DE APRENDIZAJE**

**OBJETIVO / DBA 1:**

- Explicar la diferencia de velocidad en las reacciones químicas.

**COMPETENCIA:**

. Identifico condiciones para controlar la velocidad de cambios químicos



## INTRODUCCIÓN

A través de nuestros sentidos podemos percibir que hay reacciones químicas que ocurren muy rápidamente, como una explosión o el cambio de color de una solución cuando adicionamos cierto reactivo. En otros casos, las reacciones químicas se llevan a cabo tan lentamente que sólo percibimos que hubo un cambio, luego de un largo tiempo. Es el caso de la descomposición de ciertos alimentos dentro del refrigerador o la corrosión de una pieza metálica debida a la humedad del ambiente.

En cada uno de los ejemplos mencionados, la velocidad de reacción es diferente, es decir, en unos casos las reacciones ocurren rápido, mientras que en otros lo hacen lentamente. El estudio de la velocidad a la que ocurren las reacciones, así como de los factores que determinan esta velocidad, se lleva a cabo dentro de una rama de la química denominada **cinética química**, según veremos a continuación.



## ¿QUÉ VOY A APRENDER?

### CINÉTICA QUÍMICA.

Es el área de la química que se ocupa del estudio de la velocidad, o rapidez, con que ocurre una reacción química. La palabra “cinética” sugiere movimiento o cambio. La cinética química se refiere a la rapidez de reacción, que se refiere al cambio en la concentración de un reactivo o de un producto con respecto del tiempo (M/s).

Hay muchas razones para estudiar la rapidez de una reacción. Para empezar, existe curiosidad intrínseca respecto de la razón por la que las reacciones ocurren a diferentes rapidezces. Algunos procesos, como las etapas iniciales de la visión, la fotosíntesis y las reacciones nucleares en cadena, ocurren a una rapidez muy corta, del orden de 10<sup>-12</sup> s a 10<sup>-6</sup> s. otros, como la polimerización del cemento y la conversión del grafito en diamante, necesitan millones de años para completarse.

En una reacción química, además de conocer los compuestos que intervienen, es importante saber qué tan rápido reaccionan y los factores que determinan esta velocidad. Así, es posible modificar o alterar el curso de la reacción para buscar mayor eficiencia.

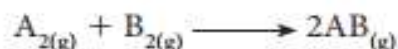
## ¿QUÉ ESTOY APRENDIENDO?

### VELOCIDAD DE REACCIÓN

La velocidad de una reacción es la rapidez con la que se forman los productos o se consumen los reactivos involucrados en dicha reacción (figura 1). La velocidad de reacción se define en términos del tiempo necesario para que desaparezca o se transforme una determinada cantidad de reactivos o para que se formen los productos correspondientes. Decimos entonces que:

$$\text{Velocidad} = \frac{\text{cambio en la concentración de una sustancia consumida o formada}}{\text{tiempo transcurrido}}$$

Consideremos una reacción cualquiera:



A medida que la reacción ocurre, las concentraciones de A<sub>2</sub> y B<sub>2</sub>, disminuyen gradualmente, mientras que la concentración del producto, AB, aumenta en la misma proporción (figura 2).



Figura 1. El espectrofotómetro permite medir paso a paso los cambios en las concentraciones de reactivos y productos.



La velocidad de reacción para las especies A<sub>2</sub> y B<sub>2</sub> se puede expresar en términos del aumento en la concentración de AB, en un intervalo de tiempo:

$$\text{Velocidad de reacción} = \frac{\Delta[AB]}{\Delta t}$$

También podemos expresar la velocidad a partir de la tasa de descomposición de cualquiera de los dos reactivos:

$$\text{Velocidad de reacción} = -\frac{\Delta[A_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[B_2]}{\Delta t}$$

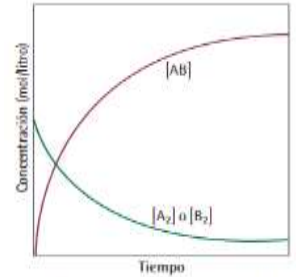


Figura 2. Variación de las concentraciones de las sustancias en relación con el tiempo.

La diferencia está en que en el caso de los productos hablamos de velocidad de formación, mientras que en el segundo caso se trata de velocidad de descomposición. Observa que los corchetes se emplean para representar la concentración de una sustancia, como mol/litro. De donde, deducimos que las unidades en las que se expresa la velocidad son mol/litro[s].

La velocidad de las reacciones químicas es una función de la concentración de las sustancias reaccionantes, pues se intuye que entre más moléculas de cada sustancia se tengan, mayor será la probabilidad de que entren en contacto unas con otras y por tanto, mayor será la rapidez con la que unas se transforman en otras.

## TEORÍA DE LAS COLISIONES

Como se mencionó antes, una reacción química implica una reorganización espacial de los átomos en la ruptura, y posterior formación de enlaces químicos. Para que esto suceda, las moléculas y átomos involucrados, deben estar en contacto físico. Las particularidades del proceso de interacción entre sustancias químicas a nivel molecular se explican a partir de la teoría de las colisiones.

**La teoría cinético-molecular de la materia nos dice que los átomos y moléculas de las distintas sustancias se hallan en continuo movimiento, lo que ocasiona choques constantes entre las partículas.** Estos choques son la chispa necesaria para que haya una reacción química. Así, mientras mayor sea el número de choques por unidad de tiempo, mayor será la probabilidad de que ocurra una reacción.

Sin embargo, no todos los choques son efectivos, en el sentido de que provoquen un cambio químico. Para que esto ocurra, las partículas en cuestión deben tener una energía suficientemente alta para vencer las fuerzas de repulsión que actúan entre ellas. De no ser así, dichas partículas se volverían a separar. Por otra parte, debido a que las moléculas suelen tener una compleja estructura tridimensional, alrededor de la cual se distribuyen nubes de electrones, los choques efectivos deben darse en una cierta orientación espacial. En otras palabras, la posición y la dirección con la cual se acerquen las moléculas determinará que se produzca o no una reacción (figura 3).

**La energía necesaria para que sea posible una reacción se denomina energía de activación (E<sub>a</sub>).** La energía de activación es una propiedad de cada reacción y depende de la clase de enlaces que se tengan que romper durante la misma.

De lo anterior se concluye que la velocidad de reacción depende del número de choques por segundo, del número de choques efectivos, de la orientación con la cual ocurren los choques, de la energía que posean las moléculas en el momento de la colisión y de cuánta energía hace falta para alcanzar el valor crítico o energía de activación.

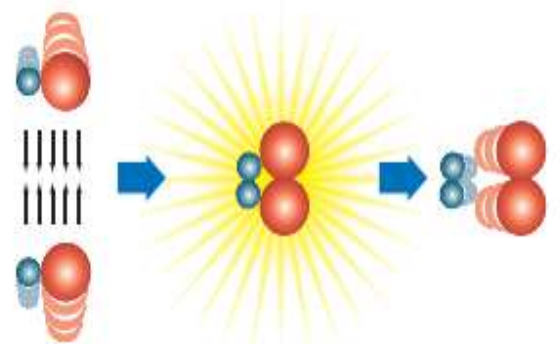


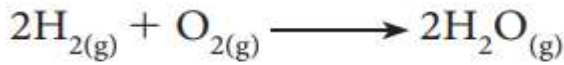
Figura 3. Partículas de reactivos, con la suficiente energía y orientadas correctamente, chocan de manera efectiva, dando lugar a los productos.



De ahí que, cualquier circunstancia que afecte la frecuencia y la efectividad de las colisiones, afecta también la velocidad de reacción.

Cuando se produce un choque efectivo, las moléculas involucradas forman una sustancia intermedia, de alta energía, que se denomina complejo activado. La energía de activación  $E_a$ , corresponde a la diferencia entre la energía de los reaccionantes y la del complejo activado (figura 4).

Consideremos como ejemplo la formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno gaseosos:



Para que se forme el producto, se requiere, en primer lugar que se rompan los enlaces **H—H** y **O—O**, para que luego se formen los enlaces **H—O**. Para que esto suceda, el nivel de energía de las moléculas de **H<sub>2</sub>** y **O<sub>2</sub>** debe ser igual o superior a la **E<sub>a</sub>** y además debe cumplirse que la orientación de la colisión sea la adecuada. En el esquema se puede apreciar que esta reacción libera energía; por lo tanto, se clasifica como exotérmica

### ECUACIÓN DE VELOCIDAD

Según lo explicado anteriormente, una reacción química cualquiera puede descomponerse en una serie de etapas o pasos, como por ejemplo, la ruptura de los enlaces de los reactivos, la formación del complejo activado y finalmente, la formación de nuevos enlaces para dar lugar a los productos. Cada etapa ocurre a una cierta velocidad, dependiendo de las condiciones existentes y de la naturaleza de los compuestos presentes. En otras palabras, La velocidad con la que se lleva a cabo cada etapa puede variar. Bajo este contexto, las ecuaciones que empleamos para cuantificar la velocidad de las reacciones químicas están planteadas para la reacción global, y no para cada una de las etapas. La velocidad de la reacción global es generalmente igual a la velocidad de la etapa más lenta en la secuencia de reacción.

Se sabe, debido a la experiencia, que la velocidad de reacción es proporcional a las concentraciones de los reactivos. Sin embargo, la magnitud de esta proporcionalidad varía de una reacción a otra. Así, la ecuación de velocidad para la reacción genérica

:



Es la siguiente:  $v = K[A]^x \cdot [B]^y$

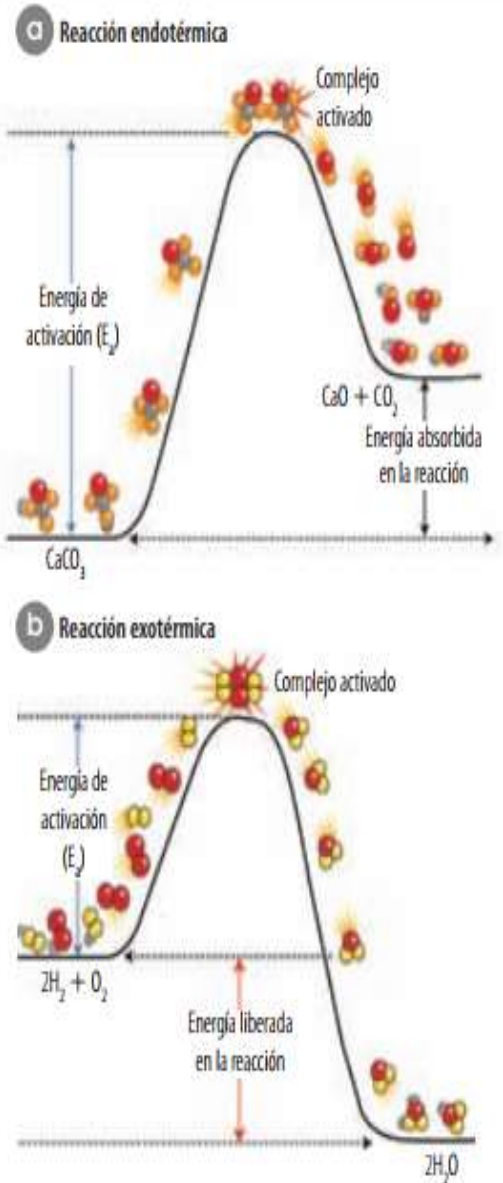


Figura 4. Energía de activación y formación del complejo activado, para una reacción endotérmica (a) y exotérmica (b).



Donde,  $v$  es la velocidad de reacción (para la desaparición de los reactivos, en este caso),  $3A_4$  y  $3B_4$  son las concentraciones de las especies A y B, respectivamente, expresadas en mol/litro, K es la constante de proporcionalidad, denominada constante específica de velocidad y  $x$  y  $y$  son exponentes, que representan la magnitud de la proporcionalidad, por lo que pueden ser números enteros o fracciones, así como de signo positivo o negativo, según el caso. Algunas veces, los valores de  $x$  y  $y$  coinciden con los de los coeficientes de la reacción balanceada ( $a$  y  $b$ , en este caso). No obstante, estos exponentes deben determinarse experimentalmente, ya que no siempre son iguales a los coeficientes.

Estos planteamientos se resumen en lo que se conoce como **la ley de acción de masa**.

### \* EJEMPLOS

En el laboratorio, trabajando a  $325\text{ }^\circ\text{C}$ , se determinó la constante específica de velocidad para la descomposición del  $\text{N}_2\text{O}_5$ , como  $5 \cdot 10^{-4}$ . Calcula el número de moles que se descomponen en un segundo, si la concentración inicial del  $\text{N}_2\text{O}_5$  es de  $6,5 \cdot 10^{-4}$  mol/litro.

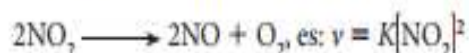
Sabemos que,  $v = K[\text{N}_2\text{O}_5]$

De donde se obtiene que:

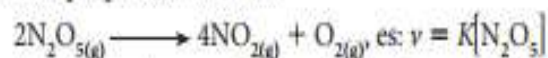
$$v = \frac{5 \cdot 10^{-4} \cdot 6,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/litro}}{\text{s}}$$

$$v = \frac{3,25 \cdot 10^{-7} \text{ mol/litro}}{\text{s}}$$

Por ejemplo, se ha determinado que la ecuación de velocidad para la reacción:



Mientras que para la reacción:



La velocidad de las reacciones se determina experimentalmente a través del registro de cambios de color o de presión en el sistema en reacción (figura 5). Cambios que son resultado de la aparición de los productos. Por ejemplo, en la primera reacción, es posible evidenciar la desaparición del dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ) que es un gas de color café. De la misma manera, en el segundo ejemplo, este gas aparece como producto, con lo cual es posible cuantificar la tasa de formación del mismo.

## FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

Teniendo en cuenta los planteamientos de la teoría de las colisiones, cualquier condición que afecte la ocurrencia de choques efectivos, afectará igualmente la velocidad de reacción. Experimentalmente se ha establecido que los principales factores determinantes de la velocidad de las reacciones químicas son: la naturaleza y concentración de los reactivos, la temperatura a la que ocurre la reacción y la presencia de catalizadores.

### 1 Naturaleza de los reactivos

La tendencia a reaccionar que muestran unas sustancias con otras se relaciona con la distribución y estructura tridimensional de los electrones periféricos, con la energía de los enlaces que unen los diferentes átomos y con la afinidad entre átomos, moléculas o iones presentes. Por ejemplo, las sustancias en formas moleculares reaccionan más lentamente que las iónicas.

### 2 Superficie de contacto

Mientras más puntos de contacto haya entre las sustancias reaccionantes, la reacción ocurrirá más rápido. Por ejemplo, un terrón de azúcar es atacado por bacterias y levaduras, más lentamente que si se hallara disuelto en una solución acuosa.

### 3 Concentración de los reactivos

A partir de la ecuación de velocidad sabemos que la velocidad es proporcional a la concentración de las especies químicas. Esto se debe a que al aumentar la concentración de las sustancias reaccionantes, se aumenta la probabilidad de



choque entre sus moléculas, y por tanto la cantidad de colisiones efectivas. Por ejemplo, un trozo de carbón arde con dificultad si la combustión se realiza en presencia de poco oxígeno, pero si aumentamos la concentración de este gas, la combustión se realiza rápidamente con producción de luz. Cuando los reactivos son gases, un aumento en la presión del sistema, genera un aumento del número de moléculas por unidad de área, lo que se traduce en un aumento de la concentración que lleva a su vez a una aceleración del proceso.

La magnitud en la cual se aumenta la velocidad, con cada aumento de concentración depende de la reacción y se debe determinar empíricamente.

#### 4 Temperatura

Con base en la teoría de colisiones, así como en la teoría cinético-molecular, se comprende fácilmente que un aumento en la temperatura del sistema en reacción lleve a un aumento proporcional en la velocidad de reacción. A mayor temperatura, mayor energía cinética poseerán las moléculas y por tanto más cerca estarán de alcanzar el valor crítico,  $E_a$ . Así mismo, a mayor energía cinética, la frecuencia de choques se verá también incrementada, y por tanto, la probabilidad de choques efectivos aumentará.

Experimentalmente se ha observado que por cada 10 °C de aumento en la temperatura, la velocidad de reacción se duplica. No obstante, la realidad es un poco más compleja, pues la magnitud del incremento en la velocidad debido a la temperatura depende de la constante específica de la reacción y de la energía de activación .

#### 5 Catalizadores

**Un catalizador es una sustancia que afecta la velocidad de una reacción, ya sea incrementándola o retardándola.** Los catalizadores se caracterizan porque son necesarios en muy bajas concentraciones y porque no son consumidos o transformados al final de la reacción. En ocasiones un catalizador puede intervenir en la reacción formando compuestos intermedios, que sirven de puente para la formación de los productos, pero al finalizar la reacción, la sustancia catalizadora siempre queda libre e inalterada.

El proceso general de alteración de la velocidad a través del empleo de catalizadores, recibe el nombre de **catálisis**.

Cuando una sustancia actúa acelerando la reacción general se denomina **catalizador positivo**, mientras que si la retarda se denomina **catalizador negativo o inhibidor**.

Por ejemplo, el oxígeno se puede obtener en el laboratorio por descomposición térmica del clorato potásico ( $KClO_3$ ), a 500 °C. Sin embargo, si se adiciona una pequeña cantidad de dióxido de manganeso,  $MnO_2$ , la reacción ocurre a 150 °C, según la ecuación:



La acción de un catalizador se puede sintetizar como la disminución del valor crítico de energía,  $E_a$ , necesario para que la reacción ocurra. Los mecanismos para lograr esta disminución varían, desde la adsorción y por tanto, retención de los reactivos, hasta la formación de complejos activados entre reactivos y catalizadores (figura 8).

**PROFUNDIZACIÓN:** Te invito a que veas los videos que encontraras en el siguiente enlace, en ellos podrás afianzar lo aprendido hasta ahora.

<https://www.youtube.com/watch?v=mGoOBGufB-M>

<https://www.youtube.com/watch?v=VWs0IIQxCZk&t=20s>

<https://www.youtube.com/watch?v=tTzuxHRBps8>

<https://www.youtube.com/watch?v=uAxM4iGYnwE>



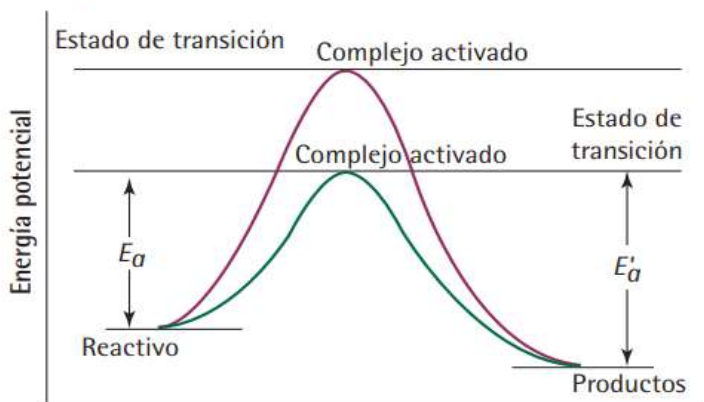
Freces celebres de Isaac Asimov : [https://www.taringa.net/+ciencia\\_educacion/frases-de-isaac-asimov-que-te-haran-mas-inteligente\\_hnvy3](https://www.taringa.net/+ciencia_educacion/frases-de-isaac-asimov-que-te-haran-mas-inteligente_hnvy3)

## ¿CÓMO PRACTICO LO QUE APRENDÍ?



### Argumenta

La siguiente gráfica muestra el efecto de un catalizador:



Con base en la gráfica determina si cada una de las siguientes proposiciones es verdadera o falsa. Justifica tu respuesta:

- El catalizador facilita la formación del complejo activado.
- El catalizador disminuye la energía del estado de transición.
- El catalizador no produce disminución en la energía de activación.
- $E_a$  de los reactivos es menor que  $E'_a$  de los productos.



### Analiza y resuelve

La energía mínima que se requiere para iniciar una reacción química se llama energía de activación,  $E_a$ . Este valor varía de una reacción a otra.

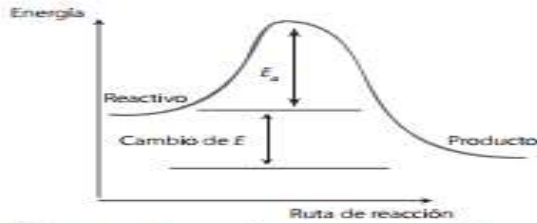


Diagrama de energía para una reacción

Con base en la gráfica responde:

- ¿La reacción es exotérmica o endotérmica? Justifica tu respuesta.
- ¿Cuál tiene más energía, el reactivo o el producto? ¿A qué se debe?
- ¿El cambio de energía tiene efecto sobre la velocidad de la reacción? Explica.
- ¿La reacción inversa es exotérmica o endotérmica? ¿Cómo lo sabes?

INGRESA AL SIGUIENTE LINK : <https://phet.colorado.edu/sims/cheerpi/reactions-and-rates/latest/reactions-and-rates.html?simulation=reactions-and-rates&locale=es> Y PRACTICA EN EL SIMULADOR.





# ¿CÓMO APLICAR LO QUE APRENDÍ?

## EVALUACIÓN

RESUELVE EN FORMA COLABORATIVA



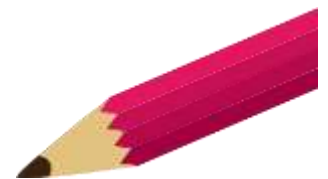
# Sopa de Letras de: cinetica

Imagen tomada de <https://www.vectorstock.com/>

N	I	M	T	E	M	P	E	R	A	T	U	R	A	V	U	T	T	U
E	L	O	E	E	R	C	O	E	C	O	E	J	I	E	D	D	N	O
C	A	T	A	L	I	Z	A	D	O	R	E	S	U	L	N	Ó	C	A
E	I	A	L	A	L	I	A	O	S	N	V	E	O	O	I	I	C	C
A	N	C	E	E	G	A	O	D	C	O	E	T	O	C	M	A	R	I
Z	E	C	C	I	L	I	I	N	L	E	A	A	A	I	U	S	I	M
N	O	T	H	E	O	E	T	M	A	M	I	R	U	D	I	T	E	I
L	M	E	A	R	O	A	Y	A	I	U	T	Q	D	A	A	Q	S	U
T	Z	S	T	D	R	L	P	D	C	N	O	E	G	D	O	C	M	Q
M	U	A	E	Ó	C	Z	L	J	E	I	E	I	R	D	D	I	C	A
E	L	T	L	P	E	I	I	C	R	V	Ó	C	C	E	L	S	O	C
U	E	L	I	I	E	M	N	B	C	I	E	N	D	R	I	N	C	I
A	D	I	E	I	I	O	I	N	I	E	A	L	L	E	E	E	E	T
R	O	I	R	L	C	L	E	H	I	U	E	I	O	A	A	E	G	E
M	E	C	A	N	I	S	M	O	D	E	R	E	A	C	C	I	O	N
I	L	D	E	U	O	E	L	U	C	O	C	N	M	C	I	M	O	I
I	R	U	Q	E	R	I	A	U	D	R	I	V	I	I	D	D	C	C
I	L	E	C	T	U	I	S	I	Z	I	V	O	I	O	Y	C	A	U
L	S	A	D	C	E	A	D	E	D	D	S	I	D	N	E	L	N	D

- CINETICAQUIMICA
- VELOCIDADDEREACCION
- TEMPERATURA AGITACIÓN LUZ
- CONCENTRACIÓN CATALIZADORES
- LEYDEVELOCIDAD
- MECANISMODEREACCION
- EQUILIBRIOQUIMICO
- LECHATelier

# ¿CÓMO SÉ QUÉ APRENDÍ?



**PREPARATE PARA LAS PRUEBAS**

## PREGUNTA 1.

Andrés introduce una cantidad inicial de aire (volumen inicial) en un recipiente con un émbolo móvil. Luego, pone libros sobre el émbolo y registra el cambio de volumen observado, (volumen final). A continuación se observan los datos obtenidos:

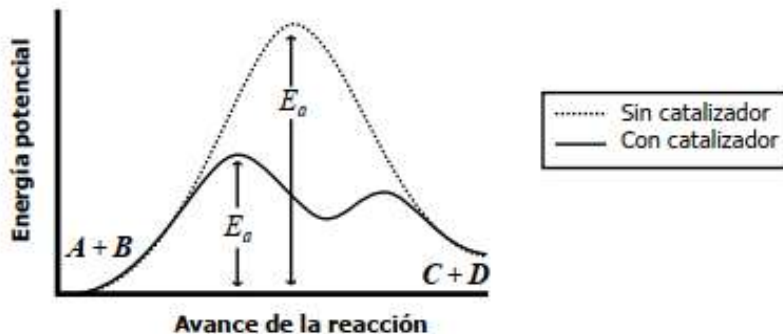
Número de libros	Volumen inicial (mL)	Volumen final (mL)	Diferencia de volumen (volumen inicial - volumen final) (mL)
0	6,0	6,0	0,0
1	6,0	5,4	0,6
2	6,0	4,8	1,2
3	6,0	4,2	1,8
4	6,0	3,6	2,4

De acuerdo con lo anterior, una conclusión que puede sacar Andrés sobre el cambio de volumen en el experimento es que

- A. la presión ejercida por los libros siempre es la misma y el volumen aumenta.
- B. a mayor número de libros hay mayor presión y el volumen disminuye.
- C. la presión ejercida por los libros siempre es la misma y el volumen disminuye.
- D. a menor número de libros hay mayor presión y el volumen aumenta.

## PREGUNTA 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.

## PREGUNTA 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 H<sub>2</sub>O en la obtención del CO<sub>2</sub> :



De acuerdo con la información anterior, el sistema se modifica cuando se disminuye la concentración de CO<sub>2</sub> y el equilibrio se desplaza hacia los

- A. productos, porque se favorece la formación de CO<sub>2</sub>.
- 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 CO<sub>2</sub>.

PREGUNTA 4

A continuación se muestra un modelo que simboliza la distribución de las moléculas de agua en estado líquido, en un recipiente cerrado.



Cuando este recipiente se calienta manteniendo la presión constante, las moléculas de agua líquida cambian de estado y cambian su distribución. ¿Cuál de los siguientes modelos muestra la distribución que pueden adquirir las moléculas de agua en estado gaseoso y en estado líquido?

**A.** Gas: Moléculas dispersas en todo el volumen. Líquido: Moléculas agrupadas en la parte inferior.

**B.** Gas: Moléculas dispersas en todo el volumen. Líquido: Moléculas agrupadas en la parte inferior.

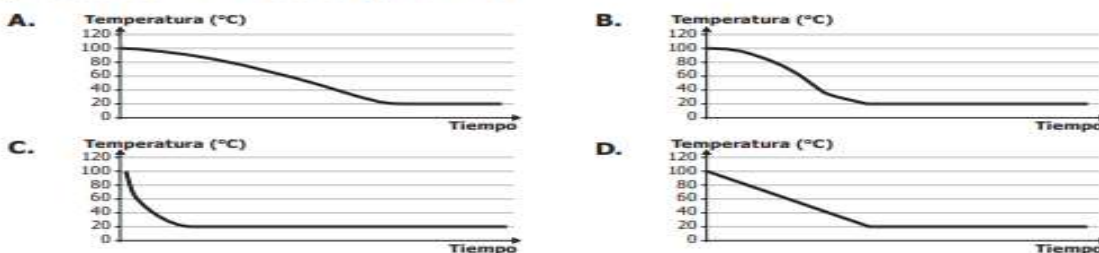
**C.** Gas: Moléculas dispersas en todo el volumen. Líquido: Moléculas agrupadas en la parte inferior.

**D.** Gas: Moléculas dispersas en todo el volumen. Líquido: Moléculas agrupadas en la parte inferior.

PREGUNTA 5

Juan calienta una gran cantidad de agua en una olla. Al retirarla del fuego, la temperatura del agua se mide con un termómetro y este indica 100 °C. Juan mide la temperatura del ambiente y obtiene 20 °C. La ley de enfriamiento de Newton establece que cuanto mayor es la diferencia de temperatura entre un objeto y el ambiente, mayor es el flujo de calor y, por tanto, más rápido se enfría el objeto.

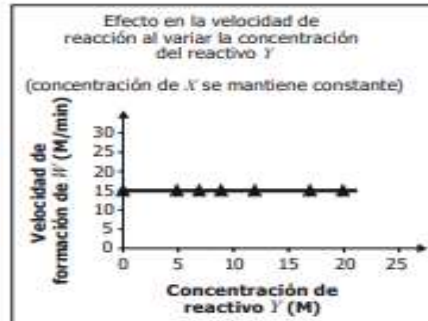
Teniendo en cuenta la información anterior, ¿cuál de las siguientes gráficas describe mejor el proceso de enfriamiento del agua en la olla?



PREGUNTA 6



- Una estudiante realiza diferentes ensayos con el objetivo de determinar el efecto de la concentración de los reactivos sobre la velocidad de formación de  $W$  en la reacción  $X + Y \rightarrow W$ . En cada ensayo mide la velocidad de formación de  $W$  manteniendo constante la concentración de uno de los reactivos y variando la del otro, como se muestra en las siguientes gráficas:



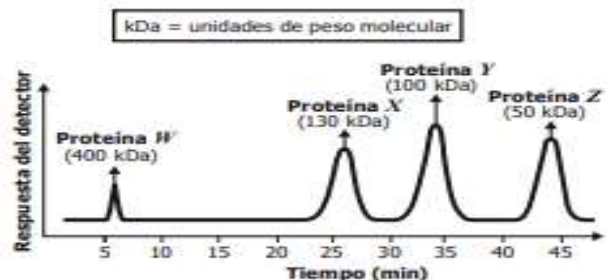
Con base en estos resultados se puede concluir que el cambio en la velocidad de formación de  $W$

- A. no depende de la concentración de los reactivos.
- B. depende de la concentración de ambos reactivos.
- C. depende solamente de la concentración de  $X$ .
- D. depende solamente de la concentración de  $Y$ .

#### PREGUNTA 7

Una estudiante desea conocer las proteínas presentes en la sangre. Para ello, emplea una técnica que las separa de acuerdo con su peso molecular y produce una respuesta en diferentes instantes de tiempo cada vez que una proteína es detectada.

Ella obtiene los resultados mostrados en la siguiente gráfica, en donde cada pico representa una proteína diferente.



Una proteína con peso molecular de 120 kDa podrá separarse en un tiempo

- A. entre 25 y 35 minutos.
- B. entre 5 y 25 minutos.
- C. entre 35 y 45 minutos.
- D. después de 45 minutos.

#### PREGUNTA 8



En la extracción minera de oro se emplea cianuro de sodio, zinc y ácidos fuertes durante el proceso de purificación. Los ácidos fuertes que pueden emplearse son ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) de una concentración volumen-volumen del 78 % o ácido nítrico ( $HNO_3$ ) que contenga 112 mL de ácido por cada 200 mL de solución.

Si en la extracción del oro se requiere usar el ácido de mayor concentración, ¿cuál ácido debería emplearse?

- A. El  $HNO_3$ , porque como su volumen es mayor que el de la solución de  $H_2SO_4$  tiene una mayor concentración.
- B. El  $H_2SO_4$ , porque la concentración volumen-volumen del  $HNO_3$  es del 56 %.
- C. El  $HNO_3$ , porque su concentración volumen-volumen es del 112 %.
- D. El  $H_2SO_4$ , porque como su volumen es menor que el de la solución de  $HNO_3$  se encuentra más concentrado.

## ¡RECOMENDACIONES PARA ENTREGAR LAS ACTIVIDADES AL PROFESOR!

- Debes resolver las actividades en tu cuaderno o en una hoja de manera legible, organizada, sin tachones ni enmendaduras.

- Recuerda que debes entregar la guía resuelta el día **31 DE OCTUBRE** enviarlo al correo institucional o a la plataforma classroom al código de la clase: : **10-1 wmaddcq** // **10-2 b5rm5dh** // **10-3 pdi4z66** // **10-4 baoauq7**.

O al correo institucional

## CIBERGRAFÍA

Recursos Didácticos.

<https://recursosdidacticos.org/wp-content/uploads/2019/01/La-Quimica-Organica-para-Tercero-de-Secundaria>

Imagen tomada de:

[https://es.123rf.com/photo\\_90874048\\_un-profesor-cient%C3%ADfico-de-dibujos-animados-con-bata-blanca-de-laboratorio.html](https://es.123rf.com/photo_90874048_un-profesor-cient%C3%ADfico-de-dibujos-animados-con-bata-blanca-de-laboratorio.html)

[http://eduteka.icesi.edu.co/recursos/edtk\\_recurso.php?numero=1286](http://eduteka.icesi.edu.co/recursos/edtk_recurso.php?numero=1286)

SABER 11o. 2012 Cuadernillo de pruebas Saber 11o. ISBN de la versión electrónica: 978-958-11-0581-6

Bogotá, D.C., Junio de 2012

[https://paidagogos.co/banco\\_pruebassaber/cuadernillo\\_saber%2011.pdf](https://paidagogos.co/banco_pruebassaber/cuadernillo_saber%2011.pdf)

## BIBLIOGRAFÍA

Mondragon, C. H., Peña, L. Y., Sanchez, M., Arbelaez, F., & Gonzalez, D. (2010). *Hipertexto química 1*. Bogotá: Santillana.

Torres Sabogal, D. E. (2005). *Ciencia Experimental 10*. Bogotá: Educar.