

Unidad 6. Interacciones de la materia		Semana 2
Contenidos	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Reacciones químicas</li> <li>• Velocidad de las reacciones y factores que la afectan</li> <li>• Teoría de las colisiones</li> </ul>	
Evaluación sugerida	Tarea 1	

### Orientación sobre el uso de la guía

Esta guía contiene actividades para que continúes con tus aprendizajes desde casa. Incluye recursos de lectura, figuras y ejercicios que te permitirán fortalecer tus habilidades científicas, así como las tareas que debes realizar cada semana. Tu docente revisará las tareas en tu cuaderno, o en el formato que se solicite, cuando te presentes al centro educativo.

### A. ¿Qué debes saber?



#### 1. Introducción

El estudio de la rapidez con la que se efectúa una reacción química, donde se consumen reaccionantes y se liberan productos, se denomina cinética química. La velocidad de una reacción química relaciona el cambio en la concentración de reactivos o productos con el tiempo y se expresa, usualmente, en moles/litros por segundo (mol/Ls).

#### 2. Naturaleza de las reacciones

- Las reacciones reversibles son aquellas en donde los productos pueden reaccionar para formar los reactivos.
- En una reacción se produce el equilibrio cuando ya no ocurre un cambio neto.
- Alterar el equilibrio de los reactivos y productos puede influir en la dirección en la que cambia una reacción.
- La rapidez con la que ocurre una reacción depende de la temperatura, la concentración de los reactivos y los productos, así como la presencia de catalizadores y de inhibidores.

#### 3. Velocidad de las reacciones y factores que la afectan

Existen varios factores que pueden acelerar la velocidad de la reacción química, a continuación se explican algunos de ellos.

##### 3.1 Concentración

La velocidad de una reacción química es directamente proporcional a la concentración de los reactantes e inversamente proporcional a la concentración de los productos.

Las colisiones entre las partículas tienen mayor probabilidad de ocurrir si su concentración es alta, pero en la medida que se acumula el producto, disminuyen los choques entre los reactantes.

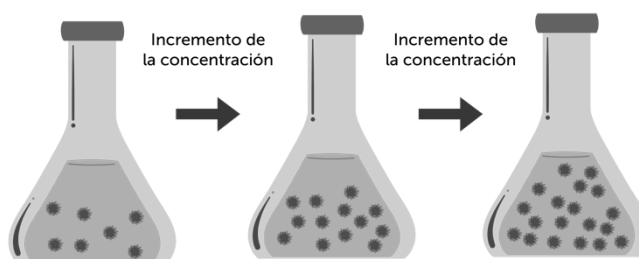


Figura 1: Efecto del aumento de la concentración

El aumento de la concentración de reactivos en solución aumenta la velocidad de reacción, ya que hay un mayor número de partículas disponibles para reaccionar.

### 3.2 Temperatura

La energía cinética de las moléculas es función de la temperatura. Cuando se incrementa la temperatura de un sistema reaccionante, aumenta el número de colisiones entre partículas de reactivos que poseen la energía de activación; en consecuencia, aumenta la velocidad de la reacción.

Las velocidades de reacción para muchas reacciones se duplican por cada aumento de  $10^{\circ}\text{C}$  en la temperatura, aunque el efecto de la temperatura puede ser mucho mayor o menor.

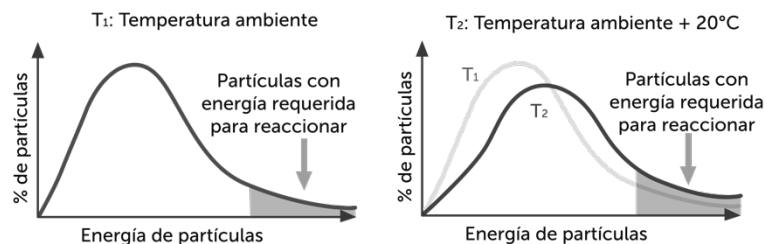


Figura 2: Efecto de la temperatura

Al aumentar la temperatura aumenta la frecuencia de las colisiones de partículas, y una mayor proporción de colisiones tendrá la energía necesaria para reaccionar.

### 3.3 Grado de fraccionamiento

El aumento del área de superficie de los reactivos sólidos aumenta el número de partículas que están expuestas y disponibles para reaccionar; como consecuencia, esto aumenta la frecuencia de colisiones de partículas, aumentando la velocidad. Por ejemplo, los ácidos y las enzimas digestivas son más eficientes si los alimentos se mastican finamente.

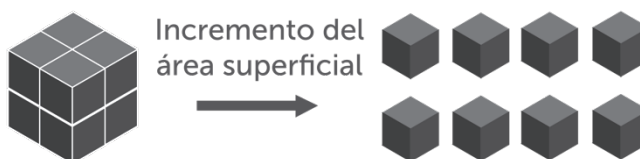


Figura 3: Incremento del área superficial

### 3.4 Presencia de catalizadores

Los catalizadores son sustancias que aceleran o retardan la velocidad de las reacciones químicas. Un catalizador proporciona una ruta alternativa para la reacción, con una energía de activación más baja. Esto significa que las colisiones de partículas necesitan menos energía para que se produzca una reacción, lo que aumenta la velocidad de la reacción. Por ejemplo, la enzima catalasa degrada cinco millones de moléculas de agua oxigenada por minuto; un átomo de hierro hace lo mismo en 18,000 años.

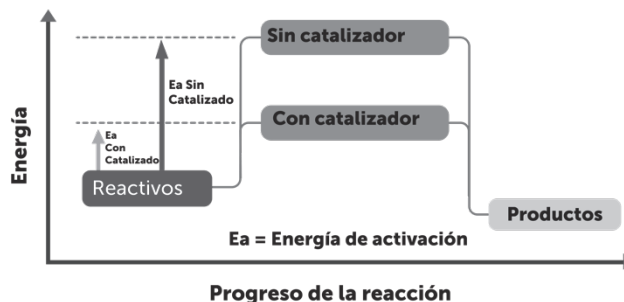


Figura 4: Efecto de un catalizador

#### 4. Teoría de las colisiones

Esta teoría explica cualitativamente cómo ocurren las reacciones químicas y por qué las velocidades de reacción difieren para diferentes reacciones. Para que ocurra una reacción química, es necesario que existan choques entre las moléculas de reactantes que den origen a productos (figura 5). Estas colisiones deben cumplir las siguientes condiciones:

4.1 Las moléculas de reactantes deben poseer la energía suficiente para que pueda ocurrir el rompimiento de enlaces, un reordenamiento de los átomos y luego la formación de los productos.

4.2 Los choques entre las moléculas deben efectuarse con la debida orientación en los reactantes.

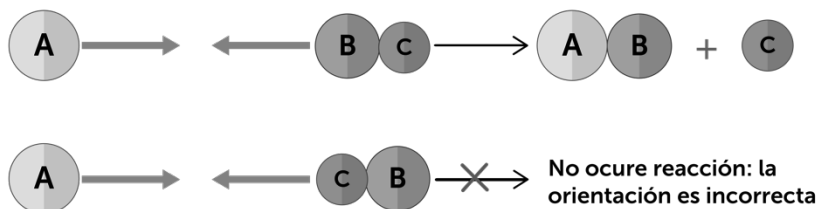


Figura 5: La teoría de las colisiones explica que para que una reacción se lleve a cabo, las moléculas deben poseer tanto la energía necesaria como la orientación adecuada para que ocurra la reacción

Si el choque entre las moléculas cumple con estas condiciones, se dice que las colisiones son efectivas, ocurre la reacción y se forman los productos. La cantidad mínima de energía necesaria para que esto suceda es la energía de activación.

Cuantos más choques con energía y geometría adecuada existan, mayor es la velocidad de la reacción.

#### B. Ponte a prueba



Selecciona la respuesta correcta.

1. ¿Cómo afectaría la velocidad de una reacción si se enfría lentamente la mezcla de los reactivos?

- a) No se realiza la reacción
- b) Disminuye la velocidad de la reacción
- c) Aumenta la velocidad de la reacción

2. Se tienen dos tazas de café a una temperatura de 80°C; se endulza la primera taza con un cubo de azúcar (5g) y la segunda taza con dos cucharadas de azúcar (5g). ¿Cuál es el factor que influye en la velocidad de reacción?

- a) Concentración
- b) Temperatura
- c) Grado de fraccionamiento
- d) Catalizadores

3. ¿Cuáles son las condiciones para que una colisión sea efectiva?

- a) Orientación favorable y energía suficiente
- b) Orientación desfavorable y energía baja
- c) Orientación desfavorable y energía alta

## C. Tareas de la semana

**Resuelve las situaciones (100%)**

1. La sacarosa, que es el azúcar de mesa, se degrada lentamente en solución acuosa formando moléculas de azúcar más pequeñas. Si a esta solución se le añade un poco de ácido, la reacción se produce más rápido, incluso cuando el ácido no se utiliza en la reacción. ¿Qué papel juega el ácido en esta reacción? (30%).

2. Se adiciona la mitad de una pastilla efervescente en un vaso con agua helada y la otra mitad a un vaso con agua a temperatura ambiente. ¿Cuál mitad se disolverá primero? Explica tu respuesta (35%).

3. Se tienen dos recipientes con 100 ml de vinagre, a uno se le adicionan 100 ml de agua. Al agregar la mitad de una pastilla efervescente a cada recipiente, ¿cuál pastilla reaccionará más rápido? Explica tu respuesta (35%).

Nota: si no cuentas con los materiales para comprobar las reacciones (preguntas 2 y 3), puedes apoyarte con videos de reacciones similares: <https://bit.ly/2WLS75Q>, "Factores que afectan la velocidad de reacción".

## D. ¿Saber más?



Para saber más sobre este tema, puedes consultar:

- Lección 6: Cinética química. *Material de autoformación e innovación docente. Química para bachillerato.*
- Cinética química: <https://bit.ly/36gube9>.

## E. Respuestas de la prueba



Pregunta 1: b

Pregunta 2: c

Pregunta 3: a