



GOBIERNO DEL ESTADO DE
VERACRUZ
2024 - 2030

SEV
SECRETARÍA
DE EDUCACIÓN
DE VERACRUZ

SEMSyS
SUBSECRETARÍA DE
EDUCACIÓN MEDIA
SUPERIOR Y SUPERIOR

 **TEBAEV**
Telebachillerato de Veracruz

Dirección General de Telebachillerato

Temas selectos de química II

Juan Luis Uscanga Salazar
Yazmín Selene Romero Borbonio

GOBIERNO DEL ESTADO DE VERACRUZ

Norma Rocío Nahle García
Gobernadora del Estado de Veracruz

Claudia Tello Espinosa
Secretaria de Educación de Veracruz

David Agustín Jiménez Rojas
Subsecretario de Educación Media Superior y Superior

Dirección General de Telebachillerato

Director General
Irving Ilhuicamina Mendoza Ruiz

Subdirectora Técnica
Piedad Alcira Hernández Pérez

Jefe del Departamento Técnico Pedagógico
Noel Abraham Velázquez Viveros

Jefa de la Oficina de Planeación Educativa
Ana Flora Angulo Morales

Equipo editorial

Coordinación general
Mauro Morales Arellano

Asesoría académica
Juan Luis Uscanga Salazar
Yazmín Selene Romero Borbonio

Diseño editorial
Greisy del Carmen Ramos de la Cruz

Formación
Juan Luis Uscanga Salazar
José María Palmeros de la Rosa
Arturo Junior Barradas Salazar

Portada
Zaida Ruth García Montes

Temas selectos de química II

Primera edición: 2026
ISBN: 978-607-725-581-9

D. R. © 2026. Secretaría de Educación de Veracruz
Km 4.5 Carretera federal Xalapa-Veracruz
Col. Rubi Animas, C.P. 91193, Xalapa, Veracruz
Telebachillerato de Veracruz

Impreso en México

Queda prohibida la reproducción total o parcial de la presente obra.

Figura 1.1
Nota: Creada en Gemini de Google.

Módulo 1

Cinética química

Progresiones

1. Aplica diversas acciones mediante el análisis de los factores, la velocidad y el equilibrio de una reacción química para dar soluciones a problemas de su entorno favoreciendo un comportamiento benéfico en la sociedad.

Metas de aprendizaje

Explica los factores que afectan una reacción química mediante el análisis de casos expresando diversas opciones para dar solución a problemas de su entorno.

Emplea la constante de equilibrio para determinar la velocidad de una reacción química, así como calcular y planear los tiempos de un proceso del entorno, favoreciendo el pensamiento crítico y reflexivo.

Comprueba los productos de una reacción química utilizando las leyes y principios del equilibrio químico, para generar diversas opciones y dar solución a problemas de su entorno.

Categorías y subcategorías

Factores que afectan una reacción.

- Temperatura.
- Presión.
- Concentración.

Energía de Activación.

- Cálculo constante de la velocidad de una reacción.

Constantes involucradas en una reacción.

- Ley de acción de masas.
- Principio de Le Chatelier y factores que afectan el equilibrio.
- Constante de ionización del agua.

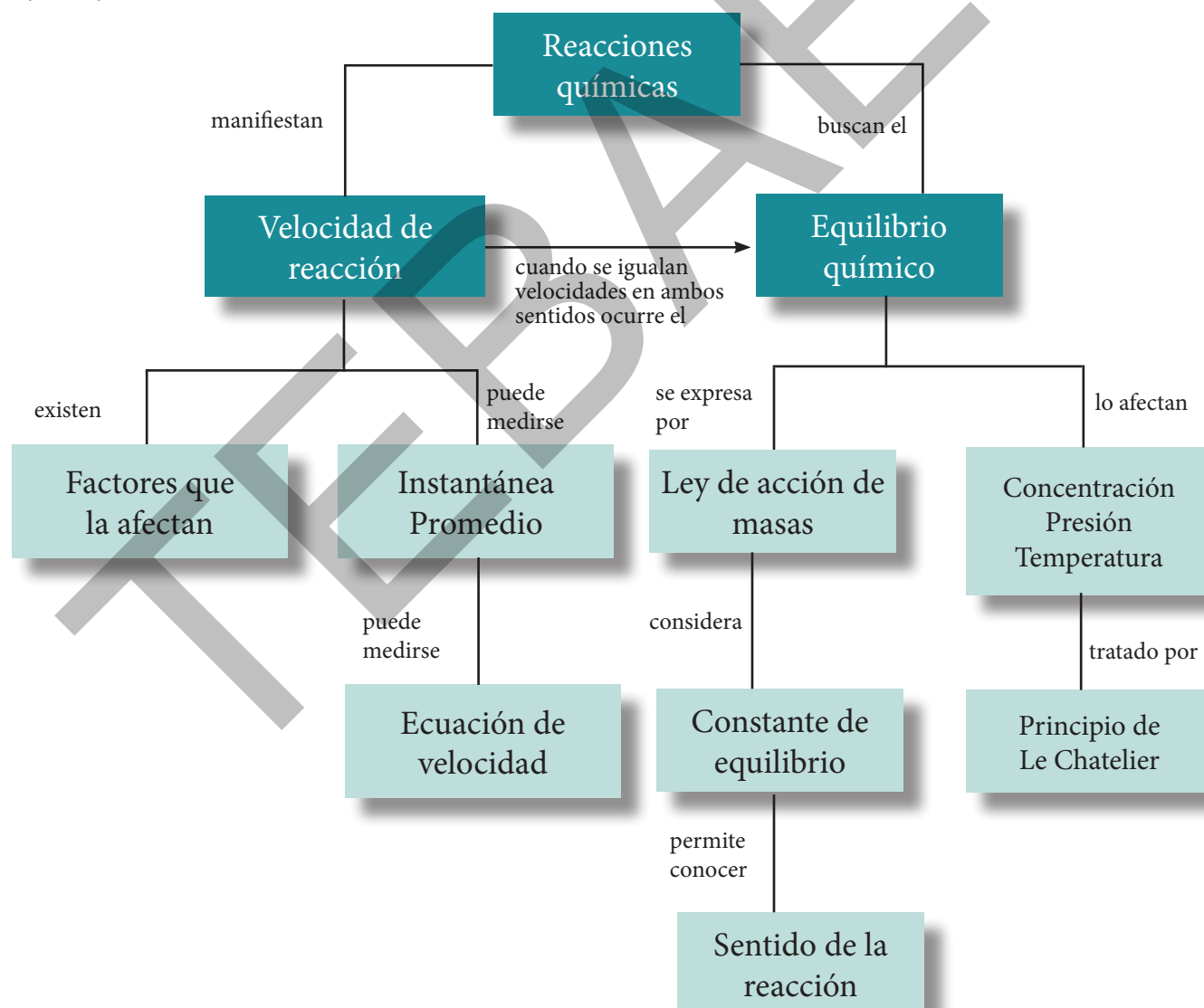
Introducción

La química es la ciencia de la transformación, pero ¿qué tan rápido ocurren estas transformaciones?

La cinética química es la rama que responde a esta pregunta fundamental. Más allá de la identidad de reactivos y productos, nos sumergimos en el dinamismo de las reacciones, estudiando cuantitativamente su velocidad y los factores que la determinan.

Cada reacción es un universo de colisiones moleculares; la velocidad depende intrínsecamente de la probabilidad y la efectividad de estos encuentros. A través de la teoría de las colisiones, entenderemos cómo la concentración de las especies reaccionantes influye directamente en la frecuencia de estas interacciones, marcando la velocidad a la que las sustancias se convierten en otras.

Figura 1.2
Mapa conceptual del módulo



Nota. Elaboración propia.

Exploro mis saberes

Responde correctamente a cada uno de los siguientes cuestionamientos.

1. ¿Qué rama de la química estudia la velocidad de las reacciones y los mecanismos por los cuales ocurren?
2. Para que una reacción química ocurra, las moléculas deben chocar con suficiente energía. A esta energía mínima necesaria se le conoce como:
3. Si aumentamos la temperatura de un sistema reaccionante, ¿Qué sucede con su velocidad de la reacción?
4. ¿Cómo afecta un aumento en la concentración de los reactivos a la velocidad de una reacción química?
5. ¿Qué es un catalizador?
6. ¿Cuál es la función de un conservador de alimentos?
7. ¿Cuándo sucede el equilibrio de químico de una reacción?
8. ¿Qué indica una constante de equilibrio mayor a 1?

Velocidad de reacción

La velocidad de reacción es un pilar de la química, definiendo la rapidez con la que los reactivos se transforman en productos. Es gracias a ella que los científicos pueden predecir el comportamiento de las reacciones químicas y realizar cálculos fundamentales para optimizar los procesos de producción en la industria.

Factores como la **concentración de los reactivos**, la **temperatura**, la **presión** y la **superficie de contacto** son determinantes en este ritmo. Ignorar su influencia no es una opción, ya que impactaría directamente en la eficacia de los medicamentos, la vida útil de los materiales, la calidad del aire y miles de otros aspectos cruciales para nuestra sociedad.

Factores que modifican la velocidad de reacción

¿Cómo podemos hacer que una reacción química vaya más rápido cuando la necesitamos, o más lento cuando queremos preservarla? Tras asegurar que la reacción puede ocurrir, el siguiente desafío es ajustar su velocidad a nuestra conveniencia.

Un ejemplo cercano lo encontramos en la cocina: ¿por qué refrigeramos o congelamos los alimentos? Para reducir la temperatura y, con ello, frenar las reacciones de descomposición que los deterioran. Esto nos muestra que la temperatura es un potente regulador de la velocidad de las reacciones.

En general, los factores que ejercen una influencia significativa sobre la velocidad de las reacciones químicas son: **la naturaleza de los reactivos, la temperatura del sistema, los catalizadores y la concentración de las sustancias**. A continuación, detallaremos cómo opera cada uno.

a. La naturaleza de los reactivos y el área del contacto.

No todas las reacciones químicas se desarrollan al mismo ritmo. Una característica clave de los reactivos que define la velocidad a la que pueden interactuar es su naturaleza, y dentro de ella, la superficie de contacto es un factor determinante.

Figura 1.3

Entre más pequeños sean los pedazos de madera, más rápido se queman, pues tendrán mayor superficie de contacto.



Nota. Creado en Google Gemini.

La regla es simple: cuanto mayor sea el grado de división de un reactivo, más rápida será la reacción. Este principio se observa claramente al comparar el zinc en polvo con el zinc en virutas; el primero reacciona con mayor prontitud, produciendo hidrógeno gaseoso a una velocidad superior. En un escenario más familiar, piensa en la diferencia de tiempo que tomaría quemar un kilogramo de virutas de madera frente a un tronco del mismo peso: las virutas arden mucho más rápido gracias a su vasta superficie de contacto expuesta.

Para entender el porqué:

Calculemos la superficie total de un cubo de 1 metro de lado. Su superficie es de $6m^2$.

Ahora, si ese mismo cubo lo dividimos en cubitos de 10 centímetros por lado:

- Obtenemos $10 \times 10 \times 10 = 1000$ cubitos.
- Cada cubito tiene una superficie de $6 \times 0.1m \times 0.1m = 0.06m^2$.
- La superficie total de los 1000 cubitos es $1000 \times 0.06m^2 = 60m^2$.

¡Hemos multiplicado por diez la superficie de contacto simplemente dividiendo el material!

Por lo tanto, si tu objetivo es acelerar una reacción, la estrategia es clara: utilizar reactivos con el menor tamaño de partícula posible para maximizar su superficie de contacto.

b. La temperatura: el acelerador molecular

Uno de los factores más influyentes en la velocidad de una reacción es la temperatura. En términos generales, observamos que cuanto mayor es la temperatura, más rápida es la reacción.

¿Por qué ocurre esto? Al elevar la temperatura, estamos suministrando energía a las moléculas de los reactivos. Esta energía se manifiesta como un aumento en su energía cinética, lo que significa que las moléculas se mueven con mayor velocidad. Este movimiento acelerado tiene una doble consecuencia positiva para la reacción:

Aumenta la cantidad total de colisiones entre las moléculas en un tiempo dado.

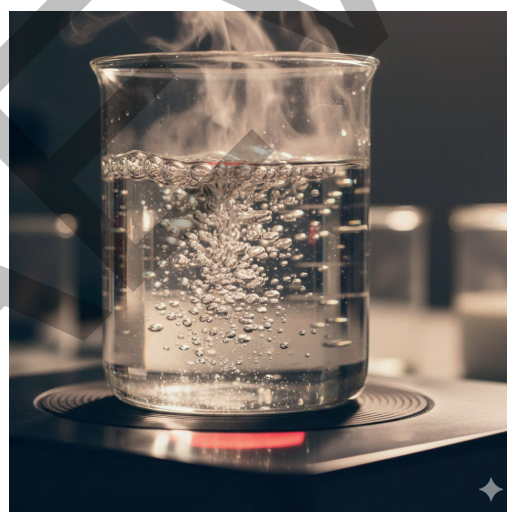
Incrementa la proporción de choques efectivos, es decir, aquellos que poseen la energía necesaria para romper enlaces y formar nuevos productos. Ambas razones se combinan para disparar la velocidad de la reacción.

Lógicamente, el efecto inverso ocurre a bajas temperaturas: la energía cinética disminuye, las moléculas se mueven más lentamente y la probabilidad de colisiones efectivas se reduce drásticamente. Esta es la base científica detrás de la conservación de alimentos por congelación o refrigeración; al disminuir la temperatura, se reduce la velocidad de las reacciones de descomposición, extendiendo su vida útil.

c. La presencia de catalizadores

Los catalizadores son sustancias extraordinarias que tienen la capacidad de acelerar drásticamente la velocidad de una reacción química sin consumirse ni alterarse permanentemente en el proceso. Actúan proporcionando un camino alternativo con una energía de activación más baja. Por otro lado, existen sustancias que ejercen el efecto contrario, es decir, disminuyen la velocidad de reacción; a estas se les denomina inhibidores.

Figura 1.4
Al calentar el agua acelera su reacción con otras sustancias.



Nota. Creado en Google Gemini.

Tipos de Catalizadores

Podemos clasificar los catalizadores en dos categorías principales según su estado físico respecto a los reactivos:

Figura 1.5

Agregando un conservador (inhibidor) a los alimentos.



Nota. Creado en Google Gemini.

Catalizadores Heterogéneos (o de Contacto): Se encuentran en una fase diferente a la de los reactivos (por ejemplo, un sólido catalizando una reacción entre gases o líquidos). Su mecanismo de acción principal consiste en adsorber las sustancias reaccionantes en su superficie, lo que aumenta la concentración local de los reactivos y, por ende, el número de colisiones efectivas, acelerando la reacción. No participan directamente en la reacción química en el sentido de que sus enlaces se rompan y formen de nuevo.

Catalizadores Homogéneos (o de Transporte): Operan en la misma fase que los reactivos (por ejemplo, un catalizador disuelto en una solución donde también reaccionan otros componentes). Estos catalizadores sí participan en la secuencia de la reacción, formando intermediarios que luego se descomponen para regenerar el catalizador original al finalizar el proceso, manteniéndolo inalterado al final.

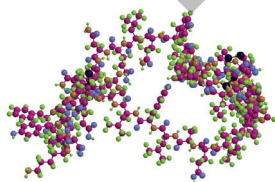
Son características de los catalizadores:

- Hay gran diferencia entre la masa de las sustancias que reaccionan y la pequeña masa del catalizador.
- El catalizador se halla igual en todo momento de la reacción.
- Un catalizador no produce la reacción, solo modifica su velocidad.
- Los catalizadores son específicos para cada reacción o de un cierto grupo de reacciones.

¿Sabías que...?

Figura 1.6

Representación de una enzima.



Nota. Adaptado de Pero ¿qué es una enzima?, de Aitor Sánchez García, 2007, (https://www.consumer.es/app/uploads/2019/07/img_que-es-una-enzima-hd.jpg).

Catalizadores biológicos: Las Enzimas Las enzimas constituyen uno de los grupos más vitales de catalizadores, esenciales para la vida. Su importancia radica en su habilidad para acelerar reacciones biológicas a temperaturas compatibles con los seres vivos (donde un aumento significativo de temperatura destruiría la materia orgánica).

Algunas enzimas, como la pepsina y la tripsina (fundamentales en la digestión de proteínas), son versátiles y controlan un amplio abanico de reacciones. En contraste, otras, como la ureasa, son altamente específicas y capaces de catalizar una única reacción, como la hidrólisis de la urea.

d. La Concentración de los Reactivos

La concentración de los reactivos constituye un factor crítico que determina la velocidad de una reacción química. Este principio establece que, a mayor cantidad de partículas reaccionantes presentes por unidad de volumen, se incrementa significativamente la probabilidad de que estas colisionen de manera efectiva. Un aumento en la frecuencia de estas colisiones productivas se traduce directamente en una aceleración de la velocidad a la que la reacción progresa y se forman los productos.

Un claro ejemplo de la influencia de la concentración se observa en la oxidación de los metales. Una lámina de hierro se oxida con mayor rapidez en un entorno costero, como una playa, que en una zona de montaña. Esta diferencia se debe principalmente a la mayor concentración de oxígeno disuelto en el aire de la playa, exacerbada por la humedad ambiental y la composición de la arena (que contiene dióxido de silicio, SiO_2 , aportando oxígeno adicional al ambiente costero). La elevada disponibilidad de oxígeno en la costa facilita un mayor número de colisiones entre las moléculas de oxígeno y las partículas de hierro, acelerando así el proceso de corrosión. Este fenómeno explica, por ejemplo, la rápida oxidación que sufren los barcos y estructuras metálicas expuestas al ambiente marino.

La concentración es un factor que permite determinar la velocidad de una reacción química.

Veamos de qué depende la velocidad de una reacción química a nivel molecular, explicado por la Teoría de las colisiones, para después pasar a calcularla.

Figura 1.7

La alta concentración de oxígeno en la arena de la playa provoca una rápida oxidación de las láminas de acero.



Nota. Creado en Google Gemini.

Toma en cuenta que...

A lo largo de estos temas estaremos recurriendo al término concentración para expresar la velocidad de reacción. Recuerda que la concentración está referida a la cantidad de soluto que se encuentra disuelto en un volumen dado, por ello las concentraciones tienen como unidades a $\frac{\text{moles}}{\text{litro}}$ que generalmente se expresan como concentración molar (M). De tal forma que, si tenemos 3 moles de una sustancia disueltas en 2 litros de solvente, su molaridad será

$$\text{Molaridad} = \frac{3 \text{ moles}}{2 \text{ litros}} = 1.5 M$$

Teoría de las colisiones

La **Teoría de las Colisiones**, desarrollada por Lewis y otros químicos en la década de 1920, es el modelo fundamental utilizado para explicar cómo ocurren las reacciones químicas a nivel de partículas. La premisa básica de esta teoría es que, para que una reacción tenga lugar, es condición indispensable que las partículas de los reactivos (ya sean átomos, moléculas o iones) entren en contacto físico; es decir, deben chocar entre sí.

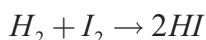
Sin embargo, el simple hecho de que las partículas choquen no garantiza que ocurra una reacción química. De hecho, la inmensa mayoría de las colisiones no producen cambios. Para que un choque dé lugar a la ruptura de los enlaces existentes y la formación de nuevos enlaces (transformando reactivos en productos), debe ser un choque efectivo o eficaz.

Para que un choque se considere efectivo, debe cumplir simultáneamente con dos condiciones fundamentales:

1. *Energía suficiente (Criterio energético)*: Las partículas que chocan deben poseer una energía cinética mínima determinada. Si la energía del impacto es insuficiente, las partículas simplemente rebotarán sin que sus enlaces se rompan, y la reacción no ocurrirá.
2. *Orientación adecuada (Criterio estérico)*: El choque debe producirse con una orientación geométrica específica que permita el contacto directo entre los átomos que necesitan enlazarse. Incluso si las moléculas tienen mucha energía, si chocan con una orientación desfavorable, la colisión será ineficaz.

Ejemplo

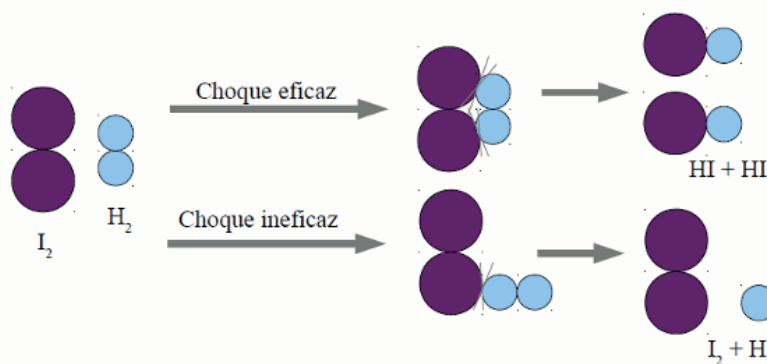
Consideremos la reacción entre una molécula de hidrógeno (H_2) y una de yodo (I_2) para formar dos moléculas de ácido yodhídrico (HI). Ambas son moléculas diatómicas (formadas por dos átomos).



Como se suele representar en los diagramas de esta teoría, no basta con que H_2 e I_2 se encuentren. Se necesitan choque eficaces.

- *Choque eficaz*: Si chocan con la energía necesaria y alineadas de tal forma que los átomos de H queden frente a los de I, se formará el producto.
- *Choque ineficaz*: Si chocan con baja energía o con una orientación incorrecta, las moléculas rebotarán y seguirán siendo H_2 e I_2 .

Figura 1.8
Choques eficaces (efectivos) e ineficaces.



Nota. Adaptado de Reacciones químicas, de Alonsoformula.com, 2020, (https://www.alonsoformula.com/FQESO/4_6_reacciones_quimicas.htm).

Profundizando en el criterio energético, esa cantidad mínima de energía requerida para iniciar una reacción química se denomina **energía de activación**. Es una barrera energética que los reactivos deben superar.

- *Analogía:* Imagina la reacción como un salto de altura; la energía de activación es la altura de la vara que el atleta debe superar para que el salto sea válido.
- *Ejemplo práctico:* Una mezcla de gas hidrógeno y oxígeno puede permanecer en un recipiente durante años sin reaccionar, porque a temperatura ambiente sus colisiones no alcanzan la energía de activación. Sin embargo, si introducimos una chispa o una llama, suministramos la energía necesaria para superar esa barrera, desencadenando una reacción violenta inmediata.

En resumen, una reacción química ocurre solo cuando las colisiones reúnen las características energéticas y de orientación necesarias. La frecuencia con la que suceden estos choques efectivos determinará qué tan rápido ocurre el proceso. Esto da paso al estudio de la **velocidad de las reacciones químicas**, explicando por qué algunas son muy lentas (como la oxidación del hierro) y otras muy rápidas (como una combustión).

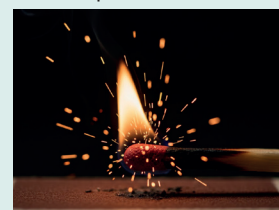
Toma en cuenta que...

Es crucial no confundir la energía de activación con la energía de reacción (o entalpía de reacción).

- La energía de reacción es el balance energético neto del proceso (la diferencia entre la energía de los productos finales y los reactivos iniciales).
- La energía de activación es solo la "chispa" inicial necesaria para arrancar el proceso.

Por ejemplo, al quemar un papel: el cerillo aporta la energía de activación para empezar el fuego; el calor total que libera el papel al consumirse es su energía de reacción.

Figura 1.9
Se necesita una energía de activación para comenzar una reacción química.



Nota. Creado en Google Gemini.

Aplico lo aprendido

Escribe dentro del paréntesis la letra de la opción que responda correctamente cada cuestionamiento.

1. () ¿Cuál es el objeto de estudio principal de la cinética química?
 - a) La espontaneidad de una reacción y el cálculo de la entropía.
 - b) La velocidad a la que ocurren las reacciones y sus mecanismos.
 - c) La cantidad de calor liberado o absorbido durante una reacción.
 - d) El estado de equilibrio químico y las constantes de equilibrio.
2. () Según la Teoría de colisiones, ¿cuáles son las dos condiciones indispensables para que una colisión sea “efectiva”?
 - a) Que las moléculas sean del mismo tamaño y tengan carga neutra.
 - b) Que ocurra a alta presión y en presencia de un catalizador.
 - c) Que las partículas tengan orientación adecuada y energía suficiente.
 - d) Que la concentración sea máxima y la energía cinética sea nula.
3. () Si aumentamos la frecuencia de las colisiones entre las partículas de los reactivos, es muy probable que:
 - a) La velocidad de reacción disminuya proporcionalmente.
 - b) La energía de activación aumente drásticamente.
 - c) La velocidad de reacción aumente.
 - d) La reacción se vuelva endotérmica.
4. () ¿Cuál es la definición correcta de energía de activación?
 - a) La energía máxima liberada por una reacción exotérmica.
 - b) La energía cinética promedio de todas las moléculas en un gas.
 - c) La energía mínima necesaria para iniciar una reacción química.
 - d) La diferencia de energía entre los productos y los reactivos.
5. () Con respecto a la concentración de los reactivos, ¿cuál afirmación es correcta para la mayoría de las reacciones?
 - a) Al disminuir la concentración, aumenta la velocidad por tener más espacio.
 - b) Al aumentar la concentración, aumenta la frecuencia de colisiones y la velocidad.
 - c) La concentración no afecta la velocidad, solo al equilibrio.
 - d) Duplicar la concentración siempre duplica la velocidad, sin importar el orden.

6. () ¿Cuál es el efecto de triturar un reactivo sólido (aumentar su superficie de contacto)?
- a) Disminuye la velocidad de reacción porque las partículas se compactan.
 - b) Aumenta la velocidad de reacción al exponer más partículas para colisionar.
 - c) Cambia la constante de equilibrio de la reacción.
 - d) Aumenta la energía de activación necesaria.
7. () En reacciones en fase gaseosa, ¿qué efecto tiene un aumento en la presión (reduciendo el volumen)?
- a) Equivale a disminuir la temperatura del sistema.
 - b) Disminuye la probabilidad de choques efectivos.
 - c) Equivale a aumentar la concentración, aumentando la velocidad.
 - d) Reduce la velocidad debido a la fricción entre moléculas.
8. () ¿Qué diferencia hay entre un catalizador homogéneo y uno heterogéneo?
- a) El homogéneo es sólido y el heterogéneo es líquido.
 - b) El homogéneo está en la misma fase que los reactivos; el heterogéneo en una distinta.
 - c) El homogéneo aumenta la velocidad y el heterogéneo la disminuye.
 - d) El homogéneo cambia la entalpía y el heterogéneo cambia la entropía.
9. () Una característica fundamental de los catalizadores es que:
- a) Se regeneran al final de la reacción y no se consumen permanentemente.
 - b) Siempre son metales preciosos como el oro o el platino.
 - c) Disminuyen la energía de los reactivos y aumentan la de los productos.
 - d) Solo funcionan en reacciones reversibles.
10. () ¿Cómo afectan los inhibidores a la velocidad de reacción?
- a) Aumentan la velocidad disminuyendo la energía de activación.
 - b) No afectan la velocidad, solo cambian el color de la reacción.
 - c) Disminuyen la velocidad de reacción..
 - d) Transforman los reactivos en productos secundarios útiles.
11. () ¿Por qué los alimentos se conservan por más tiempo en el refrigerador?
- a) La oscuridad del refrigerador impide la oxidación.
 - b) La baja temperatura disminuye la energía cinética y ralentiza las reacciones de descomposición.
 - c) El frío elimina por completo todas las bacterias.
 - d) La humedad del refrigerador actúa como un catalizador negativo.

Velocidad de reacción instantánea

La velocidad de reacción instantánea es la rapidez con la que ocurre una reacción química en un momento específico del tiempo. A diferencia de la velocidad promedio (que calcula el cambio en un intervalo de tiempo largo), la velocidad instantánea nos dice qué tan rápido están desapareciendo los reactivos o apareciendo los productos en un instante preciso (por ejemplo, en el segundo 15 de la reacción).

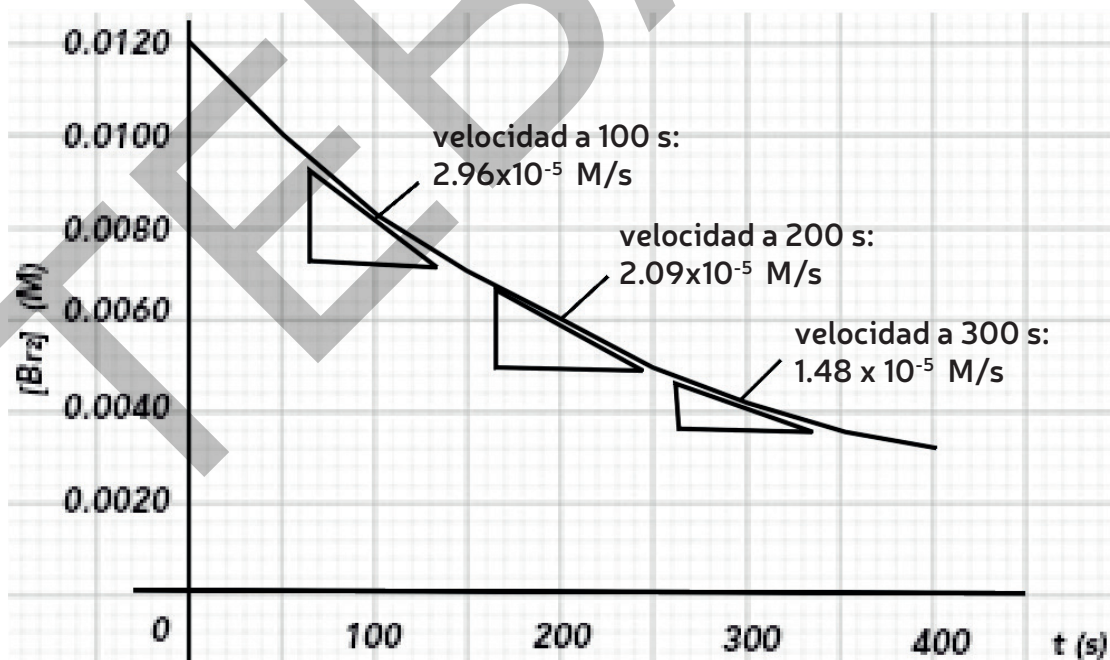
Analogía: Si viajas en auto, la velocidad promedio es la distancia total dividida por el tiempo total del viaje. La velocidad instantánea es el número que marca tu velocímetro en un momento exacto cuando miras el tablero.

La velocidad de las reacciones químicas no es constante; generalmente es máxima al inicio y disminuye a medida que se consumen los reactivos (porque hay menos colisiones efectivas). Si graficamos la Concentración (eje Y) contra el Tiempo (eje X), obtenemos una curva.

Gráficamente podríamos determinar la velocidad instantánea de una reacción química dibujando una tangente a la gráfica de concentración en función del tiempo, considerando que ésta (velocidad instantánea) es igual al valor de la pendiente de la gráfica.

Figura 1.10

Gráfica donde se muestran velocidades instantáneas de reacción.



Nota. Elaboración propia.

Velocidad de reacción promedio

En cinética química, la velocidad de reacción (o rapidez de reacción) cuantifica qué tan rápido transcurre una reacción química. La velocidad promedio es una medida macroscópica que nos dice cuánto cambia la concentración de una sustancia (reactivo o producto) durante un intervalo de tiempo específico.

A diferencia de la velocidad instantánea (que ocurre en un momento exacto), la velocidad promedio toma una “foto” del inicio y del final de un periodo para calcular el cambio medio.

Un concepto de suma importancia que se refiere a la cantidad de sustancia que reacciona o la cantidad de sustancia que se forma por unidad de tiempo. A esta relación se le llama velocidad de reacción y normalmente se expresa en $\frac{\text{moles}}{\text{L} \cdot \text{s}}$.

La reacción



Puede verse como



Por definición la velocidad de reacción se puede expresar como el cambio de concentración con respecto al tiempo, ya sea de reactivos o productos.

$$\text{velocidad} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \text{o} \quad \text{velocidad} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

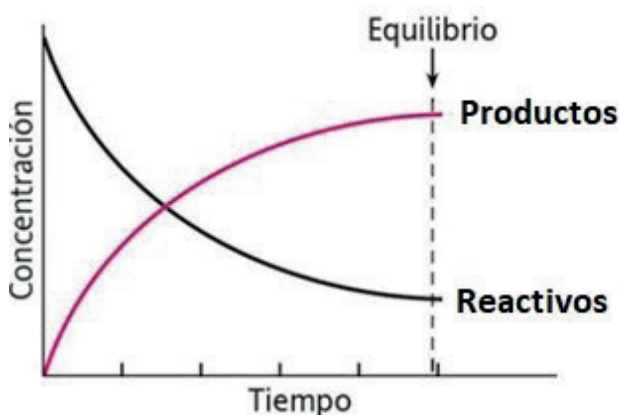
Donde $\Delta[A]$ y $\Delta[B]$ son los cambios de concentración (molaridad) en un determinado periodo de tiempo Δt .

La siguiente gráfica muestra las curvas de los cambios de concentración respecto al tiempo de los reactivos en color negro y de los productos en color rojo. Obsérvese que la concentración de los productos comienza en cero y aumenta rápidamente al principio, en cambio la concentración de los reactivos disminuye al principio rápidamente.

La velocidad de reacción promedio se mide a partir de la variación de la concentración de los reactantes o productos con el tiempo.

Figura 1.11

Cambios de concentración de reactivos y productos conforme transcurre el tiempo.



Nota. Elaboración propia

Interpretación gráfica

Si graficamos la Concentración (eje Y) contra el Tiempo (eje X):

1. La curva de los reactivos desciende (pendiente negativa).
2. La curva de los productos asciende (pendiente positiva).
3. La Velocidad Promedio representa la pendiente de la línea secante que conecta dos puntos específicos (t_1 y t_2) en la curva.

A medida que el intervalo de tiempo (Δt) se hace más pequeño y tiende a cero, la velocidad promedio se acerca a la velocidad instantánea (que sería la pendiente de la recta tangente).

Para la reacción sencilla



La expresión matemática de su velocidad de reacción puede estar referida a los reactivos:

$$velocidad = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

$$velocidad = -\frac{[A]_{final} - [A]_{inicial}}{t_2 - t_1}$$

O a los productos:

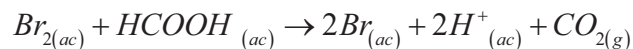
$$velocidad = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

$$velocidad = \frac{[B]_{final} - [B]_{inicial}}{t_2 - t_1}$$

Nota: observa que la expresión correspondiente a velocidad de reacción de los reactivos aparece con un signo negativo debido a que conforme avanza la reacción, la concentración de los reactivos tiende a disminuir.

Ejemplo

En disoluciones acuosas el bromo molecular reacciona con el ácido fórmico ($HCOOH$) como sigue:



Calcula la velocidad de reacción promedio en los primeros 100 segundos, considerando el cambio de concentración con respecto al tiempo que sufre el bromo (Br_2) que se encuentra expresado en la siguiente tabla.

Velocidades de reacción entre el bromo molecular y ácido fórmico a 25 °C		
Tiempo	Concentración de bromo Br_2	Velocidad
t en (s)	$[Br_2]$ en (M)	$\frac{M}{s}$
0	0.0120	$4.20 \times 10^{-5} \frac{M}{s}$
50	0.0101	$3.52 \times 10^{-5} \frac{M}{s}$
100	0.00846	$2.96 \times 10^{-5} \frac{M}{s}$
150	0.00710	$2.49 \times 10^{-5} \frac{M}{s}$
200	0.00596	$2.09 \times 10^{-5} \frac{M}{s}$
250	0.00500	$1.75 \times 10^{-5} \frac{M}{s}$
300	0.00420	$1.48 \times 10^{-5} \frac{M}{s}$
350	0.00353	$1.23 \times 10^{-5} \frac{M}{s}$
400	0.00296	$1.04 \times 10^{-5} \frac{M}{s}$

Solución

La expresión matemática a usar es:

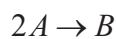
$$velocidad = -\frac{\Delta[Br]}{\Delta t} = -\frac{[Br_2]_{final} - [Br_2]_{inicial}}{t_2 - t_1}$$

Tomando los valores de la tabla para un tiempo final de 100 s y uno inicial de 0 s tenemos:

$$velocidad = -\frac{0.00846M - 0.0120M}{100s - 0s} = 3.54 \times 10^{-5} \frac{M}{s}$$

Como puedes observar la velocidad promedio depende del intervalo de tiempo tomado.

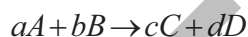
Para reacciones más complejas que la planteada inicialmente, por ejemplo:



Indica que conforme desaparecen 2 moles del reactivo A, se forma 1 mol de producto B, por lo que la velocidad de desaparición de A es el doble que la de aparición de B. La velocidad promedio se expresa como:

$$velocidad = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \text{o} \quad velocidad = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

En general, para cualquier ecuación química de la forma



Su velocidad promedio estará dada por:

$$velocidad = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

Ejemplos

1. Escribe la expresión de la velocidad promedio para la siguiente reacción, en función de la desaparición de los reactivos y de la aparición de los productos.



Solución

Como los coeficientes son 3 y 2 entonces la expresión de la velocidad promedio es:

$$velocidad = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[O_3]}{\Delta t}$$

2. Considere la reacción: $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)}$. Si el hidrógeno arde a la velocidad de 4.6 M/s.

- ¿Cuál es la velocidad de consumo de oxígeno?
- ¿Cuál es la velocidad de formación de vapor de agua?

Solución

a) Primero se debe establecer la relación que existe entre las velocidades de desaparición de ambos reactivos

$$velocidad = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t}$$

Si:

$$-\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = 4.6 \frac{\text{mol}}{\text{s}}, \text{ valor dado en el problema}$$

Entonces:

$$-\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \left(4.6 \frac{\text{moles}}{\text{s}} \right) = 2.3 \frac{\text{moles}}{\text{s}}$$

b) Para determinar la velocidad de formación del agua (producto) se procede de la misma forma que para el oxígeno. Sin embargo, analizando la ecuación química, observamos que, mientras desaparecen 2 moles de H_2 , se forman 2 moles de H_2O por lo que su velocidad es la misma,

$$\frac{\Delta[H_2O]}{\Delta t} = 4.6 \frac{\text{mol}}{\text{s}}$$

Toma en cuenta que...

Es crucial entender que la velocidad de reacción siempre se expresa como un valor positivo. Sin embargo, matemáticamente nos encontramos con dos situaciones:

- Para los productos (aparición): Su concentración aumenta con el tiempo. $\Delta[P]$ es positivo.

$$\text{velocidad} = \frac{\Delta[\text{producto}]}{\Delta t}$$

- Para los reactivos (desaparición): Su concentración disminuye con el tiempo. $\Delta[R]$ es negativo. Para que la velocidad sea positiva, debemos agregar un signo menos a la fórmula.

$$\text{velocidad} = -\frac{\Delta[\text{reactivo}]}{\Delta t}$$

Nota clave: El signo negativo en la fórmula de los reactivos es una corrección matemática para asegurar que la velocidad resultante sea un número positivo, ya que físicamente no existen “velocidades negativas”.

Es vital no confundir estos dos conceptos. Aquí una tabla comparativa:

Característica	Velocidad Promedio	Velocidad Instantánea
Intervalo de tiempo	Un periodo definido ($\Delta t > 0$).	Un instante específico ($t \rightarrow 0$).
Cálculo Matemático	Pendiente de la recta secante.	Pendiente de la recta tangente (derivada).
Precisión	Da una idea general del valor de la velocidad en ese lapso.	Da el valor exacto de la velocidad en un momento dado.
Tendencia	Disminuye conforme avanza la reacción (generalmente).	Depende de la concentración en ese instante.

En resumen:

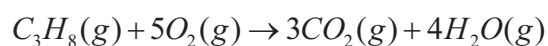
La velocidad de reacción promedio es la herramienta básica para entender cómo cambia la concentración de sustancias en un intervalo de tiempo. Requiere atención estricta a:

1. Los signos (negativo para reactivos).
2. Los coeficientes estequiométricos (para normalizar la velocidad).
3. Las unidades correctas.

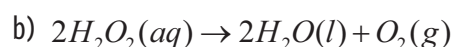
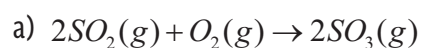
Aplico lo aprendido

I. Resuelve correctamente los siguientes problemas.

1. Escribe la expresión de la velocidad promedio para la siguiente reacción, en función de la desaparición de los reactivos y de la aparición de los productos.



2. Expresa la velocidad promedio de las siguientes reacciones.



3. Se encontró que para la reacción $2A + B \rightarrow C$, la velocidad de formación de C es $0.80 \frac{M}{h}$. ¿Cuál es la velocidad de desaparición de A y B?

4. En un recipiente cerrado herméticamente de 3 litros se lleva a cabo la reacción $3A \rightarrow 2B + 3C$, inicialmente 1.2 moles de la sustancia A, al cabo de 5 min, quedan 0.6 mol de A.

- Calcula la velocidad media de reacción en ese tiempo.
- Determina las concentraciones finales de B y C.

Equilibrio químico

En química, muchas reacciones no solo ocurren en una dirección (de reactivos a productos), sino que también pueden suceder en el sentido contrario (de productos a reactivos). Cuando una reacción puede ir en ambas direcciones al mismo tiempo, la llamamos reacción reversible. Para representar esto, en lugar de usar una sola flecha $\rightarrow$, usamos el símbolo de doble flecha $\rightleftharpoons$ en la ecuación química.

Consideremos un ejemplo: NO_2 (gas marrón) $\rightleftharpoons$ N_2O_4 (gas incoloro).

Cuando veas $\rightleftharpoons$, significa que están ocurriendo dos reacciones simultáneamente:

- Reacción directa (hacia la derecha): Dos moléculas de NO_2 (dióxido de nitrógeno) chocan y se unen para formar una molécula de N_2O_4 (tetróxido de dinitrógeno). Esto sucede a una cierta velocidad.
- Reacción inversa (hacia la izquierda): Una molécula de N_2O_4 se descompone o rompe para transformarse en dos moléculas de NO_2 . Esto sucede a una velocidad diferente.

Al inicio de la reacción, es posible que una de las velocidades sea mayor que la otra.

- Si la reacción directa es más rápida, la concentración de N_2O_4 aumentará más rápido.
- Si la reacción inversa es más rápida, la concentración de NO_2 aumentará más rápido.

Sin embargo, aquí viene el punto clave:

- Si la concentración de un componente aumenta (por ejemplo, NO_2), se vuelve más fácil que sus moléculas choquen entre sí y reaccionen.
- Esto provoca que la velocidad de la reacción que consume ese componente (en nuestro caso, la reacción directa: $2NO_2 \rightarrow N_2O_4$) aumente.

Este ajuste continúa hasta que, con el tiempo, las dos reacciones terminan ocurriendo exactamente a la misma velocidad. Cuando la velocidad de la reacción directa se iguala a la velocidad de la reacción inversa, decimos que se ha alcanzado el equilibrio químico.

El equilibrio químico es un estado en el que las concentraciones de los reactivos y productos permanecen constantes a lo largo del tiempo, sin cambios visibles. Importante: el equilibrio no significa que la reacción se detiene. Por eso, lo llamamos equilibrio dinámico:

- Dinámico porque las sustancias siguen reaccionando constantemente en ambos sentidos.
- Equilibrio porque, dado que las velocidades de formación y descomposición son iguales, la cantidad neta de cada sustancia ya no cambia.

Piensa en una escalera eléctrica: hay 5 personas subiendo y al mismo tiempo 5 personas bajando. Aunque hay movimiento constante (es dinámico), el número de personas en cada piso no cambia (hay equilibrio).

Ley de acción de masas

Para encontrar una expresión que detalle el valor que adquiere la constante de equilibrio empezamos proponiendo una reacción de la siguiente manera



La anterior señala que tenemos como reactivos “a” moles de la especie A y “b” moles de la especie B, como productos tenemos “c” moles de la especie C y “d” moles de la especie D. Esta reacción es reversible.

La constante de equilibrio estará dada entonces por

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

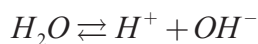
Por acuerdo, las sustancias que se encuentran a la derecha de la reacción se escriben en el numerador de la expresión de la constante de equilibrio, de la misma forma las sustancias que se encuentran a la izquierda se ubicaran en el denominador de esa misma expresión.

Esta expresión recibe el nombre de **ley de acción de masas**. Como puedes observar las sustancias que aparecen entre paréntesis se refiere a la concentración de cada una, teniendo en cuenta que C y D son productos, A y B son reactivos. Cada sustancia tendrá como exponente el valor del coeficiente que tiene en la reacción.

Reacción de ionización

Es una reacción que puede ser química o física en donde el producto son iones.

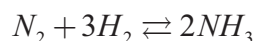
Así por ejemplo para la **reacción de ionización** del agua



la constante de equilibrio es:

$$K_e = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

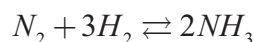
De manera análoga, para la reacción balanceada



la constante de equilibrio es:

$$K_e = \left[\frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \right]$$

De manera análoga, para la reacción balanceada



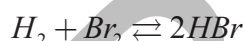
La constante de equilibrio está definida por:

$$K_e = \left[\frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} \right]$$

Como has observado, el número de sustancias que intervienen en la reacción, tanto en reactivos como en productos, tres en este caso, está ligado al número de concentraciones que intervienen en la expresión de la constante de equilibrio y los coeficientes que acompañan a cada sustancia se muestran como exponentes.

Ejemplo

1. Escribe la expresión de equilibrio para la reacción:



Solución:

Recurrimos a la expresión general de la constante de equilibrio:

$$K_e = \left[\frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \right]$$

Como numerador se colocan las concentraciones de los productos y el exponente estará dado por el coeficiente que tiene cada sustancia en la reacción. En este caso el exponente del producto será 2.

$$K_e = \left[\frac{[HBr]^2}{[A]^a [B]^b} \right]$$

Como denominador se colocan las concentraciones de los reactivos, cada uno tendrá como exponente el coeficiente manifestado en la reacción. En este caso el exponente de cada reactivo será 1, por eso no se coloca en la expresión.

$$K_e = \left[\frac{[HBr]^2}{[H_2][Br_2]} \right]$$

La anterior es la expresión de la constante de equilibrio para la reacción propuesta.

Constante de equilibrio

Los valores de la constante de equilibrio para una reacción pueden calcularse experimentalmente; mientras se mantenga la condición de equilibrio, el valor de la constante no cambia para la misma reacción. Así podemos variar las concentraciones de las sustancias que intervienen en la reacción, pero mientras se conserve el equilibrio, el valor de la constante seguirá siendo el mismo.

¿Qué indican los valores que puede tomar la K_e ?

Cuando la constante de equilibrio tiene valores mayores que la unidad indica que la reacción va hacia adelante, es decir se favorece la formación de productos.

Por el contrario, si toma valores menores que la unidad, se debe a que el valor del denominador (reactivos) es mayor que el numerador (productos), lo que indica que se favorece la formación de reactivos, es decir la reacción va en sentido contrario.

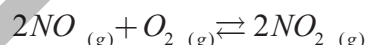
Si $K_e > 1$ se favorece la formación de productos

Si $K_e < 1$ se favorece la formación de reactivos

Es frecuente expresar la constante de equilibrio sin unidades debido a que son distintas en cada proceso. Para fines prácticos explicaremos lo que indica valiéndonos de los siguientes ejemplos.

Ejemplo

1. Calcula el valor de la K_e para el siguiente sistema en equilibrio.



A una cierta temperatura de equilibrio, las concentraciones en equilibrio de los gases son $[NO] = 0.89$, $[O_2] = 0.25$, $[NO_2] = 0.320$.

Solución

Primero se inicia planteando la expresión de acción de masas valiéndose de la ecuación química. Recuerda que en el numerador van las concentraciones de los productos y en denominador las de los reactivos. Observa que el exponente es el coeficiente que tiene cada sustancia que interviene en la ecuación.

$$K_e = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 [O_2]}$$

Se sustituye el valor de la concentración de cada sustancia

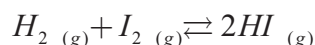
$$\begin{aligned} &= \frac{(0.320)^2}{(0.89)^2 (0.25)} = \frac{1.024 \times 10^{-3}}{0.198} \\ &= 5.17 \times 10^{-3} \end{aligned}$$

Como no se especificaron unidades, el valor de la constante carece de ellas en este caso.

Interpretación del resultado: Un valor tan pequeño de la constante indica que el denominador es más grande que el numerador, y como el denominador está dado por las concentraciones de los reactivos, entonces el equilibrio se carga hacia la izquierda. En otras palabras, se favorece la formación de reactivos.



2. Calcula el valor de la constante de equilibrio para el siguiente sistema en equilibrio.



A 425 °C las concentraciones en equilibrio de los gases son:

$$[H_2] = [I_2] = 0.068 \text{ mol/litro} \quad \text{y} \quad [HI] = 0.5 \text{ mol/litro}$$

Solución

Se encuentra la expresión de acción de masas para la reacción anterior

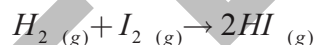
$$K_e = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

Se sustituyen los valores de la concentración de cada sustancia.

$$K_e = \frac{[0.5 \text{ mol/litro}]^2}{[0.068 \text{ mol/litro}][0.068 \text{ mol/litro}]} = \frac{0.25 \text{ mol}^2 / \text{litro}^2}{0.004624 \text{ mol}^2 / \text{litro}^2}$$

$$K_e = 54.06$$

Interpretación del resultado: El anterior valor indica que el valor del numerador es más grande que el denominador y que el equilibrio se desplaza hacia la derecha favoreciendo la formación de productos.



Las conclusiones de los ejemplos anteriores pueden resumirse de la siguiente manera:

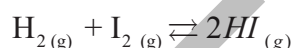
- Valores pequeños de la constante de equilibrio indican que se favorece la formación de reactivos. $K_e < 1$.
- Valores grandes de la constante de equilibrio indican que se favorece la formación de productos. $K_e > 1$.
- Valores intermedios indican concentraciones apreciables de reactivos y productos en el equilibrio. $K_e \simeq 1$.

Es posible que un sistema no esté en equilibrio y como consecuencia las concentraciones de las sustancias que intervienen en la reacción tampoco lo estén. Cuando este es el caso, la dirección que toma la reacción estará dada por el concepto Q_c , que significa **cociente de reacción**.

El cociente de reacción Q_c se calcula exactamente igual que la constante de equilibrio K_e , considerando de antemano que las concentraciones que se usen en su cálculo no son las del equilibrio. Este cociente permite reconocer, de igual manera, la dirección que tomará la reacción.

Ejemplo

La K_e para la siguiente reacción es 54 a 425 °C.



¿Hacia dónde procederá la reacción si se mezclan en un matraz de 2 litros, 0.03 moles de $\text{H}_{2(g)}$, 0.03 moles de $\text{I}_{2(g)}$ y 0.03 moles de $\text{HI}_{(g)}$, a la misma temperatura?

Solución

Las concentraciones son:

$$[\text{H}_2] = \frac{0.03 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0.015 \text{ M}$$

$$[\text{I}_2] = \frac{0.03 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0.015 \text{ M}$$

$$[\text{HI}] = \frac{0.03 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0.015 \text{ M}$$

Ahora calculamos Q_c

$$Q_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{(0.015)^2}{(0.015)(0.015)} = 1$$

Explicación

El equilibrio se logra cuando Q_c vale 54. Para ello el numerador tendría que crecer y el denominador decrecer, lo que nos lleva a considerar que la reacción ocurre en el sentido de reactivos a producto. Es decir $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightarrow 2\text{HI}_{(g)}$.

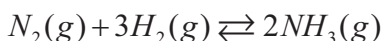
El anterior ejemplo nos ayudará a concluir que:

- Cuando $Q_c < K_e$ sucederá la reacción en la dirección en que está escrita hasta que $Q_c = K_e$.
- Cuando $Q_c > K_e$ sucederá la reacción en la dirección inversa a la que está planteada hasta que $Q_c = K_e$.
- Cuando $Q_c = K_e$ el sistema está en equilibrio.

La constante de equilibrio para una determinada reacción siempre tiene el mismo valor a una temperatura dada; sin embargo, si cambia la temperatura, cambia el valor de dicha constante. Lo mismo sucede cuando se cambia la concentración y la presión.

Aplico lo aprendido

1. En un reactor cerrado de 10 L se introduce una mezcla de nitrógeno N_2 e hidrógeno H_2 a alta temperatura. La reacción que ocurre es la siguiente:



A una temperatura específica, se encuentran las siguientes concentraciones en el equilibrio:

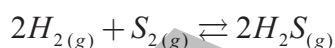
$$[N_2] = 0.50 \text{ M}$$

$$[H_2] = 1.50 \text{ M}$$

$$[NH_3] = 0.25 \text{ M}$$

Calcula el valor de la constante de equilibrio K_e para la reacción a esta temperatura.

2. Considere los siguientes procesos en equilibrio a 700 °C:



Un análisis muestra que dentro de un matraz de 12 litros hay:

$$2.5 \text{ moles de } H_2$$

$$1.35 \times 10^{-5} \text{ moles de } S_2$$

$$8.70 \text{ moles de } H_2S$$

Calcule la constante de equilibrio K_e de la reacción.

3. En un reactor cerrado de 5 litros se lleva a cabo el proceso de oxidación del dióxido de azufre SO_2 para formar trióxido de azufre SO_3 . La reacción ocurre a una temperatura de 800 °C.

Al alcanzarse el equilibrio químico, se miden las siguientes cantidades de sustancia en el recipiente:

- Dióxido de azufre SO_2 : 0.80 moles
- Oxígeno O_2 : 0.40 moles
- Trióxido de azufre O_3 : 1.60 moles

a) Escribe la ecuación química balanceada que representa la reacción.

b) Calcula el valor de la constante de equilibrio K_e a esta temperatura.

Principio de Le Chatelier

Hemos señalado que el estado de equilibrio se mantiene mientras no se alteren las condiciones del sistema y que cuando se modifica su temperatura, presión o concentración de alguna de las especies en equilibrio, éste se desplaza en cierta dirección. Este desplazamiento puede ser hacia los reactivos o hacia los productos, hasta alcanzar de nuevo el equilibrio.

Existe un principio que permite estimar los efectos sobre un estado de equilibrio. Este principio fue enunciado hacia 1888 por un químico francés llamado Henri Le Chatelier (1850-1936) que establece lo siguiente:

“Si un sistema en equilibrio es perturbado, el sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio”

Esto es relativamente sencillo de comprender, sólo considera que cuando a un sistema en equilibrio se le modifica, el sistema reaccionará haciendo lo contrario de lo que lo modificó, llegando de nuevo al equilibrio.

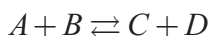
Veamos entonces lo que sucede con un sistema en equilibrio cuando se modifica su concentración, presión o temperatura.

Cambios de concentración

Gracias a los trabajos de Le Chatelier se logró establecer el comportamiento de los sistemas en equilibrio al someterse a cambios en factores como su concentración:

Cuando se aumenta la concentración de algún reactivo, el sistema, para minimizar el cambio, reaccionará formando productos. En cambio, si se aumentase la concentración de algún producto el sistema, para minimizar ese cambio, tenderá a desaparecer productos.

Por ejemplo, si tenemos la reacción hipotética:

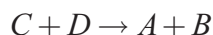


Sabemos que la constante de equilibrio está dada por la relación:

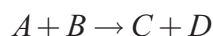
$$K_e = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Y esta adquiere cierto valor que depende de las concentraciones de productos (numerador) entre reactivos (denominador).

Si se aumentara la concentración de la especie C, la reacción se desplazaría hacia los reactivos (formando menos productos) buscando alcanzar de nuevo su estado de equilibrio.

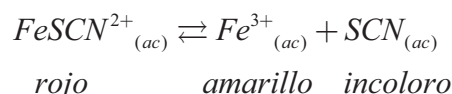


En cambio, si se aumentara la concentración de uno de los reactivos la reacción se desplazaría hacia los productos (formando más) buscando alcanzar de nuevo el equilibrio.



Ejemplo

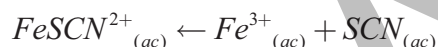
El **tiocianato de hierro (III)**, $Fe(SCN)_3$, se disuelve fácilmente en agua y da como resultado una solución de color rojo por la presencia del ion $FeSCN^{2+}$ hidratado. El equilibrio entre el ion $FeSCN^{2+}$ y los iones Fe^{3+} y SCN^- está dado por



¿Qué sucede cuando se agrega tiocianato de sodio $NaSCN$ a esta disolución?

Solución

Se estarán agregando iones SCN^- por lo que el equilibrio se desplaza de derecha a izquierda. Por lo anterior el sistema se tornará más rojo, pues buscando equilibrar de nuevo se formará más $FeSCN^{2+}$.

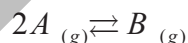


Cambios de presión

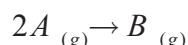
Al modificar la presión de un sistema de gases en equilibrio sucede lo siguiente:

Si se eleva la presión de un sistema de gases en equilibrio, este se desplazará en la dirección en que desaparezcan moles de gas, a fin de minimizar este aumento. En cambio, si se disminuye la presión la reacción se desplazará en el sentido en que aumenten los moles de gas.

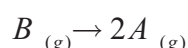
Si tenemos la reacción hipotética en equilibrio:



En la que las especies participantes son gases, si se *aumentara* la presión del sistema, éste reaccionaría en el sentido en que desaparecen las moles de gas. Como observamos tenemos 2 moles en los reactivos y solo una en los productos, entonces la reacción procede hacia B ya que así se reduciría los moles totales del sistema y por ende la presión.



En cambio, si se *redujera* la presión, el sistema se desplazaría hacia donde más moles de gas hay, es decir hacia A. Buscando minimizar el descenso en la presión mediante el aumento total de moles en el sistema.

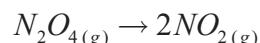


Ejemplo

1. Si se reduce la presión del siguiente sistema en equilibrio $2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$ Señala qué acción realizaría el sistema y qué reacción se favorece.

Respuesta:

Si se reduce la presión, la reacción buscará aumentar los moles del sistema, por lo que la reacción que se favorece es:

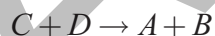
**Cambios de temperatura**

Si se eleva la temperatura de un sistema en equilibrio, la reacción se desplazará en sentido en que absorba calor. Si la temperatura descende se favorecerá una reacción exotérmica.

Si sabemos que la reacción siguiente es **exotérmica** (libera calor),



Entonces en sentido contrario la reacción sería **endotérmica** (absorbe calor),



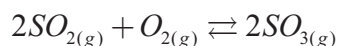
Así que si al sistema siguiente:



Se le eleva la temperatura, el sistema buscará minimizar tal efecto favoreciendo la reacción endotérmica. En cambio, si la temperatura se redujera se favorecería la reacción exotérmica.

Ejemplos

1. El trióxido de azufre se forma en la atmósfera cuando el dióxido de azufre se combina con aire.



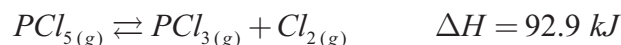
La reacción anterior es exotérmica. ¿Qué le sucede al sistema si se eleva su temperatura?

Solución:

El sistema buscará favorecer la reacción endotérmica, es decir, la reacción que se favorece es:



2. Para la reacción



¿Qué efecto tiene sobre el equilibrio?

- Un aumento en la presión.
- Un aumento en la temperatura.
- Un aumento en la concentración de PCl_3 .

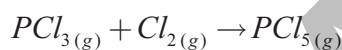
Solución:

a) Al ser gases, si se aumenta la presión, el sistema se desplaza hacia donde haya menor número de moles de gas, en este caso es hacia la izquierda.

Se favorece:



O bien



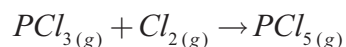
b) Una reacción endotérmica requiere calor para producirse, si se aumenta su temperatura se favorece la reacción en el sentido como está planteada. En este caso se favorece:



c) El aumento en la concentración de $PCl_{3(g)}$ necesitará mayor consumo de $Cl_{2(g)}$ y a su vez conducirá a mayor formación de $PCl_{5(g)}$ por lo que la reacción se desplazará hacia la izquierda, es decir:



O bien



Nota: Observa bien el sentido de las flechas.

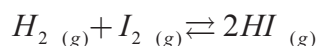
Aplico lo aprendido

I. Escribe dentro del paréntesis la letra que responda correctamente a cada cuestionamiento.

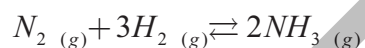
1. () ¿Qué se entiende por equilibrio químico en una reacción?
 - a) El punto en el que los reactivos se han convertido completamente en productos.
 - b) El punto en el que la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa.
 - c) El momento en el que la concentración de los productos es mayor que la de los reactivos.
 - d) El estado en el que ya no ocurren reacciones químicas.
2. () Si la constante de equilibrio K_c es mucho mayor que 1, ¿qué indica esto sobre la reacción?
 - a) Los reactivos son favorecidos en el equilibrio.
 - b) Los productos son favorecidos en el equilibrio.
 - c) La reacción está en equilibrio perfecto.
 - d) No hay reacción.
3. () Según el principio de Le Chatelier, ¿qué ocurrirá si se aumenta la concentración de un reactivo en un sistema en equilibrio?
 - a) El equilibrio se desplazará hacia los productos.
 - b) El equilibrio se desplazará hacia los reactivos.
 - c) El equilibrio no se verá afectado.
 - d) La constante de equilibrio cambiará.
4. () ¿Cómo afecta un aumento en la temperatura al equilibrio de una reacción exotérmica?
 - a) El equilibrio se desplazará hacia los productos.
 - b) El equilibrio se desplazará hacia los reactivos.
 - c) El equilibrio no se verá afectado.
 - d) No se puede predecir.
5. () ¿Cómo se verá afectado el equilibrio de una reacción gaseosa si se aumenta la presión disminuyendo el volumen?
 - a) El equilibrio se desplazará hacia el lado con mayor número de moles de gas.
 - b) El equilibrio se desplazará hacia el lado con menor número de moles de gas.
 - c) El equilibrio no se verá afectado.
 - d) La constante de equilibrio disminuirá.

II. Resuelve correctamente cada uno de los siguientes problemas.

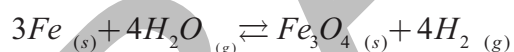
6. De acuerdo con la siguiente reacción señala ¿Qué sucedería si se aumenta la concentración de ácido yodhídrico (HI)?



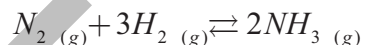
7. La poca demanda exige reducir la producción de amoníaco ¿Qué tendrías que hacer a la concentración de los reactivos de la siguiente reacción?



8. De acuerdo con la siguiente reacción ¿Qué se necesita hacer para aumentar la producción de Fe_3O_4 ?



9. ¿Señala que sucedería si a la siguiente reacción en equilibrio se le aumentara la presión?



10. La reacción $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ es exotérmica. Suponga que se ha establecido un sistema en equilibrio ¿Disminuiría o aumentaría la concentración de amoníaco (NH_3) si se disminuyera la temperatura? Justifica tu respuesta.

La constante de ionización del agua (K_a)

Cuando miras un vaso de agua pura, parece algo muy tranquilo y estable, ¿verdad? Pensamos en el agua simplemente como moléculas de H_2O moviéndose por ahí.

Sin embargo, a nivel microscópico, el agua es un lugar bastante caótico. Las moléculas de agua están chocando constantemente unas con otras. A veces, esos choques son tan fuertes que ocurre una pequeña “revolución” química.

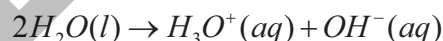
Imagina dos moléculas de agua chocando. El agua tiene una propiedad muy curiosa: puede actuar un poquito como ácido (donando un protón, H^+) y un poquito como base (aceptando un protón).

Cuando dos moléculas chocan con la energía suficiente, sucede esto:

1. Una molécula de agua le “arranca” un ion hidrógeno (H^+) a la otra.
2. La molécula que gana el H^+ se convierte en el ion hidronio (H_3O^+).
3. La molécula que pierde el H^+ se queda como el ion hidróxido (OH^-).

A este proceso, donde el agua reacciona consigo misma para formar iones, se le llama autoionización.

Podemos representar este proceso con la siguiente ecuación reversible (porque los iones también pueden volver a juntarse para formar agua):



Nota importante: A veces verás esto escrito de forma simplificada como $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$. Es más fácil de escribir, pero en la realidad, el protón H^+ nunca anda solo; siempre se pega a otra molécula de agua para formar H_3O^+ . Usaremos H_3O^+ para ser más precisos.

Si recuerdas el tema de **equilibrio químico**, sabes que para cualquier reacción reversible podemos escribir una expresión para la constante de equilibrio (K_e).

La fórmula general es: $K_e = \frac{[productos]}{[reactivos]}$

Apliquemos esto a nuestra ecuación del agua:

$$K_e = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

Recuerda que los corchetes [] significan “concentración molar” (mol/L).

Aquí viene el truco: En un vaso de agua pura, la cantidad de moléculas que se rompen en iones es pequeñísima. La inmensa mayoría sigue siendo H_2O líquida. Por lo tanto, la concentración del agua líquida $[H_2O]$ es prácticamente constante y enorme.

Los químicos decidieron “meter” ese valor constante de $[H_2O]^2$ dentro de la constante K_e para crear una nueva constante más simple, exclusiva para el agua.

A esta nueva constante la llamamos **constante de ionización del agua**, y se simboliza como K_a (la “a” es por agua).

Por lo tanto, la fórmula de oro que debes aprender es:

$$K_a = [H_3O^+][OH^-]$$

Los científicos han medido cuidadosamente estas concentraciones en el laboratorio. Han descubierto que, a una temperatura estándar de 25 °C, el valor de esta constante es siempre el mismo:

$$K_a = 1 \times 10^{-14} \quad (\text{a } 25^\circ\text{C})$$

Este número tan pequeño significa que el equilibrio está muy desplazado hacia la izquierda (hacia el agua líquida). Muy, muy pocas moléculas de agua están ionizadas. Por eso el agua pura no conduce bien la electricidad.

Ojo: El valor de K_a cambia con la temperatura. Si calientas el agua, hay más choques y se forman más iones, por lo que K_a aumenta. Pero en bachillerato, casi siempre asumiremos que estamos a 25 °C a menos que te digan lo contrario.

Soluciones neutras, ácidas y básicas

Esta constante K_a es como un balancín o un sube y baja. El producto de la concentración de ácido (H_3O^+) y la de base (OH^-) siempre debe dar 1×10^{-14} .

Si uno sube, el otro tiene que bajar para mantener el equilibrio.

a) Agua pura (solución neutra)

En el agua pura, la única fuente de iones es la autoionización. Por la ecuación química, sabemos que por cada ion H_3O^+ que se forma, se tiene que formar obligatoriamente un ion OH^- .

Por tanto, en agua neutra:

$$[H_3O^+] = [OH^-]$$

Si llamamos “x” a esa concentración:

$$K_a = (x)(x) = x^2$$

$$1 \times 10^{-14} = x^2$$

$$x = \sqrt{1 \times 10^{-14}}$$

$$x = 1 \times 10^{-7}$$

En resumen, para una solución neutra a 25°C:

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7} M$$

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-7} M$$

b) Solución ácida

Si añades un ácido al agua (como HCl), estás añadiendo un montón de iones H_3O^+ . La concentración de ácido sube. Para que el producto K_a se mantenga constante, la concentración de OH^- debe bajar drásticamente.

En una solución ácida:

$$[H_3O^+] > 1 \times 10^{-7} M$$

$$[OH^-] < 1 \times 10^{-7} M$$

c) Solución básica

Si añades una base al agua (como NaOH), estás añadiendo un montón de iones OH^- . La concentración de base sube, y por tanto, la de ácido debe bajar.

En una solución básica:

$$[H_3O^+] < 1 \times 10^{-7} M$$

$$[OH^-] > 1 \times 10^{-7} M$$

K_a es la herramienta fundamental para conectar las concentraciones de ácidos y bases. Si conoces una, puedes calcular la otra.

$$K_a = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Ejemplo

1. Calculando la base si conocemos el ácido

Se disuelve ácido nítrico en agua hasta que la concentración de iones hidronio es $[H_3O^+] = 2.5 \times 10^{-4} M$. ¿Cuál es la concentración de iones hidróxido OH^- en esta solución?

Solución:

Despejamos OH^- de la fórmula de K_a .

$$\begin{aligned} [OH^-] &= \frac{K_a}{[H_3O^+]} \\ [OH^-] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{2.5 \times 10^{-4}} \\ [OH^-] &= 4 \times 10^{-11} M \end{aligned}$$

Interpretación: Como era de esperar en una solución ácida, la concentración de H_3O^+ es alta y la de OH^- es muy baja.

2. Calculando el ácido si conocemos la base

Una solución limpiadora tiene una concentración de iones hidróxido de $OH^- = 5 \times 10^{-3} M$. ¿Es ácida o básica? ¿Cuál es su concentración de H_3O^+ ?

Solución:

1. Primero, miramos el dato: 5×10^{-3} es mayor que 10^{-7} , así que la solución es básica.

2. Calculamos H_3O^+ despejando la fórmula:

$$\begin{aligned} [H_3O^+] &= \frac{K_a}{[OH^-]} \\ [H_3O^+] &= \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-3}} \\ [H_3O^+] &= 2 \times 10^{-12} M \end{aligned}$$

Conexión rápida con el pH

Seguramente te suenan estos números de 10^{-7} , pero te parecen incómodos de manejar. ¡A los químicos también!

Por eso inventaron la escala de pH. El pH no es más que una forma matemática de hacer esos números pequeños más fáciles de usar mediante logaritmos.

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

Si usas la concentración neutra que calculamos antes (10^{-7}):

$$pH = -\log(1 \times 10^{-7}) = 7$$

¡Por eso el pH neutro es 7! Todo nace de la constante K_a .

Aplico lo aprendido

1. En un laboratorio clínico se analiza una muestra de sangre humana a 25 °C. Los instrumentos detectan que la concentración de iones hidronio $[H_3O^+] = 4 \times 10^{-8} M$. Calcula:

- ¿Cuál es la concentración de iones hidróxido OH^- en esa sangre?
- Basándote en los resultados, ¿la sangre es una sustancia ácida, neutra o básica?

2. Un estudiante de bachillerato está realizando un experimento en el laboratorio con una solución acuosa de amoníaco (NH_3), un compuesto básico. La temperatura del laboratorio es de 25 °C. Al medir la concentración de iones hidróxido (OH^-) en la solución, obtiene un valor de $8 \times 10^{-3} M$.

- Calcula la concentración de iones hidronio $[H_3O^+]$ en esta solución de amoníaco.
- Determina si la solución es ácida, neutra o básica, justificando tu respuesta.