



QUÍMICA



CINÉTICA QUÍMICA

Es una parte química que se encarga de estudiar la velocidad o rapidez con la que ocurren las reacciones químicas, el mecanismo de cómo se consumen los reactantes y de los factores que alteran la velocidad de una reacción química

Velocidad Media de Reacción (v)

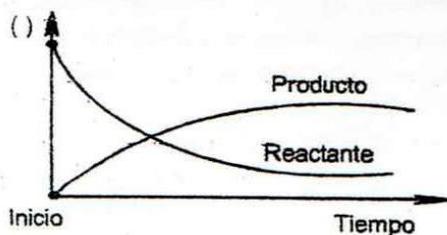
Es una medida del cambio de concentración que experimentan los reactantes o productos en un cierto intervalo de tiempo.

$$v = \pm \frac{\Delta []}{\Delta t} \quad \left(\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} , \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min}} \right)$$

Donde: $\Delta [] = []_{\text{final}} - []_{\text{inicial}}$

$$\Delta t = t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}$$

Variación de la Concentración Vs Tiempo



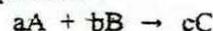
Descripción:

- ✓ La concentración de los reactantes disminuye.
- ✓ La concentración de los productos aumenta.
- ✓ La velocidad al iniciar la reacción es máxima.

Velocidad de una Reacción y su Estequiometría

La velocidad con la cual se consume un reactante y la velocidad de formación de los productos son proporcionales a los coeficientes estequiométricos.

Sea la reacción química:



se cumple:

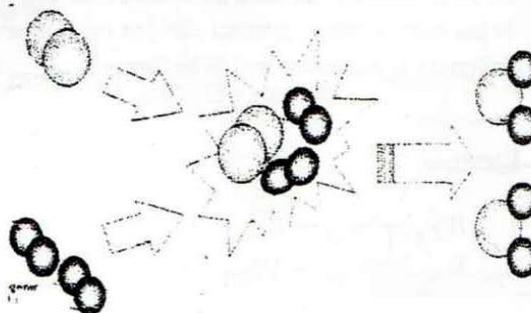
$$\frac{v_A}{-a} = \frac{v_B}{-b} = \frac{v_C}{c}$$

Teorías para Explicar la Velocidad de Reacción

1. TEORÍA DE LAS COLISIONES

Según esta teoría para que se produzca una reacción deben cumplirse tres condiciones:

- ✓ Las moléculas de los reactivos tienen que **chocar entre sí**.
- ✓ Estos choques deben de producirse con **energía suficiente** de forma que se puedan romper y formar enlaces químicos.
- ✓ En el choque debe haber una **orientación adecuada** para que los enlaces que se tienen que romper y formar estén a una distancia y posición viable.

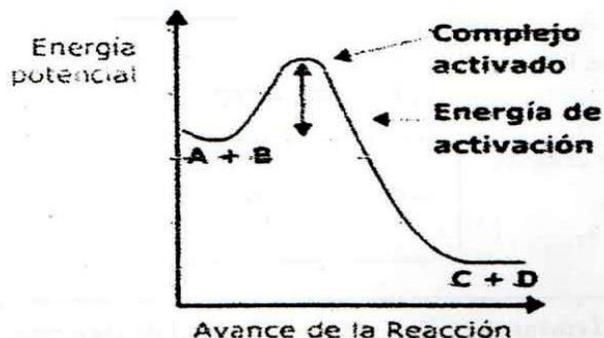


2. TEORÍA DEL COMPLEJO ACTIVADO

Según esta teoría, cuando los reactantes se aproximan se produce la formación de un estado intermedio de alta energía, alta inestabilidad y por tanto de corta duración, que se denomina complejo activado. La energía que necesitan los reactantes para alcanzar este complejo se llama energía de activación (E_a). Cuanto mayor sea la

energía de activación, en general, menor será la velocidad de la reacción.

En conclusión sostiene que los reactantes deben absorber energía hasta llegar a un estado transitorio llamado "Complejo Activado" para poder transformarse en productos.



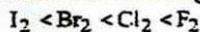
FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

1. NATURALEZA DE LOS REACTIVOS

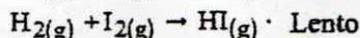
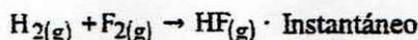
La velocidad de reacción varía mucho según la naturaleza de los reactivos. Por ejemplo, un trozo de sodio pierde inmediatamente su brillo debido a su reacción con el oxígeno y el agua atmosféricos. El hierro también reacciona con el oxígeno y la humedad del aire, formando herrumbre, pero de forma más lenta.

En conclusión la rapidez de la reacción depende de las propiedades químicas de los reactantes.

Orden de reactividad en los halógenos.



Ejemplo:



2. EFECTO DE LA TEMPERATURA

A medida que la temperatura es mayor, aumenta la energía cinética de las moléculas, lo que provoca que choquen con mayor frecuencia, y que la reacción se realice más rápidamente. Por lo tanto, cuando se eleva la temperatura de una reacción química, aumenta la velocidad de la misma.

Una regla empírica es que la velocidad se duplica por cada 10°C de incremento de temperatura. Esta regla sólo es una aproximación.

3. GRADO DE SUBDIVISIÓN

Si los reactivos están finamente divididos, hay más superficie de contacto, es decir, más moléculas de reactivos que pueden chocar unas con otras, para romperse y formar las moléculas de los productos. Cuanto mayor sea el grado de división de los reactivos, con más velocidad se producirá la reacción.

4. CONCENTRACIÓN DE LOS REACTANTES

Mientras mayor sea la concentración de cada reactante que se utilice en una determinada reacción, mayor será la velocidad con que se formen el o los productos.

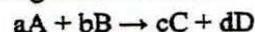
Esto porque a mayor concentración habrá más opciones de choque entre las moléculas, por lo tanto, más velocidad de reacción.

Ley de Velocidad de Reacción

Es la ecuación que expresa la relación entre las concentraciones de los reactantes y la velocidad de reacción.

La velocidad de reacción es proporcional al producto de las concentraciones de las sustancias que reaccionan elevada cada una de ellas a coeficientes denominados órdenes parciales de reacción.

Sea la siguiente reacción:



La ley de velocidad es:

$$v = k [A]^{\alpha} [B]^{\beta}$$

Donde:

- ✓ [A] y [B] son las concentraciones molares de los reactivos en un instante dado
- ✓ α y β son exponentes calculados de forma experimental
- ✓ k: es la constante de velocidad
- ✓ v: es la velocidad instantánea de la reacción
- ✓ orden global o total de reacción = $\alpha + \beta$

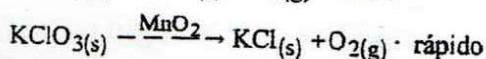
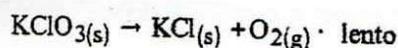
5. EFECTO DE LOS CATALIZADORES

Un catalizador es un agente que modifica la velocidad de una reacción química sin experimentar cambio al final de la misma. En una gran mayoría de casos los catalizadores son sustancias, pero a veces la luz o un campo eléctrico externo realizan también una labor catalizadora.

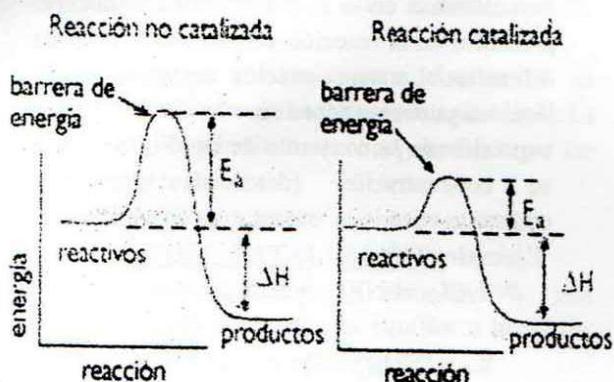
Un catalizador acelera la velocidad de la reacción disminuyendo la energía de activación y sin modificar el producto y sin ser consumido durante la reacción.

Un inhibidor (catalizador negativo) es aquella sustancia que disminuye la velocidad de reacción y aumenta la energía de activación.

Ejemplo:



∴ El MnO_2 es un catalizador positivo.



MECANISMO DE REACCIÓN

Es el proceso o pasos elementales a través de los cuales los reactivos se convierten en productos.

De acuerdo al mecanismo de reacción, las reacciones se clasifican en:

1. REACCIONES SENCILLAS (ELEMENTALES)

Son aquellas reacciones lentas que se llevan a cabo en una sola etapa y se pueden controlar.

Sea la siguiente reacción elemental:



✓ La ley de velocidad es: $v = k [A]^a [B]^b$

✓ El orden de la reacción es: $a + b$

2. REACCIONES COMPLEJAS

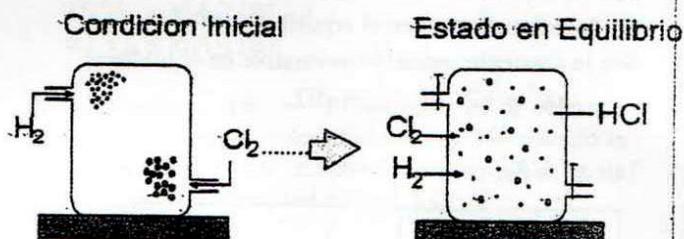
Son aquellas cuyo mecanismo consta de varias etapas. Cada una de las reacciones que describen el mecanismo se llama reacción elemental. Si las reacciones elementales tienen diversas velocidades, la reacción más lenta determina la velocidad de la reacción.

EQUILIBRIO QUÍMICO

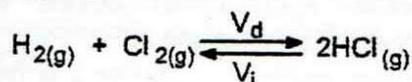
Es un estado, característico de las reacciones reversibles, en donde los reactantes se consumen en forma parcial, de tal modo que al final del proceso (en el equilibrio) coexisten junto con los productos. Desde el punto de vista físico el equilibrio es estático, debido a que no se observan cambios macroscópicos a medida que transcurre el tiempo, por ejemplo: la concentración, presión, temperatura, etc. Desde el punto de vista químico el equilibrio es dinámico, debido a que la reacción directa e inversa se siguen desarrollando con la misma rapidez.

$$V_{\text{directa}} = V_{\text{inversa}}$$

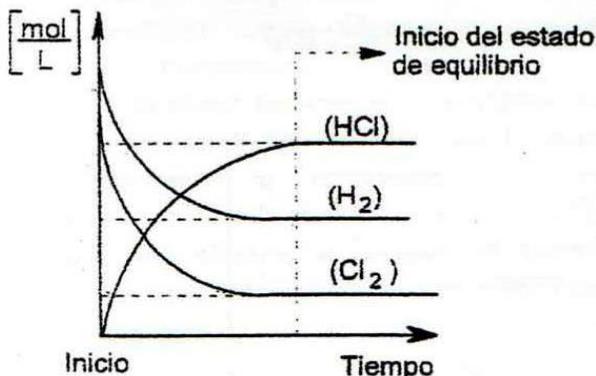
Ejemplo:



En el equilibrio, coexisten las tres sustancias gaseosas, en la cual el número de moles es constante y por ello su concentración, presión permanecen constantes.



Variación de la Concentración Vs Tiempo



Descripción:

- ✓ La concentración de los reactivos (H_2 y Cl_2) disminuye hasta alcanzar el estado de equilibrio.
- ✓ La concentración del producto (HCl) aumenta hasta alcanzar el estado de equilibrio.

CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_{eq})

Toda reacción que alcanza el estado de equilibrio, a una determinada temperatura, presenta una constante que le es característica; su valor depende de la naturaleza de la reacción y de la temperatura. La importancia práctica de la K_{eq} , tiene que ver con el rendimiento de la reacción debido a que es posible calcular las cantidades de reactivos y productos presentes en el equilibrio.

Sea la siguiente reacción reversible en equilibrio:



Luego se define:

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

$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

Donde:

K_c = constante equilibrio en función a la concentración molar (mol/l)

K_p = constante equilibrio en función a la presión parcial de las sustancias gaseosas.

Relación entre K_p y K_c

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

Donde:

$$R = 0,082 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol.K}}$$

Δn : variación de moles gaseosos

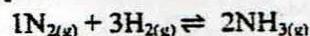
$$\Delta n = (c + d) - (a + b)$$

TIPOS DE EQUILIBRIO

1. EQUILIBRIO HOMOGÉNEO

Los reactivos y productos poseen el mismo estado físico (por lo general gaseoso o líquido) y por ello se dice que es monofásico.

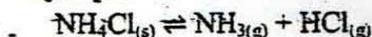
Ejemplo:



2. EQUILIBRIO HETEROGÉNEO

Son sistemas en la cual dos o más sustancias presentes en la reacción poseen estados físicos diferentes. La concentración de los sólidos y líquidos puros no debe tomarse en cuenta en la expresión de la constante de equilibrio ya que su concentración (densidad) permanece constante cuando la temperatura es constante.

Ejemplo:



$$K_c = [NH_3][HCl]$$

PRINCIPIO DE LE-CHATELIER

Cuando un sistema en equilibrio es perturbado por una acción externa, el sistema reacciona internamente para debilitar o neutralizar la perturbación, para ello debe desplazarse hacia la derecha o izquierda y luego restablecer un nuevo estado de equilibrio.

Un sistema en equilibrio se puede perturbar modificando: la concentración, presión, temperatura.

1. EFECTO DE LA CONCENTRACIÓN

Un aumento de la concentración de uno de los reactivos, hace que el equilibrio se desplace hacia

la formación de productos, y a la inversa en el caso de que se disminuya dicha concentración. Y un aumento en la concentración de los productos hace que el equilibrio se desplace hacia la formación de reactivos, y viceversa en el caso de que se disminuya

2. EFECTO DE LA PRESIÓN

La variación de la presión en un equilibrio, sólo influye cuando intervienen sustancias en estado gaseoso y se verifica una variación en el número de moles entre reactivos y productos. Si aumenta la presión se desplazará hacia donde existan menor número de moles gaseosos, para así contrarrestar el efecto de disminución de volumen.

En cambio, si se disminuye la presión, se favorecerá la reacción en la que los productos ocupen un volumen mayor que los reactivos

3. EFECTO DE LA TEMPERATURA

Se observa que, al aumentar temperatura el sistema se desplaza hacia donde se consume calor, es decir, hacia la izquierda en las reacciones exotérmicas y hacia la derecha en las endotérmicas.

Si disminuye la temperatura el sistema se desplaza hacia donde se desprenda calor (derecha en las exotérmicas e izquierda en las endotérmicas).

4. EFECTO DEL CATALIZADOR

Un catalizador cambia la velocidad de una reacción, pero no desvía el equilibrio hacia los productos ni hacia los reactivos.

Afecta igualmente a la energía de activación de la reacción directa y a la de la inversa y por ello, lo único que hace es que el equilibrio se alcanza con mayor rapidez

CINÉTICA QUÍMICA

1. La velocidad de una reacción se mide como:

- A) El cambio de concentración de una sustancia en la unidad de tiempo
- B) El tiempo que dura la transformación de una molécula en otra.
- C) La frecuencia con que chocan unas moléculas contra otras.

- D) La cantidad de sustancias que se transforma en la unidad de tiempo.
- E) La masa de producto que se forma por minuto o segundo.

2. Marque la secuencia correcta respecto a los mecanismos de reacción.

- I. Es el conjunto de etapas de reacción desde reactivos hasta productos.
- II. Se clasifican en mecanismos de primer y de segundo orden.
- III. Las reacciones complejas tienen más de una etapa de reacción.

- A) VVV B) VFF C) VFV
- D) FVV E) FFF

3. Marque la secuencia correcta con respecto a las energías involucradas en una reacción química.

- I. La energía de activación es siempre positiva.
- II. La energía de reacción es positiva para las reacciones exotérmicas.
- III. En una reacción endotérmica la energía de los productos es mayor que la de los reactivos.

- A) VVV B) FFV C) VFV
- D) VVF E) VFV

4. La expresión de velocidad para la reacción sencilla:



- A) $V_{Rx} = k[AB]^2$
- B) $V_{Rx} = k[A]^2[B]^2$
- C) $V_{Rx} = k[A]^2[2B]$
- D) $V_{Rx} = k[A_2][B]$
- E) $V_{Rx} = k[A_2][B]^2$

5. La reacción $AB_2 \rightarrow \text{Productos}$, es de segundo orden. Calcule la velocidad de reacción cuando la concentración del reactivo es de 0,2M y la constante de velocidad es de 2,5 $Lmol^{-1}s^{-1}$.

- A) 0,50 B) 0,10 C) 0,25
- D) 0,05 E) 0,01

6. Calcule el valor de la constante de velocidad para la reacción sencilla:



Si la velocidad de reacción es de $0,05Ms^{-1}$, cuando la concentración de A es de 0,1M y la de B 0,05M.

- A) 10 B) 100 C) 0,25
- D) 50 E) 0,01