

ACTIVIDAD A REALIZAR POR LOS ALUMNOS

Luego de leer la información teórica y los ejemplos resolver los siguientes ejercicios.

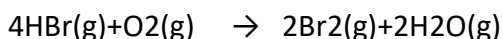
Cinética Química

1- Dada la siguiente ecuación; $F_2 + 2 ClO_2 \rightarrow 2FCIO_2$

Exp	(F ₂) M	(ClO ₂)M	Veloc M/s
1	0,10	0.010	1.2 10 ⁻³
2	0,10	0.040	4.8 10 ⁻³
3	0,20	0.010	2,4 10 ⁻³

- Indique orden global - parcial. Y calcule la K de velocidad.
- Mencione y explique factores que modifican la velocidad.

2- Considere la reacción:



Suponga que en un instante determinado durante la reacción, el oxígeno molecular desaparece a la velocidad de 0,20 M/s.

- ¿Cuál es la velocidad a la que se forma el Br₂?
- ¿Cuál es la velocidad a la que aparece el H₂O(g)?

3- Investigue y responda:

- Indicar a qué se refiere la teoría de las colisiones.
- Mencione y explique los factores que modifican la velocidad de una reacción.
- Explique qué entiende por vida $\frac{1}{2}$ y qué importancia tiene en aplicaciones de la vida cotidiana.

Cinética Química

La *cinética química* es el área de la química que tiene relación con la rapidez, o velocidad con que ocurre una reacción. La cinética se refiere a la velocidad de una reacción, o la *velocidad de reacción*, que es el cambio en la concentración de un reactivo o de un producto con respecto al tiempo.

Podemos representar de forma general una reacción mediante la siguiente expresión:

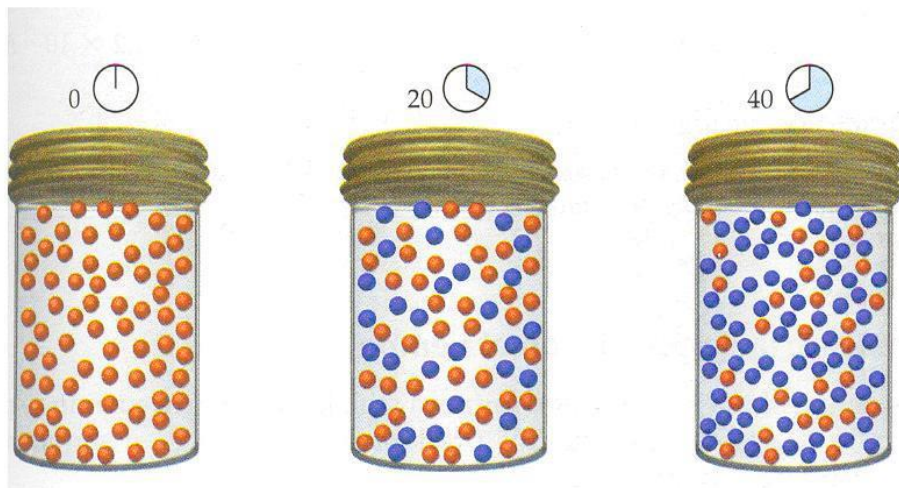


Esta ecuación expresa que durante el transcurso de una reacción los reactivos se consumen mientras que se forman los productos. Se puede seguir el progreso de una reacción al medir, ya sea la disminución en la concentración de los reactivos, o el aumento en la concentración de los productos.

Para una reacción sencilla, donde las moléculas de A se convierten en moléculas de B



Podemos representar a las moléculas de A con esferas rojas y a las de B con esferas azules. Así, el cambio en el tiempo de la concentración de cada especie puede ilustrarse de la siguiente manera:



Se puede observar la disminución en el número de moléculas de A y el aumento en el número de moléculas de B, a medida que transcurre el tiempo.

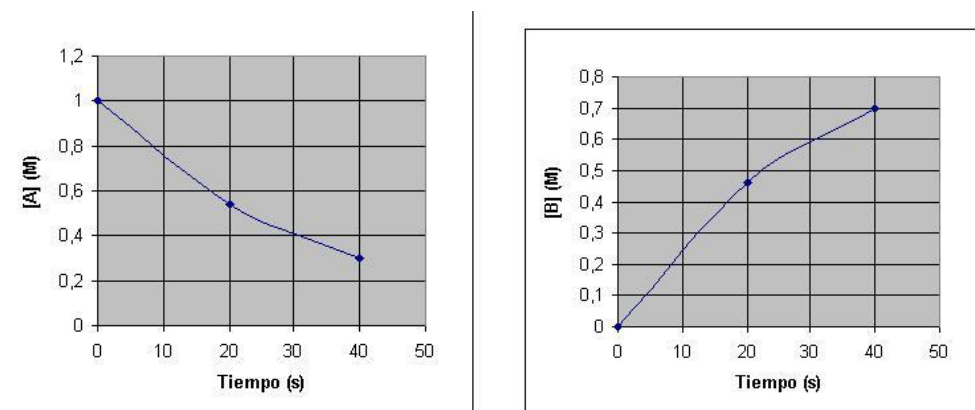
En general, la velocidad se expresa en términos del cambio en la concentración respecto del tiempo.

Para nuestro ejemplo:

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

Donde $\Delta[A]$ y $\Delta[B]$ son los cambios en la concentración molar en un determinado período de tiempo Δt .

Se puede representar gráficamente la evolución del sistema como se muestra a continuación, para cada sustancia. La concentración de A disminuye, mientras la concentración de B, aumenta.



En reacciones donde la relación estequiométrica no es 1:1 la expresión de la velocidad debe considerarse con cuidado. Por ejemplo, en la reacción



Dos moles de A se transforman en un mol de B, por lo tanto la velocidad de transformación de A es el doble de la de formación de B. Por lo tanto, las velocidades pueden expresarse de la siguiente manera:

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

***El signo negativo se utiliza ya que la variación de concentración es negativa en el caso de los reactivos y la velocidad debe ser una magnitud positiva. Y Δ significa variación de... en el caso de la fórmula anterior es variación de la concentración de A en función de la variación del tiempo**

En general, para la reacción



Puede establecerse una constante de proporcionalidad entre la velocidad de la reacción y la concentración de los reactivos, k.

$$k = velocidad[reactivos]$$

Y teniendo en cuenta esta constante, denominada constante de velocidad (que varía sólo al cambiar la temperatura) podemos expresar la *ley de la velocidad* como *la relación de la velocidad de una reacción con la constante de velocidad y la concentración de los reactivos, elevadas a alguna potencia.*

Para el caso general que ya mencionamos, $velocidad = k[A]^x [B]^y$

Donde x e y son valores que se determinan experimentalmente. La suma de estos exponentes (que no tienen porqué coincidir con los coeficientes estequiométricos) se conoce como *orden de reacción.*

- Si una reacción es de orden cero, la velocidad de reacción es independiente de la concentración de los reactivos y es igual a la constante de velocidad, k.
- Si una reacción es de orden uno, la velocidad de reacción es directamente proporcional a la concentración de uno de los reactivos.

La velocidad está dada por:

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

Puede establecerse una constante de proporcionalidad entre la velocidad de la reacción y la concentración de los reactivos, k.

$$k = \frac{velocidad}{[reactivos]} \quad \text{ó} \quad k = \frac{velocidad}{[reactivos]}$$

Y teniendo en cuenta esta constante, denominada constante de velocidad (que varía sólo al cambiar la temperatura) podemos expresar la *ley de la velocidad* como *la relación de la velocidad de una reacción con la constante de velocidad y la concentración de los reactivos, elevadas a alguna potencia.*

Para el caso general que ya mencionamos,

$$velocidad = k[A]^x [B]^y$$

donde x e y son valores que se determinan experimentalmente. La suma de estos exponentes (que no tienen porqué coincidir con los coeficientes estequiométricos) se conoce como *orden de reacción.*

- Si una reacción es de orden cero, la velocidad de reacción es independiente de la concentración de los reactivos y es igual a la constante de velocidad, k.
- Si una reacción es de orden uno, la velocidad de reacción es directamente proporcional a la concentración de uno de los reactivos.

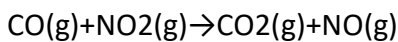
En aquellas reacciones que se producen en varios pasos, la velocidad del paso más lento determina la velocidad de la reacción. El conocimiento de los mecanismos de reacción y de las velocidades de reacción resulta imprescindible para entender las rutas metabólicas, por ejemplo.

¿Cómo calculamos el orden de reacción de manera sencilla?

Como ya mencionamos se calcula experimentalmente, por lo tanto me darán una tabla con los resultados experimentales de las experiencias realizadas variando la concentración de las sustancias que intervienen y midiendo la velocidad de reacción y sus variaciones correspondientes.

Ejemplo :

1.- Para la siguiente reacción a 400 °C:



Se obtuvieron los siguientes datos experimentales:

Experimento	[CO](M)	[NO ₂](M)	Velocidad Inicial (M/s)
1	0,1	0,1	0,005
2	0,2	0,1	0,010
3	0,2	0,2	0,020

a) ¿Cuál es la ecuación de velocidad para la reacción?

b) **¿Cuál es el valor de la constante de velocidad para la reacción?**

c) Determinar la velocidad de la reacción cuando la concentración de CO es 0,3M y la concentración de NO₂ es 0,06M

RESOLUCIÓN:

- 1- Para calcular el orden de reacción para CO tengo que dejar constante al NO₂ para eso analizamos los experimentos 1 y 2 donde la concentración de NO₂ no cambia y vemos que al aumentar al doble la concentración de CO, aumenta al doble la velocidad, entonces decimos que es de orden 1

Lo calculamos así : $2^1 = 2$ siendo 2 la representación del doble de la concentración y 2 representa el doble de velocidad, entonces a cuánto tuve que elevar la concentración para que me dé como resultado 2 ? respuesta: a la 1; entonces el orden de reacción para el CO es 1

Lo mismo hacemos con el NO₂, en este caso dejamos constante el CO en los experimentos 2 y 3 y también vemos a que al aumentar al doble la concentración de NO₂ aumenta al doble la velocidad, por eso como en el caso anterior el orden de reacción para el NO₂ será 1. Entonces la ecuación de velocidad se expresará :

$$V = k (\text{CO})^1 (\text{NO}_2)^1$$

El orden global es la suma de los órdenes parciales $1+1=2$

- 2- La constante de velocidad para la reacción se calcula despejándola de la ecuación de la ley de velocidad.

$$K=V / [\text{CO}][\text{NO}_2]$$

Sustituyendo los datos obtenidos en el experimento 1:

$$K=0,005\text{M/s} / [0,1\text{M}][0,1\text{M}] = 0,5\text{Lmol}^*\text{s}$$

- 3- La velocidad de la reacción cuando la concentración de CO es 0,3M y la concentración de NO₂ es 0,06M es:

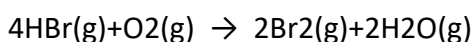
Sustituyendo valores en la ecuación de la ley de velocidad para la reacción:

$$V_R=K[\text{CO}][\text{NO}_2]$$

$$V_R=0,5\text{Lmol}^*\text{s}\times 0,3\text{molL}\times 0,06\text{molL} = 0,009\text{molL}^*\text{s}$$

Otro ejemplo

Considere la reacción:



Suponga que en un instante determinado durante la reacción, el oxígeno molecular desaparece a la velocidad de 0,062 M/s.

1. a) ¿Cuál es la velocidad a la que se forma el Br₂?
2. b) ¿Cuál es la velocidad a la que desaparece el HBr(g)?
3. c) **¿Cuál es la velocidad de la reacción?**

Respuesta:

1. a) La velocidad a la que se forma el Br₂ = $\Delta[\text{Br}_2]/\Delta t$

Ahora, de la expresión de velocidad para esta reacción se tiene:

$$V_R = -1/4\Delta[\text{HBr}]/\Delta t = -\Delta[\text{O}_2]/\Delta t = 1/2\Delta[\text{Br}_2]/\Delta t = 1/2\Delta[\text{H}_2\text{O}]/\Delta t$$

De esta expresión se encuentra:

$$-\Delta[\text{O}_2]/\Delta t = 1/2\Delta[\text{Br}_2]/\Delta t$$

Donde:

$$-\Delta[\text{O}_2]/\Delta t: \text{ es la velocidad con la que desaparece el oxígeno molecular (O}_2) = 0.062\text{M/s}$$

$$\text{Por lo tanto, } \Delta[\text{Br}_2]/\Delta t = 2 * -\Delta[\text{O}_2]/\Delta t = 2 * 0.062\text{M/s} \quad * \text{ es el signo x (por)}$$

La velocidad con la que se forma el Br₂ = 0,124M/s

- b) La velocidad a la que desaparece el HBr = $\Delta[\text{HBr}]/\Delta t$

$$\text{De la expresión de velocidad se tiene: } -\Delta[\text{O}_2]/\Delta t = -1/4\Delta[\text{HBr}]/\Delta t$$

Por lo tanto,

$$\Delta[\text{HBr}]/\Delta t = 4 * -\Delta[\text{O}_2]/\Delta t = 4 * 0.062 \text{ M/s}$$

La velocidad con la que se forma el HBr = 0,248 M/s

1. c) La velocidad de la reacción:

De la expresión de velocidad se tiene:

$$V_R = -\Delta[\text{O}_2]/\Delta t$$

Por lo tanto,

$$V_R = -\Delta[\text{O}_2]/\Delta t = -\Delta[\text{O}_2]/\Delta t = 0.062 \text{ M/s}$$

La velocidad de la reacción es: $V_R = 0,062 \text{ M/s}$