

PROTOCOLO N°2: VELOCIDAD DE REACCION

1.- Objetivo: Estudiar cuantitativamente la influencia de la concentración en la velocidad de reacción.

2.- Fundamento teórico:

La velocidad de reacción se puede definir como el índice de cambio con el tiempo de la concentración de un reactivo o producto. Matemáticamente será la derivada con respecto al tiempo de la concentración de un reactivo o producto. La derivada tendrá signo negativo si se trata de la variación de concentración de un reactivo, puesto que éstos desaparecen, y la derivada tendrá signo positivo si se trata la variación de concentración de un producto, puesto que éstos aparecen.

$$V = - d [\text{reactivo}] / dt = + d [\text{producto}] / dt.$$

La ley de velocidad de reacción es la expresión que nos da la velocidad de reacción en función de la concentración de las especies que influyen en dicha velocidad, la cuál se determina en todo los casos experimentalmente. Matemáticamente:

$$V = K [\text{reactivo 1}]^\alpha [\text{reactivo 2}]^\beta$$

α y β son los órdenes de reacción respecto a los reactivos 1 y 2 respectivamente. La suma de α y β es el orden de reacción global. Estos órdenes de reacción pueden ser números enteros o quebrados, incluyendo el 0, lo que indicaría la independencia de la velocidad de reacción respecto a esa especie química o reactivo. K es una constante de proporcionalidad que recibe el nombre de constante de velocidad específica para esa reacción, la cual no varía con el tiempo pero si con la temperatura.

Nosotros vamos a estudiar la influencia de la concentración de reactivos en la velocidad de la siguiente reacción:



Matemáticamente:

$$V = - d [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3] / dt = + d [\text{S}] / dt = K [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3] [\text{HCl}]$$

En nuestra práctica vamos a medir velocidades medias y no instantáneas, pero podremos considerar la velocidad de reacción ha sido constante durante cada uno de los experimentos. La concentración de HCl la vamos a mantener constante en todos los experimentos, y además, no sabremos la concentración de S cuando paremos el

cronómetro (aunque supondremos visualmente que es la misma en todas las experiencias), por lo tanto tendremos:

$$V = [S]/t = K [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3] [\text{HCl}] ; 1/t = K[\text{HCl}]/[S] [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3] ; \mathbf{1/t = K' [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]}$$

$$\text{donde } K' = K[\text{HCl}]/[S]$$

Se trata por tanto de hacer la gráfica $1/t$ frente a $[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]$ y determinar el valor de K' (cuyas unidades son las mismas que K).

El valor de K no se puede determinar porque no sabemos la [S].

3.- Material:

- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
- HCl
- Probetas de 10 mL y 50 mL. Si no hubiese tomar pipetas.
- Erlenmeyer.
- Vaso de precipitados.
- Cronómetro (se puede usar el móvil)

4.- Procedimiento:

Antes de empezar a realizar la práctica hay que leer atentamente todas las instrucciones y preguntar las posibles dudas.

Se van a realizar cinco experiencias con distintas concentraciones de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ que se van a preparar como sigue:

1. Preparar 200 mL de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de concentración 0,2 M y 40 mL de HCl 2 M.
2. Tomamos 50, 40, 30, 20 y 10 mL de la disolución de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de concentración 0,2 M, a las que le añadimos respectivamente 0, 10, 20, 30 y 40 mL de agua para obtener al final 50 mL de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de distinta concentración.
3. Verter la primera disolución anterior en el erlenmeyer, que es donde se va a realizar la reacción.
4. Coloca debajo del erlenmeyer un folio donde se ha dibujado una "X".
5. Se le añaden 5 mL de HCl 2 M y medimos el tiempo que tarda en dejar de verse la "X" que hay debajo del erlenmeyer, debido a la formación de azufre sólido (turbidez).

6. Vertemos ahora en el erlenmeyer la segunda disolución y volvemos a realizar los pasos 4 y 5, hasta que lo hayamos realizado con todas las disoluciones antes preparadas.
7. Elabora una tabla con los datos obtenidos anteriormente.
8. Representa gráficamente la inversa del tiempo ($1/t$) (eje de ordenadas) frente a la concentración de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (eje de abscisas).
9. Comprueba si se cumple la ley de velocidad de reacción y calcula el valor de K' .

5.- Observaciones: También se podría estudiar cuantitativamente la influencia de la temperatura en la velocidad de reacción. Se trataría solamente de tomar la concentración más diluida de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ y realizar la experiencia calentando por ejemplo a $60\text{ }^\circ\text{C}$. Se debe de tomar la más diluida para que el rango de tiempo sea suficientemente amplio, ya que a mayor temperatura la velocidad de reacción es mayor.