



TRABAJO PRÁCTICO N° 11: Cinética y Equilibrio Químico

PARTE A

OBJETIVO:

- Reconocer algunos factores que influyen en la velocidad de reacción

FUNDAMENTO:

La termodinámica nos dice si una reacción química puede ocurrir en forma espontánea o no. Sin embargo para que una reacción química sea posible, debe producirse a una velocidad razonable.

El área de la química que concierne a la velocidad con que una reacción química ocurre se llama cinética química. Cinética se refiere a la velocidad de una reacción que es el cambio en las concentraciones de los reactivos y productos con respecto al tiempo.

Entre los factores que influyen en la velocidad de reacción podemos nombrar: la concentración de los reactivos, el proceso por el que tiene lugar la reacción, la temperatura, la presencia de catalizadores y el mecanismo de la reacción, entre otros.

PARTE EXPERIMENTAL:

Materiales: tubos de ensayo, pipetas, goteros, placa de toque

Sustancias químicas: HCl (1M), HCl (3M), HCl (6M), Mg (cinta), HCH_3COO (1M), un clavo de hierro, virulana, KI, almidón, $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$, Cu(s), Al(s).

Procedimiento:

1) Efecto de la concentración del reactivo:

Coloque en cada orificio de una placa de toque pequeños trozos de cinta de Mg. Agregue al primero 0,5ml de HCl (1M), al segundo igual cantidad de HCl (3M) y al tercero 0,5ml de HCl (6M). Compare lo que sucede en los tres orificios.

2) Efecto de la naturaleza del reactivo:

a- Al igual que en el caso anterior, agregue al cuarto orificio 0,5ml de HCH_3COO (1M), compare con lo que sucede en el orificio 1).

b- Coloque en los diferentes huecos pequeños trozos de Mg, Cu, Al y agregue a cada uno 0,5ml de HCl (1M), observe las diferencias.

3) Efecto del tamaño de partícula (grado de división del reactivo):

Coloque en sendos tubos de ensayo un clavo de hierro y un trozo de similar tamaño de virulana. Agregue a cada tubo 1ml de HCl (1M), observe las diferencias.

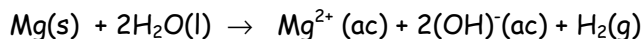
4) Efecto de la temperatura:

Coloque en dos vasos de precipitado pequeños 40ml de agua y un trozo de cinta de magnesio pulida. Prepare un baño de hielo y otro con agua caliente (aprox. 80°C) sumerja los vasos uno en cada baño y espere que la temperatura se estabilice.

Agregue a cada uno 5 gotas de fenolftaleína, observe las diferencias.



Nota: nuestro objetivo es estudiar la cinética de la reacción



Cuanto más rápido transcurra la reacción inicial, más rápido se generan los iones OH^{-} y hacen virar el indicador, apareciendo el color rosado.

PARTE B

OBJETIVO:

- Interpretar el principio de Le Chatelier a algunas reacciones reversibles.

FUNDAMENTO:

Si una reacción química reversible en un sistema cerrado llega a un estado en que las variables macroscópicas se hacen constantes (ej: P, pH, concentración, etc) a temperatura constante, esa reacción se encuentra en equilibrio químico.

Una reacción que no está en el estado de equilibrio, pero que se desplaza en el sentido de alcanzarlo, se dice que es espontánea.

Cuanto mayores sean las concentraciones de las sustancias reaccionantes, mayor será la tendencia con que reaccionen para formar los productos. A la inversa, al aumentar la concentración de los productos de reacción, queda favorecida la reacción inversa respecto de la directa.

Cada proceso químico reversible en un sistema cerrado y a una temperatura dada alcanza un valor característico del equilibrio llamado K_c , constante de equilibrio.



$$K_c = \frac{[J]^j \cdot [K]^k \dots}{[A]^a \cdot [B]^b \dots}$$

El valor de K_c se puede calcular a partir de la ecuación estequiométrica global de la reacción, independientemente del mecanismo de reacción.

El Principio de Le Chatelier constituye un resumen importante del comportamiento de los equilibrios. Establece que, si sobre un sistema químico en equilibrio se aplica una causa perturbadora, el sistema se desplazará de tal forma que se reduzca dicha causa. Si la perturbación es una variación de las concentraciones de los reactivos, o de los productos, o de la presión, o del volumen, podrán variar las concentraciones de las sustancias participantes que hay en el equilibrio, pero no la relación de concentración establecida por la constante de equilibrio, K_c , si la temperatura no varió. Sin embargo si varía la temperatura, entonces K_c tendrá un nuevo valor.

PARTE EXPERIMENTAL:

Materiales: tubos de ensayo, pipetas, goteros

Sustancias químicas: K_2CrO_4 (0,1 M), $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,1 M), NaOH (1 M), HCl (1M), HCH_3COO , HNO_3 , NH_3 .



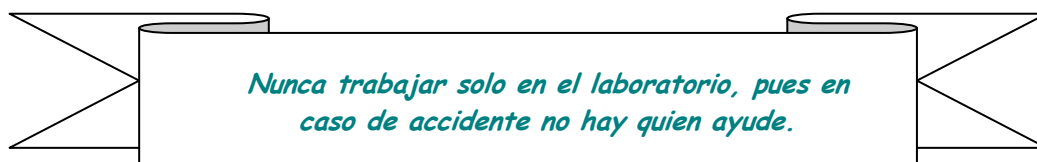
Procedimiento:

1) El equilibrio ión cromato-ión dicromato:

- Colocar 5 ml de cromato de potasio 0,1 M y 5 ml de dicromato de potasio 0,1M en tubos de ensayo separados. Estas soluciones servirán como fuentes de los iones $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$ y $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$. Anotar el color de cada solución.
- Poner 10 gotas de cada solución en tubos de ensayo distintos y añadir gota a gota, hidróxido de sodio 1 M sucesivamente a cada solución, hasta que se observe un cambio de color en uno de los tubos. Anotar los colores.
- Poner 10 gotas de cada solución en tubos de ensayo distintos y añadir HCl 1M gota a gota, sucesivamente a cada tubo. Anotar los cambios de color.

2) Influencia del agregado de otras sustancias:

Repita los ensayos de los apartados a, b y c del inciso 1), agregando en cada caso algunas gotas de soluciones diluidas de las siguientes sustancias: HNO_3 , HCH_3COO , NH_3 . Observar los cambios.



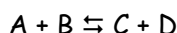
GUÍA PARA CONFECCIONAR EL INFORME:

PARTE A

- Describa las diferencias encontradas en cada caso y explique el efecto de la concentración del reactivo sobre la velocidad de reacción.
- a y b- Describa las diferencias encontradas en cada caso y explique el efecto de la naturaleza del reactivo sobre la velocidad de reacción.
- Describa las diferencias encontradas en cada caso y explique el efecto del grado de división del reactivo sobre la velocidad de reacción.
- Describa las diferencias encontradas en cada caso y explique el efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción

PARTE B

- ¿Qué transformaciones observa en cada solución con el agregado de NaOH?
- ¿Qué observa cuando se añade HCl a cada solución?
- Interprete los cambios mediante ecuaciones
- ¿De qué color se observaría una mezcla de ambos iones en equilibrio?
- ¿A qué conclusiones arriba luego del agregado de otros ácidos y bases?
- ¿Cuál es la relación entre equilibrio y las velocidades de los procesos que se le oponen?
- Dada la reacción:



Indique cómo afecta al equilibrio los siguientes cambios y compare los valores de Q y K:

Cambio	Q ? K	Dirección del cambio
Aumento de las concentraciones de A o B		
Aumento de las concentraciones de C o D		
Descenso de las concentraciones de A o B		
Descenso de las concentraciones de C o D		