**INFORME DEL TRABAJO PRACTICO DE LA UNIDAD 7: EQUILIBRIO QUIMICO**

**Comisión No.:** 185

**Integrantes:** Séspere Demian, Iszczuk Francisco

**Objetivos**:

- Analizar el efecto del agregado de distintas sustancian a una reacción en estado de equilibrio.

- Determinar la absortividad molar del monotiocianato férrico (*ε Fe(SCN))*

- Calcular las concentraciones de los reactivos y productos en el equilibrio para la reacción de formación del Fe(SCN)2+.

- Determinar la constante de equilibrio (kc) de la reacción de formación del Fe(SCN)2+.

**7.4.2A: ¿Qué factores afectan el equilibrio?**

Se realizaron dos experiencias, con el fin de reconocer reacciones de equilibrio químico, para cada caso daremos los detalles correspondientes.

**Experiencia 1**

Se utilizaron 2cm3 de K2CrO4: 0,1M gotas de H2SO4 y de NaOH, ambas soluciones 1M.

**Reacciones químicas involucradas:**

(1)

O es lo mismo :

(1)

Cuando agregamos NaOH,

(2)

Son reacciones de neutralización: en (1) el ácido sulfúrico reacciona con el cromato de potasio, y se forma una sal neutra y agua. En (2), cuando agregamos NaOH, los grupos hidroxilos (OH-) reaccionan con el ácido(H3O+) para formar más H2O y otra sal.

**Interpretación de los resultados:**

Gracias a lo observado en la reacción puedo describir que el cromato (el cual es amarillo) cuando lo hicimos reaccionar con un ácido, notamos que el sistema se torna de un color anaranjado (se debe a la aparición del dicromato), podemos afirmar que la reacción llego al equilibrio.

Luego, al agregar hidróxido de sodio, otra base, reacciona con los protones (H+) de la anterior reacción y forma más agua, (como mencione antes, en las reacciones de neutralización reacciona un ácido con una base para formar sal y agua), por lo que hace que se desplace el equilibrio hacia los reactivos, notando visualmente el color amarillo de la solución de cromato.

Hicimos reaccionar un ácido con una base, se llegó al equilibrio (color naranja), y luego a este sistema le agregamos otra base, desplazando el equilibrio alcanzado anteriormente (color amarillo). A esto se le llama equilibrio acido-base

**Experiencia 2**

Se utilizaron 4 tubos de ensayo con distintas soluciones, el primero: 5 gotas de FeCl­­­­­3 0,01M y KSCN 0,01M, diluidos en 5 cm3 de agua, a esto, a esta primera mezcla la dividimos entre los tubos restantes.

Al segundo le añadimos gotas FeCl3 0,01M.

Al tercero le añadimos gotas de KSCN 0,01M.

Al cuarto le añadimos SnCl2 0,01M.

**Reacciones químicas involucradas:**

(1)

Lo que nos interesa:

Es una reacción de formación de complejos.

(2)

Reaccion redox.

**Interpretación de los resultados:**

Notamos primero, que en los tubos 2 y 3, estamos añadiendo más cantidad de reactivo y por esto, al incrementar la concentración de estos (en el caso del segundo tubo aumenta la concentración de iones Fe+3 y en el tercer tubo aumento del ion tiocionato). Entendemos que los cambios que se produjeron en los tubos 2 y 3, se representan en un color mas intenso que la mezcla inicial. Esto lo podemos explicar según el principio de Le chatelier, el equilibrio de la reacción se estará desplazando hacia productos, al incrementar la concentración de reactivos.

En el ultimo tubo, el cuarto, al agregar SnCl2, este reactivo reacciona con el FeCl3 como vemos en (2), luego baja la concentración de este último, disminuyendo la disponibilidad de reaccionar con el SCN-. Por lo tanto, basándonos en el principio de Le chatelier (que nos habla de perturbaciones en el equilibrio) al tener menos concentración en los reactivos, el equilibrio se desplazara hacia los reactivos para contrarrestar esta disminución del Fe+3 (desencadenaría, igualmente, una disminución de productos).

**7.4.2B: ¿Cómo se obtiene una constante de equilibrio?**

**Objetivos:**

Obtener la constate de equilibrio de la reacción teniendo en cuenta que para conseguir dicha constante se necesita tener información sobre las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio.

**Reacción química en estudio:**

SCN-(ac) + Fe3+(ac) ⇋ Fe(SCN)2+(ac)

**Justificación del método empleado:**

El complejo que se está estudiando en este experimento es coloreado por lo que su concentración se puede determinar a partir de medir su absorbancia con un espectrofotómetro como se realizo en el trabajo practico de absorción, sabemos que conociendo las concentraciones iniciales de los reactivos y el vínculo estequiométrico con el complejo se puede calcular las concentraciones en equilibrio. En primera instancia se trabaja con el ion SCN- como reactivo limitante para que el único complejo que este en el equilibrio sea Fe(SCN)2+.

***I. Determinación del coeficiente de absortividad molar del monotiocianato férrico (ε Fe(SCN)).***

**Experimental**

**A. Condiciones Experimentales: (indicar soluciones empleadas, sus concentraciones y las condiciones que se deben cumplir)**

Se realizaron una serie de cinco experiencias, para las cuales se emplearon dos soluciones en medio acuoso: KSCN en con una concentración de 2.10-4 M y Fe(NO3)3 0,2M. Para estas experiencias usamos distintos volúmenes de las soluciones (notemos en el cuadro de abajo) observemos que usamos una concentración de la solución KSCN 4 veces menor, esto, con la condición que el reactivo limitante sea KSCN para que el único complejo o producto que esté en equilibrio sea Fe(SCN)2+ de esta manera poder graficar Absorbancia máxima vs [Fe(SCN)2+] y mediante un ajuste lineal sacar la pendiente la cual será directamente el valor de ε Fe(SCN) a una determina longitud de onda la cual será donde la absorbancia del Fe(SCN)2+ sea máxima.

**B. Condiciones Instrumentales:**

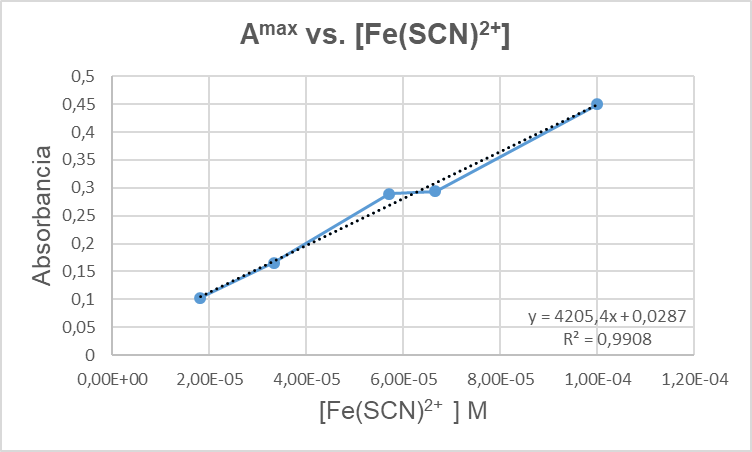
|  |  |
| --- | --- |
| Magnitud medida | Absorbancia |
| λ (nm) | 459 |
| Camino óptico, l (cm) | 1 cm |
| Blanco empleado | solución 0,2 M de Fe(NO3)3en HClO4 0,5 M |
| Equipo empleado | Espectrofotómetro |

**Resultados**

*TABLA I.* Volúmenes de las soluciones de KSCN 2.10-4 M y de Fe(NO3)3 0,2 M, concentración calculada de Fe(SCN)2+ y absorbancia de la solución

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| SC | Volumen de KSCN 2.10-4 M | Volumen de Fe(NO3)3 0,2 M | [Fe(SCN)2+] (M) | Absorbancia a 459 nm | Absorbancia a 450 nm |
| 1 | 1 mL | 10 mL | 1,81.10-5 | 0,1032 | 0,1013 |
| 2 | 1 mL | 5 mL | 3,33.10-5 | 0,1654 | 0,1611 |
| 3 | 2 mL | 5 mL | 5,71.10-5 | 0,289 | 0,2816 |
| 4 | 5 mL | 10 mL | 6,66.10-5 | 0,2935 | 0,2841 |
| 5 | 5 mL | 5 mL | 1,00.10-4 | 0,4493 | 0,4349 |

Grafico con longitud de onda donde la absorbancia es máxima. λ (459 nm)



ε Fe(SCN)(experimental gráfico) = 4225,8 M-1 \* cm-1

ε Fe(SCN)(experimental ajuste lineal) = 4205,4 M-1 \* cm-1

Grafico con longitud de onda de λ = (459 nm)

ε Fe(SCN)(experimental gráfico) = 4073,3 M-1 \* cm-1

ε Fe(SCN)(experimental ajuste lineal) = 4053,2 M-1 \* cm-1

ε Fe(SCN)(bibliográfico)\* = 4870,4 M-1 \* cm-

[**https://www.studocu.com/es/document/universitat-politecnica-de-valencia/quimica/determinacion-por-espectrofotometria-de-la-constante-de-equilibrio-de-formacion-del-complejo/4583780**](https://www.studocu.com/es/document/universitat-politecnica-de-valencia/quimica/determinacion-por-espectrofotometria-de-la-constante-de-equilibrio-de-formacion-del-complejo/4583780) **(31/05/2024)**

[**Principio de Le Châtelier: concepto, aplicaciones, ejemplos (lifeder.com)**](https://www.lifeder.com/principio-chatelier/) **(02-06-24)**

[**2 FeCl3 + SnCl2 → 2 FeCl2 + SnCl4 - Ecuación balanceada | Ecuaciones Químicas online (chemequations.com)**](https://chemequations.com/es/?s=FeCl3+%2B+SnCl2+%3D+FeCl2+%2B+SnCl4) **(02-06-24)**

**Adjuntar un Apéndice con la verificación de las aproximaciones realizadas.**

Calculamos la concentración del producto a partir del reactivo limitante teniendo en cuenta la disolución. Muestro la ecuación que se utilizó para la solución 1 (1ml de KSCN 2.10-4 M y 10ml de Fe(NO3)3 0,2 M) forma análoga se realizo las mismas ecuaciones para las distintas concentraciones.

Para calcular la absortividad molar seguimos la ley de Lambert-beer A = ε \* l \* [C] donde A = absorbancia, ε = absortividad molar, l = camino óptico y [C] = concentración molar. En nuestro caso el camino óptico es 1 cm por lo cual ε es directamente la pendiente del grafico A vs [Fe(SCN)2+], para calcularla gráficamente realizamos la siguiente ecuación.

4225,8 M-1 \* cm-1

***II. Determinación de la constante de equilibrio de formación de monotiocianato férrico.***

**Experimental**

**A. Condiciones Experimentales: (indicar soluciones empleadas, sus concentraciones y las condiciones que se deben cumplir)**

Se realizan siete soluciones, las cuales resultan mezclas acuosas de KSCN 0,002M y Fe(NO3)3 0,002M con diferentes volúmenes. Utilizamos más soluciones para tener más datos y así poder calcular con más precisión la constante de equilibrio (Keq).

**B. Condiciones Instrumentales:**

|  |  |
| --- | --- |
| Magnitud medida | Absorbancia |
| λ (nm) | 459 |
| Camino óptico, l (cm) | 1 cm |
| Blanco empleado | solución de Fe(NO3)3 0,002 M. |
| Equipo empleado | Espectrofotómetro |

**Resultados**

*Tabla II.* Volúmenes de las soluciones de KSCN y de Fe(NO3)3 0,002 M y concentraciones iniciales.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| SC | Volumen de KSCN 0,002 M | Volumen de Fe(NO3)3 0,002 M | [SCN-]inicial (M) | [Fe3+]inicial (M) |
| 1 | 1 mL | 10 mL | 1,82.10-4 | 1,82.10-3 |
| 2 | 1 mL | 5 mL | 3,33.10-4 | 1,66.10-3 |
| 3 | 2 mL | 5 mL | 5,71.10-4 | 1,43.10-3 |
| 4 | 5 mL | 5 mL | 1,00.10-3 | 1,00.10-3 |
| 5 | 5 mL | 2 mL | 1,43.10-3 | 5,71.10-4 |
| 6 | 5 mL | 1 mL | 1,66.10-3 | 3,33.10-4 |
| 7 | 10 mL | 1 mL | 1,82.10-3 | 1,82.10-4 |

*Tabla III.* Volúmenes de las soluciones de KSCN y Fe(NO3)3 0,002 M, absorbancia de la solución y concentraciones en equilibrio de reactivos y productos.

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| SC | Volumen de KSCN 0,002 M | Volumen de Fe(NO3)3 0,002 M | Abs a 459 nm | [Fe(SCN)2+]eq  (M) | [SCN-]eq (M) | [Fe3+]eq (M) | [SCN-]eq x [Fe3+]eq (M2) |
| 1 | 1 mL | 10 mL | 0,171 | 4,07.10-5 | 1,41.10-4 | 1,78.10-3 | 2,51.10-7 |
| 2 | 1 mL | 5 mL | 0,308 | 7,31.10-5 | 2,60.10-4 | 1,59.10-3 | 4,13.10-7 |
| 3 | 2 mL | 5 mL | 0,431 | 1,02.10-4 | 4,69.10-4 | 1,33.10-3 | 6,23.10-7 |
| 4 | 5 mL | 5 mL | 0,524 | 1,25.10-4 | 8,75.10-4 | 8,75.10-4 | 7,66.10-7 |
| 5 | 5 mL | 2 mL | 0,449 | 1,07.10-4 | 1,32.10-3 | 4,64.10-4 | 6,12.10-7 |
| 6 | 5 mL | 1 mL | 0,299 | 7,11.10-5 | 1,59.10-3 | 2,62.10-4 | 4,16.10-7 |
| 7 | 10 mL | 1 mL | 0,141 | 3,35.10-5 | 1,79.10-3 | 1,49.10-4 | 2,66.10-7 |

***K* (experimental)=** 174,63

***K* (bibliográfico)\*=** 138

**Diferencia relativa porcentual** = 24,4%

La diferencia entre el valor bibliográfico y el experimental se puede deber a errores en la medición de volúmenes de los reactivos, fallas instrumentales ya que el espectrofotómetro siempre tiene una contaminación lumínica que puede afectar a esta diferencia.

<https://www.monografias.com/trabajos-pdf901/equilibrio-quimico/equilibrio-quimico.pdf> **(03-06-2024)**

*Adjuntar un Apéndice con la verificación de las aproximaciones realizadas.*

Adjunto las ecuaciones que se realizaron para la solución 1, de igual modo se realizaron los cálculos para todas las concentraciones.

Para calcular los reactivos iniciales se tuvo en cuenta su disolución.

De la misma manera se calculó [Fe3+]inicial

Para calcular [Fe(SCN)2+]eq se usó la absorbancia y la absortividad molar calculada en la primera parte del trabajo, en adición al camino óptico el cual sabemos que es 1cm. Es simplemente un despeje de la ley de Lambert-Beer

Los reactivos en equilibrio se calcularon despejando de la siguiente ecuación. Se mostrará un solo reactivo, análogamente se realizo con el reactivo faltante.

En el caso de despejar K nosotros sabemos que:

El grafico que se realizo es [Fe(SCN)2+]equilibrio vs. [Fe3+]equilibrio x [SCN-]equilibrio por lo tanto la pendiente de dicho grafico es el valor de K.

DRP (Diferencia Relativa Porcentual)

**Conclusiones**

En la primera parte del experimento analizamos una reacción donde primeramente se agrego acido sulfúrico que le cambio el color de la sustancia y llega a un equilibrio dado. Recordemos que el equilibrio químico se alcanza cuando las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes, este es dinámico lo que quiere decir es que la velocidad de formación de productos es igual a la velocidad de formación de reactivos. Para compensar el agregado del ácido también se le agrego gotas de una base fuerte, en nuestro caso NaOH lo que replico en un cambio del equilibrio volviendo a tornar la sustancia al color original, esto se debe al equilibrio de una reacción acido-base.

En la segunda parte del experimento se analizo que le sucedía a una reacción cuando se le iban agregando distintas sustancias. Observamos las distintas perturbaciones que se le genero a la reacción y como se desplaza el equilibrio de esta, coincidiendo con lo que predecimos según el principio de Le Chatelier.

Para finalizar se llevó a cabo cálculos y mediciones para extraer el valor de la absortividad molar del ion monotiocianato ferrico como también su constante de equilibrio. En el caso de las mediciones para la absortividad molar medimos la absorbancia del ion monotiocianato ferrico donde su absorbancia máxima se daba a una longitud de onda diferente a la esperada por lo que decidimos anotar las dos y ver la diferencia que tenían respecto a la absortividad bibliográfica, quedándonos con la que mas se aproximaba a dicho valor y esta era la absorbancia máxima que medimos en nuestro experimento con lo cual usamos esta longitud de onda para el resto del trabajo. La diferencia relativa porcentual fue de 14,6% lo que es bastante aproximado y sus diferencias se pueden deber a que hubo contaminación lumínica en el espectrofotómetro, también a los distintos errores de medición en los volúmenes de dilución cambiando las concentraciones de reactivos por lo tanto variando la concentración del producto y su absorbancia de luz.

Concluyendo, con la constante de equilibrio no tuvimos mayores inconvenientes respecto a lo experimental, obteniendo una constante esperada a nuestra predicción. Lo que observamos en la tabla (III) es como varia el producto en equilibrio en las soluciones 1 y 7, ya que teniendo las mismas concentraciones de reactivos únicamente variando el reactivo en mayor proporción notamos la diferencia del producto en equilibrio, esto se debe que al tener más tiocianato este vuelve a reaccionar con el ion monotiocianato ferrico produciendo Fe(SCN)1+ por lo cual baja [Fe(SCN)2+]eq y también se ve una diferencia de la absorbancia medida siendo menor en la solución 7 que en la primera ya que los reactivos por separados son incoloros. De igual manera pasa con las soluciones (2, 6) y (3, 5)