

## **Determinación de la Relación Entre la Concentración de Hipoclorito y el Cambio en la Temperatura al Hacer Reaccionar Acetona Con Blanqueadores Comerciales**

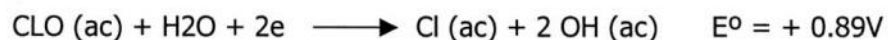
**Resumen.** El ión hipoclorito reacciona con la acetona de manera exotérmica, es decir, liberando calor. El objetivo de este trabajo es encontrar la relación existente entre los cambios de temperatura y la concentración de hipoclorito en las muestras; también se intentó determinar la concentración de hipoclorito en blanqueadores comerciales a partir de los cambios de temperatura existentes al hacerlos reaccionar con acetona. Determinamos que la relación existente era la siguiente: a mayor concentración del ión hipoclorito, mayor aumento en la temperatura. La concentración se puede extrapolar a partir de los resultados obtenidos en los experimentos aquí presentados.

*Autores: Rafael Jiménez, Nuria Alcobé, Erika Ascencio, Ariane Pérez Gavilán.*

### **Introducción**

El ión hipoclorito ( $\text{ClO}^-$ ) es la base conjugada del ácido hipocloroso ( $\text{HClO}$ ). Por lo tanto, se denomina hipoclorito a cualquier sal o éster formado con este ión. Los hipocloritos en general son sólidos o líquidos muy tóxicos, oxidantes y que fácilmente se descomponen en gases venenosos. Todos los hipocloritos se obtienen por cloración directa de los hidróxidos correspondientes. (1)

El ión hipoclorito se reduce al ión cloruro al participar en reacciones redox (2):



Este carácter oxidante le permite actuar como blanqueador y bactericida. Es por eso que los hipocloritos son importantes agentes desinfectantes. El sódico, por ejemplo, es la base de la lejía comercial. Pueden actuar como fungicidas. Son asimismo agentes blanqueadores de papel y tejidos. Se utilizan en la fabricación de detergentes, decolorantes, productos orgánicos, cloratos, desodorantes y purificadores de agua, (por ejemplo en piscinas). El hipoclorito se debe manipular con precaución porque es muy irritante al contacto y tóxico si es inhalado o ingerido. (1)

Al agregarle acetona a una disolución de hipoclorito y agitar, se produce la siguiente reacción (3):



Esta reacción es exotérmica, es decir, libera calor al llevarse a cabo.

### **Antecedentes**

El año pasado, dos de los autores de este trabajo (A. Pérez Gavilán y E. Ascencio) llevaron a cabo un proyecto de investigación (4) para determinar la relación costo-beneficio entre blanqueadores comerciales y caseros. Durante ese proyecto, las concentraciones del hipoclorito se determinaron mediante titulaciones, pero también se llevó a cabo una determinación cualitativa de la presencia de hipoclorito mediante la liberación de calor durante su reacción con la acetona. Este proyecto fue presentado en el Concurso Preparatoriano de Ciencias organizado por la Facultad de Ciencias de la UAEM. Durante la presentación, una de los jueces preguntó si había manera de determinar la concentración por medio de la cantidad de calor liberada durante esta reacción. El objetivo de este proyecto es responder esa pregunta, además de establecer la relación entre la concentración de hipoclorito y el cambio en la temperatura.

## **Materiales**

Los materiales que utilizamos fueron los siguientes:

3 blanqueadores (*Clorox, La Golondrina, marca Propia de la Comercial Mexicana*).

Calorímetro

Instrumental de laboratorio (vamos a utilizar el laboratorio del colegio)

Ácido Clorhídrico

Yoduro de Potasio

Tiosulfato de Sodio

Acetona

## **Metodología**

Para cada muestra que teníamos, realizamos tres series de tres experimentos cada uno. Comenzamos llevando a cabo titulaciones de acuerdo al método detallado en "Standard Methods of Chemical Analysis" (5) (ver anexo 1). Una vez que teníamos los volúmenes de tiosulfato utilizados en las distintas titulaciones, llevamos a cambio los siguientes cálculos:

$$\text{Cloro Disponible (g/l)} = \frac{A * N * (0.03575) * (100)}{\text{ml alícuota} * \text{ml blanqueador}} * 250$$

$$\% \text{ Cloro} = \frac{\text{Cloro disponible}}{10} \text{ (regla de tres para obtener porcentajes)}$$

N= Normalidad de la solución estándar de tiosulfato de sodio

A= Mililitros de tiosulfato de sodio consumido

Gracias a éstos cálculos pudimos obtener la concentración del hipoclorito contenido en la muestra. Una vez que conocíamos la concentración, pudimos obtener su masa en cierto volumen, dato que usábamos en la estequiometría de la reacción para calcular con exactitud la cantidad de acetona que representaría un exceso para esa muestra.

A continuación construimos nuestro calorímetro. Esto lo hicimos colocando una capa de *unicel* entre dos vasos de precipitado. La función del *unicel* era servir como aislante. También le proporcionamos al calorímetro una doble tapa; la inferior era de plástico y la superior de *unicel*. Éstas tapas tenían un agujero por el que el termómetro penetraba al interior del calorímetro. El calorímetro es la parte más importante de nuestro experimento, ya que asegura que las mediciones obtenidas sean lo más correctas posibles, ya que impide la pérdida del calor por contacto con el medio ambiente. Por lo tanto, el calorímetro nos permite asegurarnos de medir la energía liberada por la reacción completamente.

El calorímetro fue calibrado de la siguiente manera. Se puso a hervir agua y se colocó en el calorímetro. Se tomó la temperatura inicial y se dejaron transcurrir diez minutos. Finalmente, se tomó la temperatura final. En total, se perdieron 2 °C durante los diez minutos, por lo que el margen de error resultante fue de 0.2 °C por minuto. Esto quiere decir que las mediciones obtenidas son correctas dentro de un margen de 0.2 °C en ambos extremos, superior e inferior. Este margen se refiere a errores del instrumento, es decir, errores que nosotros no pudimos controlar.

A continuación, llevamos a cabo el experimento con la acetona. Se tomaban 10 ml de la muestra de cloro y se colocaban en el calorímetro. A continuación se le agregaba acetona en exceso. Este exceso significó 25 gramos para el *Clorox* y 20 para la *Golondrina* y la *Marca Propia*. También se colocaba un agitador magnético. Hecho esto, se tapaba el calorímetro, se medía la temperatura inicial, y se colocaba sobre una parrilla eléctrica. Agitar la

mezcla tenía dos propósitos; el primero era acelerar la velocidad de reacción y el segundo era mantener la temperatura uniforme en toda la muestra.

Se tomaba el tiempo hasta que la temperatura dejaba de aumentar. También se registraba la temperatura más alta alcanzada.

## Resultados y Discusión

El promedio de las mediciones obtenidas se muestra en la siguiente tabla.

Muestra	Clorox	Golondrina	Comercial M.
% de cloro	3.82	3.13	3.43
Tiempo (s)	38	45	34
*T (°C)	25	9	19

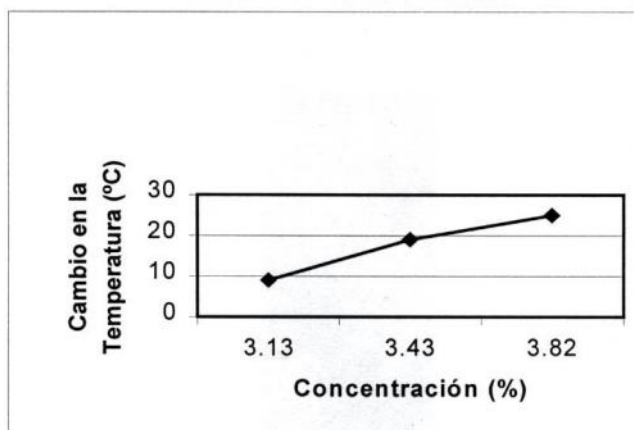
**Tabla 1. Relación entre el porcentaje de cloro presente en la muestra, el aumento de temperatura, y el tiempo en que ocurrió la reacción.**

Como se puede observar en la tabla, mientras mayor es la concentración de hipoclorito, mayor es el aumento en la temperatura. Esto se asemeja mucho a nuestras expectativas. La posible explicación es que el aumento en el cambio es debido a que cuando la concentración de hipoclorito crece, libera más energía al reaccionar con la acetona, ya que la cantidad que reaccionó es mayor. Se puede asegurar que la cantidad de hipoclorito que reaccionó es mayor gracias a que lo tratamos con un exceso de acetona. Por lo tanto, al asegurarnos que todo el hipoclorito va a reaccionar y saber que su concentración es mayor en una muestra que en otra, también podemos asegurar que más hipoclorito va a reaccionar en la de mayor concentración y menos en la de menor.

Consideramos que el aumento en la temperatura es directamente proporcional a la concentración, esto es:

$$*T = K * \text{Conc.}$$

siendo K desconocida, ya que no consideramos tener suficientes datos como para calcularla. Una primera aproximación es que su valor sea de 5.16. Esta aproximación se obtuvo calculando la constante en cada uno de los casos y



**Figura 1. Relación entre el aumento de temperatura y la concentración de hipoclorito.**

sacando el promedio de las tres constantes.

También consideramos que ésta relación es lineal, como se puede apreciar en la figura 2.

## Conclusiones

Sí existe una relación entre la concentración de hipoclorito en los blanqueadores comerciales y el aumento de temperatura que éstos sufren al ser tratados con acetona. El aumento en la temperatura es directamente

proporcional a la concentración de hipoclorito. Esta relación probablemente es lineal. Esto permite calcular concentraciones desconocidas al extrapolar los aumentos de temperatura obtenidos en la gráfica presentada anteriormente.

### **Reconocimientos**

Agradecemos al Q.I. Eduardo García por asesorarnos con el trabajo y a la Mtra. Patricia Hernández por su coasesoría

### **Referencias**

1. [http://www.clorointernacional.com.mx/Productos/Hojas\\_Tecnicas/hipoclorito\\_de\\_sodio.htm](http://www.clorointernacional.com.mx/Productos/Hojas_Tecnicas/hipoclorito_de_sodio.htm) Página de la Empresa Cloro Internacional S.A. de C.V. Consultada: 5 de marzo del 2002
2. Geoff Rayner-Canham. Química Inorgánica Descriptiva. Ed. Prentice Hall. 2<sup>a</sup> ed. México, 2000. Pag 396-398
3. McCullough Thomas, Tyminski Herminia. Journal of Chemical Education. 1989 66, 973
3. Determinación del Contenido de Hipoclorito de Sodio en Blanqueadores de Tipo Comercial y a Granel. Proyecto de investigación realizado por Erika Ascencio, Ariane Pérez Gavilán y Gerardo Abreu Pederzini. Asesor: Q.I. Eduardo García Ramírez. Mayo del 2001
1. H. Furman. Standard Methods of Chemical Analysis. Longman. 6<sup>a</sup> ed. E.U.A., 1962. Vol. 1, pag.341

## **Anexo 1**

Método de titulación descrito en "Standard Methods of Chemical Analysis"

1. Preparar una solución de tiosulfato de sodio disolviendo 25 g del compuesto pentahidratado ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) en agua y aforando en un matraz de un litro. Preparar una solución de hipoclorito de la siguiente manera. Tomar una muestra de 75 ml del blanqueador comercial y colocarla en un matraz aforado de 250 ml. Añadir agua destilada hasta el aforo. Tomar una muestra de 10 ml de la solución preparada y agregarle 2 g de yoduro de potasio (KI) y 2 ml de ácido clorhídrico (HCl). Titular la muestra así preparada con el tiosulfato de sodio hasta que la coloración de la solución sea amarillo paja.
2. Agregar 5 ml de una solución de almidón al 3 %
3. Continuar titulando hasta que desaparezca el complejo morado.

## Anexo 2. Fotos



Figura 1. Calorímetro utilizado durante los experimentos, compuesto por dos vasos de precipitado aislados entre sí por una capa de *unicel*.



Figura 2. Blanqueadores utilizados durante el experimento