

7.- Mientras esperas 10 minutos para que las reacciones se lleven a cabo, escribe en la hoja de datos, los símbolos de los metales en cada columna y las fórmulas de las soluciones en cada hilera para que registres correctamente tus observaciones.

8.- Después de 10 minutos con la ayuda de las pinzas remueve el metal de cada hoyo. Registra cualquier cambio en la hoja de datos. Usa un signo "+" para indicar que la reacción ocurrió y un "0" para indicar que la reacción no ocurrió, esto considerando las evidencias de los cambios químicos como son: la formación y disolución de precipitados, el desprendimiento de un gas o el cambio de color.

9.- Descarta las soluciones del microplato en la forma indicada por tu maestro y enjuaga el microplato.

**PARTE II.**

Repite los pasos 2 a 9 de la Parte I usando soluciones de  $Mg(NO_3)_2$ ,  $Al(NO_3)_3$ ,  $Zn(NO_3)_2$  y  $Ag(NO_3)$  en las hileras E a F. Añade los mismos metales en el mismo orden que en la Parte I y señala en la hoja de datos los nombres de las soluciones.

**OBSERVACIONES Y ANALISIS DE DATOS.**

Hipótesis:

Registra todas las observaciones en la forma del microplato

1.- Explica si reaccionaron todos los metales en la misma forma.

\_\_\_\_\_

2.- Explica si hubo metales que no reaccionaron.

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

3.- Determina el número de reacciones de cada metal y regístralo en la tabla siguiente:

Metal	Cu	Pb	Ni	Fe	Mg	Al	Zn	Ag
No. de Reacciones								

**RESULTADOS Y CONCLUSIONES**

1.- Ordena los metales en orden descendente de reactividad y establece cual es el más activo y cual es el menos activo.

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

2.- Compara tu hipótesis con estos resultados y determina si concuerdan y explica.

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

3.- Compara si tus resultados concuerdan con la serie de actividad de los elementos que estudiastes en la clase.

\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

**EXTENSION Y APLICACION.**

1.- Escribe las ecuaciones químicas para cada reacción observada señalando "NR" para las que no ocurrieron y el tipo de reacción al que todas ellas pertenecen.

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA  
U.A.N.L.

12								
11								
10								
9								
8								
7								
6								
5								
4								
3								
2								
1								
	A	B	C	D	E	F	G	H

## Experimento 8 Actividad Química de los Halógenos.

### INTRODUCCION.

Los halógenos son elementos que pertenecen al grupo VII (17) de la tabla periódica. Sus propiedades físicas y químicas son un reflejo del lugar que ocupan en su grupo. Así el fluor y el cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo es sólido y su reactividad es diferente aunque presenten reacciones químicas comunes tal como la formación de sales. La reactividad de los halógenos puede producirse utilizando la serie de actividad de los halógeno menos activo como en la reacción:



### OBJETIVOS

- 1.- Observar reacciones de desplazamiento simple de los halógenos y sus iones en solución.
- 2.- Deducir el orden relativo de reactividad de los halógenos de sus observaciones.

### MATERIALES

- 1 microplato de 24 hoyos                      1 hoja de papel blanco  
Micropipetas                                      Triclorotrifluoretano, TTE (Disolvente)  
Soluciones de: Acido clorhídrico, HCl 6M, Hipoclorito de sodio, NaClO al 5%,  
Bromo, Br<sub>2</sub> en agua, Yodo y Yoduro de potasio, I<sub>2</sub> / KI, fluoruro de sodio, NaF 2M, Cloruro de sodio, NaCl 2M, Bromuro de sodio, NaBr 2M, Yoduro de sodio, NaI 2M.

### PRECAUCIONES

- 1.- El bromo es tóxico por inhalación y por ingestión. Evita el inhalarlo o ingerirlo.
- 2.- El TTE es irritante de los tejidos del cuerpo. Evita el contacto con la piel, nariz u ojos.

### PROCEDIMIENTO

- 1.- Consulta la tabla periódica y elabora una hipótesis del orden de actividad de los halógenos.

---

---

2.- Para llevar un registro de los cambios que ocurren representa en una hoja de papel mediante un dibujo los 24 círculos del microplato numerando las columnas del 1 al 6 en la parte superior y las hileras de A a D a la izquierda.

3.- Coloca un 1/2 de pipeta de solución de NaF a los hoyos A a D de la columna 1.

4.- Repite el paso 3 colocando un 1/2 de pipeta de la solución de NaCl a los hoyos de la columna 2, NaBr a los hoyos de la columna 3 y NaI a los hoyos de la columna 4.

5.- Los hoyos de la hilera A se usan en el experimento como control para comparar y contrastar las reacciones que ocurren en las hileras B a D.

6.- A los hoyos 1 a 4 de la hilera B se les añade  $\text{Cl}_2$  producido al añadirles 10 gotas de HCl y un 1/2 de pipeta de la solución de NaClO.

7.- A los hoyos 1 a 4 de la hilera C se les añade un 1/2 de pipeta del agua de bromo.

8.- A los hoyos 1 a 4 de la hilera D se les añade un 1/2 de pipeta de la solución de  $\text{I}_2/\text{KI}$ .

9.- Compara las soluciones de la columna 1 a la del hoyo A<sub>1</sub>, las soluciones de la columna 2 a la del hoyo A<sub>2</sub>, las soluciones de la columna 3 a la del hoyo A<sub>3</sub> y las soluciones de la columna 4 a la del hoyo A<sub>4</sub>. Se registran las observaciones en el formato de datos del microplato.

10.- Añade un 1/4 de pipeta del disolvente TTE a los hoyos que mostraron cambio en apariencia al añadir los reactivos.

11.- Extrae con pipetas separadas los contenidos de los hoyos a los que se les añadió TTE. Mezcla las soluciones agitando las pipetas. Registra todas las observaciones en el dibujo que hiciste de tu microplato en la hoja de papel.

#### OBSERVACIONES Y ANALISIS DE DATOS.

Marca de manera similar los hoyos del microplato y del dibujo que lo representa en la hoja que usarás para registrar tus observaciones anotando a la izquierda arriba la información final.

#### REGISTRA:

1.- Las propiedades físicas de las soluciones iniciales colocadas en los hoyos A<sub>1</sub> a A<sub>4</sub>.

---

---

---

---

---

2.- Los cambios observados por las soluciones al combinarse.

---

---

---

---

---

3.- Los cambios que ocurren al añadir el disolvente TTE a los hoyos que mostraron cambios.

---

---

---

---

---

#### RESULTADOS Y CONCLUSIONES

1.- Señala:

a) La hilera que mostró el mayor número de cambios. \_\_\_\_\_

b) La hilera que mostró el menor número de cambios. \_\_\_\_\_

c) El halógeno más activo, es decir, el que desplaza a otros halógenos más fácilmente.

---

d) El halógeno menos activo. \_\_\_\_\_

2.- Deduce y concluye:

a) El orden observado de reactividad de los halógenos.

---

b) La relación del orden de actividad con su posición en la tabla periódica.

---

c) Si la hipótesis establecida antes del experimento es correcta.

---

#### EXTENSION Y APLICACION

1.- Escribe las ecuaciones químicas para cada reacción.

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA  
U. A. N. L.

6				
5				
4				
3				
2				
1				
	A	B	C	D

## Experimento 9 Factores que afectan la Velocidad de Reacción

### INTRODUCCION

Las reacciones químicas se llevan a cabo a diferentes velocidades. Por ejemplo, la combustión del metano es una reacción relativamente rápida, mientras la corrosión del hierro es bastante lenta. La rapidez con que se producen ciertas reacciones requiere ser controlada de acuerdo a ciertos propósitos y para esto es necesario entender la teoría de choques en las reacciones químicas.

Una reacción química involucra la formación y el rompimiento de enlaces. La Teoría de Choques establece que para que reaccionen las moléculas deben chocar unas con otras con suficiente fuerza para romper los enlaces y formar otros nuevos. La energía mínima que deben tener las moléculas que chocan para que la reacción ocurra, se llama energía de activación. De acuerdo a esta teoría cualquier factor que incremente el número de choques entre moléculas o la energía con la cual las moléculas chocan aumentará la velocidad de la reacción y cualquier factor que los disminuya, disminuirá la velocidad de la reacción.

### OBJETIVOS

1.- Observar los efectos de temperatura, concentración, tamaño de partícula y catalizadores en la velocidad de reacción.

### MATERIALES

- |                                  |                                  |
|----------------------------------|----------------------------------|
| 1 probeta de 10 mL               | 1 probeta de 100 mL              |
| 16 tubos de ensayo               | 1 gradilla                       |
| 1 agitador de vidrio             | 2 vasos de precipitado de 250 mL |
| 1 balanza (precisión centigram.) | 2 vidrios de reloj               |
| 1 pinzas                         | 1 termómetro                     |
| 1 soporte                        | 1 mechero                        |
| 1 tela de asbesto                | 1 navaja                         |

Soluciones 0.1 M de: Cloruro de hierro (III),  $FeCl_3$ , Nitrato de hierro (III),  $Fe(NO_3)_3$ , Cloruro de sodio,  $NaCl$ , Cloruro de calcio,  $CaCl_2$ , Nitrato de potasio,  $KNO_3$ , Cloruro de manganeso (II),  $MnCl_2$ , Acido Clorhídrico,  $HCl$  1M, 3M y 6M, Peróxido de hidrógeno al 3%  $H_2O_2$ , Zinc en tiras, 0.25 mm x 0.5 mm x 2 cm, Zinc en polvo, Hierro en granalla, Hierro en polvo, Papel aluminio, Toallas de papel, Agua destilada, Hielo.

## PRECAUCIONES

1.- El ácido clorhídrico es corrosivo, si tienes contacto con este reactivo, lávate inmediatamente con agua. Si se derrama ácido sobre la mesa o el piso aplica bicarbonato de sodio sólido,  $\text{NaHCO}_3$ , para neutralizarlo, o hasta que se dejen de formar burbujas de gas al añadir el  $\text{NaHCO}_3$ .

2.- El cloruro de hierro (III) es irritable. Evita el contacto con la piel y ropa.

3.- Los compuestos de manganeso son contaminantes del agua, sin embargo, las pequeñas cantidades utilizadas en este experimento pueden desecharse en el resumidero con seguridad.

4.- El mercurio es extremadamente tóxico y difícilmente se limpia. Extrema precauciones en el uso del termómetro y si se llegara a romper, el mercurio debe ser limpiado y desechado apropiadamente.

5.- El cloruro de zinc que se produce en esta reacción es muy tóxico evita el contacto con esta sustancia.

## PROCEDIMIENTO

Utiliza las tablas 9.1 a 9.4 para registrar los datos y observaciones necesarias del experimento.

### PARTE I. Efecto de la Temperatura en la Velocidad de Reacción.

La reacción de zinc metálico con ácido clorhídrico se llevará a cabo para observar este efecto.

1.- Prepara agua de hielo ( $0^\circ\text{C}$ ) y agua caliente ( $50^\circ\text{C}$ ) en vasos de precipitado de 250 mL. El primero mezclando 5 o 6 cubos de hielo al agua y el segundo calentando el agua en el vaso con el mechero.

2.- Utiliza 3 tubos de ensayo y agrega 5 mL de HCl 6M en cada uno. Coloca un tubo en el agua helada, otro en el agua caliente y otro en la gradilla a temperatura ambiente. Espera aproximadamente 10 minutos para que alcancen las temperaturas en los baños.

3.- Limpia el zinc con una fibra de acero usando guantes y corta 3 piezas pequeñas del metal del mismo tamaño ( $0.5\text{ cm} \times 2\text{ cm}$ ) y con un peso aproximado de 0.2 g cada una.

4.- Anota la hora en la Tabla 9.1 y coloca una pieza de zinc en cada tubo. Cubre cada tubo con un papel de aluminio, observa y espera de 1 a 2 minutos. Prueba la identidad de gas producido colocando un palillo encendido cerca de la boca de cada tubo. Anota la hora cuando la reacción termina, es decir, cuando ya no hay burbujas y el zinc se acabó.

5.- Neutraliza el ácido que queda en cada tubo con  $\text{NaHCO}_3$  y elimínalo en el drenaje. El zinc sin reaccionar se tira en el bote de basura.

### PARTE II. Efecto de la Concentración en la Velocidad de Reacción a Temperatura Constante.

La reacción entre Zn y HCl será utilizada para observar como la variación en la concentración del ácido clorhídrico afecta la velocidad de la reacción.

1.- Coloca en cada uno de los 4 tubos de ensayo soluciones 0.1M, 1M, 3M y 6M de HCl.

2.- Corta pequeños trozos ( $1\text{ cm} \times 1\text{ cm}$ ) del zinc limpio de la parte I y añádelo a cada tubo. Registra la hora al comienzo y al final de la reacción en la Tabla 9.2.

3.- Desecha las sustancias que quedan como en el paso 5 de la parte I.

### PARTE III. Efecto del Tamaño de Partícula en la Velocidad de Reacción.

La reacción entre zinc y ácido clorhídrico será usada para estudiar como el cambio en el tamaño de partícula del zinc afecta la velocidad de la reacción.

1.- Corta una pieza de zinc ( $0.5\text{ cm} \times 2\text{ cm}$ ) de la tira limpia del metal. Pesala con 0.01 g de exactitud y registra la masa y colócala en un tubo de ensayo limpio y seco.

2.- Pesa una cantidad similar de zinc en polvo y colócala en otro tubo de ensayo.

3.- Coloca estos tubos de ensayo en la gradilla y añade 5 mL de HCl 1M a cada uno. Observa las reacciones por varios minutos y anota tus observaciones en la Tabla 9.3.

4.- Los desechos se eliminan como en el paso 5 de la parte I.

### PARTE IV. Efecto de un Catalizador en la Velocidad de Reacción.

La descomposición de peróxido de hidrógeno será estudiada para determinar el efecto que la presencia de un catalizador tiene en la velocidad de reacción.

1.- Prepara una solución de  $\text{H}_2\text{O}_2$  al 0.3% midiendo 90 mL de agua destilada en una probeta graduada de 100 mL y agregándole 10 mL de  $\text{H}_2\text{O}_2$  al 3%. Esta solución se guarda en una botella de plástico de 250 mL y se etiqueta como  $\text{H}_2\text{O}_2$  al 0.3% ya que será la solución de prueba.

2.- Enjuaga siete tubos de ensayo y una probeta de 10 mL con 2 mL de la solución de  $\text{H}_2\text{O}_2$  al 0.3% desechando la solución cada vez. Coloca 5 mL de  $\text{H}_2\text{O}_2$  al 0.3% en cada tubo y colócalos en la gradilla.

3.- Para observar la acción catalítica añade una de las siguientes soluciones a cada tubo: HCl 6M,  $\text{FeCl}_3$  0.1M, NaCl 0.1M,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  0.1M,  $\text{CaCl}_2$  0.1M,  $\text{KNO}_3$  0.1M,  $\text{MnCl}_2$  0.1M. Mezcla los contenidos en cada tubo agitando o usando un agitador que debe ser lavado con agua destilada al agitar cada solución. Observa lo que ocurre y reporta el desprendimiento de gas en cada uno utilizando los términos "rápida", "lento", "muy lento", o "NR" para describir la velocidad de desprendimiento. Describe la actividad catalítica como "alta", "baja" o "ninguna". Registra estas observaciones en la Tabla 9.4.

**OBSERVACIONES Y ANALISIS DE DATOS**

1.- Escribe una ecuación química balanceada para la reacción entre ácido clorhídrico y zinc metálico.

---

---

2.- Escribe una ecuación química balanceada para la descomposición de peróxido de hidrógeno.

---

---

3.- La velocidad de reacción de muchas reacciones se duplican por cada 10°C de aumento en la temperatura. Concuerdan los resultados de este experimento con esta afirmación.

---

---

---

4.- Los catalizadores usados en la parte IV eran todos soluciones iónicas. Para las sustancias que fueron catalizadores efectivos, determina los iones que fueron responsables de la acción catalítica.

---

---

---

**RESULTADOS Y CONCLUSIONES**

1.- Describe con tus propias palabras el efecto de la temperatura en la velocidad de reacción. Explica este efecto en términos de la Teoría de Choques de reacciones.

---

---

---

2.- Describe con tus propias palabras el efecto de la concentración en la velocidad de reacción y explícalo mediante la Teoría de Choques.

---

---

---

3.- Describe con tus propias palabras el efecto del tamaño de partículas en la velocidad de reacción y explícalo con base a la Teoría de Choques.

**Tabla 9.1 Efecto de la Temperatura en la Velocidad de Reacción**

Condiciones de Reacción	Tiempo de la Reacción		Duración	Pruebas
	Inicio	Final		
Agua de hielo 0°C				
Temperatura Ambiente				
Agua Caliente 50 °C				

**Tabla 9.2 Efecto de la Concentración en la Velocidad de Reacción**

Condiciones de Reacción	Tiempo de la Reacción		Duración	Observaciones
	Inicio	Final		
0.1 M HCl				
1 M HCl				
3 M HCl				
6 M HCl				

**Tabla 9.3 Efecto del tamaño de partícula en la Velocidad de Reacción**

Sustancia Probada	Observaciones
Zinc en lámina	
Zinc en polvo	

**Tabla 9.4 Efecto de un Catalizador en la Velocidad de Reacción**

Prueba	HCl	FeCl <sub>3</sub>	NaCl	Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	CaCl <sub>2</sub>	KNO <sub>3</sub>	MnCl <sub>2</sub>
	6M	0.1M	0.1M	0.1M	0.1M	0.1M	0.1M
Desprendimiento de oxígeno							
Actividad Catalítica							

### AGRADECIMIENTOS

El Comité de Química, agradece al Ing. Rafael Villarreal Guajardo, Director de la Esc. Preparatoria No. 8 por el apoyo brindado en la captura, y edición del presente manual.

Nuestro aprecio sincero a la QFB Ma. Isabel Castillo Arévalo, a la Sra. Ma. del Carmen Gutiérrez de Mantilla y Sra. Ma. Antonieta Muñoz de Garay del Departamento Editorial de la Preparatoria No. 8, por su invaluable colaboración.

### COMITE DE QUIMICA

MC Blanca Esmeralda Villarreal de Salinas

LQI Silvia Magda Sánchez Martínez

LCB y Lic. Fany Cantú Cantú

QFB Raquel H. Collins Treviño.



**QUIMICA / Guía del alumno**  
Módulo I, Primera Edición 1993

UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON

LIC. MANUEL SILOS MARTINEZ  
Rector  
DR. REYES S. TAMEZ GUERRA  
Secretario General  
DR. RAMON G. GUAJARDO QUIROGA  
Secretario Académico