

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE QUÍMICA
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA INORGÁNICA Y NUCLEAR

MANUAL DE PRÁCTICAS
LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL 2

ELABORADO Y REVISADO POR PROFESORES DEL DEPARTAMENTO DE
QUÍMICA INORGÁNICA Y NUCLEAR

Dra. Laura Gasque Silva

M. en C. Martha Magdalena Flores Leonar
Dr. Héctor García Ortega
Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldívar
M. en C. Sarah González
Dra. Silvia G. Dávila Manzanilla
M. en C. Mario Alfredo García Carrillo
Q. Mercedes Llano Lomas

INDICE

Práctica 1. Preparación de disoluciones y determinación de la concentración de una disolución por medio de una valoración (titulación).	1
Práctica 2. Determinación de concentraciones y las diversas maneras de expresarla.	11
Práctica 3. Aplicación de las titulaciones ácido-base. Examen práctico.	19
Práctica 4. Determinación de concentraciones y las diversas maneras de expresarla. Segunda parte: Titulaciones rédox.	27
Práctica 5. Equivalentes y normalidad.	36
Práctica 6. Reactivo limitante.	44
Práctica 7. Reacciones reversibles. Introducción al equilibrio químico. Ley de acción de masas.	51
Práctica 8. Influencia de la temperatura en el equilibrio químico.	58
Práctica 9. Ácidos y bases fuertes y débiles.	65
Práctica 10. Curvas de titulación ácido-base.	74
Práctica 11. Disoluciones amortiguadoras.	81
Práctica 12. Solubilidad de sales en agua.	89
Práctica 13. Equilibrios de solubilidad.	95
Práctica 14. Electrólisis de del agua.	106
Práctica 15. Equilibrios de óxido-reducción.	111



Práctica 1. Preparación de disoluciones y determinación de la concentración de una disolución por medio de una valoración (titulación)

PROBLEMA 1: Preparar una disolución de NaOH y determinar su concentración exacta.

PROBLEMA 2: Preparar disoluciones de tres ácidos: clorhídrico, sulfúrico y cítrico.

PRIMERA PARTE

TAREA PREVIA

1. ¿Qué significa la palabra higroscópico? _____

2. ¿Por qué las disoluciones de NaOH deben guardarse en botellas de plástico? _____

3. Calcula las cantidades necesarias y describe el procedimiento para preparar las siguientes disoluciones:

a) 250 mL de una disolución de NaOH 0.1 mol L^{-1} a partir de una disolución 2.5 mol L^{-1} .

R: _____ mL

Preparación: _____

b) 50 mL de una disolución de HCl 0.1 mol L^{-1} a partir de HCl concentrado comercial (37% m/m y densidad 1.18 g mL^{-1}).

R: _____ mL

Preparación: _____



c) 50 mL de una disolución de H_2SO_4 0.1 mol L^{-1} a partir de H_2SO_4 concentrado comercial (98% m/m y densidad 1.84 g mL^{-1}).

Preparación: _____

R: _____ mL

d) 50 mL de una disolución de ácido cítrico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$) 0.1 mol L^{-1} a partir de ácido cítrico sólido.

Preparación: _____

R: _____ g

4. ¿Qué cuidados hay que tener al mezclar los reactivos indicados en la pregunta anterior con agua?

5. ¿Qué material se requiere para preparar cada una de las disoluciones de la pregunta 3?

a) NaOH _____

b) HCl _____

c) H_2SO_4 _____

d) Ácido cítrico _____



6. ¿Cuál será la concentración de HCl en una disolución preparada tomando 10 mL de una disolución 1 mol L^{-1} de HCl y llevando al aforo a 50 mL?

Operaciones:

¿Cuál es el factor de dilución?

7. ¿Cómo pueden prepararse, a partir de una disolución 1 mol L^{-1} , 100 mL de una disolución de ácido cítrico cuatro veces menos concentrada? Indica tu estrategia de operación experimental.

Respuesta:

8. Traer elaboradas 4 etiquetas con la siguiente información:

Fórmula de la sustancia: _____

Concentración aproximada: _____

Concentración exacta: _____

Nombre del alumno: _____

Gaveta: _____

Fecha: _____

9. Leer la introducción a la SEGUNDA PARTE de la Práctica 1.

MATERIAL (POR EQUIPO)

Solicitar el material a utilizar (Pregunta 5)

¡IMPORTANTE!

- Traer 4 botellas de plástico LIMPIAS Y SECAS de capacidad adecuada para almacenar las disoluciones que se prepararán durante la sesión. Las botellas **NO** deben provenir de algún producto alimenticio.



REACTIVOS (cantidades aproximadas sugeridas)

NOTA: Antes de preparar las disoluciones verifica los datos de los frascos de reactivos para asegurarte que coinciden con las operaciones de la tarea previa.

PRIMERA PARTE

- 10 mL de de la disolución de NaOH 2.5 mol L^{-1}
- 0.5 mL de HCl concentrado
- 0.5 mL de H₂SO₄ concentrado
- 1 g de C₆H₈O₇ (H₃Cit) sólido

SEGUNDA PARTE

- 25 mL de la disolución de NaOH 0.1 mol L^{-1} (Preparada en la primera parte)
- 0.5 g de biftalato de potasio sólido
- 2-3 gotas por cada titulación de disolución de fenolftaleína (indicador)

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL. Preparación de las disoluciones

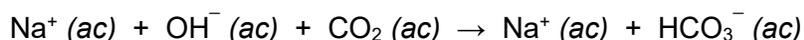
Nota: La disolución de NaOH 0.1 mol L^{-1} debe alcanzar para las determinaciones de esta sesión y de la siguiente.

1. Prepara todas las disoluciones indicadas de acuerdo con los cálculos realizados en el cuestionario previo, empleando el material adecuado y tomando en cuenta las precauciones correspondientes.
2. Guarda las disoluciones en las botellas de plástico etiquetadas correctamente.

SEGUNDA PARTE

INTRODUCCIÓN

Conocer la concentración exacta de un reactivo en una disolución no siempre es asunto sencillo. El hidróxido de sodio sólido, por ejemplo, suele tener una cantidad de humedad que no es fácil de conocer o eliminar. Así, suele suceder que, si pesamos 20 gramos del reactivo tomado del frasco, en realidad tengamos algo como 19 gramos de NaOH y 1 gramo sea de H₂O. Existe otro inconveniente: el dióxido de carbono (CO₂) ambiental es muy soluble en las disoluciones de hidróxido de sodio, con el que reacciona de la siguiente manera:



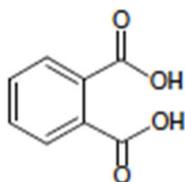
Esta reacción provoca que disminuya la concentración de iones OH⁻ en la disolución original. Por estas razones, cuando se desea conocer la concentración exacta de una disolución de hidróxido de sodio, se realiza un procedimiento químico, al que se le conoce como *valoración, titulación o estandarización*. A una disolución cuya concentración ha sido determinada mediante este procedimiento se le llama disolución *valorada, titulada o estandarizada*.

Para llevar a cabo este procedimiento de valoración, se requiere hacer reaccionar al NaOH con otro reactivo, cuya concentración si se conozca con precisión. Para esto se requiere que este otro reactivo reúna las siguientes propiedades:

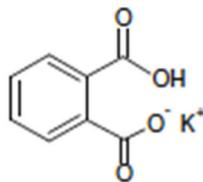


- Tener elevada pureza.
- No ser higroscópico.
- Ser estable a temperatura ambiente.
- Ser soluble en agua.
- Poder ser secado en la estufa.
- No debe absorber gases.
- Reaccionar rápida y completamente con la sustancia a valorar.

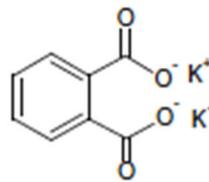
A este tipo de sustancias se les conoce como *patrón primario* o *estándar primario*. Una de las sustancias más empleadas como patrón primario para titular una disolución de NaOH, es el biftalato de potasio. El ácido ftálico, es un ácido orgánico con dos hidrógenos ácidos, uno en cada grupo carboxilo. El biftalato es el anión resultante de la pérdida de un hidrógeno ácido del ácido ftálico, pero que conserva otro hidrógeno ácido, (semejante al caso del ácido carbónico H_2CO_3 y el bicarbonato).



ácido ftálico



biftalato de potasio



ftalato de potasio

TAREA PREVIA

1. ¿Qué es una valoración o titulación? _____

2. ¿Qué es el punto de equivalencia de una titulación? _____

3. ¿Qué es el punto final de una titulación? _____

4. ¿Qué es un titulante? _____

5. ¿Qué es un analito? _____

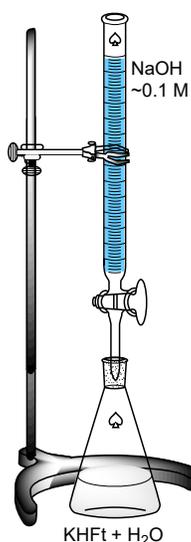


6. ¿Qué es una disolución valorada, estandarizada o normalizada? _____

7. ¿Qué es un indicador ácido-base? ¿Cuál es el color de la fenolftaleína en medio ácido y en medio básico? _____

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL. Titulación de NaOH 0.1 mol/L con biftalato de potasio (KHFt)

1. Pesa cuidadosamente tres muestras de aproximadamente 0.15 g de biftalato de potasio seco. Las muestras, que no deberán tener la misma masa, se transfieren a tres matraces Erlenmeyer etiquetados con la masa correspondiente. Anota las masas de la muestras en la **Tabla 1**.
2. Añade a cada matraz Erlenmeyer, aproximadamente 50 mL de agua destilada y agita. Agrega tres gotas de fenolftaleína.
NOTA 1: No es necesario haber disuelto por completo el biftalato para iniciar la titulación, éste se irá disolviendo al ir reaccionando.
NOTA 2: La titulación debe llevarse a cabo por triplicado, variando ligeramente la masa de biftalato de potasio y el volumen de agua.
3. Llena una bureta limpia con la disolución de NaOH $\sim 0.1 \text{ mol L}^{-1}$ por valorar. Guarda la disolución restante en la botella de plástico con etiqueta.
4. Ahora procederás a realizar la titulación del NaOH con las muestras preparadas en los incisos 1 y 2. Monta el equipo como se muestra en la siguiente figura:



5. Coloca una hoja de papel blanco debajo del matraz Erlenmeyer para apreciar mejor los cambios de color. Agrega lentamente la disolución de NaOH de 1 mL en 1 mL hasta que la disolución tome un color rosa que permanece a pesar de la agitación. Esto indica que la reacción se ha completado y se dice que se ha alcanzado el *punto final* de la reacción. **R1**
¡IMPORTANTE!: Adiciona volúmenes más pequeños al aproximarte al *punto final* esperado.



6. Anota el volumen de NaOH consumido en la **Tabla 1**.
7. Titula la segunda y tercera muestras. Toma nota del volumen consumido en cada experimento y regístralos en la **Tabla 1**. Con esa información realiza las operaciones necesarias para completar la tabla.
8. Obtén el promedio de los valores de concentración de NaOH obtenidos para cada titulación, este valor corresponderá a la concentración "exacta" de NaOH, colócalo sobre la etiqueta de la botella ya que será necesario para las operaciones de las prácticas siguientes.

RESULTADOS Y ANÁLISIS

1. Llena la siguiente **Tabla 1** con los datos de masa y cantidad de biftalato de cada muestra, junto con el correspondiente volumen esperado (calculado) de NaOH 0.1 mol L^{-1} necesario para neutralizar por completo al biftalato.

Tabla 1. Operación de volúmenes esperados en las valoraciones de NaOH con biftalato.

No. de muestra	Masa de biftalato de potasio (g)	Cantidad de biftalato de potasio (mol)	Volumen teórico (mL) de NaOH 0.1 mol L^{-1}
1			
2			
3			

Operaciones:



2. Llena la siguiente tabla con los valores experimentales.

Tabla 2. Normalización de NaOH.

Reacción: $\text{HFt}^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{Ft}^{2-} + \text{H}_2\text{O}$					
No. de muestra	Masa de biftalato de potasio (g)	Cantidad de biftalato (HFt^-) (mol)	Cantidad de NaOH que reaccionó (mol)	Volumen de NaOH consumido (mL)	Concentración exacta de NaOH (mol L^{-1})
1					
2					
3					
				Promedio =	

Operaciones:

3. Calcula el porcentaje de error de la molaridad para cada muestra y regístralo en la **Tabla 3**, junto con la calificación correspondiente. Emplea el siguiente criterio para calificar tus resultados:

Intervalo de % error	Calificación
De 0 a 1 %	Excelente
De 1 a 5 %	Muy bueno
De 5 a 10 %	Aceptable
De 10 a 20 %	Mejorable
Mayor a 20 %	Inaceptable

Tabla 3. Porcentajes de error de cada valoración.

No. de muestra	% Error	Calificación
1		
2		
3		



Operaciones:

4. Si tuvieras que repetir la práctica, ¿qué modificaciones harías y qué precauciones tomarías? _____

CUESTIONARIO ADICIONAL

1. ¿La cantidad de agua añadida al biftalato de potasio tiene alguna influencia en la determinación de la concentración de la disolución de NaOH? Explica tu respuesta _____

2. Se tiene un lote de hidróxido de sodio húmedo y se desea conocer su pureza. Se pesa 1 g de esta muestra y se disuelve en agua, llevando a un volumen de 100 mL. Con esta disolución se titulan 0.500 g de biftalato de potasio disueltos en 30 mL de agua. El volumen de NaOH gastado fue de 11.1 mL. Con este dato, calcular la concentración real de la disolución de NaOH y el % de pureza del lote de reactivo analizado.

Operaciones:

3. Se toman 5 mL de la disolución de NaOH 0.05 mol L^{-1} , se colocan en un matraz de 100 mL y se lleva al aforo con agua destilada. ¿Cuál es la concentración de esta nueva disolución en mol L^{-1} , en g L^{-1} y en %m/V? ¿Cuál fue el factor de dilución?

Operaciones:



4. La fenolftaleína empleada en esta práctica como indicador, es una disolución al 1% m/V en etanol, de una sustancia fórmula $C_{20}H_{14}O_4$. ¿Qué masa de fenolftaleína pura se requiere para preparar 25 mL de disolución indicadora? ¿Cuál es la concentración en mol/L de ésta?

Operaciones:

BIBLIOGRAFÍA

- Skoog, D.A., West, D., Holler, J., & Crouch, S. (2014). Fundamentos de Química Analítica. México: Cengage Learning Editores.
- Reglamentos de seguridad e higiene disponibles en:
<https://amyd.quimica.unam.mx/course/view.php?id=614§ion=3>

TRATAMIENTO DE RESIDUOS

R1: Ftalato de sodio y/o potasio y fenolftaleína en agua. Neutralizar y desechar al drenaje.

* Recuerda guardar las disoluciones preparadas de los tres ácidos, así como el hidróxido de sodio valorado para utilizarla en la Práctica 2

ELABORADA POR: Dra. Laura Gasque Silva
REVISADA POR: M. en C. Martha Magdalena Flores Leonar
Dr. Héctor García Ortega
Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldívar



Práctica 2. Determinación de concentraciones y las diversas maneras de expresarla

PROBLEMA: Determinar la concentración **exacta** de las disoluciones de los ácidos preparadas en la sesión anterior.

INTRODUCCIÓN

Concentración de una disolución: Se refiere a la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de disolvente. La concentración de cantidad de sustancia o concentración de sustancia sus unidades comunes son mol por decímetro cúbico ($mol\ dm^{-3}$) o mol por litro ($mol\ L^{-1}$), y en literatura más antigua, se refieren a ella como *molaridad*.

Se dice que la concentración de una disolución es $1\ mol\ L^{-1}$ cuando ésta contiene un mol de soluto en un litro de disolución, sin importar la naturaleza del soluto. En cambio, se dice que la concentración de una disolución es $1\ eq\ L^{-1}$ si ésta contiene un equivalente químico de soluto en un litro de disolución.

En el caso de los ácidos, un mol de ácido puede tener una o más moles de hidrógenos ácidos que pueden reaccionar. Así, una disolución $1\ mol\ L^{-1}$ de un ácido como el sulfúrico, contiene $1\ mol$ de moléculas de H_2SO_4 y $2\ mol$ de átomos de hidrógeno, o dos equivalentes de partículas H^+ (dos equivalentes ácidos) que se pueden neutralizar en una reacción ácido-base. Para este ácido, decimos entonces que esa disolución $1\ mol\ L^{-1}$ equivale a una disolución $1\ eq\ Ácidos\ L^{-1}$, si neutralizamos sólo 1 equivalente de H^+ , o $2\ eq\ Ácidos\ L^{-1}$, si neutralizamos los 2 equivalentes H^+ .

TAREA PREVIA

1. Completar y balancear cada una de las siguientes ecuaciones químicas que corresponden a procesos de neutralización, considerando que reaccionarán todos los hidrógenos ácidos:
 - a. $HCl + NaOH \rightarrow$ _____
 - b. $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow$ _____
 - c. $H_3Cit + NaOH \rightarrow$ _____
2. Dibujar las estructuras de Lewis de cada uno de los siguientes ácidos.

Ácido clorhídrico (HCl)	Ácido sulfúrico (H_2SO_4)	Ácido cítrico (H_3Cit)

3. ¿Qué es la acidez libre y qué es la acidez total? _____



4. ¿Qué cantidad de sustancia, en moles, de hidrógenos ácidos contiene un mol de cada uno de los siguientes ácidos?

Ácido clorhídrico: _____ mol; Ácido sulfúrico: _____ mol; Ácido cítrico: _____ mol

4. ¿Qué es una alícuota? _____

5. ¿Qué volumen, en mililitros, de NaOH 0.1 mol L^{-1} se requiere para neutralizar 10 mL de una disolución de HCl 0.1 mol L^{-1} ? _____

Operaciones:

6. ¿Qué volumen, en mililitros, de NaOH 0.1 mol L^{-1} se requiere para neutralizar 10 mL de una disolución de H_2SO_4 0.1 mol L^{-1} ? _____

Operaciones:

7. ¿Qué volumen, en mililitros, de NaOH 0.1 mol L^{-1} se requiere para neutralizar 10 mL de una disolución de H_3Cit 0.1 mol L^{-1} ? _____

Operaciones:

8. ¿Qué información acerca del soluto y la disolución proporcionan las siguientes expresiones de la concentración?

% m/m: _____

% V/V: _____

% m/V: _____

9. ¿Cuál es la concentración en porcentaje masa/volumen (% m/V) de una disolución de HCl al 37 % m/m cuya densidad es 1.18 g mL^{-1} ? _____

**Operaciones:**

10. ¿Cuál es la concentración en porcentaje masa/volumen (% m/V) de una disolución 2 mol L^{-1} de HCl?

Operaciones:

11. Buscar las definiciones y un ejemplo de precisión y exactitud en algún libro de Química General. Resolver el siguiente ejercicio.

En el laboratorio de Química General II se les pidió a cuatro alumnos que realizaran mediciones de volúmenes con una bureta con la intención de saber quién hace las mediciones más precisas y más exactas. A los tres se les indicó que midieran 22.5 mL . Los cuatro alumnos tuvieron los siguientes resultados:

Alumno 1	Alumno 2	Alumno 3	Alumno 4
22.5 mL	22.5 mL	24.2 mL	24.1 mL
22.4 mL	22.4 mL	24.3 mL	22.0 mL
22.7 mL	22.5 mL	24.3 mL	22.4 mL
23.0 mL	22.4 mL	24.2 mL	21.2 mL

Para cada alumno, representa en una escala los valores obtenidos de sus mediciones. Considerando los datos anteriores y el volumen de 22.5 mL como valor verdadero, relacionar las siguientes columnas:

- | | |
|--------------------------------|-------------------------------------|
| a) Las mediciones del Alumno 1 | () Son precisas pero no exactas |
| b) Las mediciones del Alumno 2 | () No son precisas ni exactas |
| c) Las mediciones del Alumno 3 | () Son precisas y exactas |
| d) Las mediciones del Alumno 4 | () No son precisas pero si exactas |

MATERIAL (POR EQUIPO)

- 1 Bureta con pinzas
- 3 Matraces Erlenmeyer de 125 mL o 250 mL
- Pipetas volumétricas o buretas para alícuotas de 10.0 mL

REACTIVOS

- Disolución de NaOH aproximadamente 0.1 mol L^{-1} (valorada en la **Práctica 1**, por lo que tienes que utilizar el valor de concentración obtenido en dicha práctica).
- 50 mL de disolución de HCl aproximadamente 0.1 mol L^{-1} preparada en la **Práctica 1**.
- 50 mL de disolución de H_2SO_4 aproximadamente 0.1 mol L^{-1} preparada en la **Práctica 1**.
- 50 mL de disolución de H_3Cit aproximadamente 0.1 mol L^{-1} preparada en la **Práctica 1**.
- Disolución de fenolftaleína (indicador).

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL. Titulación de los ácidos con NaOH $\sim 0.1 \text{ mol L}^{-1}$



1. Titular por separado tres alícuotas de 10.0 mL de la disolución de HCl con la disolución de NaOH valorada previamente. Usar dos gotas de disolución de fenolftaleína como indicador. Registrar los datos en la **Tabla 1** (junto con la ecuación química completa y balanceada) y completarla realizando las operaciones necesarias para conocer la concentración exacta de la disolución de HCl en $mol L^{-1}$, $eqÁcidos L^{-1}$ y $\% m/V$. Con base en tus tres valores para cada expresión de la concentración y los promedios de estas, determina si tu trabajo es preciso y/o exacto. (**Residuo 1**)
2. Titular por separado tres alícuotas de 10.0 mL de la disolución de H_2SO_4 con la disolución de NaOH valorada previamente. Usar dos gotas de disolución de fenolftaleína como indicador. Registrar los datos en la **Tabla 2** (junto con la ecuación química completa y balanceada) y completarla realizando las operaciones necesarias para conocer la concentración exacta de la disolución de H_2SO_4 en $mol L^{-1}$, $eqÁcidos L^{-1}$ y $\% m/V$. Con base en tus tres valores para cada expresión de la concentración y los promedios de estas, determina si tu trabajo es preciso y/o exacto. (**Residuo 2**)
3. Titular por separado tres alícuotas de 10.0 mL de la disolución de H_3Cit con la disolución de NaOH valorada previamente. Usar dos gotas de disolución de fenolftaleína como indicador. Registrar los datos en la **Tabla 3** (junto con la ecuación química completa y balanceada) y completarla realizando las operaciones necesarias para conocer la concentración exacta de la disolución de H_3Cit en $mol L^{-1}$, $eqÁcidos L^{-1}$ y $\% m/V$. Con base en tus tres valores para cada expresión de la concentración y los promedios de estas, determina si tu trabajo es preciso y/o exacto. (**Residuo 3**)

RESULTADOS Y ANÁLISIS

Tabla 1: Normalización de HCl

Concentración exacta del NaOH (titulante): _____

Ecuación química: $NaOH + HCl \rightarrow$								
Núm. de alícuota	Volumen de NaOH consumido (mL)	Cantidad de NaOH (mol)	Volumen de HCl titulado (mL)	Cantidad de HCl en la alícuota (mol)	Relación estequiométrica	Concentración del HCl		
						$mol L^{-1}$	$eqÁcidos L^{-1}$	$\% m/V$
1								
2								
3								
Promedio								
Precisión								
Exactitud								

Ejemplo de operación para determinar la concentración del HCl en $mol L^{-1}$, $eqÁcidos L^{-1}$ y $\% m/V$ (Incluir unidades)

Tabla 2: Normalización de H_2SO_4

Concentración exacta del NaOH (titulante): _____

Ecuación química: $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow$							
Núm.	Volumen	Cantidad	Cantidad de	Volumen	Relación	Concentración del H_2SO_4	



de alícuota	de NaOH consumido (mL)	de NaOH (mol)	H ₂ SO ₄ en la alícuota (mol)	de H ₂ SO ₄ titulado (mL)	estequiométrica	<i>mol L⁻¹</i>	<i>eqÁcidos L⁻¹</i>	% m/V
1								
2								
3								
Promedio								
Precisión								
Exactitud								

Ejemplo de operación para determinar la concentración del H₂SO₄ en *mol L⁻¹*, *eqÁcidos L⁻¹* y % m/V (Incluir unidades)

Tabla 3: Normalización de H₃Cit

Concentración exacta del NaOH (titulante): _____

Ecuación química: NaOH + H₃Cit →

Núm. de alícuota	Volumen de NaOH consumido (mL)	Cantidad de NaOH (mol)	Cantidad de H ₃ Cit en la alícuota (mol)	Volumen de H ₃ Cit titulado (mL)	Relación estequiométrica	Concentración del H ₃ Cit		
						<i>mol L⁻¹</i>	<i>eqÁcidos L⁻¹</i>	% m/V
1								
2								
3								
Promedio								
Precisión								
Exactitud								

Ejemplo de operación para determinar la concentración del H₃Cit en *mol L⁻¹*, *eq L⁻¹* y % m/V (Incluir unidades)

Hacer un análisis crítico de los resultados experimentales para cada ácido.

1. En la práctica 1 se te pidió que prepararas disoluciones de concentración 0.1 *mol L⁻¹* de los ácidos a partir de los ácidos concentrados (HCl y H₂SO₄) y de una muestra sólida (H₃Cit). Con base a los resultados obtenidos de las concentraciones de los ácidos que preparaste y ya titulaste, contesta lo siguiente:



a) ¿Se puede confiar en la concentración de los ácidos usados para preparar disoluciones de concentración exacta y precisa a partir de ellos? _____

b) ¿Cómo se puede saber si una disolución se preparó correctamente? _____

c) ¿Qué podría emplearse como patrón primario?

- i. Los reactivos de los que se partió para preparar las disoluciones.
- ii. Las disoluciones diluidas posterior a la valoración
- iii. Ninguna de las anteriores.

Justificar tu respuesta _____

2. ¿Qué poder concluirse sobre la exactitud y la precisión de las valoraciones que realizaste? Justificar tu respuesta.

HCl: _____

H₂SO₄: _____

H₃Cit: _____

3. Si repitieras la preparación de la disolución o la determinación de su concentración ¿qué modificaciones harías? _____



4. Las disoluciones que preparaste, ¿están bien preparadas? ¿por qué? _____

CUESTIONARIO ADICIONAL

1. Si se tiene una disolución 0.1 mol L^{-1} de H_3Cit y una disolución 0.1 mol L^{-1} de H_2SO_4 , ¿cuál tiene mayor acidez total? _____

2. Si se tiene una disolución $0.1 \text{ eqÁcidos L}^{-1}$ de H_3Cit y una disolución $0.1 \text{ eqÁcidos L}^{-1}$ de H_2SO_4 , ¿cuál tiene mayor acidez total? _____

3. ¿Qué volumen, en mililitros, de $\text{NaOH } 0.2 \text{ mol L}^{-1}$ se necesita para neutralizar por completo 50 mL de una disolución de ácido fosfórico (H_3PO_4) 0.2 mol L^{-1} ? _____

Operaciones:

4. ¿Qué volumen, en mililitros, de $\text{NaOH } 0.2 \text{ mol L}^{-1}$ se necesita para neutralizar por completo 50 mL de una disolución de ácido fosfórico (H_3PO_4) $0.2 \text{ eqÁcidos L}^{-1}$? _____

Operaciones:

PREGUNTAS FINALES

¿Qué procedimiento experimental se realizó para conocer la concentración exacta de una disolución?



¿Cuáles son las expresiones de concentración que se trabajaron en la práctica?

¿Cuál es la concentración exacta de las disoluciones usadas en la práctica?

BIBLIOGRAFÍA

- Skoog, D.A., West, D., Holler, J., & Crouch, S. (2014). Fundamentos de Química Analítica. México: Cengage Learning Editores.
- Reglamentos de seguridad e higiene disponibles en:
<https://amyd.quimica.unam.mx/course/view.php?id=614§ion=3>

TRATAMIENTO DE RESIDUOS

Residuo 1: Cloruro de sodio y fenolftaleína en agua. Desechar en drenaje.

Residuo 2: Sulfato de sodio y fenolftaleína en agua. Desechar en drenaje.

Residuo 3: Citrato de sodio y fenolftaleína en agua. Desechar en drenaje.

- Las disoluciones sobrantes de ácido clorhídrico, ácido sulfúrico e hidróxido de sodio se mezclan hasta su neutralización y se vierten al drenaje.
Asegúrate que el pH de todas las disoluciones sea neutro antes de verterlas a la drenaje.
- La disolución de ácido cítrico sobrante se vierte directamente al drenaje.

ELABORADA POR:

Dra. Laura Gasque Silva
M. en C. Martha Magdalena Flores Leonar
Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldivar
M. en C. Mario Alfredo García Carrillo
Q. Mercedes Llano Lomas
M en C. Sarah Carolina González Pillado
Dra. Silvia Graciela Dávila Manzanilla
Dr. Héctor García Ortega



Práctica 3. Aplicación de las titulaciones ácido-base

Examen práctico

PRIMERA APLICACIÓN: Determinar la concentración de la sustancia activa en productos de limpieza

TAREA PREVIA

1. ¿Qué es el ácido muriático? _____

2. Este ácido se utiliza como auxiliar de la limpieza en el hogar, para eliminar el sarro. ¿Qué es el sarro y cuál es la reacción entre este y el ácido muriático?

3. La sosa también se utiliza en la limpieza del hogar. ¿Qué tipo de sustancias son las que constituyen la grasa y por qué la sosa es útil para limpiar mugre grasosa (cochambre)?

4. ¿Cómo se preparan 50 mL de una disolución de ácido muriático comercial si se desea una dilución 1:25? Describe el procedimiento y realiza las operaciones correspondientes. _____

Operaciones:

5. ¿Cuál es la concentración molar (mol L^{-1}) de una disolución preparada con 10 g de sosa comercial con una pureza del 92% m/m y aforando con agua a 250 mL?

Operaciones:



MATERIAL (POR EQUIPO)

- 2 buretas con pinzas y soporte
- 3 matraces Erlenmeyer de 125 mL
- 1 matraz aforado de 50 mL

REACTIVOS (cantidades aproximadas sugeridas)

Primera aplicación (Problema 1 y 2)

- 1 g sosa comercial
- 30 mL ácido sulfúrico H_2SO_4 valorado 1.0 eq L^{-1} .*
- 1.5 mL ácido muriático comercial.
- 25 mL disolución de NaOH 0.1 eq L^{-1} valorada.*
- 2-3 gotas por titulación de disolución de fenolftaleína (indicador)

Segunda aplicación

- 30 mL ácido tartárico ($C_4H_6O_6$) 0.01 mol L^{-1} .*
- 10 mL disolución de NaOH 0.1 eq L^{-1} valorada.*
- 2-3 gotas por titulación de disolución de fenolftaleína (indicador)

PROBLEMA 1. Determinación del grado de pureza de una muestra de sosa para uso doméstico.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

Pesa una escama de sosa comercial (de entre 0.1 g y 0.3 g). Toma nota del valor exacto de la masa.

Disuelve esta escama en aproximadamente 20 mL de agua y valora esta disolución con H_2SO_4 estandarizado 1.0 eq L^{-1} , utilizando fenolftaleína como indicador. **R1**

Realiza el procedimiento cuando menos por triplicado. Escribe tus resultados en la **Tabla 1**.

Con la información de cada determinación, calcula la pureza (% m/m) de la muestra sólida.

Calcula la desviación estándar (s) y la desviación estándar relativa porcentual

RESULTADOS

Tabla 1. Titulación de sosa comercial con H_2SO_4 _____.

Ecuación química: _____							
Masa de la muestra problema (g)	Volumen de H_2SO_4 1 eq L^{-1} consumido (mL)	Cantidad de H^+ consumidos (mol)	Cantidad de OH^- en la muestra (mol)	Cantidad de NaOH en la muestra (mol)	Masa de NaOH PURA en la muestra (g)	% de pureza en la muestra (% m/m)	
						Promedio	
						Desviación estándar (s)	
						Coefficiente de variación (CV)	



Ejemplo de operación para determinar la desviación estándar, el coeficiente de variación y el porcentaje de pureza. **(Incluir unidades)**

PROBLEMA 2. Determinación de la concentración de HCl en una muestra de ácido muriático para uso doméstico.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

Prepara 50 mL de una disolución diluida en proporción 1:100, de una disolución de ácido muriático comercial (dilución 1:100).

Valora la disolución anterior con una disolución estandarizada de hidróxido de sodio 0.1 eq L^{-1} . **R2**

Determina la molaridad de la disolución de muriático preparada.

Con este dato, determina el % m/V del HCl en la muestra comercial.

Realiza el procedimiento cuando menos por triplicado. Escribe tus resultados en la **Tabla 2**.

RESULTADOS

Tabla 2. Titulación de ácido muriático comercial con NaOH _____.

Ecuación química: _____						
Volumen de la muestra problema usado en la dilución 1:100	Volumen de NaOH 0.1 eq L^{-1} consumido (mL)	Cantidad de OH^- consumidos (mol)	Cantidad de H^+ en la muestra (mol)	Molaridad de HCl en los 50 mL de la muestra (mol L^{-1})	Molaridad de HCl en la muestra comercial (mol L^{-1})	% m/V de HCl en la muestra comercial
Promedio						
Desviación estándar (s)						
Coeficiente de variación (CV)						



Ejemplo de operación para determinar la desviación estándar, el coeficiente de variación y la concentración en %m/V del HCl en el producto comercial. **(Incluir unidades)**

ANÁLISIS CRÍTICO DE LOS RESULTADOS (Problemas 1 y 2)

El % de error da un indicativo de la exactitud, mientras que la precisión puede medirse con el valor de CV. Consulta las siguientes tablas para calificar tus resultados para cada titulación.

Intervalo de % error	Calificación
De 0 a 1 %	Excelente
De 1 a 5 %	Muy bueno
De 5 a 10 %	Aceptable
De 10 a 20 %	Mejorable
Mayor a 20 %	Inaceptable

CV	Calificación
De 0 a 1 %	Trabajo muy preciso
De 1 a 5 %	Trabajo reproducible y preciso
De 5 a 10 %	Trabajo poco preciso y mejorable
De 10 a 20 %	Proced. exp. con descuidos graves
Mayor a 20 %	Trabajo errático y poco reproducible

1. Exactitud. Comparación de la pureza de la sosa con la reportada por el fabricante.

Compara tus resultados con los valores reportados por los fabricantes. Calcula el % de error y califica el producto según la tabla.

2. Precisión. Dispersión de tus determinaciones.

A partir del CV calculado para la concentración de las alícuotas analizadas, califica la precisión de tu determinación de acuerdo con la tabla.

3. Exactitud. Comparación de la concentración de HCl en el ácido muriático, con la reportada por el fabricante.

Compara tus resultados con los valores reportados por los fabricantes. Calcula el % de error y califica el producto según la tabla.

4. Precisión. Dispersión de tus determinaciones.

A partir del CV calculado para la concentración de las alícuotas analizadas, califica la precisión de tu determinación de acuerdo con la tabla.

5. Si tuviera que repetirse alguna de las determinaciones, ¿qué modificaciones experimentales deberían hacerse?



SEGUNDA APLICACIÓN: Determinar el número de hidrógenos ácidos en un ácido orgánico

TAREA PREVIA

1.- Calcular la cantidad necesaria para preparar 50 mL de una disolución 0.1 mol L^{-1} de ácido tartárico cuya fórmula condensada es $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$.

Operaciones:

2.- Se tienen 20 mL de una disolución 0.025 mol L^{-1} de una sustancia ácida, ¿cuántos protones ácidos tiene esta sustancia por molécula, si se requieren 15 mL de $\text{NaOH } 0.1 \text{ mol L}^{-1}$ para neutralizar por completo esta disolución?

Operaciones:

3.- ¿Cuál es la normalidad de la disolución anterior? _____

Operaciones:

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

Conociendo las concentraciones molares tanto del ácido tartárico como del hidróxido de sodio, es posible, mediante las siguientes titulaciones, determinar cuántos átomos de hidrógeno ácidos hay por molécula de $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$.

NOTA: No todos los átomos de hidrógeno presentes en la molécula de ácido tartárico tienen comportamiento ácido (es decir, no todos reaccionan con una base).

1. Titula tres alícuotas de 10 mL de ácido tartárico (H_xT) 0.01 mol L^{-1} con la disolución de $\text{NaOH } 0.1 \text{ mol L}^{-1}$ proporcionada por el laboratorista. **R3**
2. Escribe tus resultados en la **Tabla 3**.



RESULTADOS

Tabla 3. Titulación de ácido tartárico con NaOH _____.

Ecuación química: ___ C ₄ H ₆ O ₆ + ___ NaOH → _____					
Volumen de alícuota (mL)	Volumen de NaOH consumido (mL)	Cantidad de NaOH (mol)	Equivalentes de H ⁺ titulados	Cantidad de C ₄ H ₆ O ₆ en la alícuota (mol)	Equivalentes de H ⁺ por mol de C ₄ H ₆ O ₆
Promedio					

Ejemplo de operación para determinar el número de hidrógenos ácidos en el ácido tartárico, así como las concentraciones molar, normal y en %m/V. **(Incluir unidades)**



1. ¿Cuántos hidrógenos ácidos hay en la molécula de ácido tartárico? _____

Operaciones:

2. ¿Cuál es el volumen de NaOH 0.1 eq L^{-1} necesario para neutralizar 20 mL de ácido tartárico 0.1 eq L^{-1} ?

Operaciones:

PREGUNTAS FINALES

¿Qué procedimiento experimental se realizó para conocer la concentración exacta de un producto comercial?

¿En qué se basa el procedimiento experimental empleado para la determinación del número de hidrógenos ácidos un ácido orgánico? _____

BIBLIOGRAFÍA

- Benson, S. (1988). Cálculos químicos. México: Limusa.
- Brown, T. et. al. (1998). Química: la ciencia central. México: Prentice Hall.
- Chang, R. (2017). Química. México: McGraw Hill.
- Mortimer, C. (1983). Química. México: Grupo Editorial Iberoamérica.
- Reglamentos de seguridad e higiene disponibles en:
<https://amyd.quimica.unam.mx/course/view.php?id=614§ion=3>



PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

- **Disolución valorada de H_2SO_4 1.0 eq L^{-1} .** En un vaso de precipitados, colocar 200 mL de agua destilada y mezclar con 13.9 mL de ácido sulfúrico concentrado (98%, 1.8 g/mL). Llevar a un volumen final de 500 mL.
- **Disolución valorada de NaOH 0.1 eq L^{-1} .** Pesar aproximadamente 4 g de hidróxido de sodio, disolver en agua destilada y llevar a un volumen final de 1 L.
- **Disolución valorada de $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$ 0.01 mol L^{-1} .** Pesar aproximadamente 0.75 g de ácido tartárico, disolver en agua destilada y llevar a un volumen final de 500 mL.

TRATAMIENTO DE RESIDUOS

R1: Sulfato de sodio y fenolftaleína en agua. Desechar en drenaje.

R2: Cloruro de sodio y fenolftaleína en agua. Desechar en drenaje.

R3: Tartrato de sodio y fenolftaleína en agua. Desechar en drenaje.

- Las disoluciones sobrantes de ácido muriático diluido se neutralizan y se vierten al drenaje.

Asegúrate que el pH de todas las disoluciones sea neutro antes de verterlas al drenaje.

ELABORADA POR: Dra. Laura Gasque Silva

REVISADA POR: M. en C. Martha Magdalena Flores Leonar

Dr. Héctor García Ortega

Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldívar



Práctica 4. Determinación de concentraciones y las diversas maneras de expresarla. Segunda parte: Titulaciones rédox.

PROBLEMA 1.- Determinación de la concentración exacta de H_2O_2 en una muestra comercial de agua oxigenada

PROBLEMA 2.- Determinar la composición de una sal ferrosa problema

INTRODUCCIÓN

Cuando la muestra cuya concentración exacta se desea determinar no tiene propiedades ácido-base, no es posible realizar titulaciones como las que hemos hecho hasta el momento. Sin embargo, si la muestra problema es capaz de oxidarse, será posible determinar su concentración mediante una valoración con un oxidante fuerte. El permanganato de potasio es un reactivo muy utilizado para este fin, pues tiene además la ventaja de que sus disoluciones poseen una coloración muy intensa, mientras la forma que adopta al reducirse en medio ácido, el Mn^{2+} , es prácticamente incoloro. Esta propiedad permite detectar el punto final de la reacción sin necesidad de agregar un indicador visual como hemos hecho en las titulaciones ácido-base.

Recordemos que para los ácidos la normalidad depende del número de iones H^+ que participan en la reacción, así, una disolución 1 mol L^{-1} de H_2SO_4 es 2 eq L^{-1} . Es decir, la normalidad es igual a la molaridad por el número de partículas H^+ que participan en la reacción.

Para las reacciones rédox, la normalidad de un reactivo depende del número de electrones que participan en la reacción y es igual a la molaridad por el número de electrones que ese reactivo intercambia durante la reacción.

TAREA PREVIA

1. ¿Qué es un patrón primario? _____

2. Escribe una "V" si el enunciado es verdadero y una "F" si es falso. En caso de que **sea falso**, justifica tu respuesta.

Enunciado	F/V	Justificación
a) Un reductor gana electrones.	_____	_____
b) La oxidación es una pérdida de electrones.	_____	_____
c) Si un elemento se reduce, aumenta su número de oxidación.	_____	_____
d) Durante una reacción de óxido-reducción, el oxidante se oxida.	_____	_____
e) Una reducción es una ganancia de electrones.	_____	_____
f) Un elemento en su forma más oxidada, es un reductor.	_____	_____



- g) Un aceptor de electrones es un oxidante. _____
- h) Un donador de electrones se oxida. _____
- i) El sodio metálico es un reductor muy fuerte. _____
- j) El F^- es un muy buen oxidante. _____

PARA RESOLVER LA SIGUIENTE PARTE DE LA TAREA PREVIA: Si deseas aprender cómo se asignan los números de oxidación en los compuestos tanto inorgánicos como orgánicos, consulta el documento denominado “**Números de oxidación**” en la página de AMyD de Química General II. <http://amyd.quimica.unam.mx>. Departamento de Química Inorgánica y Nuclear >> Programa Oficial de Prácticas de Química General II (1211 - Todos los grupos) >> Documentos para laboratorio

3. La reacción de óxido-reducción entre los iones Fe^{2+} y MnO_4^- en medio ácido, produce Mn^{2+} y Fe^{3+} . Escribe esta ecuación iónica y balancéala paso a paso en el siguiente espacio, mediante el método del ion-electrón.

Procedimiento:

Ecuación iónica (balanceada):

4. Completa la ecuación iónica anterior y escribe la ecuación química entre el sulfato de hierro(II) y el permanganato de potasio en presencia de ácido sulfúrico (**NOTA:** multiplica x2 cada uno de los coeficientes estequiométricos de la ecuación iónica antes de completar la ecuación).

Procedimiento:

Ecuación química (balanceada):



5. Escribe completa y balanceada por el método del ion-electrón la ecuación química entre el permanganato de potasio con el agua oxigenada, en presencia de ácido sulfúrico.

Procedimiento:

Ecuación química (balanceada):

MATERIAL

- 1 bureta de 50 mL con pinzas y soporte.
- 3 matraces Erlenmeyer.
- Pipeta volumétrica para tomar alícuotas.
- Pipeta graduada de 10 mL.
- Espátula.
- 2 vidrios de reloj.

REACTIVOS (cantidades aproximadas sugeridas por equipo)

PRIMERA PARTE

- 6 mL de la disolución de H_2O_2 comercial
- 30 mL de disolución de H_2SO_4 (mezcla en agua 1:4).*
- 25 mL de disolución valorada de $KMnO_4$ 0.02 mol L^{-1} .*

SEGUNDA PARTE

- ~0.5 g sal desconocida de Fe^{2+}
- 30 mL de disolución de H_2SO_4 (mezcla en agua 1:4).*
- 15 mL de disolución valorada de $KMnO_4$ 0.02 mol L^{-1} .*

* Disoluciones preparada por el laboratorista.

PRIMERA PARTE. Valoración de H_2O_2 .

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Preparar 50 mL de una disolución de H_2O_2 diluyendo 1:25 la muestra comercial.
2. Transferir con una pipeta 10 mL de esta disolución diluida de agua oxigenada a un matraz Erlenmeyer limpio, no necesariamente seco y añadir 10 mL de una mezcla H_2SO_4 en agua 1:4 (¡¡cuidado!! es muy alta la concentración y la mezcla es muy exotérmica).
3. Usando una disolución valorada de $KMnO_4$ titular la disolución diluida de peróxido que preparaste.



- El punto de equivalencia se alcanza cuando la disolución valorada adquiere una coloración rosa pálido que no desaparece con la agitación. Tomar nota del volumen de titulante gastado. **R1**
- Repetir la titulación al menos dos veces más, adicionando volúmenes más pequeños al acercarse el punto de equivalencia esperado. Conociendo el volumen de permanganato gastado y tomando en cuenta los coeficientes estequiométricos para la ecuación química balanceada, realizar las operaciones necesarios para llenar la **Tabla 1**

RESULTADOS

Tabla 1. Valoración de peróxido de hidrógeno con KMnO_4 0.02 mol/L

Ecuación química $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) + \text{MnO}_4^-(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac}) \longrightarrow \text{O}_2(\text{g}) + \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$						
Alícuota de 10mL	Volumen de KMnO_4 consumido (mL)	Cantidad de MnO_4^- consumido (mol)	Cantidad de H_2O_2 que reaccionó (mol)	Masa de H_2O_2 que reaccionó (g)	% m/V de H_2O_2 en la alícuota (%)	% m/V de H_2O_2 en la muestra comercial (%)
1						
2						
3						
					Promedio:	
					s	
					CV	



Ejemplo de operación para determinar la concentración del H_2O_2 valorado y la concentración del producto comercial (**Incluir unidades**)

CUESTIONARIO

1. Utiliza los criterios de las siguientes tablas para calificar la calidad del producto analizado y la de tus determinaciones.

Intervalo de % error	Calificación
De 0 a 1 %	Excelente
De 1 a 5 %	Muy bueno
De 5 a 10 %	Aceptable
De 10 a 20 %	Mejorable
Mayor a 20 %	Inaceptable

CV	Calificación
De 0 a 1 %	Trabajo muy preciso
De 1 a 5 %	Trabajo reproducible y preciso
De 5 a 10 %	Trabajo poco preciso y mejorable
De 10 a 20 %	Proced. exp. con descuidos graves
Mayor a 20 %	Trabajo errático y poco reproducible

2. ¿Qué tan semejante resultó el % obtenido con el declarado en el producto comercial? Calcula el % error y califica el producto

<p>Operaciones:</p> <p>Calificación:</p>

3. ¿Qué tan semejantes son entre sí los valores de concentración obtenidos para cada alícuota? Calcula el coeficiente de variación y califica la precisión de tus determinaciones

<p>Operaciones:</p> <p>Calificación:</p>



4. Si tuviera que repetirse la determinación, ¿Qué modificaciones experimentales deberían hacerse?

SEGUNDA PARTE. Valoración de una sal de hierro.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Pesar cuidadosamente 0.15 g de la sal ferrosa y disolverla en 10 mL de la mezcla de H_2SO_4 1:4. Se va agregando la disolución valorada de KMnO_4 de la bureta con agitación constante.
2. La reacción se da por completa cuando la disolución, que en un inicio es incolora, se torna rosa pálido y esta coloración se mantiene por aproximadamente 20 segundos. **R2**
3. Tomar nota del volumen de KMnO_4 gastado.
4. Repetir dos veces más, adicionando volúmenes más pequeños al acercarse el punto de equivalencia esperado. Con los valores de masa de sal ferrosa pesada y volumen de permanganato gastado y tomando en cuenta los coeficientes estequiométricos para la ecuación química balanceada, realizar las operaciones necesarios para llenar la **Tabla 2**.

RESULTADOS

Tabla 2. Determinación de la cantidad de hierro presente en la sal.

Ecuación química: $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{MnO}_4^{-}(\text{ac}) + \text{H}^{+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$							
Alícuota	Concentración molar del KMnO_4 (M)	Volumen de KMnO_4 consumido (mL)	Cantidad de MnO_4^{-} (mol)	Cantidad de Fe^{2+} presente en la sal (mol)	Masa de hierro presente en la sal (g)	Masa de la sal ferrosa (g)	% m/m de hierro presente en la sal (%)
1							
2							
3							
Promedio							



Ejemplo de operación para determinar el porcentaje de hierro en la muestra **(Incluir unidades)**

CUESTIONARIO

La sal ferrosa puede tratarse de sulfato ferroso amoniacal hexahidratado $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, sulfato ferroso (FeSO_4) o de cloruro ferroso hexahidratado ($\text{FeCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$). Con base en el porcentaje de Fe^{2+} determinado en la muestra, decir de qué sal se trató.

Operaciones: (determinar primero el % m/m teórico de hierro presente en cada sal y comparar con el resultado experimental):

Operaciones: % m/m TEÓRICOS:

% m/m EXPERIMENTAL: _____

Sal utilizada:

PREGUNTAS FINALES



¿Qué procedimiento experimental se realizó para conocer la concentración exacta de una disolución?

¿Cuál es la concentración exacta de las disoluciones usadas en la práctica?

¿Qué diferencia existe entre las reacciones realizadas en las Prácticas 2 y 3 con respecto a esta práctica?

BIBLIOGRAFÍA

- Harvey D. (2000) Modern Analytical Chemistry. McGraw Hill.
- Orozco F. (1978) Análisis Químico Cuantitativo. Editorial Porrúa.
- Benson, S. (1988). Cálculos químicos. México: Limusa.
- Brown, T. et. al. (1998). Química: la ciencia central. México: Prentice Hall.
- Chang, R. (2017). Química. México: McGraw Hill.
- Mortimer, C. (1983). Química. México: Grupo Editorial Iberoamérica.
- Reglamentos de seguridad e higiene disponibles en:
<https://amyd.quimica.unam.mx/course/view.php?id=614§ion=3>

PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

- **Disolución de H_2SO_4 1:4.** Mezclar 800 mL de agua destilada con 200 mL de ácido sulfúrico concentrado (98%, 1.8 g/mL).
- **Disolución de $KMnO_4$ 0.02 mol L^{-1} .** A partir de reactivo analítico, pesar aproximadamente 3.2 g de permanganato de potasio, disolver y llevar a un litro con agua destilada.

TRATAMIENTO DE RESIDUOS

R1: Sulfato de manganeso(II), sulfato de potasio y ácido sulfúrico.

R2: Sulfato de manganeso(II), sulfato de hierro(III), sulfato de potasio y ácido sulfúrico.

- Todas las disoluciones valoradas son muy ácidas para verterlas en el drenaje, habrá que neutralizarlas. Si hay presencia de un sólido café oscuro, se trata del óxido de manganeso(IV), que deberá filtrarse y depositarse seco en el frasco de residuos correspondiente. Procedimiento: Junta todas las disoluciones, agrega NaOH hasta alcanzar un pH básico “esto ayudara a formar el óxido de manganeso(IV)”, deja que se sedimente todo el óxido formado y filtra para lograr un filtrado transparente, el cual antes de verter a la tarja debe de tener un pH neutro.

Las disoluciones neutras se desechan en el drenaje.

ELABORADA POR: Dra. Laura Gasque Silva

REVISADA POR: M. en C. Martha Magdalena Flores Leonar

Dr. Héctor García Ortega

Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldívar





Práctica 5. Equivalentes y normalidad

PREGUNTAS A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

¿Cuál es la relación de volúmenes entre el ácido y la base cuando se neutraliza una disolución de base con una disolución de ácido *de la misma concentración normal*?

¿Cuál es la relación de volúmenes entre el oxidante y el reductor cuando se hacen reaccionar una disolución de oxidante con una disolución de reductor *de la misma concentración molar*?

TAREA PREVIA

1. En una disolución de H_2SO_4 1 mol L^{-1} , ¿Cuál es la concentración molar de los iones de hidrógeno?

Operaciones:

_____ mol/L (de H^+)

2. ¿Cuál es la concentración normal de una disolución 1 mol L^{-1} de H_2SO_4 ?

Operaciones:

_____ N

3. En una disolución de H_3Cit 1 mol L^{-1} , ¿Cuál es la concentración molar de los iones de hidrógeno ácidos?

Operaciones:

_____ mol/L (de H^+)

4. ¿Cuál es la concentración normal de una disolución 1 mol L^{-1} de H_3Cit ?

Operaciones:

_____ N

5. ¿Cuál es la concentración normal de una disolución 1 mol L^{-1} de NaOH ?

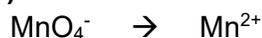
Operaciones:

_____ N



6. Considerando un litro de una disolución de KMnO_4 1 mol L^{-1} que va a reaccionar para dar Mn^{2+} , ¿Qué cantidad de electrones (mol) va a aceptar el ion permanganato?

Ecuación química (semirreacción):



Operaciones:

_____ mol de electrones

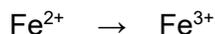
7. ¿Cuál es la normalidad de una disolución 1 mol L^{-1} de KMnO_4 ?

Operaciones:

_____ N

8. Considerando un litro de una disolución de Fe^{2+} 1 mol L^{-1} que va a reaccionar para dar Fe^{3+} , ¿Qué cantidad de electrones (mol) va a ceder el Fe^{2+} ?

Ecuación química (semirreacción):



Operaciones:

_____ mol de electrones

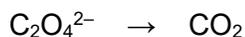
9. ¿Cuál es la normalidad de una disolución 1 mol L^{-1} de Fe^{2+} ?

Operaciones:

_____ N

10. Considerando un litro de una disolución de oxalato de sodio 1 mol L^{-1} ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) que va a reaccionar para dar CO_2 , ¿Qué cantidad de electrones (mol) va a ceder cada ion oxalato?

Ecuación química (semirreacción):



Operaciones:

_____ mol de electrones



11. ¿Cuál es la normalidad de una disolución 1 mol L^{-1} de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$?

Operaciones:

_____ N

MATERIAL (POR EQUIPO)

- 3 buretas de 50 mL con pinzas y soporte.
- 7 matraces Erlenmeyer.
- 7 pipetas volumétricas de 5 mL
- 1 pipeta graduada de 5 mL

REACTIVOS (cantidades aproximadas sugeridas por equipo)

PRIMERA PARTE

- 20 mL de la disolución de H_2SO_4 0.1 mol L^{-1} .*
- 20 mL de la disolución de H_2SO_4 0.05 mol L^{-1} .*
- 20 mL de la disolución de H_3Cit 0.1 mol L^{-1} .*
- 20 mL de la disolución de H_3Cit 0.033 mol L^{-1} .*
- 110 mL de la disolución de NaOH 0.1 mol L^{-1} .*
- 2-3 gotas por cada titulación de disolución de fenolftaleína (indicador).

SEGUNDA PARTE

- 10 mL de la disolución de KMnO_4 0.1 mol L^{-1} .*
- 30 mL de la disolución de KMnO_4 0.02 mol L^{-1} .*
- 15 mL de la disolución de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0.1 mol L^{-1} .*
- 15 mL de la disolución de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0.05 mol L^{-1} .*
- 30 mL de la disolución de FeSO_4 0.1 mol L^{-1} .*
- 60 mL de la disolución de H_2SO_4 4 mol L^{-1} .*

* Disoluciones preparadas por el laboratorista.

PRIMERA PARTE. Reacciones ácido-base

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

Realizar las siguientes valoraciones, utilizando gotas de fenolftaleína como indicador:

1. Valoraciones de H_2SO_4 con NaOH .

- a) Valorar por triplicado 5 mL de H_2SO_4 0.1 mol L^{-1} con NaOH 0.1 mol L^{-1} . **R1**
- b) Valorar por triplicado 5 mL de H_2SO_4 0.05 mol L^{-1} con NaOH 0.1 mol L^{-1} . **R1**
- c) Anotar en la **Tabla 1**, la normalidad correspondiente para el analito y titulante.
- d) Registrar los resultados en la **Tabla 1**.

2. Valoraciones de H_3Cit con NaOH .

- a) Valorar por triplicado 5 mL de H_3Cit 0.1 mol L^{-1} con NaOH 0.1 mol L^{-1} . **R2**
- b) Valorar por triplicado 5 mL de H_3Cit 0.033 mol L^{-1} con NaOH 0.1 mol L^{-1} . **R2**
- c) Anotar en la **Tabla 2**, la normalidad correspondiente para el analito y el titulante.
- d) Registrar los resultados en la **Tabla 2**.



RESULTADOS

Tabla 1. Valoraciones de H₂SO₄ con NaOH.

H ₂ SO ₄ 0.1 mol L ⁻¹ = _____ eq L ⁻¹	NaOH 0.1 mol L ⁻¹ = _____ eq L ⁻¹				Relación V(ácido): V(base)
	V ₁	V ₂	V ₃	V _{prom}	
5 mL					

H ₂ SO ₄ 0.05 mol L ⁻¹ = _____ eq L ⁻¹	NaOH 0.1 M = _____ eq L ⁻¹				Relación V(ácido): V(base)
	V ₁	V ₂	V ₃	V _{prom}	
5 mL					

Tabla 2. Valoraciones de H₃Cit con NaOH.

H ₃ Cit 0.1 mol L ⁻¹ = _____ eq L ⁻¹	NaOH 0.1 mol/L = _____ eq L ⁻¹				Relación V(ácido): V(base)
	V ₁	V ₂	V ₃	V _{prom}	
5 mL					

H ₃ Cit 0.033 mol L ⁻¹ = _____ eq L ⁻¹	NaOH 0.1 mol/L = _____ eq L ⁻¹				Relación V(ácido): V(base)
	V ₁	V ₂	V ₃	V _{prom}	
5 mL					

CUESTIONARIO

1. Completar y balancear las ecuaciones químicas de neutralización de los procesos llevados a cabo:



2. ¿Cuál es la relación de volúmenes entre el ácido (sulfúrico o cítrico) y la base cuando se neutraliza una disolución de base con una disolución de ácido *de la misma concentración normal*? _____
3. ¿Cuál es la relación de volúmenes entre el ácido (sulfúrico o cítrico) y la base cuando se neutraliza una disolución de base con una disolución de ácido *de la misma concentración molar*? _____



SEGUNDA PARTE. Reacciones óxido-reducción

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Valoraciones de FeSO₄ con KMnO₄.

- Valorar por triplicado 5 mL de FeSO₄ 0.1 mol L⁻¹ con KMnO₄ 0.1 mol L⁻¹ añadiendo 5 mL de H₂SO₄ 4 mol/L. **R3**
- Valorar por triplicado 5 mL de FeSO₄ 0.1 mol L⁻¹ con KMnO₄ 0.02 mol/L añadiendo 5 mL de H₂SO₄ 4 mol/L. **R3**
- Anotar en la **Tabla 3**, la normalidad correspondiente para las disoluciones de analito y titulante.
- Registrar los resultados en la **Tabla 3**.

2. Valoraciones de Na₂C₂O₄ con KMnO₄.

- Valorar por triplicado 5 mL de Na₂C₂O₄ 0.1 mol L⁻¹ con KMnO₄ 0.1 mol L⁻¹ añadiendo 5 mL de H₂SO₄ 4 mol/L. **R4**
- Valorar por triplicado 5 mL de Na₂C₂O₄ 0.05 mol L⁻¹ con KMnO₄ 0.02 mol L⁻¹ añadiendo 5 mL de H₂SO₄ 4 mol L⁻¹. **R4**
- Anotar en la **Tabla 4**, la normalidad correspondiente para las disoluciones de analito y titulante.
- Registrar los resultados en la **Tabla 4**.

RESULTADOS

Tabla 3. Valoraciones de FeSO₄ con KMnO₄.

FeSO ₄ 0.1 mol L ⁻¹ = _____ eq L ⁻¹	KMnO ₄ 0.1 mol L ⁻¹ = _____ eq L ⁻¹				Relación V(Fe ²⁺):V(MnO ₄ ⁻)
	V ₁	V ₂	V ₃	V _{prom}	
5 mL					

FeSO ₄ 0.1 mol L ⁻¹ = _____ eq L ⁻¹	KMnO ₄ 0.02 mol/L = _____ eq L ⁻¹				Relación V(Fe ²⁺):V(MnO ₄ ⁻)
	V ₁	V ₂	V ₃	V _{prom}	
5 mL					



Tabla 4. Valoraciones de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ con KMnO_4 .

$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0.1 mol/L = _____ eq L^{-1}	KMnO_4 0.1 mol/L = _____ eq L^{-1}				Relación $V(\text{C}_2\text{O}_4^{2-}):V(\text{MnO}_4^-)$
	V_1	V_2	V_3	V_{prom}	
5 mL					

$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0.05 mol/L = _____ eq L^{-1}	KMnO_4 0.02 mol/L = _____ eq L^{-1}				Relación $V(\text{C}_2\text{O}_4^{2-}):V(\text{MnO}_4^-)$
	V_1	V_2	V_3	V_{prom}	
5 mL					

CUESTIONARIO

1. Completar y balancear las ecuaciones químicas rédox de los procesos llevados a cabo en medio ácido (con H_2SO_4):



2. ¿Cuál es la relación de volúmenes entre el oxidante (MnO_4^-) y el reductor (Fe^{2+} ó $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$) cuando se hacen reaccionar disoluciones *de la misma normalidad*? _____

3. ¿Cuál es la relación de volúmenes entre el oxidante (MnO_4^-) y el reductor (Fe^{2+} ó $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$) cuando se hacen reaccionar disoluciones *de la misma molaridad*? _____

PREGUNTAS FINALES

¿Cuál es la relación de volúmenes entre el ácido y la base cuando se neutraliza una disolución de base con una disolución de ácido *de la misma normalidad*? _____

¿Cuál es la relación de volúmenes entre el oxidante y el reductor cuando se hacen reaccionar una disolución de oxidante con una disolución de reductor *de la misma molaridad*? _____



BIBLIOGRAFÍA

- Harvey D. (2000) Modern Analytical Chemistry. McGraw Hill.
- Orozco F. (1978) Análisis Químico Cuantitativo. Editorial Porrúa.
- Benson, S. (1988). Cálculos químicos. México: Limusa.
- Brown, T. et. al. (1998). Química: la ciencia central. México: Prentice Hall.
- Chang, R. (2017). Química. México: McGraw Hill.
- Mortimer, C. (1983). Química. México: Grupo Editorial Iberoamérica.

- Reglamentos de seguridad e higiene disponibles en:
<https://amyd.quimica.unam.mx/course/view.php?id=614§ion=3>

PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

- **Disolución de H_2SO_4 0.1 mol L⁻¹.** En un vaso de precipitados colocar aproximadamente 200 mL. Medir 1.9 mL de ácido sulfúrico concentrado (98%, 1.8 g/mL), mezclar con el agua y llevar a un volumen final de 250 mL.
- **Disolución de H_2SO_4 0.05 mol L⁻¹.** En un vaso de precipitados colocar aproximadamente 200 mL. Medir 0.9 mL de ácido sulfúrico concentrado (98%, 1.8 g/mL), mezclar con el agua y llevar a un volumen final de 250 mL.
- **Disolución de H_3Cit 0.1 mol L⁻¹.** Pesar aproximadamente 6.15 g de ácido cítrico, disolver en agua destilada y llevar a un volumen final de 250 mL.
- **Disolución de H_3Cit 0.033 mol L⁻¹.** Pesar aproximadamente 2.03 g de ácido cítrico trihidratado, disolver en agua destilada y llevar a un volumen final de 250 mL.
- **Disolución de NaOH 0.1 mol L⁻¹.** Pesar aproximadamente 2 g de hidróxido de sodio, disolver en agua destilada y llevar a un volumen final de 500 mL.
- **Disolución de KMnO_4 0.1 mol L⁻¹.** A partir de reactivo analítico, pesar aproximadamente 16 g de permanganato de potasio, disolver en agua destilada y llevar a un volumen final de 500 mL.
- **Disolución de KMnO_4 0.02 mol L⁻¹.** A partir de reactivo analítico, pesar aproximadamente 3.2 g de permanganato de potasio y llevar a un litro con agua destilada.
- **Disolución de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0.1 mol L⁻¹.** Pesar aproximadamente 1.34 g de oxalato de sodio, disolver en agua destilada y llevar a un volumen final de 100 mL.
- **Disolución de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0.05 mol L⁻¹.** Pesar aproximadamente 0.67 g de oxalato de sodio, disolver en agua destilada y llevar a un volumen final de 100 mL.
- **Disolución de FeSO_4 0.1 mol L⁻¹.** Pesar aproximadamente 3.87 g de sulfato de hierro(II), disolver en agua destilada y llevar a un volumen final de 250 mL.
- **Disolución de H_2SO_4 4 mol L⁻¹.** En un vaso de precipitados colocar aproximadamente 200 mL. Medir 54.4 mL de ácido sulfúrico concentrado (98%, 1.8 g/mL), mezclar con el agua y llevar a un volumen final de 250 mL.



TRATAMIENTO DE RESIDUOS

R1: Sulfato de sodio y fenolftaleína en agua.

R2: Citrato de sodio y fenolftaleína en agua.

R3: Sulfato de manganeso(II), sulfato de hierro(III), sulfato de potasio y ácido sulfúrico.

R4: Sulfato de manganeso(II), sulfato de potasio, sulfato de sodio y ácido sulfúrico.

- **R1** y **R2** se desechan directamente al drenaje.
- Las disoluciones **R3** y **R4** son muy ácidas para verterlas en el drenaje, habrá que neutralizarlas. Si hay presencia de un sólido café oscuro, se trata del óxido de manganeso(IV), que deberá filtrarse y tirarse SECO, a la basura. Procedimiento: Junta todas las disoluciones, agrega NaOH hasta alcanzar un pH básico “esto ayudara a formar el óxido de manganeso(IV)”, deja que se sedimente todo el óxido formado y filtra para lograr un filtrado transparente, el cual antes de verter a la tarja debe de tener un pH neutro. El filtrado deberá desecharse SECO a la basura.
- **Recuerda que las disoluciones deben tener pH neutro antes de verterlas en el drenaje.**

ELABORADO POR: Laura Gasque Silva

REVISADA POR: M. en C. Martha Magdalena Flores Leonar

Dr. Héctor García Ortega

Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldívar



Práctica 6. Reactivo limitante

PREGUNTA A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

¿Qué especie actúa como reactivo limitante en el siguiente proceso químico?



PRIMERA PARTE

TAREA PREVIA

1. Traer una regla con graduación en milímetros
2. ¿Qué es un reactivo limitante? _____

3. ¿Cuáles son las observaciones experimentales que te indican que se ha llevado a cabo una reacción química? _____

4. Completa la siguiente tabla donde se plantea una ecuación química que describe la reacción entre magnesio y nitrógeno para dar nitruro de magnesio

Ecuación química:	3 Mg	+	N ₂	→	Mg ₃ N ₂
Datos iniciales	168 g		140g		
Moles iniciales					
Reactivo limitante					
Moles que reaccionan					
Moles sin reaccionar					
Moles que se forman					
Gramos finales *					

* Gramos restantes o formados



Operaciones realizadas:

MATERIAL (POR EQUIPO)

- 14 tubos de ensaye
- 3 pipetas graduadas de 10 mL
- Embudo Büchner
- Matraz Kitazato
- Manguera para matraz Kitazato
- Empaque de hule
- Estufa
- Papel filtro Whatman # 5
- 1 hoja de papel milimetrado (Traer la hoja)

REACTIVOS (cantidades aproximadas sugeridas)

- 60 mL de la disolución de K_2CO_3 1 mol L^{-1} .*
- 60 mL de la disolución de $CaCl_2$ 1 mol L^{-1} .*
- 70 mL de agua destilada
- 2-3 gotas de disolución de indicador universal por tubo

* Disoluciones preparadas por el laboratorista.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Etiquetar 12 tubos de ensaye de igual tamaño (altura y diámetro) con números del 0 al 11 y dos adicionales marcados como Testigo A y Testigo B, es decir, se trabajarán con 14 tubos.
2. Agregar cuidadosamente a cada tubo los volúmenes de reactivo A y B, indicados en la **Tabla 1**, usando una pipeta graduada. **Mezcla vigorosamente el contenido de cada tubo y dejar sedimentar.**
3. Agregar dos gotas de disolución de indicador universal.
4. Agregar a cada tubo los volúmenes de agua destilada indicados. Si queda precipitado en las paredes del tubo debido a la agitación, arrástralo al fondo, con la ayuda del agua destilada indicada para cada tubo. **NO agitar en este paso.**
5. Completa la **Tabla 1**, anotando la altura del precipitado obtenido, el color de la disolución y el pH correspondiente.



RESULTADOS

Tabla 1.

Tubo # Reactivo	Test. A	Test. B	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
A (mL) K_2CO_3 1 mol L ⁻¹	5.0	0.0	0.0	5.0	5.0	5.0	5.0	5.0	5.0	5.0	5.0	5.0	5.0	5.0
B (mL) $CaCl_2$ 1 mol L ⁻¹	0.0	5.0	0.0	0.0	1.0	2.0	3.0	4.0	5.0	6.0	7.0	8.0	9.0	10.0
*** ** AGITAR VIGOROSAMENTE *** **														
H ₂ O (mL)	0.0	0.0	15.0	10.0	9.0	8.0	7.0	6.0	5.0	4.0	3.0	2.0	1.0	0.0
Observaciones:														
Altura del precipitado (mm)														
Color de la disolución														
Color del sólido formado (si existe)														
pH de la mezcla														

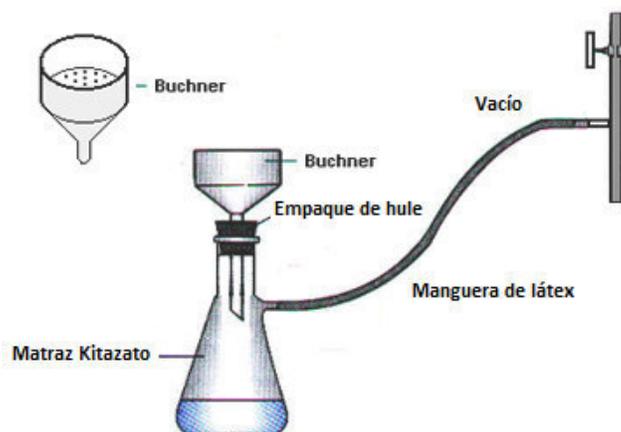
SEGUNDA PARTE. FILTRACIÓN DEL SÓLIDO OBTENIDO

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

6. Numerar con lápiz (no con pluma) doce piezas de papel filtro, pesarlás en la balanza analítica (con precisión de tres cifras decimales) y registrar el peso de cada papel seco en la **Tabla 2** y en el papel correspondiente.



7. Para la filtración al vacío se requiere un matraz Kitazato, un embudo Buchner, un empaque de hule en forma de dona y una manguera de látex gruesa. Es necesario emplear papel filtro en forma de círculo, cuyo tamaño se ajuste exactamente al interior del embudo Büchner. El sistema de filtración se monta según el esquema que se presenta a continuación:



8. Colocar el papel filtro (con el número que se anotó con lápiz hacia abajo) dentro del embudo, montar el sistema de filtración y aplicar vacío. Añade un poco de agua para lograr la máxima adherencia del papel al embudo y evitar posibles fugas. El papel no debe presentar dobleces ni arrugas
9. Filtrar el contenido de cada tubo de ensaye, a partir del tubo 0, sobre el papel filtro correspondiente. Evitar pérdidas de precipitado, recuperando el precipitado que se queda adherido al tubo para lo cual es necesario adicionar varias veces agua destilada y verter sobre el papel filtro.
10. Recuperar con cuidado el papel con el sólido y secar en la estufa a 70 °C durante 30 minutos. Evitar las pérdidas de sólido.
11. Comprobar que los sólidos y el papel estén bien secos antes de pesar. Si ya están secos, pesar cada uno de los papeles filtro con el sólido y anotar el resultado en la **Tabla 2**.
12. Por diferencia calcular la masa de sólido obtenido en cada tubo de ensaye y registrar la información obtenida en la **Tabla 2**.
13. El sólido seco una vez pesado corresponde al residuo **R1**, las disoluciones restantes junto con las aguas del filtrado corresponden al residuo **R2**.

RESULTADOS Y ANÁLISIS



Tabla 2.

Tubo #	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
Masa del papel												
Masa papel + precipitado												
Masa del precipitado												

CUESTIONARIO ADICIONAL

- De acuerdo con la *Clasificación de reacciones químicas* ¿Qué tipo de reacción se lleva a cabo? ¿Por qué? _____

- Compara las alturas en mm de sólido formado en cada tubo con los valores de pH y describe si encuentras alguna relación. _____

- Llenar la **Tabla 3** con los valores calculados que se solicitan y con los **datos experimentales de masa de sólido obtenido**, calculando la cantidad en mol de carbonato de calcio que se formó.

Tabla 3.

$K_2CO_3(ac) + CaCl_2(ac) \rightarrow CaCO_3 \downarrow + 2 KCl(ac)$						
Tubo #	Reactivos (cantidad en mol)		Sólido obtenido, $CaCO_3$ $MM = 100.08 g mol^{-1}$			
	Reactivo A, K_2CO_3 (cantidad en mol) Teórico (Calculado)	Reactivo B, $CaCl_2$ (cantidad en mol) Teórico (Calculado)	Masa en gramos de sólido obtenido		Cantidad en mol de sólido obtenido	
			Teórico	Experimental	Teórico	Experimental
1						
2						
3						
4						
5						
6						
7						
8						



9						
10						
11						

4. Trazar la gráfica: En el eje de las ordenadas (eje y), la cantidad en mol **teórica** de ambos reactivos y la cantidad en mol **experimental** del producto sólido obtenido y en el eje de las abscisas (eje x), la cantidad en mol teórica del reactivo que se va variando. Utilizar la misma escala en ambos ejes y abarcar toda la hoja de papel milimetrado.

5. Compara la curva de cantidad en mol de producto obtenido con las de reactivos e identifica con un círculo, en la gráfica, la zona en donde se tiene la mayor coincidencia con la cantidad en mol de producto obtenido. Localiza el punto de intersección de ambas líneas y responde:

a. ¿Qué conclusión se obtiene al comparar los valores correspondientes a la cantidad en mol de los reactivos **A**, **B** y precipitado?

b. ¿Cómo puedes explicar esta coincidencia?

c. ¿Coincide tu observación con el concepto de reactivo limitante?

d. Realiza un análisis estadístico (regresión lineal) para encontrar el punto de intersección entre las curvas: cantidad de productos antes de la intersección de las curvas de reactivos (línea 1) y después de dicha intersección (línea 2). Calcula el valor de la pendiente y de la ordenada al origen de la curva **mol Reactivo B = f(mol de CaCl₂)** antes de la intersección de ambas rectas (**línea 1**) y de la curva **mol Reactivo A = f(mol de CaCl₂)** después de la intersección (**línea 2**). A partir las ecuaciones de ambas curvas, calcula las coordenadas del punto de la intersección y anotarlas a continuación.

e. ¿Qué representa este punto en la gráfica?

f. ¿Cómo deben ser las cantidades en mol de reactivos (CaCl₂ y K₂CO₃) y productos (CaCO₃ y KCl) en este punto?

PREGUNTA FINAL

¿Qué especie actúa como reactivo limitante en la siguiente reacción química?





BIBLIOGRAFÍA

- Chang, R., College, W. (2003). Química. McGraw Hill Education.
- Ebbing, D. (1997). Química General. McGraw Hill Education.
- Garritz, A., Chamizo, J.A. (1994). Química. U.S.A: Addison-Wesley Iberoamericana.
- Moore, J.W., Stanitski, C.L., Wood, J.L., Kotz, J.C. y Joesten, M.D. (2000). El mundo de la química. Conceptos y aplicaciones. Addison Wesley Longman.
- Reglamentos de seguridad e higiene disponibles en:
<https://amyd.quimica.unam.mx/course/view.php?id=614§ion=3>

PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

- **Disolución de CaCl_2 1 mol L⁻¹.** Pesar aproximadamente 27.75 g de cloruro de calcio, disolver en agua destilada y llevar a un volumen de 250 mL.
- **Disolución de K_2CO_3 1 mol L⁻¹.** Pesar aproximadamente 34.55 g de carbonato de potasio, disolver en agua destilada y llevar a un volumen de 250 mL.

TRATAMIENTO DE RESIDUOS

R1: Carbonato de calcio.

R2: Disoluciones restantes, cloruro de calcio, cloruro de potasio y disolución de indicador universal en agua.

- El sólido obtenido, una vez seco, se junta y se recolecta en el frasco etiquetado con el nombre del residuo. Los papeles filtro se pueden desechar directo a la basura.
- Mezclar todas las disoluciones filtradas de los tubos 1 a 11, neutralizar (pH 6-7) y desechar en la tarja.

ELABORADO POR: Laura Gasque Silva

MODIFICADA POR: Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldívar

Dr. Héctor García Ortega

QA Sarah González

M en C Silvia G. Dávila Manzanilla



Práctica 7. Reacciones reversibles. Introducción al equilibrio químico. Ley de acción de masas

PREGUNTAS A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

¿Qué sucede con las concentraciones de los productos cuando en los reactivos existe y se incrementa la concentración de los iones H^+ ?

¿Qué sucede con las concentraciones de los reactivos cuando en los productos existe y se incrementa la concentración de los iones H^+ ?

CUESTIONARIO PREVIO

- ¿Qué establece la ley de acción de masas? _____

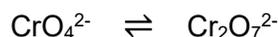
- El **ión cromato** (CrO_4^{2-}) y el **ión dicromato** ($Cr_2O_7^{2-}$) se interconvierten uno en el otro al cambiar el medio de ácido a alcalino o viceversa.

a) Propón una estructura de Lewis para cada una de estas dos especies.



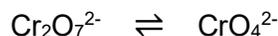
b) Balancea por el método adecuado la ecuación química que representa la interconversión del **ión cromato** al **ión dicromato** en **medio ácido**:

Equilibrio 1. Ecuación iónica balanceada:



c) Ahora balancea por el método adecuado la ecuación química que representa la interconversión del **ión dicromato** al **ión cromato** en **medio básico**:

Equilibrio 2. Ecuación iónica balanceada:



d) Escribe la expresión de la constante de equilibrio **para cada uno** de estos procesos:

$K_{eq}(1) =$

$K_{eq}(2) =$



3. El ión $Fe^{3+}_{(ac)}$ precipita como hidróxido férrico en presencia de iones OH^- .
- a) Escribe la ecuación química (en equilibrio) que describe el fenómeno mencionado anteriormente.

Ecuación química 1:

- b) Escribe ahora, la ecuación química de la reacción (en equilibrio) de la disolución del precipitado para formar iones.

Ecuación química 2:

- c) Escribe la ecuación química de la reacción (en equilibrio) de disolución del hidróxido férrico cuando se le agregan iones H^+ a la disolución.

Ecuación química 3:

Nota importante:

Los sólidos no se incluyen en las expresiones de las constantes de equilibrio porque su concentración en la fase acuosa es igual a cero. Su concentración en la fase sólida (que es donde sí se encuentran), es constante, por lo que dicha concentración no se escribe, puesto que se considera parte de la K_{eq} . (De modo que en su lugar escribimos simplemente un "1").

Así la expresión de la constante de equilibrio para la reacción de formación del precipitado de hidróxido férrico (**Ecuación química 1**) es:

$$K_{eq}(1) = \frac{1}{[Fe^{3+}][OH^-]^3}$$

- d) Escribe la expresión de la constante de equilibrio para la reacción de disolución del hidróxido de Fe(III) (**Ecuación química 2**).

$K_{eq}(2) =$

- e) Escribe ahora la expresión de la constante de equilibrio para la reacción de disolución del hidróxido de Fe(III) en presencia de iones H^+ . (**Ecuación química 3**).

$K_{eq}(3) =$



MATERIAL (POR EQUIPO)

- Espátula.
- Tubos de ensayo.
- 2 pipetas graduadas de 5 mL

REACTIVOS (cantidades aproximadas sugeridas por equipo)

PRIMERA PARTE

- 0.25 g de dicromato de potasio, $K_2Cr_2O_7$, ó Cromato de potasio, K_2CrO_4 , sólido.
- 1 mL de disolución de HCl 3 mol L^{-1} .*
- 1 mL de disolución de NaOH o KOH 3 mol L^{-1} .*
- 5 mL de agua destilada.

SEGUNDA PARTE

- 2-3 mL de disolución de $FeCl_3$ 0.1 mol L^{-1} .*
- 1 mL de disolución de HCl 3 mol L^{-1} .*
- 1 mL de disolución de NaOH o KOH 3 mol L^{-1} .*

* Disoluciones preparadas por el laboratorista.

PRIMERA PARTE. Interconversión Ión cromato \rightleftharpoons Ión dicromato

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

El ión cromato y el ión dicromato se interconvierten uno en el otro al cambiar al medio de ácido a alcalino o viceversa. Se te proporcionará una pequeña muestra sólida de cada de ellas (aproximadamente 15 mg).

1. Disuelve la primera muestra en aproximadamente 2 mL de agua y divídela en dos porciones (**1a** y **2a**). Registra el color inicial en la **Tabla 1**.
2. Añade aprox. 3 gotas de HCl 3 mol L^{-1} a la primera porción (**1a**) y aproximadamente 3 gotas de KOH o NaOH 3 mol L^{-1} a la segunda porción (**1b**).
3. Registra cualquier cambio de color en la **Tabla 1**.
4. Ahora disuelve la segunda muestra en aproximadamente 2 mL de agua y repite la misma operación con las porciones (**2a**) y (**2b**). Registra cambios de color en la **Tabla 1**. **R1**



RESULTADOS

Tabla 1. Interconversión del ión cromato y del ión dicromato

Porción 1. Color inicial: _____			
Ecuación iónica balanceada (Equilibrio 1 , <i>Pregunta 2 de la Tarea Previa</i>):			
1a. Color de la disolución al agregar ácido.	De acuerdo con el equilibrio 1, al agregar ácido, el equilibrio se desplaza hacia:	Especie predominante en el equilibrio.	Color de la especie predominante en el equilibrio.
1b. Color de la disolución al agregar base	De acuerdo con el equilibrio 1, al agregar base, el equilibrio se desplaza hacia:	Especie predominante en el equilibrio.	Color de la especie predominante en el equilibrio.
Porción 2. Color inicial: _____			
Ecuación iónica balanceada (Equilibrio 2 , <i>Pregunta 2 de la Tarea Previa</i>):			
2a. Color de la disolución al agregar base.	De acuerdo con el equilibrio 2, al agregar base, el equilibrio se desplaza hacia:	Especie predominante en el equilibrio.	Color de la especie predominante en el equilibrio.
2b. Color de la disolución al agregar ácido.	De acuerdo con el equilibrio 2, al agregar ácido, el equilibrio se desplaza hacia:	Especie predominante en el equilibrio.	Color de la especie predominante en el equilibrio.

CUESTIONARIO

1. Mediante las observaciones realizadas y con la información de la **Tabla 1**, identifica el color de cada una de las especies involucradas en el equilibrio:

Ión cromato (CrO_4^{2-}): _____

Ión dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$): _____

2. De acuerdo con las respuestas de la pregunta anterior, identifica cuál es la especie que se te proporcionó:



SEGUNDA PARTE. Interconversión FeCl_3 / $\text{Fe}(\text{OH})_3$

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Con 2 ó 3 mL de la disolución de FeCl_3 0.1 mol L^{-1} , y gotas de las disoluciones de HCl 3 mol L^{-1} e KOH 3 mol L^{-1} (o NaOH 3 mol L^{-1}); comprobar experimentalmente que los fenómenos de las ecuaciones químicas **1** y **3** (*Pregunta 3 de la Tarea Previa*) se llevan a cabo. **R2**
2. Escribe en el siguiente espacio el diagrama de flujo de la metodología para realizar el paso anterior de este *Procedimiento Experimental*.

RESULTADOS

En el siguiente espacio, describe las observaciones de tu Procedimiento Experimental propuesto.

CUESTIONARIO

1. Explica detalladamente cómo comprobaste experimentalmente que los fenómenos de las reacciones **1** y **3** se llevan a cabo.

Ecuación química correspondiente a la reacción 1:

Descripción: _____



Ecuación química correspondiente a la reacción 3:

Descripción: _____

2. ¿Qué reactivo debe añadirse para lograr que la concentración de H^+ en disolución disminuya?

3. Basándote en la **Ley de Acción de Masas** explica el efecto que tiene la adición de dicho reactivo en cada una de las reacciones de equilibrio.

REACCIÓN 1: _____

REACCIÓN 2: _____

REACCIÓN 3: _____

4. ¿Qué reactivo debe añadirse para lograr que la concentración de OH^- en disolución disminuya?

5. Basándote en la **Ley de Acción de Masas** explica el efecto que tiene la adición de dicho reactivo en cada una de las reacciones de equilibrio.

REACCIÓN 1: _____

REACCIÓN 2: _____

REACCIÓN 3: _____

PREGUNTAS FINALES

¿Qué sucede con las concentraciones de los productos cuando en los reactivos existe y se incrementa la concentración de los iones H^+ ?

¿Qué sucede con las concentraciones de los reactivos cuando en los productos existe y se incrementa la concentración de los iones H^+ ?



BIBLIOGRAFÍA

- Brown, T. L., Le May jr., H. E., Bursten, B. E., & Burdge, J. R. (2004). Química: la ciencia central. Pearson education.

PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

- **Disolución de HCl 3 mol L⁻¹.** Medir aproximadamente 25.1 mL de ácido clorhídrico concentrado (37%, 1.18 g/mL) mezclar con agua destilada y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución de NaOH 3 mol L⁻¹.** Pesar aproximadamente 12 g de hidróxido de sodio, disolver en agua destilada y llevar a un volumen final de 100 mL.
- **Disolución de FeCl₃ 0.1 mol L⁻¹.** Pesar aproximadamente 1.62 g de cloruro de hierro(III), disolver en agua destilada y llevar a un volumen final de 100 mL.

TRATAMIENTO DE RESIDUOS

R1: Dicromato de potasio y cromato de potasio.

R2: FeCl₃ y Fe(OH)₃.

- Tratamiento del residuo R1: Los residuos se entregan en la forma de dicromato de potasio (color naranja) el cual deberá ser tratado con metabisulfito o bisulfito de sodio para reducir el cromo de 6⁺ a 3⁺; agregar el metabisulfito hasta observar que la disolución cambia a un color verde oscuro, observar a contraluz que la disolución ya no se observe naranja o café. Posteriormente se agrega hidróxido de calcio sólido hasta observar un precipitado de color verde-azulado). La cantidad de hidróxido de calcio a agregar es similar a la cantidad agregada de metabisulfito. El sólido se separa por filtración y se entrega seco en el frasco etiquetado con el nombre del residuo. El papel seco se deposita en una bolsa aparte etiquetada. La disolución incolora y neutra se desecha en el drenaje.
- Tratamiento del residuo R2: **NO mezclarlas con las de Cr(VI)**, se le agrega a la disolución hidróxido de sodio hasta formar por completo el hidróxido de hierro(III). El sólido se separa por filtración y, junto con el papel seco se desecha en la basura. La disolución incolora y neutra se desecha en el drenaje.

RESIDUOS A ENTREGAR

El **profesor** debe de entregar los residuos sólidos en el frasco indicado y los papeles filtro que haya utilizado perfectamente SECOS en bolsas de plástico con una etiqueta de la UGA (el nombre del residuo debe anotarse con letra).

El **profesor** dejará el frasco y la bolsa del residuo generado en el cajón asignado para residuos.

ELABORADO POR: Laura Gasque Silva

REVISADA POR: M. en C. Martha Magdalena Flores Leonar

Dr. Héctor García Ortega

Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldívar



Práctica 8. Influencia de la temperatura en el equilibrio químico

PREGUNTAS A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

¿Qué sucede con las concentraciones de los productos cuando en una reacción química exotérmica se incrementa la temperatura?

¿Qué sucede con las concentraciones de los reactivos cuando en una reacción química endotérmica se incrementa la temperatura?

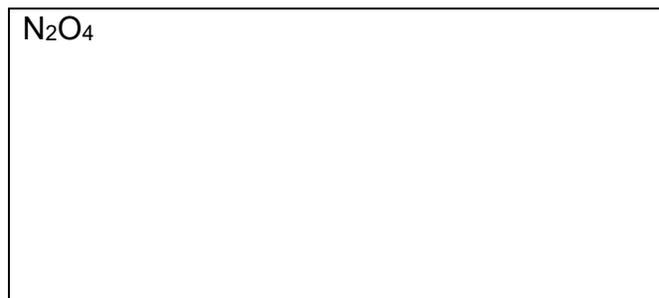
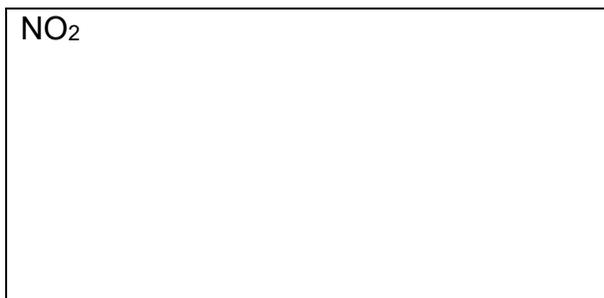
TAREA PREVIA

1. Completar y balancear la siguiente ecuación química:



2. El dióxido de nitrógeno es un gas café-rojizo que se encuentra en bajas concentraciones en la atmósfera de ciudades con alto índice de contaminación. Investigar a partir de qué gases y en qué condiciones se forma en la atmósfera. _____

3. El NO_2 puede dimerizarse, según el proceso reversible representado por la siguiente ecuación química, para producir el N_2O_4 , que es un gas incoloro: $2 \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$. Dibujar las estructuras de Lewis de estas dos especies:



4. ¿Al formarse un enlace químico se absorbe o se desprende energía? _____
¿Por qué? _____

MATERIAL (POR EQUIPO)

- 6 tubos de ensayo.
- 3 tapones para tubo de ensayo.
- Mechero.
- Baño de hielo.
- Baño María.
- 2 pipetas graduadas de 5mL



REACTIVOS (cantidades aproximadas sugeridas por equipo)

PRIMERA PARTE

- 0.5 g Cu sólido.
- 4 mL de mezcla de HNO₃ en agua 1:1.*

SEGUNDA PARTE

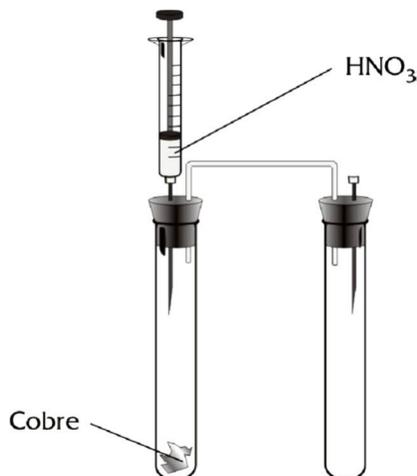
- 9 mL de una disolución de CoCl₂ (concentración 4 g 100 mL⁻¹).*
- 3 mL de HCl concentrado.

* Disoluciones preparadas por el laboratorista.

PRIMERA PARTE. $2 \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Bajo la campana se deberá instalar el siguiente equipo:



2. En un tubo de ensaye colocar unas virutas de cobre, como se puede apreciar en la figura. Agregar poco a poco unos mililitros de ácido nítrico (1:1); con esto se generará el gas NO₂.
3. Marcar tres tubos de ensaye (1, 2 y 3) y en cada uno de estos colocar una muestra del gas. Tapar los tubos herméticamente con tapones de hule. Una vez capturado el gas, agregar agua al tubo de ensayo con las virutas de cobre restantes y el ácido nítrico para detener la generación del gas. **R1**
4. El tubo número 1 se calienta en un baño María, al sumergirlo presionar el tapón del tubo con el pulgar para evitar que se escape el gas. Mantenerlo así hasta que ocurra un cambio en el color, que deberá registrarse.
5. Mientras tanto colocar el tubo número 2 en un baño de hielo y registrar el cambio de color.
6. El tubo 3 servirá como testigo. Anota tus observaciones en la **Tabla 1**.
7. Saque el tubo 1 del baño María y el tubo 2 del hielo y compare los tres tubos. Anota las observaciones.
8. Después de la comparación deje los tubos reposar unos minutos hasta que todos tengan la misma temperatura, compárelos y anota las observaciones.
9. Posteriormente ponga el tubo 1 en un baño de hielo y el tubo 2 en un baño María. Sáquelos al ocurrir el



cambio de color y compárelos con el testigo. Anota las observaciones. **R2**

RESULTADOS

Anota en la siguiente tabla tus observaciones, acerca de lo que sucede:

Tabla 1: Interconversión $\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$

Al calentar el tubo 1 en baño María.
Al enfriar el tubo 2 en baño de hielo.
Al comparar los tubos 1 y 2 con el tubo testigo.
Cuando los tres tubos tienen la misma temperatura.
Al enfriar el tubo 1 en baño de hielo y calentar el tubo 2 en baño María.

CUESTIONARIO

- Tomando en cuenta que la formación de dimerización del NO_2 para formar N_2O_4 implica únicamente la formación de un enlace, balancea la siguiente ecuación química e indica con una **X** si esta reacción corresponde a una reacción endotérmica o exotérmica. Incluye al calor (Q) en el lugar correcto, de acuerdo con tu clasificación, (del lado de los productos o de los reactivos):



- Escribir la ecuación química de disociación del N_2O_4 incluyendo al calor (Q) en el lugar correcto de la ecuación (reactivos o productos).



¿Se trata de una reacción endotérmica o exotérmica? _____

¿Por qué puede saberse esto con seguridad? _____

3. Completar los siguientes enunciados:

Si el sistema en equilibrio $A + B \rightleftharpoons C$ es endotérmico, un aumento en la temperatura provocará que en el sistema se incremente la concentración de: _____

Cuando se aumenta la temperatura en el siguiente sistema en equilibrio: $D + E \rightleftharpoons F + G$, se observa un incremento en las cantidades de D y E, se puede asegurar que la reacción es (endotérmica o exotérmica): _____

SEGUNDA PARTE. $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 4 \text{Cl}^- \rightleftharpoons [\text{CoCl}_4]^{2-} + 6 \text{H}_2\text{O}$

INTRODUCCIÓN

El cloruro de cobalto(II) hexahidratado, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, (o cloruro de hexaacuocobalto(II), $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$) da lugar a las siguientes especies al disolverse en agua:



En presencia de una elevada concentración de iones Cl^- (como la que está presente en el HCl concentrado), las moléculas de agua que están enlazadas al ión Co^{2+} , pueden intercambiarse por iones cloruro, formándose una nueva especie, según el siguiente equilibrio:



PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

Identificar el carácter endotérmico o exotérmico de una reacción química dada.

1. En un tubo de ensaye colocar aproximadamente 3 mL de disolución de cloruro de cobalto(II) hexahidratado.
2. Añadir al tubo, gota a gota, ácido clorhídrico concentrado hasta que se observe un cambio de color (a morado).
3. Utilizar otros dos tubos de ensaye para dividir la disolución en tres partes iguales. El tubo 3 servirá como testigo.
4. Calentar el tubo número 1 en un baño María, hasta que ocurra un cambio notorio en el color de la disolución. Anotar el color.
5. Colocar el tubo número 2 en un baño de hielo. Anotar el color final de la disolución.
6. Sacar el tubo 1 del baño María y el 2 del hielo y comparar los tres tubos. Anotar las observaciones.
7. Después de la comparación, dejar los tubos reposar unos minutos hasta que todos tengan la misma temperatura, y anotar las observaciones.
8. Posteriormente poner el tubo 1 en un baño de hielo y el tubo 2 en un baño María. Sacarlos al ocurrir el



cambio de color y compararlos con el testigo. Anotar las observaciones. **R3**

RESULTADOS

Anota lo que sucede cuando:	Temperatura (Aumenta o disminuye)	Color final de la disolución (Azul o rosa)
El tubo 1 lo colocas en baño María.		
El tubo 2 lo colocas en baño de hielo.		

Ahora completa la siguiente tabla, anotando las observaciones al comparar los tres tubos cuando:

El tubo 1 en baño María	El tubo 2 en baño de hielo	Tubo testigo
Cuando los tres tubos alcanzan la misma temperatura		
El tubo 1 en baño de hielo	El tubo 2 en baño María	Tubo testigo

CUESTIONARIO

1. Indicar el color de las disoluciones acuosas de cloruro de cobalto(II) hexahidratado con ácido clorhídrico a temperatura ambiente, a temperatura inferior a la ambiente (baño de hielo) y a temperatura superior a la ambiente (baño María):

A temperatura ambiente: _____

A baja temperatura: _____

A alta temperatura (baño María): _____

2. Escribir la ecuación química para la disociación del HCl en agua:

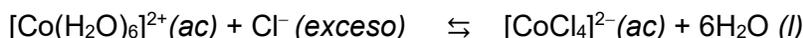
3. Con respecto a la pregunta 2, ¿Se encuentra presente algún ion que produzca color a la disolución?

4. Escribir la ecuación química para la disociación del $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ en agua:



5. De la pregunta 4, ¿Qué especie es la que provoca color en la disolución? _____
6. Cuando se hace reaccionar a temperatura ambiente a una disolución de $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ con una disolución concentrada de HCl, se establece un equilibrio entre los iones complejos $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ y $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ ¿Qué color tiene esta disolución? _____

7. De acuerdo con el siguiente equilibrio químico, que se estableció previamente en la introducción:



se puede decir que en los tubos 1, 2 y 3 se encuentran presentes tanto la especie $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ como la especie $[\text{CoCl}_4]^{2-}$, ¿A qué temperatura predomina cada uno de estos iones complejos?

$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ _____
 $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ _____

8. Completar los siguientes enunciados:

Al suministrar calor al equilibrio químico entre las especies de cobalto(II) se incrementa la cantidad de _____ ($\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$, CoCl_4^{2-}), por lo que podemos decir que la reacción en ese sentido es _____ (exotérmica, endotérmica).

9. Analizando la formación o ruptura de enlaces, las siguientes dos ecuaciones químicas (hipotéticas) ¿serían endotérmicas o exotérmicas?



10. Si se denomina X_1 a la reacción de formación del ión $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ a partir de la especie Co^{2+} y iones Cl^- y X_2 a la reacción de formación del ión $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, a partir de la especie Co^{2+} y moléculas de H_2O , escribe las ecuaciones químicas balanceadas para X_1 y X_2 y determina si requiere calentarse o enfriarse para ser más cuantitativa (para que se forme una mayor cantidad de producto).

X_1 _____; requiere: _____

X_2 _____; requiere: _____

PREGUNTAS FINALES

¿Qué sucede con las concentraciones de los productos cuando en una reacción química exotérmica se incrementa la temperatura?

¿Qué sucede con las concentraciones de los reactivos cuando en una reacción química endotérmica se incrementa la temperatura?



BIBLIOGRAFÍA

- Brown, T. L., Le May jr., H. E., Bursten, B. E., & Burdge, J. R. (2004). Química: la ciencia central. Pearson education.
- Reglamentos de seguridad e higiene disponibles en:
<https://amyd.quimica.unam.mx/course/view.php?id=614§ion=3>

PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

- **Disolución de HNO_3 1:1.** Medir 50 mL de ácido nítrico concentrado (69%, 1.41 g/mL) y mezclar con el mismo volumen de agua destilada.
- **Disolución de CoCl_2 4 %m/V.** Pesar 4 g de cloruro de cobalto, disolver en agua y llevar a un volumen final de 100 mL.

TRATAMIENTO DE RESIDUOS

R1: Nitrato de cobre(II) y agua.

R2: Tetraóxido de dinitrógeno y dióxido de nitrógeno.

R3: Cloruro de cobalto(II).

- **R1:** Agrega agua al sistema para detener la reacción del ácido nítrico con el cobre. Si quedan virutas de cobre en el fondo, filtralas y enjuágalas para devolver al laboratorista. Neutraliza la disolución con hidróxido de sodio y caliéntala hasta formar un precipitado negro (CuO). El precipitado seco deséchalo en la basura y la disolución neutra se desecha al drenaje.
- Junta los residuos **R2** como dióxido de nitrógeno y agrega agua al tubo; tápalo y agítalo. Neutraliza la disolución antes de desecharla.
- **R3:** Recolecta las disoluciones de cobalto(II) en un frasco etiquetado para ser tratadas posteriormente; tratando de generar la menor cantidad de residuos en disolución. Nota: las disoluciones de cobalto(II) pueden reutilizarse.

Reutilización: Agrega gotas de ácido clorhídrico concentrado, aproximadamente 3 gotas por cada 3 mL de disolución de cobalto (II), para emplearlo la siguiente sesión.

ELABORADO POR: Laura Gasque Silva

REVISADA POR: M. en C. Martha Magdalena Flores Leonar

Dr. Héctor García Ortega

Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldívar



Práctica 9. Ácidos y bases fuertes y débiles

PREGUNTAS A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

- ¿Cómo es la **acidez total** de un ácido débil en relación con su **acidez libre** en disolución?
¿Cómo es la **basicidad total** de una base fuerte en relación con su **basicidad libre** en disolución?

INTRODUCCIÓN

Definiciones:

1. Llamaremos **acidez libre** a la concentración de H^+ que se encuentran disociados en una disolución de cualquier ácido HX sea éste fuerte o débil, y **acidez total** a la concentración molar de ese ácido HX en la disolución.
2. Llamaremos **basicidad libre** a la concentración de OH^- que se encuentran disociados en una disolución de cualquier base sea ésta fuerte o débil, y **basicidad total** a la concentración molar de esa base en la disolución.

TAREA PREVIA

1. ¿Cuáles son las definiciones de Brønsted-Lowry para *ácido* y para *base*?

Ácido: _____

Base: _____

2. ¿Qué volumen de HCl concentrado (37 % m/m y $\delta=1.18 \text{ g mL}^{-1}$) se necesita para preparar 50 mL de una disolución 0.1 mol L^{-1} de este ácido?

Operaciones:

_____ mL

3. ¿Qué volumen de ácido acético glacial (concentrado) (100 % m/m y $\delta=1.05 \text{ g mL}^{-1}$) se necesita para preparar 50 mL de una disolución 0.1 mol L^{-1} de este ácido?

Operaciones:

_____ mL



4. ¿Cuántos gramos de NaOH (98 % m/m) se necesitan para preparar 50 mL una disolución 0.1 mol L^{-1} de esta base?

Operaciones:

_____ g

5. ¿Cuántos gramos de acetato de sodio sólido ($\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) se necesitan para preparar 50 mL una disolución 0.1 mol L^{-1} de esta base?

Operaciones:

_____ g

6. Calcula el valor de pH que debe tener cada una de estas disoluciones.

Operaciones HCl 0.1 mol L^{-1} :

pH = _____

Operaciones CH_3COOH 0.1 mol L^{-1} :

pH = _____

Operaciones NaOH 0.1 mol L^{-1} :

pH = _____



Operaciones $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ 0.1 mol L^{-1} :

pH = _____

7. Dibuja la estructura de Lewis para los ácidos y bases a emplear en la práctica.

HCl

CH_3COOH

NaOH

CH_3COONa

MATERIAL (POR EQUIPO)

- 2 matraces aforados de 50 mL.
- Pipetas graduadas y/o volumétricas de 1, 5 y 10 mL.
- Vasos de precipitados de 50 ó 100 mL.
- Dispositivo con foco para detectar conductividad.
- Potenciómetro (pHmetro) calibrado “Medir pH – recomendaciones” y “pHmetro – calibración” en la página de AMyD de Química General II. <http://amyd.quimica.unam.mx> Departamento de Química Inorgánica y Nuclear >> Programa Oficial de Prácticas de Química General II (1211 - Todos los grupos) >> Documentos para laboratorio.

REACTIVOS (cantidades aproximadas sugeridas por equipo)

PRIMERA PARTE

- 0.5 mL de HCl concentrado.
- 0.3 mL de ácido acético glacial.
- 2-3 gotas de disolución de indicador universal.

SEGUNDA PARTE

- 0.3 g de NaOH sólido.
- 0.7 g de acetato de sodio trihidratado.
- 2-3 gotas de disolución de indicador universal.



PRIMERA PARTE. *Acidez libre y acidez total.*

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Prepara las disoluciones correspondientes a los puntos 2 y 3 de la **Tarea Previa**.
 2. Transfiere una parte de cada una de estas disoluciones a un vaso de precipitados de 50 ó 100 mL.
- Nota:** No transfieras toda la disolución; el vaso no debe quedar lleno a más de tres cuartas partes de su capacidad. *Identifica cada uno de los vasos con una etiqueta.*
3. Añade a cada una de estas disoluciones tres gotas de indicador universal, estima el valor del pH mediante el color desarrollado y anota tus resultados en la **Tabla 1**.
 4. Prueba la conductividad de cada una de las disoluciones con el dispositivo con foco. Anota en la **Tabla 1** las observaciones correspondientes, indicando para cuál disolución la conductividad es mayor y para cuál es menor.
 5. Mide el pH de cada una de estas disoluciones utilizando un pHmetro y anota tus resultados en la **Tabla 1**.
 6. Prepara una disolución de HCl 0.01 mol L^{-1} a partir de la disolución que se preparó inicialmente. Colócala en un vaso de precipitados e identifícala como HCl 0.01 mol L^{-1} .
 7. Realiza con esta disolución las pruebas anteriores para completar la columna correspondiente en la **Tabla 1**. Comparar el color, la intensidad de la luz y el valor numérico de pH con la disolución de ácido acético (HAc) 0.1 mol L^{-1} .
 8. Prepara una disolución de HCl 0.001 mol L^{-1} a partir de la disolución que se preparó inicialmente (o de la empleada en el inciso anterior). Colócala en un vaso de precipitados e identifícala como HCl 0.001 mol L^{-1} .
 9. Realiza con esta disolución las pruebas anteriores para completar la columna correspondiente de la **Tabla 1**. Comparar el color, la intensidad de la luz y el valor numérico de pH con la disolución de HAc 0.1 mol L^{-1} .

Neutralización

10. Mide con una pipeta 10 mL de HCl 0.1 mol L^{-1} y colócalos en un vaso de precipitados pequeño. Asegúrate que esta disolución contenga indicador universal y añádele con una pipeta, mililitro a mililitro, una disolución de NaOH 0.1 mol L^{-1} hasta lograr que la mezcla tenga pH neutro; anota en la **Tabla 2** el volumen de base requerido. **R1**
11. Ahora mide con una pipeta 10 mL de ácido acético 0.1 mol L^{-1} y colócalos en un vaso de precipitados pequeño, asegurándote de que esta disolución contenga indicador universal. Añádele con una pipeta, mililitro a mililitro, una disolución de NaOH 0.1 mol L^{-1} hasta lograr que la mezcla tenga pH neutro; anota en la **Tabla 2** el volumen de base requerido. **R1**



RESULTADOS

Tabla 1. Propiedades de las disoluciones ácidas a distintas concentraciones.

	HCl 0.1 mol L^{-1}	HAc 0.1 mol L^{-1}	HCl 0.01 mol L^{-1}	HCl 0.001 mol L^{-1}
pH estimado con indicador				
Conductividad				
pH medido con el pHmetro				

Tabla 2. Volumen de NaOH 0.1 mol/L empleado para neutralizar los ácidos.

Ácido (10 mL)	mL de NaOH 0.1 mol L^{-1} necesarios para neutralizar
HCl 0.1 mol L^{-1}	
HAc 0.1 mol L^{-1}	

CUESTIONARIO

1. Escribe la ecuación química que representa la reacción entre el ácido acético y el agua, con estructuras de Lewis.

2. ¿Cómo puede explicarse la diferencia del pH observado entre la disolución de HCl 0.1 mol L^{-1} y la de HAc 0.1 mol L^{-1} ? _____

3. ¿Cómo puede explicarse la diferencia en la intensidad de la luz observada en el dispositivo con foco al colocar las terminales en la disolución de HCl 0.1 mol L^{-1} y en la de HAc 0.1 mol L^{-1} ? _____

4. Describe cómo se llevó a cabo la preparación de la disolución de HCl 0.01 mol L^{-1} (incluyendo cantidades y material) _____



5. Describe cómo se llevó a cabo la preparación de la disolución de HCl 0.001 mol L^{-1} (incluyendo cantidades y material) _____

6. ¿Cuál de las disoluciones de HCl mostró propiedades más parecidas a las del HAc 0.1 mol L^{-1} ? _____

7. ¿Cómo es la **concentración molar** de un ácido fuerte en relación con su **acidez libre** en disolución?

8. ¿Cómo es la **acidez total** de un ácido débil en relación con la **concentración molar de H^+** en disolución? _____

SEGUNDA PARTE. *Basicidad libre y basicidad total.*

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Prepara las disoluciones correspondientes a los puntos 4 y 5 de la **Tarea Previa**.
 2. Transfiere una parte de cada una de estas disoluciones a un vaso de precipitados de 50 ó 100 mL.
- Nota:** No transfieras toda la disolución; el vaso no debe quedar lleno a más de tres cuartas partes de su capacidad. *Identifica cada uno de los vasos con una etiqueta.*
3. Añade a cada una de estas disoluciones tres gotas de indicador universal, estima el valor del pH mediante el color desarrollado y anota tus resultados en la **Tabla 3**.
 4. Prueba la conductividad de cada una de las disoluciones con el dispositivo con foco. Anota en la **Tabla 3** las observaciones correspondientes, indicando para cuál disolución la conductividad es mayor y para cuál es menor.
 5. Mide el pH de cada una de estas disoluciones utilizando un pHmetro y anota tus resultados en la **Tabla 3**.
 6. Prepara una disolución de NaOH 0.01 mol L^{-1} a partir de la disolución que se preparó inicialmente. Colócala en un vaso de precipitados e identifícala como NaOH 0.01 mol L^{-1} .
 7. Realiza con esta disolución las pruebas anteriores para completar la columna correspondiente en la **Tabla 3**. Comparar el color, la intensidad de la luz y el valor numérico de pH con la disolución de acetato de sodio (NaAc) 0.1 mol L^{-1} .
 8. Prepara una disolución de NaOH 0.001 mol L^{-1} a partir de la disolución que se preparó inicialmente (o de la empleada en el inciso anterior). Colócala en un vaso de precipitados e identifícala como NaOH 0.001 mol L^{-1} .
 9. Realiza con esta disolución las pruebas anteriores para completar la columna correspondiente de la **Tabla 3**. Comparar el color, la intensidad de la luz y el valor numérico de pH con la disolución de acetato de sodio (NaAc) 0.1 mol L^{-1} .



Neutralización

10. Mide con una pipeta 10 mL de NaOH 0.1 mol L^{-1} y colócalos en un vaso de precipitados pequeño. Asegúrate que esta disolución contenga indicador universal y añádele con una pipeta, mililitro a mililitro, una disolución de HCl 0.1 mol L^{-1} hasta lograr que la mezcla tenga pH neutro; anota en la **Tabla 4** el volumen de ácido requerido. **R1**
11. Ahora mide con una pipeta 10 mL de acetato de sodio 0.1 mol L^{-1} y colócalos en un vaso de precipitados pequeño, asegurándote de que esta disolución contenga indicador universal. Añádele con una pipeta, mililitro a mililitro, una disolución de HCl 0.1 mol L^{-1} hasta lograr que la mezcla tenga pH neutro; anota en la **Tabla 4** el volumen de ácido requerido **R1**.

RESULTADOS

Tabla 3 Propiedades de las disoluciones básicas a distintas concentraciones.

	NaOH 0.1 mol L^{-1}	NaAc 0.1 mol L^{-1}	NaOH 0.01 mol L^{-1}	NaOH 0.001 mol L^{-1}
pH estimado con indicador				
Conductividad				
pH medido con el pHmetro				

Tabla 4 Volumen de ácido 0.1 M empleado para neutralizar las bases.

Base (10 mL)	mL de HCl 0.1 mol L^{-1} necesarios para neutralizar
NaOH 0.1 mol L^{-1}	
NaAc 0.1 mol L^{-1}	

CUESTIONARIO

1. Escribe dos ecuaciones químicas: Primero, la ecuación química que representa la disolución del acetato de sodio sólido en agua y después, la ecuación química que representa la reacción entre el ion acetato y el agua, ambas utilizando estructuras de Lewis.

Ecuación química 1:



Ecuación química 2:

2. ¿Hubo cambios significativos en la conductividad de las disoluciones de NaOH y de NaAc? Explica tus observaciones. _____

3. Describe cómo se llevó a cabo la preparación de la disolución de NaOH 0.01 mol L^{-1} (incluyendo cantidades y material). _____

4. Describe cómo se llevó a cabo la preparación de la disolución de NaOH 0.001 mol L^{-1} (incluyendo cantidades y material). _____

5. ¿Cuál de las disoluciones de NaOH mostró una basicidad libre más parecida a la del NaAc 0.1 mol L^{-1} ?

6. ¿Cómo es la **basicidad total** de una base fuerte en relación con su **concentración molar de OH⁻** en disolución? _____
7. ¿Cómo es la **concentración molar** de una base débil en relación con su **basicidad libre** en disolución?

PREGUNTAS FINALES

¿Cómo es la **acidez total** de un ácido débil en relación con su **acidez libre** en disolución?

¿Cómo es la **basicidad total** de una base fuerte en relación con su **basicidad libre** en disolución?

BIBLIOGRAFÍA

- Chang, R. (2010). Química. México: McGraw Hill.
- Whitten, K., Davis, R., Larry Peck, M., Stanley, G. (2004). Química. Cengage Learning, México.
- Reglamentos de seguridad e higiene disponibles en:
<https://amyd.quimica.unam.mx/course/view.php?id=614§ion=3>



TRATAMIENTO DE RESIDUOS

R1: Cloruro de sodio, acetato de sodio e indicador universal en agua.

- Las disoluciones de ambas partes experimentales se mezclan para neutralizarlas.

Asegúrate que el pH de todas las disoluciones sea neutro antes de verterlas al drenaje.

ELABORADO POR: Laura Gasque Silva

REVISADA POR: M. en C. Martha Magdalena Flores Leonar

Dr. Héctor García Ortega

Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldívar



Práctica 10. Curvas de titulación ácido-base

PREGUNTAS A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

- ¿Cómo se construye una curva de titulación ácido-base?
¿Qué especie química determina los cambios de pH antes y después del punto de equivalencia en la titulación de un ácido por una base fuerte?

TAREA PREVIA

- ¿Qué es una curva de titulación (o de valoración)? _____
- Considerando que se tienen 20 mL (V_{inic}) de HCl 0.1 mol L^{-1} y se van agregando los volúmenes de NaOH 0.1 mol L^{-1} indicados en la primera columna de la **Tabla 1**, calcular para cada adición de NaOH, lo que se indica en cada columna, para obtener en cada renglón el pH correspondiente. NOTA: Incluye todas las operaciones que realices.

Tabla 1. Cálculo teórico de pH.

Volumen de NaOH 0.1 mol/L agregado (mL)	$V_{\text{inic}} + V$ de NaOH 0.1 mol/L agregado (mL)	Cantidad de OH^- agregado (mol)	Cantidad en exceso		$[\text{H}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH
			de H^+ (mol)	de OH^- (mol)			
0							
4							
8							
12							
16							
18							
19							
20							
21							
22							
24							
26							
30							

- Graficar en una hoja de papel milimetrado, los volúmenes de NaOH agregados en las abscisas y el pH correspondiente en las ordenadas. Incluye tu gráfica.
- ¿A qué se le llama el “punto de equivalencia” en una curva de titulación? _____



Nuclear >> Programa Oficial de Prácticas de Química General II (1211 - Todos los grupos) >> Documentos para laboratorio, **y traer el material necesario para determinar el punto de equivalencia en las curvas que se realizaran en la sesión experimental.**

5. Determina gráficamente el punto de equivalencia en la curva de titulación correspondiente a los datos de la tabla 1.

6. ¿Qué significa “neutralizar”? _____

7. Extrayendo logaritmos en la ecuación $Ka = \frac{[H^+][base]}{[ácido]}$, y aplicando algunas de las leyes de los logaritmos, deduce la siguiente ecuación: $pH = pKa + \log \frac{[base]}{[ácido]}$

Deducción:

MATERIAL (POR EQUIPO)

- Potenciómetro (pHmetro) calibrado “**Medir pH – recomendaciones**” y “**pHmetro – calibración**” en la página de AMyD de Química General II. <http://amyd.quimica.unam.mx> Departamento de Química Inorgánica y Nuclear >> Programa Oficial de Prácticas de Química General II (1211 - Todos los grupos) >> Documentos para laboratorio.
- Bureta.
- Pipeta volumétrica de 10 mL
- Matraz Erlenmeyer.
- Papel milimetrado. (Traer una hoja)

REACTIVOS (cantidad aproximada de reactivos)

- 20 mL de una disolución de HCl 0.1 mol L^{-1} . *
- 20 mL de una disolución de ácido acético (HAc) 0.1 mol L^{-1} . *
- 60 mL NaOH 0.1 mol L^{-1} . *

* Disoluciones preparadas por el laboratorista.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Fijar el pHmetro junto a la bureta como se ve en la **Figura 1**. Se puede utilizar una pinza de tres dedos y el mismo soporte universal en donde se encuentra la bureta.
2. Colocar 20 mL de la disolución de HCl 0.1 mol L^{-1} en un vaso de precipitados.
3. Introducir *con mucho cuidado* en este vaso el electrodo y la punta de la bureta. El electrodo siempre debe permanecer dentro de la disolución y la punta de la bureta no debe tocar la disolución (ver Fig. 1). El electrodo se encontrará previamente calibrado por el profesor o el laboratorista. **No oprimir el botón** 75



de “cal” ya que esto hace que se pierda la calibración.

- Tomar el valor de pH inicial de la disolución de HCl y registrarlo en la **Tabla 2**.
- Realizar adiciones de NaOH, agitando después de cada adición y tomar nota del valor de pH después de cada adición. (Utilizar la **Tabla 2** para registrar los datos). **R1**

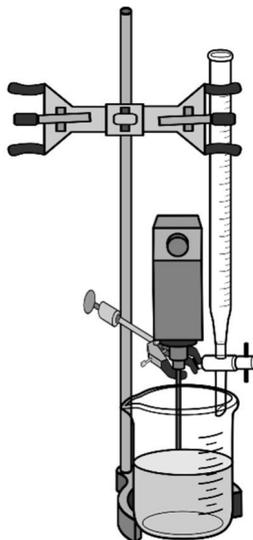


Figura 1.

- Repetir las operaciones anteriores ahora utilizando HAc 0.1 mol L^{-1} en lugar de HCl. Registrar en la **Tabla 2** los valores de pH para cada adición. **R1**
- Graficar en una misma hoja de papel milimetrado, las dos curvas de titulación, colocando el volumen de NaOH añadidos en las abscisas y los valores de pH en las ordenadas.

RESULTADOS

Tabla 2. Titulación de un ácido fuerte y un ácido débil.

Titulación de HCl con NaOH		Titulación de CH ₃ COOH con NaOH	
Volumen TOTAL de NaOH agregado (mL)	pH	Volumen TOTAL de NaOH agregado (mL)	pH
0		0	
4		4	
8		8	
10		10	
12		12	
15		15	
17		17	
18		18	



19		19	
20		20	
21		21	
22		22	
24		24	
26		26	
30		30	

CUESTIONARIO

NOTA: Señalar en la gráfica **TODOS** los datos que se utilicen para responder las preguntas.

1. ¿Qué significado físico tienen las coordenadas del punto de equivalencia (p.e)?

x(p.e.) = _____

y(p.e.) = _____

Titulación de HCl con NaOH		Titulación de CH ₃ COOH con NaOH	
Valor "x" en el punto de equivalencia	Valor "y" en el punto de equivalencia	Valor "x" en el punto de equivalencia	Valor "y" en el punto de equivalencia

2. Localizar el punto de equivalencia en cada una de las dos gráficas obtenidas con los datos de la **Tabla 1**, mediante un método gráfico.
3. Escribir la ecuación química que representa la reacción llevada a cabo en la primera titulación:

4. Considerando como dato confiable a la concentración de NaOH que se empleó como titulante, calcular la concentración de la disolución de HCl que se tituló. _____



Operaciones:

5. Escribir la ecuación química que representa la reacción llevada a cabo en la segunda titulación:

6. Considerando como dato confiable a la concentración de NaOH que se empleó como titulante, calcular la concentración de la disolución de HAc que se tituló. _____

Operaciones:

7. Completar la siguiente tabla (indicar correctamente a las especies iónicas **disociadas y/o las moleculares**, de acuerdo con el tipo de ácido: fuerte o débil).

	Titulación de HCl con NaOH	Titulación de CH ₃ COOH con NaOH
¿Cuáles son todas las especies presentes durante la titulación?		
¿Cuáles de las especies anteriores pueden disociarse en disolución?		
Escribe la disociación de las especies indicadas anteriormente		
Considerando las respuestas anteriores completa las siguientes preguntas. No olvides que puede haber especies químicas disociadas en iones y especies químicas moleculares (sin disociar)		
En el punto inicial , antes de iniciar las adiciones de titulante:		
Durante la titulación, antes del punto de equivalencia:		
En el punto de equivalencia:		
Después del punto de		



equivalencia:		
¿Cuánto vale el pH en el punto de equivalencia?		

8. ¿Por qué es distinto el valor de pH en el punto de equivalencia obtenido en ambas titulaciones? (ver especies químicas que se encuentran en el punto de equivalencia) _____

9. Utilizando los datos de la gráfica de titulación de HAc con NaOH:

a) ¿Qué volumen de NaOH se utilizó para neutralizar totalmente al ácido acético? _____

Operaciones:

b) ¿Qué volumen de NaOH se utilizó para neutralizar *solamente la mitad* del ácido acético? _____

Operaciones:

c) ¿Cuánto vale el pH cuando se ha neutralizado exactamente la mitad del ácido acético? _____

d) ¿Cómo son las concentraciones de ácido acético y del ion acetato en las condiciones de la pregunta anterior? _____

e) Con estos valores de concentración, y utilizando la ecuación que se dedujo como parte de la tarea previa, obtener el valor para el pKa del ácido acético.

Operaciones:

f) Comparar el valor obtenido con el reportado en tablas (pKa=4.75) _____

PREGUNTAS FINALES

¿Cómo se construye una curva de titulación ácido-base?

¿Qué especie química determina los cambios de pH antes y después del punto de equivalencia en la titulación 79



de un ácido por una base fuerte?

BIBLIOGRAFÍA

- Brown, T; LeMay, H; Bursten, B; Burdge, J (2004). Química la ciencia central. México: Pearson Education.
- Skoog, D; West, D; Holler, F; Crouch, S (2015). Fundamentos de Química Analítica. México: Cengage Learning.
- Reglamentos de seguridad e higiene disponibles en:
- <https://amyd.quimica.unam.mx/course/view.php?id=614§ion=3>

PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

- **Disolución de HCl 0.1 mol L⁻¹:** Medir aproximadamente 8.4 mL de ácido clorhídrico concentrado (37%, d = 1.18 g/mL), mezclar con 600 mL de agua destilada y llevar a un volumen final de 1 L.
- **Disolución de CH₃COOH 0.1 mol L⁻¹:** Medir aproximadamente 5.6 mL de ácido acético concentrado (100%, d = 1.05 g/mL), mezclar con 600 mL de agua destilada y llevar a un volumen final de 1 L.
- **Disolución de NaOH 0.1 mol L⁻¹:** Pesar aproximadamente 12 g de hidróxido de sodio, disolver en 600 mL de agua destilada y llevar a un volumen final de 1 L.

TRATAMIENTO DE RESIDUOS

R1: Disoluciones de cloruro de sodio y acetato de sodio, con indicador universal.

- Si el pH de la disolución es neutro se vierte al drenaje, de lo contrario, se neutraliza para su desecho.

ELABORADO POR: Laura Gasque Silva

REVISADA POR: M. en C. Martha Magdalena Flores Leonar

Dr. Héctor García Ortega

Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldívar



Práctica 11. Disoluciones Amortiguadoras

PREGUNTA A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

¿Qué es una disolución amortiguadora de pH?

¿Cuáles son los componentes de una disolución amortiguadora de pH?

TAREA PREVIA

Para conocer mejor las propiedades ácido-base de las especies ácido acético y/o acetato de sodio, se necesitan resolver los siguientes ejercicios:

- Para la reacción de **ácido acético** con agua:
 - Escribir la ecuación de equilibrio de la reacción.
 - Identificar los pares ácido-base de este equilibrio.
 - Escribir la expresión para la constante de equilibrio (K_a) e investigar su valor.

a) Ecuación de equilibrio:	
b) Pares ácido-base: Ácidos: _____ _____ Bases: _____ _____	c) Constante de equilibrio (K_a): $K_a =$

- Para la reacción de hidrólisis del **acetato de sodio** en agua:
 - Escribir la ecuación de equilibrio de la reacción de hidrólisis.
 - Identificar los pares ácido-base del equilibrio.
 - Escribir la expresión para la constante de equilibrio (K_b) e investigar su valor.

a) Ecuación de equilibrio:	
b) Pares ácido base: Ácidos: _____ _____ Bases: _____ _____	c) Constante de equilibrio (K_b): $K_b =$



MATERIAL (POR EQUIPO)

- Bureta y pinzas.
- 16 vasos de precipitados de 50 ó 100 mL.
- Potenciómetro (pHmetro) calibrado “**Medir pH – recomendaciones**” y “**pHmetro – calibración**” en la página de AMyD de Química General II. <http://amyd.quimica.unam.mx> Departamento de Química Inorgánica y Nuclear >> Programa Oficial de Prácticas de Química General II (1211 - Todos los grupos) >> Documentos para laboratorio.

REACTIVOS (cantidades aproximadas sugeridas)

- 30 mL de una disolución de HCl 0.5 mol L^{-1} .
- 30 mL de una disolución de NaOH 0.5 mol L^{-1} .
- 50 mL de una disolución de CH_3COOH 0.5 mol L^{-1} .
- 50 mL de una disolución de CH_3COONa 0.5 mol L^{-1} .
- 2-3 gotas de disolución de indicador universal por ensayo.
- 240 mL de agua destilada.

PRIMERA PARTE.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

En esta parte se evaluarán los cambios de pH que se presentan cuando se añade un ácido (HCl) o una base (NaOH) a una disolución que contiene: I) agua, II) ácido acético, III) acetato de sodio o IV) una mezcla de ácido acético y acetato de sodio.

1. Etiqueta 16 vasos de acuerdo con la **Tabla 1** y coloca en cada uno, los reactivos que se indican.
2. Estima con indicador universal el pH de cada una de las muestras descritas en la **Tabla 1** y registra tus resultados.
3. Determina el valor de pH de cada una de las muestras con el potenciómetro y anótalo en la **Tabla 1**.

NOTA: Conserva las disoluciones IIa, IIc, IIIa, IIIc, IVa y IVc, para la segunda parte de esta práctica; el resto de las disoluciones se pueden juntar para su tratamiento. **R1**



RESULTADOS

Anota en la siguiente tabla tus observaciones

Tabla 1: Cambios de pH cuando se agrega un ácido (HCl) o una base (NaOH)

# de muestra	Descripción de la muestra	pH	
		°/Indicador universal	°/pH metro
Ia	20 mL agua destilada		
Ib	15 mL agua destilada + 5 mL de HCl 0.5 mol L^{-1}		
Ic	20 mL agua destilada		
Id	15 mL agua destilada + 5 mL de NaOH 0.5 mol L^{-1}		
IIa*	15 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COOH } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$		
IIb	15 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COOH } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$ + 1 mL de HCl 0.5 mol L^{-1}		
IIc*	15 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COOH } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$		
IId	15 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COOH } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$ + 1 mL de NaOH 0.5 mol L^{-1}		
IIIa*	15 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COONa } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$		
IIIb	15 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COONa } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$ + 1 mL de HCl 0.5 mol L^{-1}		
IIIc*	15 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COONa } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$		
IIId	15 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COONa } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$ + 1 mL de NaOH 0.5 mol L^{-1}		
IVa*	10 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COOH } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$ + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COONa } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$		
IVb	10 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COOH } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$ + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COONa } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$ + 1 mL HCl 0.5 mol L^{-1}		
IVc*	10 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COOH } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$ + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COONa } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$		
IVd	10 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COOH } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$ + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COONa } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$ + 1 mL NaOH 0.5 mol L^{-1}		

(*) Conservar éstas disoluciones para la realización de la segunda parte de la práctica.



CUESTIONARIO

1. Cómo pudiste observar, a las disoluciones “b” se les añadió 1 mL de HCl. Para identificar los cambios de pH que esto genera, es necesario determinar las diferencias de pH entre las siguientes parejas de disoluciones (**Tabla 2**).

Tabla 2. Diferencias de pH entre parejas de disoluciones ácidas.

	$\Delta\text{pH}_{1(\text{indicador})}$	$\Delta\text{pH}_{1(\text{pH-metro})}$
Ia – Ib		
IIa – IIb		
IIIa – IIIb		
IVa – IVb		

2. ¿Para cuál o cuáles de las cuatro muestras el cambio en el pH (ΔpH), fue MENOR a una unidad al añadir 1 mL de HCl 0.5 mol L^{-1} ? _____

3. ¿Qué contenía(n) esa(s) muestra(s)? _____

4. ¿Para cuál o cuáles de las cuatro muestras el cambio en el pH (ΔpH), fue MAYOR a una unidad al añadir 1 mL de HCl 0.5 mol L^{-1} ? _____

5. ¿Qué contenía(n) esa(s) muestra(s)? _____

6. También se sabe ahora que a las disoluciones “d” se les añade 1 mL de NaOH. Para identificar los cambios de pH que esto genera, es necesario determinar las diferencias de pH entre las siguientes parejas de disoluciones:

Tabla 3. Diferencias de pH entre parejas de disoluciones básicas.

	$\Delta\text{pH}_{2(\text{indicador})}$	$\Delta\text{pH}_{2(\text{pH-metro})}$
Ic – Id		
IIc – IIId		
IIIc – IIIId		
IVc – IVd		

7. ¿Para cuál o cuáles de las cuatro muestras el cambio en el pH (ΔpH), fue MENOR a una unidad, al añadir 1 mL de NaOH 0.5 mol L^{-1} ? _____



8. ¿Qué contenía(n) esa(s) muestra(s)? _____

9. ¿Para cuál o cuáles de las cuatro muestras el cambio en el pH (ΔpH), fue MAYOR a una unidad al añadir 1 mL de NaOH 0.5 mol L^{-1} ? _____

10. ¿Qué contenía(n) esa(s) muestra(s)? _____

11. Con la información obtenida hasta este punto, anotar ahora el número de las disoluciones que presentaron el menor cambio de pH al añadirles HCl o NaOH y completar la siguiente tabla:

Tabla 4. Resumen de las diferencias de pH de las disoluciones.

Disolución No.	Especie(s) que contiene	ΔpH_1 al añadir HCl	ΔpH_2 al añadir NaOH	$\Delta\text{pH}_2 - \Delta\text{pH}_1$
II	CH ₃ COOH			
III	CH ₃ COONa			
IV	CH ₃ COOH + CH ₃ COONa			

12. ¿Cuál de las disoluciones presentó la MENOR diferencia entre los cambios de pH ($\Delta\text{pH}_2 - \Delta\text{pH}_1$) cuando se añaden HCl y NaOH? _____

13. ¿Qué contenía esa muestra? _____

14. Recordando la práctica anterior

a. Las disoluciones IVa y IVc contienen igual concentración de CH₃COOH y de CH₃COONa, esta condición es similar a uno de los puntos medidos en la curva de valoración de la práctica anterior ¿Cuáles son y cómo son entre sí los valores de pH medidos en ambos casos? _____

b. De igual modo es posible identificar en la curva de valoración de la práctica anterior, condiciones similares a las de las disoluciones IVb y IVd. Escribir las coordenadas de esos puntos y comparar sus correspondientes valores de pH.

Para IVb: _____

Para IVd: _____



SEGUNDA PARTE.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

Para comprobar la respuesta a la pregunta 14, es necesario realizar una experiencia adicional en la que se requieren las disoluciones reservadas en la primera parte (IIa, IIc, IIIa, IIIc, IVa y IVc), y ordenar según se indica en la **Tabla 5** y realizar el procedimiento que se describe a continuación:

1. A las muestras IIa, IIIa y IVa añadir alícuotas de 0.5 mL de HCl hasta observar que el valor de pH es similar al de la muestra Ib (**Tabla 1**, vaso que contiene sólo HCl y agua). Anotar en la **Tabla 5** el VOLUMEN TOTAL de HCl que se añade para conseguir esta condición. **R1**
2. A las muestras IIc, IIIc y IVc añadir alícuotas de 0.5 mL de NaOH hasta observar que el valor de pH es similar al de la muestra Id (**Tabla 1**, vaso que contiene sólo NaOH y agua). Anotar en la **Tabla 5** el VOLUMEN TOTAL de NaOH que se añade para conseguir esta condición. **R1**

RESULTADOS

Anota en la siguiente tabla tus observaciones

Tabla 5: Volumen añadido de ácido (HCl) o base (NaOH) para lograr un pH similar a las muestras “b” y “d”

# de muestra	Descripción de la muestra	pH inicial	pH final	V(mL) Añadido
				HCl
IIa	15 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COOH } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$			
IIIa	15 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COONa } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$			
IVa	10 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COOH } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$ + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COONa } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$			
				NaOH
IIc	15 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COOH } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$			
IIIc	15 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COONa } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$			
IVc	10 mL de agua destilada + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COOH } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$ + 5 mL de $\text{CH}_3\text{COONa } 0.5 \text{ mol L}^{-1}$			

CUESTIONARIO

1. ¿Cuáles disoluciones requieren de la mayor cantidad de HCl añadido para alcanzar la condición de pH requerida? En cada caso es necesario indicar la especie ácido-base que contiene inicialmente.

2. ¿Cuáles disoluciones requieren de la mayor cantidad de NaOH añadido para alcanzar la condición de pH requerida? En cada caso es necesario indicar la especie ácido-base que contiene inicialmente. _____



3. ¿Cuál de las tres disoluciones presenta los MENORES cambios de pH en ambos casos, cuando se añade un ácido (HCl) o una base (NaOH)? o bien, ¿Cuál de las tres disoluciones requiere, en ambos casos, de la adición de MAYORES cantidades de un ácido (HCl) o una base (NaOH)?

NOTA: Cuando se observan pequeños cambios de pH en una disolución al añadir un ácido o una base, se identifican como amortiguamiento de pH.

4. Utilizando las respuestas de la **Tarea Previa**, escribir las ecuaciones que describen el equilibrio químico responsable del pequeño cambio de pH cuando i) se añade un ácido (HCl) y ii) cuando se añade una base (NaOH) a la disolución que resulta como respuesta en la pregunta 3 (pregunta anterior)

i) Ecuación al añadir un ácido (HCl):

ii) Ecuación al añadir una base (NaOH):

PREGUNTA FINAL

¿Qué es una disolución amortiguadora de pH?

¿Cuáles son los componentes de una disolución amortiguadora de pH?

BIBLIOGRAFÍA

- Brown, T; LeMay, H; Bursten, B; Burdge, J (2004). Química la ciencia central. México: Pearson Education.
- Reglamentos de seguridad e higiene disponibles en:
<https://amyd.quimica.unam.mx/course/view.php?id=614§ion=3>

BIBLIOGRAFÍA

- **Disolución de HCl 0.5 mol L⁻¹.** Medir 20.9 mL de ácido clorhídrico concentrado y mezclar con agua destilada. Llevar a un volumen final de 500 mL.
- **Disolución de CH₃COOH 0.5 mol L⁻¹.** Medir 14.3 mL de ácido acético concentrado y mezclar con agua destilada. Llevar a un volumen final de 500 mL.
- **Disolución de NaOH 0.5 mol L⁻¹.** Pesar aproximadamente 10 g de hidróxido de sodio, disolver y llevar a



un volumen final de 500 mL.

- **Disolución de CH_3COONa 0.5 mol L^{-1} .** Pesar aproximadamente 20.5 g de acetato de sodio, disolver y llevar a un volumen final de 500 mL.

TRATAMIENTO DE RESIDUOS

R1: Disoluciones de cloruro de sodio y acetato de sodio, con indicador universal.

- Juntar todas las disoluciones, neutralizar y desechar en la tarja.

ELABORADO POR: Laura Gasque Silva

REVISADA POR: M. en C. Martha Magdalena Flores Leonar

Dr. Héctor García Ortega

Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldívar



Práctica 12. Solubilidad de sales en agua.

PREGUNTA A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

¿Qué tipo de sales son solubles y cuáles son insolubles?

MATERIAL (POR EQUIPO)

Material

- Traer un acetato con la tabla impresa que se encuentra al final de la práctica

REACTIVOS

1-2 gotas, por reactivo, de las siguientes disoluciones* 0.1 mol L^{-1} de:

- KNO_3
- KOH
- KCl
- KBr
- KI
- K_2SO_4
- K_2CO_3
- K_3PO_4
- LiCl
- NaCl
- NH_4Cl
- AgNO_3
- $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- CaCl_2
- BaCl_2
- $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

* Disoluciones preparadas por el laboratorista.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.



1. Colocar bajo el acetato donde está impresa la tabla, una hoja de papel oscuro.
2. Colocar en cada casilla del acetato, una gota de cada uno de los reactivos que encabezan el renglón y la columna correspondiente. Mezclar las gotas con la espátula limpia y seca. **R1**
3. Con el plumón, marcar con un círculo las casillas donde hubo formación de precipitado.
4. Marcar las casillas correspondientes en la **Tabla 1** además de ESCRIBIR LA FORMULA Y EL NOMBRE DE LA SAL QUE PRECIPITA.

RESULTADOS

Anota en la siguiente tabla tus observaciones, acerca de lo que sucede:

Tabla 1: Solubilidad de sales en agua

	KNO_3	KCl	KBr	KI	K_2SO_4	KOH	K_2CO_3	K_3PO_4
LiCl								
NaCl								
NH_4Cl								
CaCl_2								
BaCl_2								
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$								
$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$								
AgNO_3								
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$								



CUESTIONARIO

Completa las siguientes frases con base en tus resultados experimentales:

1. Los _____ de cualquier catión, son solubles.
2. Las sales de los cationes del grupo _____ y del ion _____ son solubles con todos los aniones.
3. Los cloruros, bromuros y yoduros de _____ y de _____ son poco solubles.
4. Los hidróxidos son poco solubles, excepto para los siguientes cationes _____
_____.
5. Los sulfatos de _____ son poco solubles.
6. Los carbonatos de _____ son poco solubles.
7. Los fosfatos de _____ son poco solubles.
8. El Cu^{2+} y el Ni^{2+} precipitan sólo con aniones que tienen carácter _____.
9. ¿Qué piensas ahora del siguiente enunciado? “Todos los compuestos iónicos son solubles en agua”

PREGUNTA FINAL

10. ¿Qué tipo de sales son solubles y cuáles son insolubles?

BIBLIOGRAFÍA

- Chang, R., & Goldsby, K. (2017). Química. México: McGraw Hill.
- Whitten, Davis, Peck, Stanley (2015). Química. México: Cengage Learning.
- Reglamentos de seguridad e higiene disponibles en:
<https://amyd.quimica.unam.mx/course/view.php?id=614§ion=3>



PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

La preparación de las disoluciones considera sales puras no hidratadas.

- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de KNO₃.** Pesar aproximadamente 1.01 g de nitrato de potasio, disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de KOH.** Pesar aproximadamente 0.56 g de hidróxido de potasio, disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de KCl.** Pesar aproximadamente 0.75 g de cloruro de potasio, disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de KBr.** Pesar aproximadamente 1.19 g de bromuro de potasio, disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de KI.** Pesar aproximadamente 1.66 g de yoduro de potasio, disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de K₂SO₄.** Pesar aproximadamente 1.74 g de sulfato de potasio, disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de K₂CO₃.** Pesar aproximadamente 1.38 g de carbonato de potasio, disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de K₃PO₄.** Pesar aproximadamente 1.01 g de fosfato de potasio, disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de LiCl.** Pesar aproximadamente 0.42 g de cloruro de litio, disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de NaCl.** Pesar aproximadamente 0.58 g de cloruro de sodio, disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de NH₄Cl.** Pesar aproximadamente 0.53 g de cloruro de amonio, disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de AgNO₃.** Pesar aproximadamente 1.70 g de nitrato de plata, disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de Cu(NO₃)₂.** Pesar aproximadamente 1.88 g de nitrato de cobre(II), disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de CaCl₂.** Pesar aproximadamente 1.11 g de cloruro de calcio, disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de BaCl₂.** Pesar aproximadamente 2.08 g de cloruro de bario, disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de Ni(NO₃)₂.** Pesar aproximadamente 1.83 g de nitrato de níquel(II), disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución 0.1 mol L⁻¹ de Pb(NO₃)₂.** Pesar aproximadamente 3.31 g de nitrato de plomo(II), disolver en agua y llevar a un volumen de 100 mL.



TRATAMIENTO DE RESIDUOS

R1: Recolectar o limpiar con un papel absorbente “**pequeño**” los productos formados de plomo(II), níquel(II) y plata(I), poner a secar el papel y entregar para su posterior tratamiento.

Enjuagar el acetato para eliminar los productos que no pudieron limpiarse, secar y tirar a la basura.

RESIDUOS PARA ENTREGAR

El **profesor** debe de entregar los residuos sólidos, en este caso los papeles usados para limpiar los acetatos, perfectamente SECOS (procurar usar la menor cantidad de papel). Estos se colocarán en una bolsa o frasco, identificado con una etiqueta de la UGA (el nombre de los residuos deberá anotarse con letra).

El **profesor** dejará la bolsa o frasco del residuo generado en el cajón asignado para residuos.

ELABORADO POR: Laura Gasque Silva

REVISADA POR: M. en C. Martha Magdalena Flores Leonar

Dr. Héctor García Ortega

Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldívar



	KNO_3	KCl	KBr	KI	K_2SO_4	KOH	K_2CO_3	K_3PO_4						
LiCl														
NaCl														
NH_4Cl														
CaCl_2														
BaCl_2														
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$														
$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$														
AgNO_3														
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$														



Práctica 13. Equilibrios de solubilidad

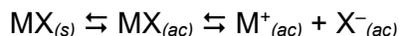
ENUNCIADO A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

En sales poco solubles cuando el valor de _____ (K_{ps}/pK_{ps}), se _____ (incrementa/disminuye), la solubilidad molar de la sal es _____ (mayor/menor).

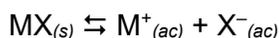
INTRODUCCIÓN

La *solubilidad* de un compuesto químico se puede definir como la máxima cantidad, expresada en gramos, que pueda disolverse de éste en 100 g de agua a una temperatura constante. En general, a mayor temperatura, la solubilidad aumenta. Los datos reportados en libros y tablas se encuentran a 25 °C.

En el caso de los compuestos iónicos, el proceso de disolución involucra la disociación de los iones. Una gran cantidad de compuestos iónicos son muy poco solubles en agua y su solubilidad suele cuantificarse mediante el estudio del siguiente equilibrio:



La concentración de la especie $MX_{(ac)}$ se conoce como la *solubilidad intrínseca* y en muchos casos su valor es muy pequeño, por lo que el equilibrio de solubilidad se puede reescribir como:



La concentración del sólido se considera constante, lo que da como resultado la siguiente expresión de la *constante de solubilidad* (K_{ps} , también conocida como *producto de solubilidad*):

$$K_{ps} = [M^+][X^-]$$

A la concentración de cada uno de los iones presentes en disolución al momento de la precipitación del sólido se le llama *solubilidad molar*.

Los factores que afectan la solubilidad son la temperatura, el ion común y el pH.

TAREA PREVIA

1. Escribe la ecuación del equilibrio de solubilidad para el PbI_2 ($pK_{ps} = 7.85$) y calcula su solubilidad molar ($mol L^{-1}$).

Ecuación de equilibrio:

Operaciones:



2. Completa la siguiente **Tabla 1** con los datos que se te piden y escribe en la **Tabla 2** las operaciones necesarias que realizaste.

Tabla 1.

Compuesto	Nombre	Masa molar	pK_{ps}	S ($mol\ L^{-1}$)	s ($g\ L^{-1}$)
TIBr			2.62		
$La_2(C_2O_4)_3$			24.1		
$FeCrO_4$			5.6		
$Ni_3(AsO_4)_2$			25.5		
$Zn(IO_3)_2$			5.4		

Tabla 2. Operaciones

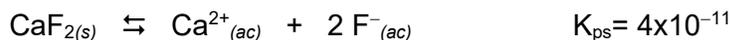
Compuesto	S ($mol\ L^{-1}$)	S ($g\ L^{-1}$)
TIBr		
$La_2(C_2O_4)_3$		
$FeCrO_4$		
$Ni_3(AsO_4)_2$		
$Zn(IO_3)_2$		



3. Ordena los compuestos de la pregunta anterior del **más** soluble al **menos** soluble.

_____ > _____ > _____ > _____ > _____.

4. Considera una disolución saturada de fluoruro de calcio en la cual se ha establecido el siguiente equilibrio:



a) ¿Cuál es la concentración molar de calcio presente en la disolución?

Operaciones:

_____ M

b) Calcula la concentración molar de calcio si a esta disolución saturada le agregas NaF de modo que la concentración total de fluoruros sea 0.1 mol L^{-1} .

Operaciones:

_____ M

c) Compara las dos concentraciones molares y explica la diferencia. _____

MATERIAL (POR EQUIPO)

- Espátula.
- 4 tubos de ensayo.
- Baño María.
- Vidrio de reloj

REACTIVOS (cantidades aproximadas sugeridas por equipo)

PRIMERA PARTE

- 0.15 mL de CuSO_4 0.1 mol L^{-1} . (2-3 gotas por equipo)*
- 0.003 g de Na_2CO_3 sólido. (aproximadamente equivale a una punta de espátula pequeña)
- 0.25 mL de $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 0.1 mol L^{-1} . (5 gotas por equipo)*



- 0.1 mL de NaOH 1 mol L⁻¹. (2 gotas por equipo)*
- 0.002g Na₂S sólido. (aproximadamente equivale a una punta de espátula pequeña)

SEGUNDA PARTE

- 2 mL de Pb(NO₃)₂ 0.1 mol L⁻¹. (Efecto de la temperatura)*
- 5 mL de Pb(NO₃)₂ 0.1 mol L⁻¹. (Efecto del ión común)*
- 4 mL de KI 0.1 mol L⁻¹.*
- 0.6 g de NaCl sólido
- 3 mL de CuSO₄ 0.1 mol L⁻¹.*
- 6 mL NaOH 0.1 mol L⁻¹.*
- 0.6 mL de H₂SO₄ 1 mol L⁻¹.*

* Disoluciones preparadas por el laboratorista.

PRIMERA PARTE. SOLUBILIDAD DE DISTINTOS COMPUESTOS DE Cu(II).

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. En un vidrio de reloj coloca 3 gotas de una disolución 0.1 mol L⁻¹ de CuSO₄.
2. Añade, poco a poco y homogenizando, Na₂CO₃ sólido con la ayuda de una espátula hasta la formación de un precipitado con color. Anota los cambios observados en la **Tabla 3**.
3. A la mezcla de reacción anterior, agrégale gota a gota y con agitación una disolución de K₄[Fe(CN)₆] 0.1 mol L⁻¹ hasta que se observe un cambio permanente en el sólido formado. Anota los cambios observados en la **Tabla 3**.
4. A la mezcla resultante del punto anterior, añade gota a gota una disolución de NaOH 1 mol L⁻¹. No olvides ir anotando todos los cambios de color y estado físico en la **Tabla 3**.
5. Por último, agrega poco a poco y con agitación Na₂S sólido. Anota todas las observaciones en la **Tabla 3. R1**

RESULTADOS

Tabla 3. Solubilidad de distintos compuestos de Cu(II).

Ecuación química de precipitación	Observaciones
$\text{CuSO}_{4(ac)} + \text{Na}_2\text{CO}_{3(ac)} \rightarrow 1 + \text{Na}_2\text{SO}_{4(ac)}$	
$1 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_{(ac)} \rightarrow 2 + \text{K}_2\text{CO}_{3(ac)}$	
$2 + \text{NaOH}_{(ac)} \rightarrow 3 + \text{Na}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_{(ac)}$	
$3 + \text{Na}_2\text{S}_{(ac)} \rightarrow 4 + \text{NaOH}_{(ac)}$	



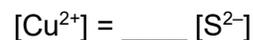
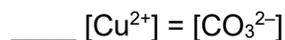
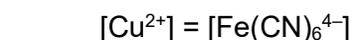
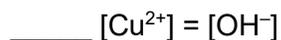
CUESTIONARIO

1. Considerando que todas las reacciones son de doble sustitución, escribe en la **Tabla 4** las fórmulas y los nombres de los compuestos **1, 2, 3 y 4**.

Tabla 4. Compuestos de cobre(II) como productos de precipitación.

1		3	
2		4	

2. En las siguientes expresiones, en las que las concentraciones de las especies se expresan entre paréntesis cuadrados, coloca en cada caso el coeficiente necesario para expresar la relación entre la concentración de los aniones y los cationes al disolverse cada uno de los compuestos de cobre(II) formados durante la práctica.



3. En la **Tabla 5** escribe los equilibrios de solubilidad para cada uno de los precipitados (pp) de cobre(II) observados, así como la correspondiente expresión matemática de la constante de solubilidad en cada caso.

Tabla 5. Equilibrios de solubilidad de los precipitados de sales de cobre(II)

pp	Equilibrio de solubilidad	Expresión de la K_{ps}	Valor de la K_{ps}	Solubilidad molar $[\text{Cu}^{2+}]$
1			1.4×10^{-10}	
2			1.3×10^{-16}	
3			2.2×10^{-20}	



4			6.3×10^{-36}	
---	--	--	-----------------------	--

4. En la **Tabla 6** y para cada caso expresa las ecuaciones que te permiten calcular los valores de solubilidad molar para cada uno de los compuestos poco solubles de cobre(II).

Tabla 6. Ecuaciones para el cálculo de los valores de solubilidad molar de los compuestos de cobre(II)

pp	Operaciones	pp	Operaciones
1		3	
2		4	

5. Escribe la expresión de la constante de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones y calcula su valor utilizando los datos de K_{ps} de la **Tabla 5**. (Sugerencia: conviene multiplicar el numerador y el denominador en estas expresiones por $[Cu^{2+}]$ o por $[Cu^{2+}]^2$). Predecir hacia qué lado se desplazará el equilibrio en cada caso. **NOTA:** No olvides balancear las ecuaciones.

Tabla 7.

$CuS_{(s)} + CO_3^{2-}_{(ac)} \rightleftharpoons CuCO_{3(s)} + S^{2-}_{(ac)}$	$K_{eq} =$
Operaciones:	
El equilibrio se desplaza hacia: _____	



$\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]_{(s)} + \text{OH}^-_{(ac)} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_{2(s)} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}_{(ac)}$	$K_{eq} =$
<p>Operaciones:</p> <p style="text-align: right;">El equilibrio se desplaza hacia: _____</p>	

6. Ordena, **de mayor a menor solubilidad**, los siguientes compuestos de cobre(II): $\text{Cu}(\text{OH})_2$, CuCO_3 , CuSO_4 , CuS y $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

_____ > _____ > _____ > _____ > _____

SEGUNDA PARTE. FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

EFECTO DE LA TEMPERATURA

1. En un tubo de ensayo colocar 2 mL de una disolución 0.1 mol L^{-1} de nitrato de plomo(II) y añadir, gota a gota, yoduro de potasio 0.1 mol L^{-1} hasta la precipitación completa. Registrar la temperatura de trabajo y anotar las observaciones correspondientes.
2. Calentar el tubo en baño María a 90°C y observar lo que ocurre. Retirar el tubo del baño y dejarlo enfriar lentamente en la gradilla. Anotar las observaciones. **R2**

EFECTO DEL ION COMÚN

1. En dos tubos de ensayo colocar 5 mL de una disolución 0.1 mol L^{-1} de nitrato de plomo(II). A cada uno de ellos añadirle 0.06 g de cloruro de sodio. Agitar, observar lo ocurrido y registrar observaciones. **R3**
2. A uno de los dos tubos, añadirle otros 0.5 g de NaCl (o 2 mL de una disolución de NaCl) Comparar la cantidad de sólido formado en ambos tubos. **R3**

EFECTO DEL pH

1. En un tubo de ensayo colocar 3 mL de una disolución 0.1 mol L^{-1} de sulfato de cobre(II). Añadirle, gota a gota, una disolución 0.1 mol L^{-1} de hidróxido de sodio hasta la precipitación completa. **NOTA:** la disolución sobrenadante debe verse incolora.
2. Agregar, gota a gota y con agitación, ácido sulfúrico 1 mol L^{-1} hasta obtener una disolución homogénea color azul. Anota tus observaciones. **R4**

RESULTADOS Y ANÁLISIS

EFECTO DE LA TEMPERATURA

1. Escribe la ecuación química de la reacción que se llevó a cabo entre el nitrato de plomo(II) y el yoduro de potasio.



Ecuación química:

2. Escribe la ecuación del equilibrio de solubilidad del producto poco soluble de la reacción anterior, y la correspondiente expresión del producto de solubilidad.

3. Anota las observaciones del experimento al combinar el nitrato de plomo(II) con el yoduro de potasio.

Observaciones: _____

4. Anota las observaciones del experimento a 90 °C.

Observaciones: _____

5. Anota las observaciones del experimento cuando la disolución alcanza temperatura ambiente

Observaciones: _____

6. ¿Cómo afecta la temperatura a la solubilidad de las sales de plomo(II)? _____

EFECTO DEL IÓN COMÚN

7. Escribe la ecuación química de la reacción que se llevó a cabo entre el nitrato de plomo(II) y el cloruro de sodio. Anota las observaciones antes y después de añadir más cloruro de sodio.

Ecuación química:

Antes: _____

Después: _____

8. Escribe la ecuación del equilibrio de solubilidad del producto poco soluble de la reacción anterior, y la correspondiente expresión del producto de solubilidad.



9. Expresa la concentración de iones Cl^- en función de la concentración de iones Pb^{2+} , en una disolución saturada de PbCl_2 .

$$[\text{Cl}^-] = ____ [\text{Pb}^{2+}]$$

10. Expresa la concentración de iones Pb^{2+} en función de la concentración de iones Cl^- en una disolución saturada de PbCl_2 .

$$[\text{Pb}^{2+}] = ____ [\text{Cl}^-]$$

11. Calcula la solubilidad molar (S) del Pb^{2+} en una disolución saturada de PbCl_2 , sabiendo que su K_{ps} es 2.4×10^{-4} .

Operaciones:

12. ¿Cuál es la concentración de Cl^- en estas mismas condiciones? _____

13. Calcula la concentración de Pb^{2+} en una solución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ a la que se ha añadido un exceso de NaCl , tal que la concentración final del ion cloruro, $[\text{Cl}^-] = 0.1 \text{ mol L}^{-1}$.

Operaciones:

14. ¿Cómo afecta la presencia de un ion común a la solubilidad de las sales de plomo(II)? _____

EFEECTO DEL pH

15. Escribe la ecuación química de la reacción que se llevó a cabo entre el sulfato de cobre(II) y el hidróxido de sodio. Anota las observaciones después de agregar $\text{NaOH } 0.1 \text{ mol L}^{-1}$ y $\text{H}_2\text{SO}_4 1 \text{ mol L}^{-1}$.

Ecuación química:

Al añadir $\text{NaOH } 0.1 \text{ mol L}^{-1}$: _____

Al añadir $\text{H}_2\text{SO}_4 1 \text{ mol L}^{-1}$: _____

16. Escribe la ecuación del equilibrio de solubilidad del producto poco soluble de la reacción anterior, y la



correspondiente expresión del producto de solubilidad.

17. Escribe la ecuación química de la reacción que se llevó a cabo entre este producto y el ácido sulfúrico.

18. ¿Cómo afecta el pH a la solubilidad de las sales de cobre(II)? _____

PREGUNTA FINAL

En sales poco solubles cuando el valor de _____ (K_{ps}/pK_{ps}), se _____ (incrementa/disminuye), la solubilidad molar de la sal es _____ (mayor/menor).

BIBLIOGRAFÍA

- Benson, S. (1988). Cálculos químicos. México: Limusa.
- Brown, T; et. al. (1998). Química la ciencia central. México: Prentice Hall.
- Chang, R. (2017). Química. México: McGraw Hill.
- Mortimer, C. (1983). Química. México: Grupo Editorial Iberoamérica.
- Reglamentos de seguridad e higiene disponibles en:
<https://amyd.quimica.unam.mx/course/view.php?id=614§ion=3>

PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

- **Disolución de CuSO_4 0.1 mol L^{-1} .** Disolver 16 g de sulfato de cobre(II) en agua destilada y llevar a un volumen de 1 L.
- **Disolución de $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 0.1 mol L^{-1} .** Disolver 3.7 g de ferrocianato(II) de potasio en agua destilada y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución de NaOH 1 mol L^{-1} .** Disolver 4 g de hidróxido de sodio en agua destilada y llevar a un volumen de 100 mL.
- **Disolución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1 mol L^{-1} .** Disolver 33 g de nitrato de plomo(II) en agua destilada y llevar a un volumen de 1 L.
- **Disolución de KI 1 mol L^{-1} .** Disolver 16.6 g de yoduro de potasio en agua destilada y llevar a un volumen de 1 L.
- **Disolución de NaOH 0.1 mol L^{-1} .** Disolver 4 g de hidróxido de sodio en agua destilada y llevar a un volumen de 1 L.
- **Disolución de H_2SO_4 1 mol L^{-1} .** Mezclar 13 mL de ácido sulfúrico en agua destilada y llevar a un volumen de 250 mL.



TRATAMIENTO DE RESIDUOS

R1: Sulfuro de cobre(II)

R2: Yoduro de plomo(II)

R3: Cloruro de plomo(II)

R4: Sulfato de cobre(II)

R1: Recolectar con un papel absorbente “**pequeño**” el sólido formado, y una vez SECO colocarlo en una bolsa de plástico previamente etiquetada para su posterior tratamiento. En caso de utilizar una mayor cantidad de reactivos para la primera parte de la práctica, filtrar el sólido formado, correspondiente a sulfuro de cobre(II), lavar con agua; dejar secar el papel filtro y recuperar el sólido SECO en el frasco correspondiente. Neutralizar el agua de lavado para poder desecharla en la tarja. El papel filtro sin sólido, una vez SECO, se depositará en una bolsa de plástico debidamente etiquetada.

R2 y **R3** juntarlos. Agregar cloruro de sodio hasta asegurarse que precipite **todo** el plomo(II). Filtrar el sólido formado y agregar cloruro de sodio a las aguas del filtrado, si ya no precipita plomo(II) se puede desechar a la tarja. Entregar el precipitado SECO en el frasco etiquetado con el nombre del residuo. El papel filtro SECO correspondiente se depositará en una bolsa de plástico debidamente etiquetada.

R4: Agregar hidróxido de sodio para formar hidróxido de cobre(II), calentar hasta formar el óxido de cobre(II), filtrar, secar y tirar a la basura. El agua del filtrado, una vez neutra, se puede desechar en la tarja.

RESIDUOS PARA ENTREGAR

El **profesor** debe de entregar los residuos sólidos y los papeles filtro que haya utilizado perfectamente SECOS en bolsas de plástico, o frasco según se indique, separados y con una etiqueta de la UGA (el nombre del residuo debe anotarse con letra).

El **profesor** dejará la bolsa o frasco del residuo generado en el cajón asignado para residuos.

ELABORADO POR: *Laura Gasque Silva*

REVISADA POR: *M. en C. Martha Magdalena Flores Leonar*

Dr. Héctor García Ortega

Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldívar



Práctica 14. Electrólisis de agua

PREGUNTAS A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

¿Cuáles son las especies que reaccionan en cada electrodo del aparato de Hoffman?

¿En qué sentido se da el desplazamiento de las cargas eléctricas (positivas y negativas) en el aparato de Hoffman?

TAREA PREVIA

1. ¿Cuál es la diferencia entre “hidrólisis” y “electrólisis”?

Hidrólisis: _____

Electrólisis: _____

2. Coloca sobre una escala de potencial los valores de E° (potencial de reducción estándar) para los siguientes pares rédox. Escribe y balancea la ecuación química de la reacción espontánea que puede llevarse a cabo entre estas especies.

Par	E° (V)
H^+/H_2	0
O_2/H_2O	+1.23

_____ \longrightarrow E° (V)

_____ + _____ \rightleftharpoons _____

3. ¿Es posible llevar a cabo la reacción espontánea de obtención de hidrógeno y oxígeno a partir de agua? Explica tu respuesta. _____

MATERIAL (POR EQUIPO)

- Aparato de Hoffman.
- Soporte universal.
- Fuente de poder. “**Instructivo para el uso de la fuente de poder**” en la página de AMyD de Química General II. <http://amyd.quimica.unam.mx>, Departamento de Química Inorgánica y Nuclear >> Programa Oficial de Prácticas de Química General II (1211 - Todos los grupos) >> Documentos para laboratorio.
- Pinzas para soporte.
- 1 pipeta graduada de 5 mL
- Vaso de precipitados de 250 mL.

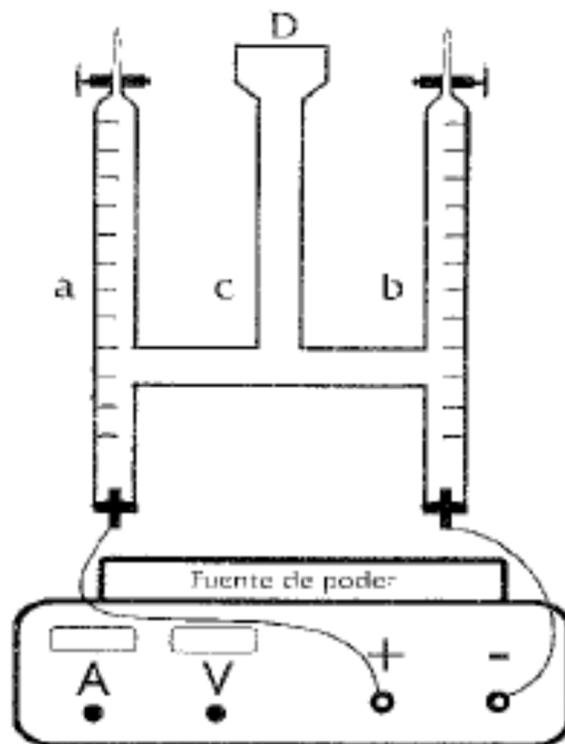


REACTIVOS

- 200 mL de disolución de Na_2SO_4 1 mol L^{-1} con disolución de indicador universal.*
* Disolución preparada por el laboratorista.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

Se utilizará el aparato de electrólisis de Hoffman que se muestra en la siguiente figura.



1. Fija el aparato de Hoffman en un soporte universal. Cuida que esté en una posición alineada.
2. Abre la llave de los tubos a y b.
3. En un vaso de precipitados coloca aproximadamente 200 mL de una disolución acuosa de sulfato de sodio 1 mol L^{-1} . Agrega unas gotas de indicador universal y agita.
4. Por el extremo D llena el aparato con la disolución anterior. Inclina el aparato hacia ambos lados para liberar el aire atrapado. Sigue agregando más disolución hasta que ésta alcance el nivel cero en la escala de los tubos a y b. En caso de que la disolución se pase del nivel indicado, es imprescindible retirar el exceso. Para esto hay que extraer el sobrante de la disolución que se encuentra en el tubo c usando una pipeta.
5. Conecta el electrodo que se encuentra en la salida b, a la terminal negativa (cátodo) de una fuente de poder con ayuda de unos caimanes. Conecta el electrodo que se encuentra en la salida del tubo a la terminal positiva (ánodo) de la fuente de poder.
6. Enciende la fuente de poder y observa la evolución de los gases. **NOTA:** Recuerda preguntarle a tu profesor las condiciones y tiempo de trabajo.
7. Mediante la relación de volúmenes, identifica en qué tubo se está produciendo el oxígeno y en cuál el hidrógeno. Anota tus observaciones en la **Tabla 1**. Una vez concluido el procedimiento recolectar la



disolución restante. **R1**

8. Repite el experimento utilizando agua destilada en lugar de la disolución de Na_2SO_4 1 mol L^{-1} .

RESULTADOS

Tabla 1: Electrólisis del agua

Datos	Tubo "a"	Tubo "b"
Volumen al inicio.		
Volumen al final.		
Color del indicador universal		

CUESTIONARIO

1. Escribe la ecuación química que representa la semirreacción de reducción del agua para producir H_2 .



2. ¿Cómo se modifica el pH en la vecindad del electrodo donde se produce el gas hidrógeno? _____

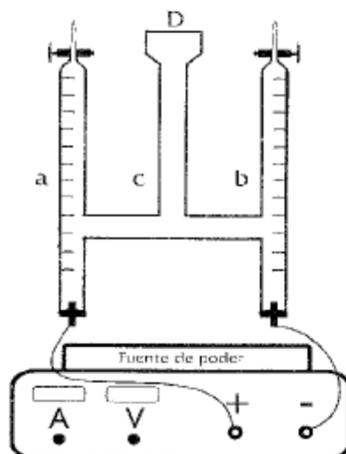
3. Escribe la ecuación química que representa la semirreacción de oxidación del agua para producir O_2 .



4. ¿Cómo se modifica el pH en la vecindad del electrodo donde se produce el gas oxígeno? _____

5. Señala sobre la siguiente figura del Aparato de Hoffman:

- ¿En qué dirección se desplazan los iones Na^+ y en qué dirección se desplazan los iones SO_4^{2-} ?
- La dirección del flujo de los electrones.



6. Completa el siguiente enunciado eligiendo en cada caso una de las dos expresiones entre paréntesis.

La (reducción, oxidación) _____ del agua para formar (O_2 , H_2), _____, se lleva a cabo en el (ánodo, cátodo), _____, acompañada de la formación de iones (H^+ , OH^-) _____.

7. Al repetir el experimento utilizando agua destilada en lugar de la disolución de Na_2SO_4 1 mol L^{-1} , explica la diferencia observada. _____

PREGUNTAS FINALES

¿Cuáles son las especies que reaccionan en cada electrodo del aparato de Hoffman?

¿En qué sentido se da el desplazamiento de las cargas eléctricas (positivas y negativas) en el aparato de Hoffman?

BIBLIOGRAFÍA

- Brown, T; LeMay, H; Bursten, B; Burdge, J (2004). Química la ciencia central. México: Pearson Education.
- Chang, R., & Goldsby, K. (2013). Química. México: McGraw Hill.
- Lange, N. A. (1989). Manual de Química. New York: McGraw Hill.
- Reglamentos de seguridad e higiene disponibles en:
<https://amyd.quimica.unam.mx/course/view.php?id=614§ion=3>

PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

- **Disolución de Na_2SO_4 1 mol L^{-1} .** Pesar aproximadamente 140 g de sulfato de sodio y llevar a un litro con agua destilada.



TRATAMIENTO DE RESIDUOS

R1: Recolectar el sulfato de sodio que se encuentra en el aparato de Hoffman y entregar al laboratorista para su reutilización.

ELABORADO POR: Laura Gasque Silva

REVISADA POR: M. en C. Martha Magdalena Flores Leonar

Dr. Héctor García Ortega

Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldívar



Práctica 15. Equilibrios de óxido-reducción

PREGUNTA A RESPONDER AL FINAL DE LA PRÁCTICA

¿Qué cambios de estados de oxidación y de color se observan en la mezcla de vanadato de amonio con cinc metálico en medio ácido?

INTRODUCCIÓN

El vanadio, es un metal de transición que puede formar iones con distintos estados de oxidación: II, III, IV y V. En disolución acuosa, se forman respectivamente las siguientes especies: V^{2+} , V^{3+} , VO^{2+} (vanadilo) y VO_3^- (vanadato). Cada estado de oxidación da lugar a un ion de diferente color.

Tabla 1. Especies de vanadio en disolución acuosa y sus potenciales rédox

Ion	Color	Par rédox	E° (V)
V^V , VO_3^- (vanadato)	Amarillo pálido	V^V/V^{IV}	1.00
V^{IV} , VO^{2+} (vanadilo)	Azul	VO^{2+}/V^{3+}	0.34
V^{3+}	Verde	V^{3+}/V^{2+}	-0.26
V^{2+}	Morado	V^{2+}/V^0	-1.13

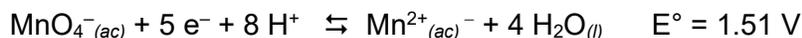
Estas especies de vanadio pueden observarse al hacer reaccionar metavanadato de amonio (NH_4VO_3) en medio ácido con cinc metálico **en exceso**.



El cinc metálico debe ir en exceso pues podría reaccionar también con el ácido:

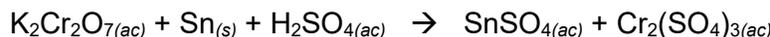


Recordemos también que el permanganato de potasio es un oxidante fuerte, capaz de participar en reacciones de óxido-reducción, mediante la siguiente semireacción de reducción:



TAREA PREVIA

Considerando el siguiente proceso rédox:



1. ¿Cuál es la especie oxidante? _____
2. ¿Cuál es la especie reductora? _____
3. ¿Cuál es el estado de oxidación del metal en la especie oxidante? _____



4. Completa la ecuación química y balancéala por el método del ion-electrón.

Ecuación química balanceada:

5. Sabiendo que el $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1.51 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1.33 \text{ V}$, escribe (y balancea) la ecuación química de la reacción que puede llevarse a cabo entre el oxidante de uno de estos dos pares y el reductor del otro par, en medio ácido.

Ecuación química balanceada:

MATERIAL (POR EQUIPO)

- 4 Tubos de ensayo.
- Espátula.
- 2 pipetas graduadas de 5 mL

REACTIVOS

- 8 mL de NH_4VO_3 al 1 %m/V, en H_2SO_4 diluido.*
- 0.1 g Zn metálico.
- 30 mL de KMnO_4 , 0.01 mol L^{-1} .*

* Disoluciones preparadas por el laboratorista.

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL.

1. Coloca en un tubo de ensayo 2 mL de disolución de NH_4VO_3 al 1 %m/V en medio ácido. Etiqueta este tubo con la especie que contiene. Observa su color, ¿qué estado de oxidación presenta el vanadio? Indícalo en la sección de resultados.
2. Coloca en otro tubo de ensayo 6 mL de disolución de NH_4VO_3 al 1 %m/V en medio ácido, llamaremos a éste, "tubo de reacción".
3. Agrega una punta de espátula de cinc metálico en polvo al tubo de reacción y deja que comience la reacción. Anota tus observaciones en la **Tabla 2**.
4. Al cambiar el color a **azul**, separa 2 mL de la disolución (sin polvo de cinc) en otro tubo de ensayo, y etiquétalo con la especie que se formó, usando como guía la **Tabla 1**. Anota tus observaciones en la **Tabla 2**.
5. Cuando la disolución en el tubo de reacción haya cambiado a **verde**, separa 2 mL de la disolución (sin



- polvo de cinc) en otro tubo de ensayo y etiquétalo con la especie que se formó, usando como guía la **Tabla 1**. Anota tus observaciones en la **Tabla 2**:
6. Cuando la disolución en el tubo de reacción haya tomado color **morado**, etiquétalo con la especie que se formó y filtra el exceso de cinc metálico. Anota tus observaciones en la **Tabla 2**
 7. Añade, gota a gota, una disolución de KMnO_4 0.01 mol L^{-1} a cada uno de los cuatro tubos. Anota tus observaciones en la **Tabla 3**
 8. Una vez concluido el procedimiento juntar todas las disoluciones de vanadio. **R1**

RESULTADOS

Color inicial de la disolución de NH_4VO_3 al 1 % m/V en medio ácido. _____

Anota en las **Tablas 2 y 3** tus observaciones, acerca de lo que sucede:

Tabla 2: Al agregar cinc metálico

Color inicial de la disolución	Especie de vanadio en disolución acuosa	Estado de oxidación del vanadio	Después de agregar Cinc metálico		
			Color	Especie de vanadio presente en disolución	Estado de oxidación del vanadio
Amarillo					
Azul					
Verde					
Morado					

Tabla 3: Al agregar disolución de KMnO_4

Color inicial de la disolución	Especie de vanadio en disolución acuosa	Estado de oxidación del vanadio	Después de agregar disolución de KMnO_4		
			Color	Especie de vanadio presente en disolución	Estado de oxidación del vanadio
Amarillo					
Azul					
Verde					
Morado					



CUESTIONARIO

Para responder puedes ayudarte de la información proporcionada en la **Tabla 1**.

1. Escribe la ecuación química balanceada que representa la reacción rédox que da lugar a la formación de la especie color **azul**.

Ecuación química balanceada:

2. Escribe la ecuación química balanceada que representa la reacción rédox que da lugar a la formación de la especie color **verde**.

Ecuación química balanceada:

3. Escribe la ecuación química balanceada que representa la reacción rédox que da lugar a la formación de la especie color **morado**.

Ecuación química balanceada:

4. Coloca sobre una escala de potencial a **todos** los pares rédox presentes en los experimentos realizados.

Escala de potencial:

5. ¿Por qué para la obtención de la última especie de vanadio es necesario un exceso de cinc metálico?

6. Escribe la ecuación química balanceada que representa la reacción que ocurre entre el permanganato y de cada una de las especies de vanadio con las que reaccionó en el último experimento.

Ecuación química 1:



Ecuación química 2:

Ecuación química 3:

7. ¿Cuál de todos los reactivos empleados es la especie más oxidante? _____
8. ¿Cuál de todos los reactivos empleados es la especie más reductora? _____
9. ¿Cuál de las especies de vanadio es la más oxidante y cuál la más reductora, de las incluidas en la **Tabla 1**? _____

PREGUNTA FINAL

¿Qué cambios de estado de oxidación y de color se observan en la mezcla de vanadato de amonio con cinc metálico en medio ácido?

BIBLIOGRAFÍA

- Skoog, D.A., West, D., Holler, J., & Crouch, S. (2014). Fundamentos de Química Analítica. México: Cengage Learning Editores.
- Reglamentos de seguridad e higiene disponibles en:
<https://amyd.quimica.unam.mx/course/view.php?id=614§ion=3>

PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

- **Disolución de NH_4VO_3 al 1 %m/V.** Pesar aproximadamente 8 g del metavanadato de amonio y disolver en ácido sulfúrico 2 mol L^{-1} hasta su disolución y llevar a un litro con agua destilada.
- **Disolución de KMnO_4 0.01 mol L^{-1} .** A partir de reactivo analítico, pesar aproximadamente 1.6 g del permanganato de potasio y llevar a un litro con agua destilada.

TRATAMIENTO DE RESIDUOS

R1: Vanadato de amonio, sulfato de cinc, sulfato de manganeso y sulfato de amonio.

Tratamiento del residuo:

R1: Procurar generar la menor cantidad de residuos en disolución. Recolectar todas las especies de vanadio y



pasarlas a la forma de vanadilo (especie azul) para su tratamiento. Tratar los residuos de vanadilo agregando hidróxido de sodio, hasta precipitar por completo un sólido café (hidróxido de vanadio IV), filtrar el sólido y secar en la estufa. Entregar el hidróxido de vanadio(IV) seco en el frasco etiquetado con el nombre del residuo, y los papeles filtro sin sólido por separado en una bolsa de plástico debidamente etiquetada. Verificar que las aguas del filtrado están neutras antes de tirar a la tarja.

RESIDUOS PARA ENTREGAR

El profesor debe de entregar los residuos sólidos y los papeles filtro que haya utilizado perfectamente SECOS en bolsas de plástico, o frasco según se indique, separados y con una etiqueta de la UGA (el nombre del residuo debe anotarse con letra).

El profesor dejará la bolsa y el frasco de los residuos generados en el cajón asignado para residuos.

ELABORADO POR: Laura Gasque Silva
REVISADA POR: M. en C. Martha Magdalena Flores Leonar
Dr. Héctor García Ortega
Dr. Víctor Manuel Ugalde Saldívar