Escuela Nacional Preparatoria, UNAM

Opción Técnica Auxiliar Laboratorista Químico

Introducción al Análisis Químico

Manual de Prácticas

Autores

Joel Castillo Castillo, Ana Ma. Gurrola Togasi, Ma. Teresa Herrera Islas, Yeni Islas Fonseca, Araceli Márquez Moreno, Alberto Martínez Alcaraz, Silvia D. Ramírez Raya, Viviana Ramírez Murguía, Carlos Enrique Rea Mendoza.

CONTENIDO

Práctica No.1	Reacciones a la flama.
Práctica No. 2	Preparación de disoluciones.
Práctica No. 3	Identificación de iones inorgánicos.
Práctica No. 4	Medición de pH.
Práctica No. 5	Estandarización de NaOH 0.1 N.
Práctica No. 6	Estandarización de HCl 0.1 N.
Práctica No. 7	Titulación ácido – base.
Práctica No. 8	Determinación de pH y acidez en carne de cerdo.
Práctica No. 9	Análisis de leche fresca de vaca.
Práctica No. 10	Aplicación de las titulaciones.
Práctica No. 11	Introducción al uso del espectrofotómetro.
Práctica No. 12	identificación de un colorante en una muestra.
Práctica No. 13	Identificación de grupos funcionales.

Práctica No. 1

Reacciones a la Flama

Propósitos:

Que el alumno:

- Reconozca los fundamentos básicos de las reacciones a la flama.
- Identifique iones metálicos de acuerdo al color que producen cuando se exponen a una flama.

Fundamento:

La espectroscopia es el estudio detallado de la luz, que considera todas sus propiedades como la energía, la longitud de onda, etc. Los químicos emplean los espectros de emisión o absorción de elementos y compuestos para identificarlos.

Una línea de emisión se presenta cuando en un átomo un electrón desciende de un nivel de energía alto hacia uno más bajo, mientras que una línea de absorción se presenta cuando un electrón pasa de un nivel de energía inferior a uno superior. Cada átomo tiene una distribución única en los niveles de energía de sus electrones, por tanto, o absorbe energía con longitudes de onda particulares, que en el caso de la luz visible, nuestro cerebro puede interpretar como colores diferentes.

Cuando algunos iones metálicos son calentados en una flama, sus electrones absorben energía y pasan a un estado excitado. En este estado los electrones se encuentran en un nivel energético superior; cuando regresan a su estado energético fundamental eliminan la energía absorbida en forma de luz con un color específico. El color que se observa corresponde a una longitud de onda en el intervalo visible del espectro electromagnético. Ya que cada elemento emite una serie característica de longitudes de onda, los espectros de emisión pueden usarse como una forma de identificación.

Un método sencillo para identificar elementos son las pruebas a la flama. En este método, se usa una pequeña cantidad de la sustancia que se calienta observándose un resplandor característico para cada sustancia.

Material	***Sustancias***
Mechero bunsen o lámpara de alcohol. Clip metálico desdoblado con recubrimiento de algodón. Vaso de precipitados de 50 mL	Solución alcohólica de sales de sodio, potasio, bario, calcio, cobre, estroncio y litio. Preferentemente cloruros.

Metodología:

1. Verificar que el algodón esté perfectamente adherido al alambre del clip desdoblado.
2. Sumergir el algodón en un vaso con alcohol y acercarlo empapado a una flama.

NOTA: cuidar de no exponer el clip demasiado tiempo a la flama para evitar quemaduras

3. Observar y anotar la coloración de la flama.
4. Sumergir el algodón en una de las soluciones alcohólicas de las sales.
5. Acercar el algodón a la flama.
6. Observar y anotar la coloración de la flama.
7. Tomar un clip con un algodón nuevo y repetir los pasos del 1 al 4 para el resto de las sales.
8. El profesor entregará una muestra desconocida. Identificar de que ión se trata por su color a la flama.

Tabla de resultados

Ión metálico	Color a la flama

Muestra problema	Color a la flama	Identificación

Cuestionario:

1. ¿Cuál es la razón por la cuál se realizó el ensayo a la flama sólo con alcohol?
2. ¿Todos los colores observados son distintos? ¿Varían las tonalidades?
3. ¿Por qué se obtuvieron colores diferentes en las pruebas a la flama?
4. ¿Qué modificaciones pueden realizarse al experimento?

Bibliografía:

1. Zárraga, J.C. et all (2004). ***Química Experimental.*** México, Mc Graw Hill

Preparación de disoluciones.

Propósitos:

Que el alumno:

- Identifique las diferentes formas en que se expresa la concentración de una disolución.
- Realice los cálculos químicos para determinar la cantidad de reactivo que se requiere en la preparación de diferentes disoluciones.
- Efectúe los cálculos químicos para preparar una disolución diluida a partir de una más concentrada.
- Manipule correctamente el material de laboratorio que se utiliza en la preparación de disoluciones.

Fundamento:

La mayoría de los procesos biológicos son fenómenos en disolución líquida. Muchas reacciones químicas también se llevan a cabo en disolución, o bajo condiciones en las cuales los reactivos se encuentran en el estado líquido. Siendo las disoluciones la forma más común en que se prepara un reactivo.

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias, cuyas proporciones relativas pueden variar dentro de ciertos limites, la sustancia disuelta se denomina soluto y la sustancia en donde se disuelve el soluto se denomina disolvente. Por ejemplo, en el caso de la sal o el azúcar disueltos en agua, la sal o el azúcar son el soluto mientras que el agua es el disolvente.

Según la cantidad de soluto añadida al disolvente, la disolución será diluida si tiene poco soluto y concentrada si tiene mucho soluto. Cuando a temperatura ambiente no es posible disolver más soluto, se dice que la disolución está saturada y si al ser calentada se disuelve más soluto, se dice que es sobresaturada, esta tiende a ser inestable.

Siendo variable la composición de una disolución, es necesario especificar su concentración. Comúnmente se expresa la cantidad de soluto por cantidad de disolución. Las concentraciones pueden expresarse en unidades físicas o químicas.

Concentraciones expresadas en unidades físicas.

1. Masa de soluto por unidad de volumen de disolución (masa/volumen)

$$C = m_{soluto} / v_{disolvente} \text{ en litros}$$

Por ejemplo, si se disuelven 16 g de KBr hasta ajustar con el disolvente un volumen de 0.5 L, la concentración del KBr será:

$$[KBr] = 16 \text{ g}/0.5\text{L} = 8 \text{ g/L}.$$

2. Porcentaje en volumen.

Expresada como volumen del soluto en 100 unidades de volumen de disolución. Esta unidad es útil cuando se refieren a gases disueltos en gas o líquidos en líquidos.

$$C = (V_{soluto} / V_{disolvente}) \times 100\ \%$$

Por ejemplo, si se añaden 49 mL de etanol a 51 mL de agua, se forman 100 mL de disolución. La concentración de etanol es:

$$C = (49\ mL / 100\ mL) \times 100\ \% = 49\%$$

3. Porcentaje en peso.

El peso porciento es la masa del soluto por 100 unidades de disolución.

$$C = m_{soluto} / m_{disolvente} \times 100\ \%$$

Por ejemplo, si se disuelven 26 gramos de acetona en 25 gramos de agua, el peso porciento de acetona en la disolución es:

$$C = 26\ g / (26\ g + 25\ g) \times 100\ \% = 50.98\ \%$$

Concentraciones expresadas en unidades químicas.

1. Molaridad (M).

Es una de las unidades de concentración más usadas en la Química. Se define como el número de moles de soluto contenidos en un litro de disolución. La molaridad esta definida por la siguiente ecuación:

$$M = \text{Molaridad} = \frac{n}{V} \quad .....(1)$$

donde:

n = número de moles (mol).
V = volumen de disolución (L).

El número de moles se calcula dividiendo la masa en gramos del soluto entre su masa molecular.

$$n = \text{Número de moles} = \frac{m}{MM} \quad .....(2)$$

donde:

m = masa del soluto (g)
MM = masa molecular del compuesto (g/mol)

Ejemplo:

a) Para un reactivo sólido:

¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 250 g de glucosa en 1,500 mL de disolución?

Primero se determina el número de moles que existen en 250 g de glucosa. Para realizar este calculo también se deberá conocer el masa molecular de la glucosa (180 g/mol).

Sustituyendo en la ecuación (2):

$$n_{Glucosa} = \frac{250 \text{ g Glucosa}}{180 \frac{\text{g Glucosa}}{\text{mol Glucosa}}} = 1.3889 \text{ mol Glucosa}$$

Ahora se transforman los 1500 mL en L:

$$1500 \text{ mL} \times \frac{1 \text{L}}{1000 \text{ mL}} = 1.5 \text{ L}$$

Sustituyendo en la fórmula general (1):

$$M = \frac{1.3889 \text{ mol Glucosa}}{1.5 \text{ L}} = 0.9254 \text{ M}$$

b) Para un reactivo líquido:

Nota: Debe tomarse en cuenta la densidad, pureza y la masa molecular del reactivo para realizar los cálculos de concentración.

¿Qué volumen de HCl se debe utilizar para preparar 200 mL de una solución 0.5 M? Considerar que la densidad=1.19 g/mL, la pureza=36.7% y la masa molecular= 36.5 g/mL

Considerando los datos de concentración (0.5 M) y volumen (200 mL = 0.2 L) de la disolución, se despeja el número de moles (n) de la ecuación de molaridad (1):

$$M = n/V$$

$$n = V * M \quad .....(3)$$

$$n = 0.2 \text{ L} * 0.5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0.1 \text{ mol HCl}$$

Posteriormente se transforman los moles de HCl obtenidos a gramos usando la masa molecular (36.5 g/mol).

Despejando la masa de la ecuación (2):

$$m = n * MM$$

$$m = 0.1 \text{ mol HCl} * 36.5 \frac{\text{g HCl}}{\text{mol HCl}} = 3.65 \text{ g HCl}$$

Si la densidad es igual a:

$$d = \frac{m}{V} \quad \text{.....(4)}$$

donde:

m = masa (g)
V = volumen (mL)

Ahora con la densidad se transforman los gramos de HCl obtenidos a mililitros.

Despejando el volumen de la ecuación (4):

$$V = \frac{m}{d}$$

$$V = \frac{3.65 \text{ g HCl}}{1.19 \frac{\text{g HCl}}{\text{mL sol.}}} = 3.0672 \text{ mL de HCl}$$

Por último hay que considerar la pureza del reactivo:

3.0672 mL HCl — 36.7 %
X — 100 %

X = 8.3545 mL de HCl concentrado se deben tomar para preparar 200 mL de una solución de HCl 0.5 M.

2. Normalidad (N).

El peso equivalente-gramo de un ácido es el cociente de su masa molecular-gramo entre los iones hidrógeno (H^+) que puede liberar.

$$\text{Peso eq-g} = \frac{MM}{\text{no. de } H^+} \quad \text{.....(5)}$$

El peso equivalente-gramo de una base o álcali, es el cociente de su masa molecular-gramo entre los iones hidróxilo (OH^-) que tiene.

$$\text{Peso eq-g} = \frac{MM}{\text{no. de } OH^-} \quad \text{.....(6)}$$

El peso equivalente-gramo de las sales es el cociente de su masa molecular-gramo entre el número de oxidación del metal.

$$\text{Peso eq-g} = \frac{\text{MM}}{\text{Número de oxidación del metal } (M^{n+})} \quad \text{.....(7)}$$

donde:

MA = Masa molecular del compuesto (g)

Por tanto, normalidad se define como el número equivalente-gramo de soluto por litro de disolución.

$$N = \text{Normalidad} = \text{no. eq} / V \quad \text{.....(8)}$$

donde:

no. de eq = número de equivalentes-gramo del soluto
V = volumen de disolución (L)

Ejemplos:

a) Para reactivos sólidos:

Se agrego a 100 g de NaOH la cantidad suficiente para formar 500 mL de disolución. ¿Cuál es la normalidad de la disolución obtenida?

Primero hay que determinar el peso equivalente de NaOH, sustituyendo en la ecuación (6)

$$\text{Peso equivalente}_{NaOH} = \frac{40 \text{ g/mol}}{1 \text{ eq-g/mol}}$$

$$= 40 \text{ g NaOH/eq NaOH}$$

1 eq NaOH ———— 40g NaOH

Por tanto, 100 g de Na(OH) será:

1 eq NaOH ———— 40g NaOH
X ———— 100 g

$$X = 2.5 \text{ eq de NaOH}$$

Sustituyendo en la ecuación (8):

$$N = 2.5 \text{ eq NaOH} / 0.5 \text{ L} = 5 \text{ N}$$

b) Para líquidos:

¿Qué volumen de H_2S0_4 se debe medir para preparar 250 mL de una solución 0.5 N?

Considere que la d=1.82 g/mL, Pureza=98% y MM=98 g/mol.

Primero determinar el número de equivalentes del ácido sulfúrico, despeje la ecuación (8):

$$\text{No. eq.} = \frac{0.5 \text{ eq } H_2S0_4 \text{ x } 0.25 \text{ L}}{1 \text{ L}} = 0.125 \text{ eq } H_2S0_4$$

Calculando el peso equivalente del ácido sulfúrico con la ecuación (5):

$$\text{Peso equivalente}_{H2S04} = \frac{98 \text{ g/mol}}{2 \text{ eq-g/mol}}$$

$$= 44 \text{ g/eq-g } H_2SO_4$$

Se establece la siguiente relación:

$$1 \text{ eq-g } H_2SO_4 \text{ — } 44 \text{ g } H_2SO_4$$
$$0.125 \text{ eq-g } H_2SO_4 \text{ — } x$$

$$x = 5.5 \text{ g } H_2SO_4$$

Considerando la pureza del reactivo:

$$5.5 \text{ g } H_2SO_4 \text{ — } 98 \%$$
$$x \text{ — } 100 \%$$

$$x = 5.6123 \text{ g } H_2SO_4$$

Pero como el H_2SO_4 es un reactivo líquido corrosivo que sería difícil de pesar, se toma en cuenta la densidad del reactivo para convertir estos gramos de H_2S0_4 en mL y así poder transferir con pipeta el reactivo. Para ello, despeje de la ecuación (4):

$$V = \frac{5.6123 \text{ g } H_2SO_4}{1.82 \text{ g/mL}} = 3.08 \text{ mL } H_2SO_4$$

Por tanto, deberá transferir 3.1 mL de H_2SO_4 concentrado para preparar 250 mL de disolución 0.5 N.

Frecuentemente es conveniente preparar una solución menos concentrada a partir de una solución más concentrada. El procedimiento para esta preparación se llama dilución.

Cuando se diluye una disolución, el volumen aumenta y la concentración disminuye, pero la cantidad total de soluto es constante. Por ello, dos disoluciones de concentraciones diferentes pero que contienen las mismas cantidades de soluto estarán relacionadas entre sí del modo siguiente:

$$\text{Cantidad de soluto disuelto}_1 = \text{Cantidad de soluto disuelto}_2$$

o bien

$$\text{Volumen}_1 \times \text{Concentración}_1 = \text{Volumen}_2 \times \text{Concentración}_2$$

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

Si se conocen tres cualesquiera de los términos de la ecuación anterior, puede calcularse el cuarto. Las unidades en ambos miembros de la ecuación deben ser iguales.

Material	***Sustancias***
Balanza granataria o analítica. Espátula. Vidrios de reloj. Vasos de precipitado de 250 mL. Varilla de vidrio o agitado magnético. Matraz volumétrico de 100 mL. Pipeta volumétrica. Pipeta graduada. Embudo de vidrio. Piseta. Frasco de plástico.	Cloruro de sodio Sulfato cúprico Sacarosa Hidróxido de sodio Bicarbonato de sodio Hidróxido de amonio Ácido clorhídrico Ácido sulfúrico Agua destilada.

Metodología:

1. Realizar los cálculos necesarios para preparar 100 mL de las disoluciones indicadas por el profesor.
2. Buscar reactividad y toxicidad de los reactivos que se utilizarán en la preparación de las disoluciones.
3. En el caso de solutos sólidos pesar en la balanza analítica en un vidrio de reloj el reactivo a utilizar, y si es líquido medirlo con un pipeta volumétrica.
   Nota: utilizar una pro pipeta o un bulbo.
4. Transvasar todo el reactivo a un vaso de precipitado de 100 mL y disolver con pequeñas cantidades de agua destilada.
   Nota : En el caso de los ácidos, poner primero en poca cantidad de agua y adicionar lentamente el ácido. "**Recuerda nunca debes de dar beber agua a los ácidos**"
5. Vaciar la disolución al matraz volumétrico.
6. Llenar con agua destilada hasta la marca de aforo del matraz volumétrico (aforar).
7. Colocar el tapón del matraz volumétrico y homogeneizar la disolución invirtiéndolo varias veces.
8. Transferir la disolución a un frasco limpio y etiquetarlo con el nombre del reactivo, concentración, fecha de preparación y nombre de uno de los alumnos que la realizaron.

Resultados:

a) Preparación de disoluciones con reactivos sólidos.

Reactivos sólidos.	**Masa molecular (g/mol)**	**Concentración teórica.**	**Cantidad de reactivo teórica (g)**	**Cantidad de reactivo pesado (g)**	**Material y equipo. necesario**
$NaHCO_3$		0.1mol/L			
$CuSO_4$ $5H_20$		0.1 eq/L			
NaOH		1.0 mol/L			
NaCl		0.9%			
Sacarosa o azúcar de mesa.		10%			

b) Preparación de disoluciones con reactivos líquidos.

Reactivos líquidos.	**Densidad (g/mL)**	**% peso**	**Concentración**	**Volumen a medir (mL)**	**Material y equipo. necesario**
HCl			0.1 eq/L		
H_2SO_4			0.1 eq/L		
CH_3COOH			5% v/v		
Etanol/H_2O			1:1		

Cuestionario:

1. En que caso utilizas balanza analítica y granataria para realizar la pesada de los reactivos. ¿Cómo influye en la concentración de las disoluciones?

2. En el caso de que el reactivo a utilizar sea líquido, ¿qué datos debes de considerar para realizar los cálculos de la preparación de soluciones?

3. ¿Por qué utilizas material volumétrico para preparar disoluciones expresadas en unidades químicas (molar, normal) y diluciones?

4. ¿Cómo influye que un compuesto sea anhídro o hidratado en la preparación de soluciones?

Bibliografía.

1) Chang R. (1994). ***Química.*** McGraw –Hill, México.
2) Domínguez A. X (1980). ***Teoría, ejercicios y problemas de química.*** Publicaciones Culturales, México.
3) Frey R. Paul. (1991). ***Problemas de química y como resolverlos***. Continental, México.

Práctica No. 3

Identificación de iones inorgánicos

Propósitos:
Que el alumno:

- Identifique iones inorgánicos por medio de reacciones que impliquen cambios de color o de fase.

Fundamento:
Los compuestos inorgánicos están formados por iones que son especies químicas con carga positiva o negativa; estos se forman al unirse químicamente un metal que tiende a perder electrones, con un no metal que tiende a ganar electrones. Los elementos que pierden electrones quedan con carga positiva y se llaman cationes, cuando ganan electrones su carga es negativa y se denominan aniones.

Aniones y cationes tienen gran importancia debido a su uso, los podemos encontrar formando parte de muchos productos de uso cotidiano, sin embargo algunos iones tienen gran importancia por generar daños a la salud, por ejemplo, los iones mercurio (Hg^{1+}) y plomo (Pb^{2+}). Otro ejemplo son los nitratos (NO_3^{1-}) y fosfatos (PO_4^{3-}) que se encuentran presentes en fertilizantes y en grandes concentraciones pueden afectar, en vez de mejorar, el crecimiento de las plantas.

Por lo mencionado anteriormente, es importante saber cuándo se encuentran presentes en algún producto; para ello se utilizan pruebas de identificación de iones que se basan en reacciones químicas.

Una reacción química, expresa un cambio químico, este cambio se puede observar por modificaciones físicas durante la reacción por ejemplo: cambio de color, desprendimiento de gas, precipitación o aparición de sólidos, aumento o disminución de la temperatura, etc.

Existen varias clasificaciones de las reacciones químicas: 1) combinación, 2) descomposición, 3) desplazamiento simple y 4) doble desplazamiento. Otra forma de clasificarlas es según la energía que absorben o liberan, y pueden ser: endotérmicas o exotérmicas. Las reacciones que más se utilizan en la identificación de iones son de doble desplazamiento.

Material:	Sustancias:	
Taparoscas	Na_2CO_3 0.1 M	NaCl
Pipetas veral o Pasteur	Na_2SO_4 0.1 M	$FeCl_3$ 0.1 M
Gradilla	Na_2SO_3 0.1 M	$NiCl_2$ 0.1 M
Palillos	$NaNO_3$ 0.1 M	$CdCl_2$ 0.1 M
2 Porta acetatos	Na_3PO_4 0.1 M	$CoCl_2$ 0.1 M
	NaCl 0.1 M	$ZnCl_2$ 0.1 M
	KI 0.1 M	$AgNO_3$ 0.1 M
	KBr 0.1 M	$HgCl_2$ 0.1 M
	$BaCl_2$ 0.1 M	$Pb(NO_3)_2$ 0.1 M
	Na_2S 0.5 M	$Al(NO_3)_3$ 0.1 M
	NaOH 3.0 M	$CuCl_2$
	$SrCl_2$ 0.1 M	$H_2SO_{4\ conc}$
		$(NH_4)OH_{\ conc.}$

Metodología
Identificación de aniones.

1. Introducir en el porta acetatos la plantilla 1 de la pagina siguiente.
2. Colocar en cada rectángulo una taparosca limpia.
3. Etiquetar cada taparosca con la fórmula de los reactivos indicados en la parte izquierda del rectángulo.
4. Realizar la actividad de la siguiente forma: Para el rectángulo número 1, colocar dentro de la taparosca con ayuda de la pipeta Beral una gota del ión carbonato ($\mathbf{CO_3^{2-}}$).
5. Adicionar con otra pipeta Beral, cuidadosa y lentamente dos gotas del reactivo Cloruro de Bario ($BaCl_2$).
6. Registrar los cambios observados.
7. Repetir los pasos 4-6 con los reactivos indicados en los rectángulos del lado izquierdo.

Identificación de cationes.

1. Introducir en otro porta acetatos la plantilla 2 de la página siguiente.
2. Colocar una taparosca limpia sobre cada cuadro
3. Etiqueta cada taparosca colocando a un costado la formula de las sustancias indicadas en la hoja (columna y fila)
4. Realizar la actividad de la siguiente forma: Para la fila número 1: colocar dentro de la taparosca con ayuda de la pipeta Beral una gota del reactivo indicado en la fila, en cada uno de los tres cuadros.
5. Con otra pipeta Beral, adicionar dentro de la primer taparosca y sobre la gota dos gotas del reactivo indicado en la primer columna (Disulfuro de sodio).
6. Con otra pipeta Beral, adicionar dentro de la segunda taparosca dos gotas del reactivo indicado en la segunda columna (Hidróxido de sodio).
7. Con otra pipeta Beral, adicionar dentro de la tercer taparosca dos gotas del reactivo indicado en la tercer columna (Hidróxido de amonio).
8. Registrar en lo observado.
9. Repetir los pasos 4-8 con las siguientes filas.

Recordar que un cambio de color, desprendimiento de gas un precipitado en una reacción expresa un cambio químico por lo que es importante anotar los cambios ocurridos en cuanto al color, formación de precipitado, o desprendimiento de gas.

Plantila 1 de Aniones

Aniones + Reactivos	
CO_3^{2-} + $BaCl_2$	
SO_4^{2-} + $BaCl_2$	
SO_3^{2-} + $BaCl_2$	
PO_4^{3-} + $(NH_4)_4MoO_7$ / H_2SO_4 conc.	
NO_3^{1-} + $FeSO_4$/ H_2SO_4 conc.	
Cl^- + $AgNO_3$	
I^- + $AgNO_3$ o $Pb(NO_3)_2$	
Br^- + $AgNO_3$	

Plantila 2 de Cationes

Ion a identificar		**Reactivos**		
Cationes		**Na_2S**	**NaOH**	**$(NH_4)OH$**
Plata	**Ag^+**			
Mercurio	**Hg^+**			
Plomo	**Pb^{2+}**			
Hierro	**Fe^{3+}**			
Aluminio	**Al^{3+}**			
Zinc	**Zn^{2+}**			
Cobalto	**Co^{2+}**			
Cobre	**Cu^{2+}**			
Cadmio	**Cd^{2+}**			
Niquel	**Ni^{+}**			
Estroncio	**Sr^{2+}**			

Tratamiento de desechos:

Recolectar las soluciones obtenidas en dos frascos uno para aniones y otro para cationes. Almacenar para su posterior tratamiento.

Resultados:

En un cuadro como el que se muestra a continuación colocar cada una de las reacciones realizadas.

Las reacciones que se llevan a cabo en esta práctica se conocen como reacciones de doble sustitución. De manera general, una reacción de doble sustitución se puede expresar de la siguiente forma:

$$AB + CD \longrightarrow AD + CB$$

Lo anterior significa que el ión positivo (A^+) del compuesto AB se sustituye por el ión positivo (C^+) del compuesto CD. Como resultado se obtienen dos compuestos diferentes.

A continuación se muestra un ejemplo de cómo escribir reacciones de doble sustitución y las características observables que ayudan a identificar un ión.

Reacción	Observaciones
$Na_2CO_3 + HCl \longrightarrow NaCl + CO_2\uparrow + H_2O$	**Desprendimiento de gas**

Reacción	Observaciones

***Bibliografía*:**

1. http://www.frra.utn.edu.ar/secretarias/cyt/cientifico_tecnico/cementos.pdf Junio/2005.
2. http://depa.pquim.unam.mx/qg/indicep.htm Junio/2005.
3. http://www.javeriana.edu.co/Facultades/Odontologia/posgrados/academdo/i_a_revision39.html Junio/2005
4. http://www.wssc.dst.md.us/Spanish_Site/service/Phosphate_PHacts.html Junio/2005.
5. Orozco Fernando D. (1975). ***Análisis químico cuantitativo***. Ed. Porrúa, México.
6. Zárraga Sarmiento J. C. (2003). ***Química.*** Ed. McGraw Hill, México.

Práctica No. 4

Medición de pH

Propósitos:

Que el alumno

- Reconozca los conceptos de ácido y base.
- Identifique la utilidad de los indicadores ácido – base.
- Aplique los métodos básicos de medición de pH.

Fundamento:

La palabra ácido deriva del latín ácidus, que significa “agrio” o “ácido”, también se relaciona con la palabra latina acetum, que significa “vinagre”. Entre las propiedades que caracterizan a los ácidos se encuentran las siguientes:

- Sabor agrio
- Cambian de color el papel tornasol de azul a rojo.
- Reaccionan con los: metales como el zinc y el magnesio.

Las bases son sustancias con las siguientes características:

- Sabor amargo o cáustico.
- Sensación al tacto resbaladiza o jabonosa.
- La capacidad de cambiar el tornasol de rojo a azul.
- La capacidad de reaccionar con los ácidos.

Se han propuesto varias teorías para la definición de un ácido-base, que se presentan a continuación en la tabla siguiente:

Tabla No 1 Teorías ácido base

TEORÍA	ÁCIDO	BASE
Arrhenius	Sustancia que produce iones hidrógeno H+ en solución acuosa.	Sustancia que produce iones hidróxido OH- en solución acuosa.
Bronsted-Lowry	Donador de protones [H+]	Receptor de protones [H+]
Lewis	Cualquier especie que se enlace a un par de electrones no compartidos (receptor de un par de electrones)	Cualquier especie que tenga un par de electrones no compartidos (donador de un par de electrones)

Se puede caracterizar a una sustancia como ácido o base de acuerdo a la concentración de iones hidrógeno presentes en solución acuosa. El pH es una medida de la acidez de una sustancia. La palabra pH significa potencial de hidrógeno

La ecuación que define el pH es la siguiente:

$$pH = -\log [H^+] \quad \text{…….. Ecuación No. 1}$$

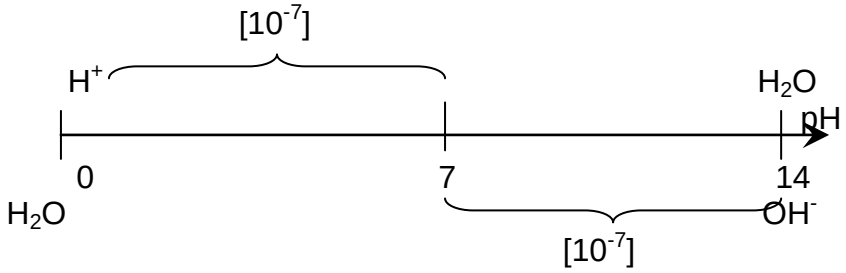
El agua se disocia en iones H^+ y en iones OH^-. En una disolución acuosa se usa la siguiente ecuación para describir el pH

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^- \quad \text{.....} \quad \textit{Ecuación No. 2}$$

La concentración de H^+ y de OH^- en el agua pura es igual a 1.0 X 10^{-7} para ambos iones. Si aplicamos la ecuación No. 1 encontraremos lo siguiente:

$$pH = -log\,[1.0 \times 10^{-7}\,] = 7$$

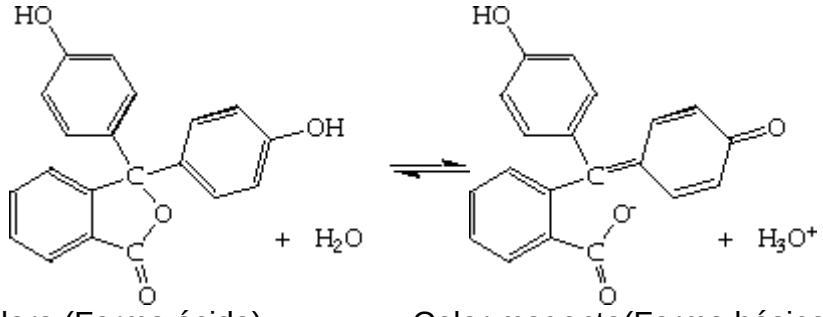
El pH igual a 7 corresponde a las sustancias neutras como el agua, en la siguiente figura se muestra la escala de pH.



Las sustancias con pH menor a siete son ácidas, mientras que las sustancias con pH mayor a 7 son básicas.

Existen varias formas de medir el pH de una sustancia, una de las comunes es el uso de indicadores ácido – base. Los indicadores de pH son sustancias que contienen ácidos o bases débiles que tienen diferente color a diferentes valores de pH. La mayor parte de los indicadores son compuestos orgánicos aromáticos que contienen dos o más anillos bencénicos unidos mediante uno o más átomos de carbono o de nitrógeno. Muchos de ellos se obtienen a partir de extractos de vegetales como la col morada, la flor de jamaica o los pétalos de rosa.

El uso de indicadores ácido – base es una forma sencilla de medir el pH, sin embargo la facilidad para detectar y diferenciar los colores varía ampliamente de un individuo a otro. Las personas que no distinguen con claridad los colores llevarán a cabo una medición incorrecta del pH usando este método. En la figura No. 1 se puede observar la estructura química de la fenolftaleina la cual es un indicador ácido base.



Incolora (Forma ácida) Color magenta(Forma básica)

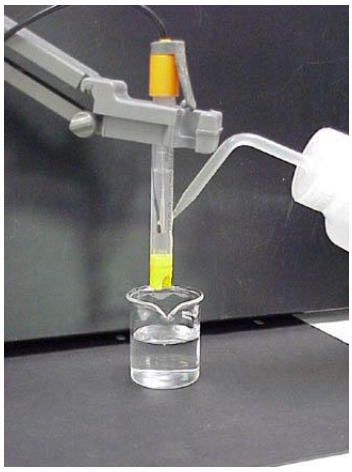
Fig 1. Estructura química de la fenolftaleina en su forma básica y ácida. http://employees.oneonta.edu/kotzjc/LAB/ABEquiv_Expt.pdf

El equipo que se usa para medir el pH se llama potenciómetro y se muestra en la Fig. 2 y es una forma más precisa de medir el pH. Es necesario calibrar el instrumento utilizando disoluciones amortiguadoras de pH conocido y ajustando hasta que aparezca en la pantalla los valores de pH de las disoluciones amortiguadora. Una vez calibrado se está en condiciones de realizar la medición correspondiente. La medición del pH se realiza con el electrodo del potenciómetro. Los electrodos de vidrio comerciales normalmente contienen en su interior otro electrodo que se conoce como electrodo de calomel. A continuación se representa la calibración del potenciómetro mediante figuras.

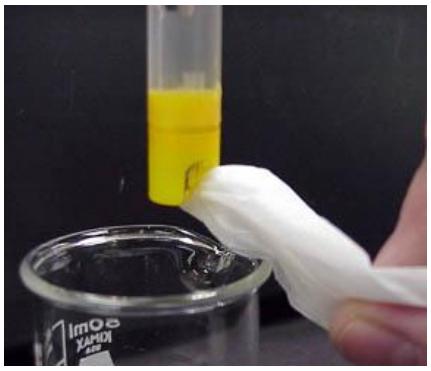
http://www.umd.umich.edu/casl/natsci/slc/slconline/PHM/operate.html

Fig. 1 Medidor de pH o potenciómetro.

Figuras de la calibración



a)



b)

c)

Fig. 2 Calibración de un potenciómetro, a se puede observar que el electrodo debe lavarse con agua destilada secar por la parte externa el agua adherida y finalmente calibrar. Nota[1]

[1]**Para comprender mejor el funcionamiento del potenciómetro se recomienda consultar la siguiente página de internet:** http://www.umd.umich.edu/casl/natsci/slc/LowerCon.swf

Material	*Sustancias*
Vasos de precipitados de 150 mL Tubos de ensayo Potenciómetro Parrilla con agitación magnética Agitador magnético Pipeta graduada	HCl al 10 % HNO_3 al 10 % NaOH al 10 % KOH al 10% Agua destilada Suspensión de gel de aluminio Limpiadores domésticos Jugo de limón Tabletas efervescentes de vitamina C y otros medicamentos Pasta de dientes Shampoo para cabello Jabón de manos Limpiavidrios Leche de magnesia Limpia hornos Extracto de col morada Papel tornasol

Metodología:

Identificación de ácidos y bases.

1. Colocar en dos tubos de ensayo respectivamente 2 mL de HCl y HNO_3.
2. Colocar en dos tubos de ensayo respectivamente 2 mL de NaOH y KOH.
3. Colocar en un tubo de ensayo 2 mL de agua destilada.
4. Introducir un trozo de papel tornasol en cada tubo, anotar las observaciones.

Medición potenciométrica de pH

Calibración del potenciómetro.

1. Quitar la protección del electrodo.
2. Encender el potenciómetro.
3. En un vaso de precipitados limpio y seco colocar cantidad suficiente de disolución amortiguadora de pH 4, para cubrir el bulbo del electrodo. **Nota: existen potenciómetros que sólo requieren una solución amortiguador, si se cuenta con un potenciómetro que necesita dos puntos de calibración se debe usar soluciones amortiguadoras de pH 4 y pH 10**
4. Enjuagar con agua destilada el electrodo, secarlo con un pañuelo limpio sin frotar.
5. Introducir el electrodo en el vaso de precipitados.
6. Oprimir el botón de calibración, esperar a que el equipo se autocalibre.

Medición del pH de producto comercial

1. Sacar cuidadosamente electrodo y lavarlo con agua destilada.
2. Secar de nuevo el electrodo de la forma indicada en el punto 4.
3. Colocar un poco de cada producto comercial en un vaso de precipitado de 150 mL. En caso de que la disolución sea muy espesa agregar un poco de agua destilada para diluirla.

4. Medir el pH de cada producto utilizando el potenciómetro. Asegurarse de lavar muy bien el electrodo antes de realizar cada medición. Anotar tus observaciones.

Medición del pH usando extracto de col morada

1. Macerar la col en un mortero con agua destilada y decantar los residuos sólidos.
2. Agregar 3 0 4 gotas de extracto de col morada a cada tubo que se preparó en la sección anterior. Agitar suavemente. Anotar las observaciones.
3. Consultar la tabla que aparece a continuación y construir con los productos comerciales la escala de pH desde 0 hasta 7.
4. Comparar los resultados obtenidos con el potenciómetro con los obtenidos usando el extracto de col morada.

Escala de vire del extracto de Col morada

pH	*Color o Vire*
1-2	Rojo
3-6	Violeta
7	Azul
8	Azul – verde
9-12	Verde
13	Verde – amarillo
14	amarillo

Tabla de resultados

Identificación con papel tornasol o papel indicador de pH.

Sustancia	*Vire*	*Tipo de sustancia*

Medición potenciométrica de pH

Sustancia	*pH*

Medición del pH con indicador de pH

Sustancia	*Vire*	*pH aproximado*

Medición del pH con extracto de col morada

Sustancia	***Vire***	***pH aproximado***

Problema **:**
Proponer una metodología para medir el pH en productos comerciales utilizando como indicador natural los pétalos de rosas rojas. El protocolo deberá contener los siguientes puntos:

1. Objetivos
2. Material
3. Metodología. Considerar la extracción del indicador a partir de los pétalos de rosa y el procedimiento de medición de pH en productos comerciales.
4. Resultados en tablas

Bibliografía:

1) Watty B. M. (1982). ***Química analítica,*** Alambra Universidad, Barcelona.
2) http://www.umd.umich.edu/casl/natsci/slc/slconline/PHM/operate.html

Práctica No. 5

Estandarización de NaOH 0.1 N

Propósitos

Que el alumno:

- Conozca los conceptos de patrón primario y estandarización.
- Realice la estandarización del NaOH 0.1 N utilizando el patrón primario biftalato ácido de potasio y fenolftaleína como indicador.

Fundamento

La estandarización es un proceso a través del cual podemos conocer la concentración de una disolución, y consiste en hacer reaccionar una cantidad exactamente pesada de patrón primario con la disolución de concentración desconocida.

Para que una sustancia sea considerada patrón primario debe cumplir con las siguientes características:

- Tener una pureza alta y conocida del componente activo.
- Cuando la sustancia no es totalmente pura todas sus impurezas deben ser inertes respecto a la disolución que se desea estandarizar.
- Ser estable a la temperatura a la cual se deseca en la estufa.
- Permanecer inalterable al aire durante la pesada, esto es: no ser higroscópica, ni reaccionar con el oxígeno ni el dióxido de carbono a temperatura ambiente.
- La reacción debe ser cuantitativa, sencilla, rápida, completa y estequiométrica.
- Es deseable que tenga un peso equivalente elevado, con objeto de que los errores en la pesada sean siempre inferiores a los errores de lectura y de drenaje de las buretas.
- Ser fácil de adquirir y preferiblemente económico.

Con los patrones primarios se pueden preparar disoluciones patrón cuya concentración es conocida de forma exacta y precisa. Estas disoluciones se pueden preparar por dos métodos:

- ***Método directo:*** Se disuelve en un volumen conocido una cantidad exactamente pesada de patrón primario, cuya composición es definida y conocida.
- ***Método indirecto:*** No todos los compuestos pueden considerarse como patrones primarios, por lo que sus disoluciones no pueden prepararse por el método directo. Para conocer la concentración exacta de la disolución se lleva a cabo una estandarización.

Para determinar la concentración de una disolución desconocida (por ejemplo NaOH) es necesario realizar una estandarización con biftalato de potasio.

Material	Sustancias
Mufla o estufa Termómetro Pesafiltro Matraz Erlenmeyer Bureta de 50mL Soporte universal, Pinzas para bureta Probeta de 50 mL Parrilla de calentamiento Vaso de p.p. de 1 L Desecador Propipeta Espátula Pipeta volumétrica de 25 mL Matraz aforado de 250 mL	Cloruro de calcio Biftalato de potasio NaOH Agua destilada hervida y fría Disolución de fenolftaleína al 1 % en etanol

Metodología

Preparación de disoluciones.

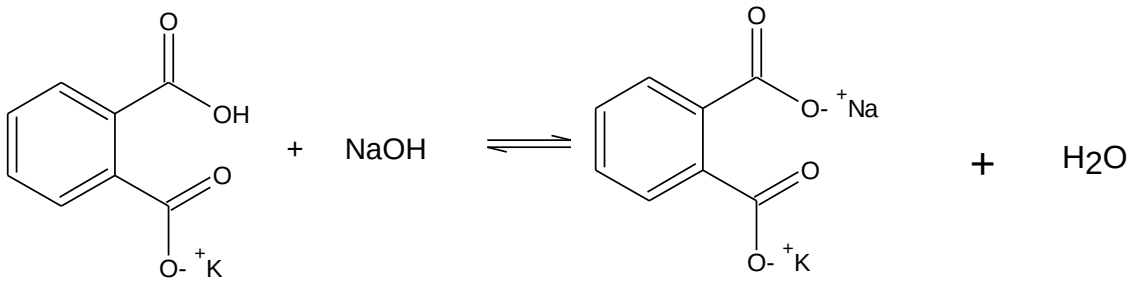
- Realizar los cálculos para preparar 250 mL de una disolución 0.1 N de biftalato de potasio.
- Pesar 1 g más de la cantidad de biftalato de potasio calculada en el punto anterior.
- Colocar el biftalato de potasio en un pesa filtros y secarlo por tres horas en la estufa a 125 ° C. Después depositarlo en el desecador hasta que alcance la temperatura ambiente.
- Pesar el biftalato de potasio una vez que se encuentre a temperatura ambiente. Hacer la pesada lo más rápido posible para evitar la rehidratación.
- Se utilizará 1.5 L de agua destilada hervida y enfriada a temperatura ambiente.
- Vaciar el biftalato a un matraz volumétrico de 250 mL y aforarlo con el agua destilada, hervida y enfriada.
- Preparar la fenolftaleína pesando 0.5 g, disolver esta cantidad en 30 mL de etanol y aforarlo a 50 mL con agua destilada.
- Realizar los cálculos necesarios para preparar 1000 mL de NaOH 0.1 N (se pueden utilizar las disoluciones sobrantes de prácticas anteriores).

Estandarización del NaOH 0.1 N
Colocar un dibujo que apoye a la explicación

1. Colocar 25 mL de la disolución de biftalato de potasio en un matraz, agregar dos gotas de fenolftaleína, agitar la disolución.
2. Enjuagar el interior de la bureta con 5 mL de NaOH que se va a estandarizar.
3. Llenar la bureta con la disolución de NaOH. Ajustar el volumen a cero cuidando que no se formen burbujas en el interior de la bureta ni en la punta.

4. Agregar gota a gota y con cuidado disolución de NaOH hasta el cambio de coloración del indicador, de incoloro a rosa.
5. Registrar los mililitros de disolución de NaOH gastados.
6. Repetir la titulación dos veces más. Para cada titulación llenar la bureta.
7. Construir una tabla para el registro de los datos experimentales
8. Realizar los cálculos para conocer la concentración de la disolución de NaOH.

La reacción química de neutralización que se lleva a cabo entre el bifatalato y el NaOH es la siguiente:



En la reacción química de neutralización se observa que el biftaláto de potasio tiene un protón (H^+) para reaccionar con el ión hidroxilo (OH-) del hidróxido de sodio. La relación estequiométrica en esta reacción es uno a uno y nos permite utilizar la fórmula $C_1V_1 = C_2V_2$ para encontrar la concentración de la disolución problema.

Bibliografía:

1) Ayres, G.H.(1970). ***Análisis Químico Cuantitativo***, Harla, México.
2) Sandoval, M.R.M. (1988). ***Química Analítica***, Porrúa, México.
3) Stanley, M. Ch. (1974). ***Química Aplicada.*** Centro Regional de Ayuda Técnica, México.

Práctica No. 6

Estandarización de HCl 0.1 M

Propósitos:

Que el alumno:

- Proponga la metodología a seguir para conocer la concentración desconocida de una disolución de HCl.
- Realice la estandarización del HCl utilizando la disolución estandarizada de NaOH obtenida en la práctica anterior y fenolftaleína como indicador.

Fundamento:

En la práctica anterior de estandarización de NaOH se encuentran los conceptos básicos.

Tomando en cuenta el protocolo de la práctica anterior, proponer la metodología a seguir para llevar a cabo la estandarización del HCl con la disolución estandarizada de NaOH obtenida en la práctica anterior y fenolftaleína como indicador.

Metodología:

1. Realizar una discusión por equipo para proponer una metodología experimental que incluya: material, sustancias y procedimiento experimental.
2. Realizar una discusión grupal para analizar las propuestas hechas y concluir sobre la metodología más adecuada que seguirá todo el grupo.

Bibliografía

1) Ayres, G.H. (1970). ***Análisis Químico Cuantitativo***, Harla, México.

Titulación ácido – base

Propósitos

Que el alumno:

- Adquiera los conceptos de titulación y punto de equivalencia.
- Aplique el proceso de titulación ácido – base en dos modalidades:
  a) Usando un método colorimétrico.
  b) Usando un potenciómetro.

Fundamento:

El proceso de adición de un volumen medido de una disolución de concentración conocida para que reaccione con una sustancia cuya concentración se desea conocer se llama titulación. La disolución de concentración conocida se llama titulante, que previamente se estandarizó (ver práctica de estandarización). Las titulaciones son parte de los métodos volumétricos del análisis químico.

Para que un proceso sea susceptible de ser utilizado como una titulación volumétrica debe cumplir con ciertas características:

- La reacción entre la sustancia de concentración desconocida y el titulante debe ser sencilla, ya que sirve como base para los cálculos.
- La reacción debe ser rápida, con objeto de que la valoración se pueda realizar en poco tiempo.
- La reacción debe ser completa en el momento en que se han añadido cantidades equivalentes del titulante.
- Debe existir alguna forma de detectar el punto final de la titulación, ya sea por métodos colorimétrico (uso de indicadores visuales) o instrumentales 8uso de un potenciómetro).

En el método colorimétrico, el punto final de la titulación se puede apreciar a través de un cambio de color o de vire del indicador ácido-base. Este cambio deberá apreciarse en el momento en que se haya añadido una cantidad de titulante equivalente a la sustancia de concentración desconocida, es decir, en el punto estequiométrico de la reacción.

Las siguientes figuras representan los cambios que observaras en la titulación

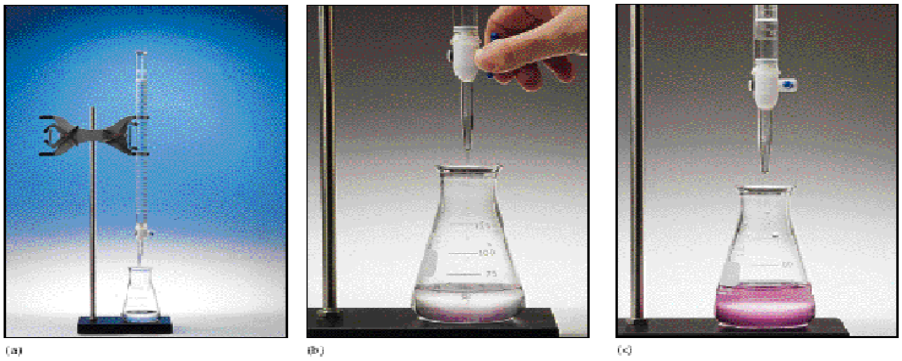


Figure 5.26 on page 223 of *Chemistry & Chemical Reactivty*

Figura No. 1. Cambio de vire del indicador fenolftaleína en una titulación ácido – base.

En el método potenciométrico se aplica el mismo principio, pero con la característica de utilizar el medidor de pH, que registra directamente los valores de pH por cada adición de titulante.
El punto final de la titulación se da cuando después de un cambio brusco de pH medido los siguientes valores permanecen constantes aun cuando se agregan un exceso de titulante.
En la figura dos se observa el punto de equivalencia y el punto final para una titulación entre un ácido fuerte y una base fuerte.

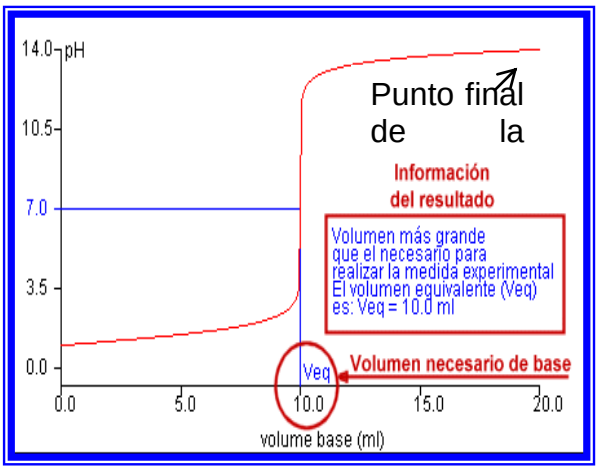


Figura No. 2 Gráfica de volumen de titulante vs. pH

Material	***Sustancias***
Bureta de 50 mL Soporte universal Pinzas para bureta Matraces Erlenmeyer de 250 mL Perilla Pipetas volumétricas de 25 mL Vasos de precipitados de 250 mL Envases para guardar soluciones Balanza analítica Potenciómetro	HCl NaOH (estadarizado de la práctica anterior). Fenolftaleína Soluciones amortiguadoras para calibrar el potenciómetro

Metodología

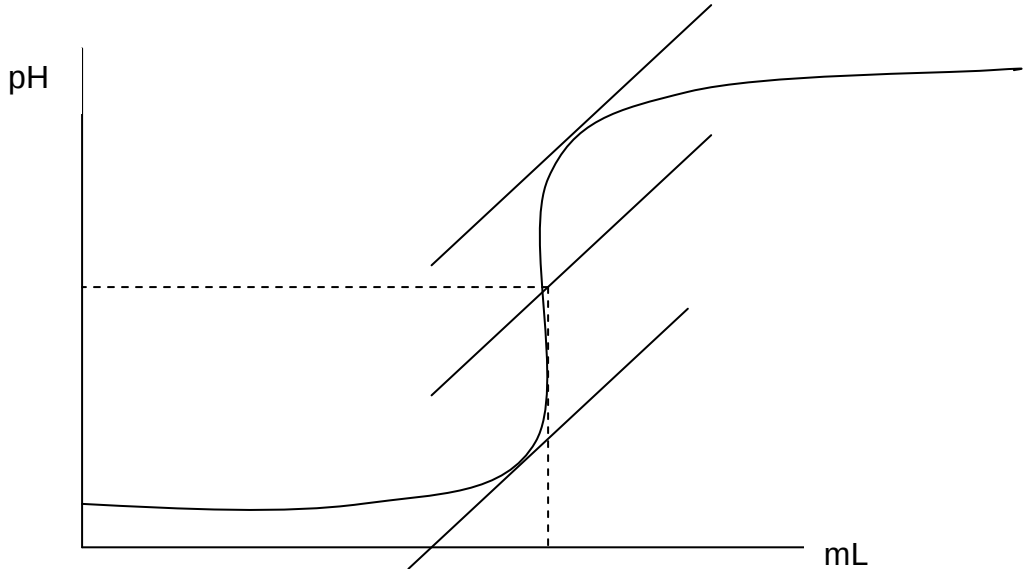
Método colorimétrico.

1. Llenar la bureta con la disolución de NaOH estandarizada.
2. Tomar una alícuota de 25 mL de HCl de concentración aproximada 0.1M utilizando una pipeta volumétrica.
3. Adicionar 3 gotas de fenolftaleína.
4. Adicionar lentamente la disolución de NaOH (titulante) hasta lograr un cambio de coloración de incoloro a rosa tenue. Anotar el volumen del titulante gastado.
5. Repetir la titulación dos veces más. Para cada titulación llenar la bureta.
6. Calcular la concentración de HCl.

Método potenciométrico.

1. Calibrar el potenciómetro con soluciones amortiguadoras de pH = 4 y pH = 7.

2. Adicionar 25 mL de HCl de concentración aproximada de 0.1 M con una pipeta volumétrica en un vaso de p.p. de 150 mL.
3. Introducir el electrodo en la disolución anterior y medir el pH inicial.
4. Llenar la bureta con NaOH 0.1 M. Utilizando un embudo de tallo corto.
5. Adicionar 1 mL de NaOH y registrar el valor de pH.
6. Adicionar el NaOH de mililitro en mililitro, hasta obtener un valor de pH constante .
7. Trazar la gráfica de pH en función del volumen del titulante adicionado.
8. Determinar el punto de equivalencia gráficamente.
9. Calcular la concentración de NaOH.



Determinación gráfica del punto de equivalencia en una valoración potenciométrica

En la grafica anterior se observa la determinación del punto de equivalencia por el método de tangentes. Las líneas tangentes se trazan en los puntos de inflexión de la gráfica; posteriormente se mide la distancia existente entre las dos tangentes y en el punto medio de esta distancia se traza una tercer tangente. Las líneas punteadas representan el volumen de titulante gastado en el punto de equivalencia (línea punteada vertical). Este volumen es el que se utiliza para el cálculo de la concentración de la solución problema

Tabla de resultados

Resultados de la Valoración de NaOH con HCl			
mL de NaOH	pH	mL de NaOH	pH
0		15	
1		16	
2		17	
3		18	
4		19	
5		20	
6		21	
7		22	
8		23	
9		24	
10		25	
11		26	
12		27	
13		28	
14		29	

Bibliografía

1) Sandoval, M.R.M. (1988). ***Química Analítica***, Porrúa, México
2) Stanley, M. Ch. (1974). ***Química Aplicada,*** Centro Regional de Ayuda Técnica
3) Sydney, W.B. (1979) ***Cálculos Químicos***, Limusa, México.
4) Orozco Fernando D. (1975). ***Análisis químico cuantitativo***. Ed. Porrúa, México.
5) Sonnesa, A. (1975). ***Principios de Química. Introducción a conceptos teóricos,*** Limusa, México.

Determinación de pH y acidez en carne de cerdo

Propósitos:
Que el alumno:

- Determine el pH de tres muestras diferentes de carnes de cerdo.
- Compare de acuerdo a los valores de pH la calidad de las diferentes muestras de carne de cerdo.
- Aplique los conocimientos básicos de una titulación ácido – base en un proceso de la industria de alimentos.
- Calcule la acidez de las muestras como porcentaje de ácido láctico.

Fundamento:
El pH de la carne depende de algunos factores como por ejemplo, la condición *postmortem* del animal y el tiempo posterior de almacenamiento. La acidez de la carne determina su grado de aceptación por el consumidor, por ello en algunos centros de distribución determinan este parámetro.

La condición **PSE** (pálida, suave y exudativa) se refiere a las características que presenta la carne, en cuanto a la falta de coloración, suavidad excesiva al corte y perdida rápida de fluidos al calentarse. Estas condiciones son el resultado del estrés o tensión del animal durante la matanza. En estas condiciones el pH de la carne es de 5.5.

La condición contraria, la carne oscura, ocurre cuando el animal sufre malos tratos o estrés antes de la matanza; por ejemplo, durante el transporte o en los corrales de ayuno. En estas condiciones la carne tiene un pH de 5.8, el resultado es una carne de coloración intensa, seca y de dureza anormal. El pH de la carne aumenta durante el almacenamiento por la formación de compuestos aminados resultantes de la putrefacción, esto favorece el crecimiento bacteriológico.

La acidez de la carne se expresa como porcentaje de ácido láctico.

Metodología
1.- Determinación de pH.

Material
3 vasos de precipitado de 250 mL
piseta
licuadora
balanza analítica
potenciómetro
buffer
manta de cielo
embudo

Procedimiento
1. Pesar 10 g de la muestra.
2. Añadir 100 mL de agua destilada y moler en la licuadora durante un minuto.
3. Calibrar el potenciómetro con las soluciones buffer

4. Filtrar la mezcla de carne en manta de cielo para eliminar el tejido.
5. Leer el pH de la muestra de carne y anotar el valor obtenido en la tabla de resultados.
6. Realizar cada medición por triplicado.
7. Repetir los pasos anteriores para las demás muestras.

2.- Determinación de acidez (como ácido láctico).

Material	***Reactivos***
Balanza analítica tres vasos de precipitados piseta licuadora manta de cielo matraz volumétrico de 250 mL pipeta volumétrica de 25 mL dos matraces erlenmeyer de 250 mL bureta de 50 mL soporte universal pinzas de tres dedos embudo	indicador fenolftaleína 0.01 N de NaOH

Procedimiento:

1. Pesar 10 g de la muestra.
2. Añadir 200 mL de agua destilada y moler en la licuadora durante un minuto.
3. Filtrar la mezcla de carne en manta de cielo para eliminar tejido.
4. Colocar el filtrado en un matraz volumétrico de 250 mL y aforar con agua destilada.
5. Tomar 25 mL de esta disolución y colocarla en un matraz erlenmeyer de 250 mL, añadir 75 mL de agua destilada.
6. Titular con NaOH 0.01N, usando fenolftaleína como indicador. Esta determinación debe hacerse por triplicado.
7. Se prepara un blanco usando 100 mL de agua destilada.
8. Determinar el % de ácido láctico por medio de la siguiente fórmula, y anotarlo en la tabla de resultados.

$$\% \text{ ácido láctico} = \frac{V_{NaOH} \times N_{NaOH} \times MM_{\text{ácido láctico}} \times f \times 100}{\text{peso de la muestra}}$$

f = factor de dilución = 0.01

$MM_{\text{ácido láctico}}$ =

9. Realizar los pasos anteriores con las demás muestras.

Tabla de resultados

Lugar de procedencia	pH promedio	Acidez promedio (% de ácido láctico)
1		
2		
3		

Cuestionario:

1. ¿Qué importancia tiene el pH y la acidez en la carne?
2. ¿Cuál es el peligro de tener pH altos en carne?

Bibliografía:

1) Guerrero Legarreta, I (1990). ***Tecnología de carnes***. Trillas, México.

Práctica No.9

Análisis de leche fresca de vaca

Propósitos

- Aplicar los conocimientos y destrezas adquiridos durante el curso en la realización de un análisis físico químico de leche fresca de vaca.

Fundamento

La leche no sólo es una sustancia alimenticia sino la base de una gran industria. Por esta razón la realización de análisis y estudios tendientes a conocer su composición y características es muy importante.

La leche es una mezcla compleja de una serie de sustancias alimenticias de origen inorgánico y orgánico. Sus principales componentes son agua, lípidos, carbohidratos, proteínas, sales minerales, gases, bacterias, enzimas y vitaminas.

La caseína es una proteína que se encuentra exclusivamente en la leche y representa el 80 % del total de las proteínas lácteas. La lactosa es el carbohidrato más importante y responsable del sabor dulce de la leche. Los minerales más abundantes son calcio, sodio, potasio, hierro y magnesio,; en cuanto a sales minerales se encuentran los cloruros, fosfatos, sulfatos, carbonatos y citratos. En lo que respecta a las vitaminas, la leche es una fuente importante de estas, tanto de las liposolubles como la vitamina A, D, E y K como de las hidrosolubles como la tiamina, riboflavina, piridoxina y ácido pantotéico.

El porcentaje de agua corresponde a un 84 a 88 % y su principal función es disolver a algunas sustancias.

En cuanto a otras propiedades, las más importantes son: la densidad que se encuentra en un rango de 1.02 a 1.032 g / mL; la acidez normal de la leche fresca se encuentra en un pH cercano a la neutralidad (6.6 a 6.8) y se debe a la presencia de ácido láctico. Los niveles normales de ácido láctico se encuentran entre 14 y 17 % . La detección de un pH menor a 6.5 puede indicar contaminación bacteriana. Los productos fermentados tienen un pH de 4.6 o inferior.

Metodología

Por equipo, establecer la metodología para determinar:

a) El pH.
b) La densidad.
c) La acidez expresada como % de ácido láctico.

La metodología que se debe entregar por escrito deberá contener los siguientes puntos:

a) Propósitos
b) Material y sustancias
c) Pasos a seguir para la determinación de cada parámetro
d) Tabla para el registro de datos

Realizar una discusión grupal para analizar las propuestas de cada equipo con la finalidad de establecer una metodología general para el grupo.
Llevar a cabo la práctica.
Comparar los resultados obtenidos para cada parámetro con los valores reportados en el fundamento.
Emitir una opinión sobre la calidad de la leche analizada.

Bibliografía

Curso teórico práctico sobre industrialización de leche.

nota : no traer leche ultra pasteurizada. No es necesario traer leche de establo.

Práctica No. 10

Aplicaciones de las titulaciones.

Propósitos:

Que el alumno:

- Determine la acidez total en jugo de naranja natural.
- Determine la cantidad de ácido acetilsalicílico en tabletas.

Fundamento:

La determinación de la acidez total en una muestra de jugo de naranja se puede representar de la siguiente forma:

Ácido cítrico$_{(ac)}$ + 3 NaOH$_{(ac)}$ $\rightleftharpoons$ Citrato de sodio$_{(ac)}$+ 3H_2O(l)

Para la determinación de ácido acetilsalicílico en una tableta es necesario disolverla en una solución de NaOH ya que el ácido acetilsalicílico es poco soluble en agua. El exceso de NaOH que no reacciona con el ácido acetilsalicílico se retrotitula con la disolución de HCl. Para determinar la cantidad de ácido acetilsalicílico en tabletas las reacciones que se llevan acabo son:

$C_9H_8O_4$ + 2NaOH$_{(nec+exceso)}$ $\rightleftharpoons$ CH_3COONa + $C_6H_4(OH)COONa$

.nec=necesario

NaOH($_{exceso}$) + HCl $\rightleftharpoons$ H_2O+ NaCl

Material	***Sustancias***
3 matraces Erlenmeyer de 125 mL. 3 matraces Erlenmeyer de 250 mL. Pipeta graduada de 10 mL propipeta Bureta de 50 mL 1 pinzas para bureta 1 soporte universal 5 vasos de precipitados de 100 mL 1 embudo de filtración de cuello corto papel filtro 1 triangulo de porcelana 1 tripie. 1 probeta de 100 mL 1 matraz aforado de 100 mL 1 Balanza analítica 4 charolitas de plástico pinzas de disección 1 mortero chico con pistilo 1 parrilla de calentamiento	4 naranjas ¼ de leche de cualquier marca NaOH estándar 0.1 M HCl 0.1 M fenolftaleina al 0.1 %. 5 Tabletas que contengan aspirina

Metodología.

Determinación de la acidez total en una muestra natural de jugo de naranja.

1. Exprimir 2 naranjas en un vaso de precipitados de 100 mL.
2. Filtrar el jugo de naranja para eliminar sólidos.
3. En un matraz aforado de 100 mL, colocar 50 mL del filtrado del jugo de naranja y adicionar agua destilada hasta la marca de aforo, mezclar la disolución.
4. Colocar en un matraz Erlenmeyer 20 mL de la disolución anterior y adicionar 3 gotas de fenolftaleína. Usar una pipeta volumétrica.
5. Llenar la bureta con la disolución de NaOH estandarizado.
6. Iniciar la titulación, adicionar gota a gota la disolución de NaOH y agitar manualmente o mecánicamente, hasta un cambio a color naranja el cual debe persistir por unos minutos.
7. Registrar el volumen adicionado de NaOH.
8. Repetir 2 veces mas este procedimiento.
9. Calcular la acidez total del jugo de naranja.

Determinación de Ácido Acetilsalicílico en tabletas.

1. Pesar de manera individual 4 tabletas de aspirina en una balanza analítica, anotar en la bitácora los pesos de cada tableta, tomar las tabletas con las pinzas de disección.
2. Pulverizar las tabletas en un mortero limpio y seco.
3. Del polvo obtenido pesar 0.3 g.
4. Colocar el polvo pesado en un matraz Erlenmeyer de 250 mL.
5. Adicionar 75 mL de NaOH estandarizado, calentar la disolución en la parrilla y mantener la disolución en ebullición durante 10 minutos, tomar las precauciones necesarias para evitar pérdidas de la muestra por proyecciones de la disolución. Nota evitar que la disolución ebulla bruscamente y se proyecte. El NaOH es una sustancia corrosiva utilizar lentes de protección.
6. Enfriar la disolución a temperatura ambiente.
7. Agregar 50 mL de agua destilada y tres gotas de fenolftaleína, agitar.
8. Llenar la bureta con HCl estandarizado.
9. Titular la disolución hasta que cambie el color rosa a incoloro.
10. Registrar el volumen adicionado de HCl a la muestra en la bitácora.
11. Repetir tres veces más el experimento.

Bibliografía:

1) Vega, A. E., Verde, C. R*.* (2003). ***La teoría y la práctica en el Laboratorio de Química Analítica.*** Universidad Autónoma Metropolitana (Unidad Iztapalapa), México.
2) Skoog, D. A. West, D.M., Holler, F.J. (1995). ***Química Analítica***. Mc Graw Hill, México.
3) Morrison, R. T. (1986). ***Química Orgánica***, Fondo Educativo Interamericano, México.

Práctica No. 11

Introducción al uso del espectrofotómetro

Propósitos

- Aplicar los principios básicos de operación del espectrofotómetro.
- Identificar la longitud de onda de máxima absorbancia de un colorante rojo.

Fundamento

Uno de los métodos fisicoquímicos más usados en el análisis es el de la medida de la absorción o emisión de la energía radiante de una muestra. El espectrofotómetro, con el que se cuenta en el laboratorio, es un instrumento diseñado para medir la cantidad de energía electromagnética absorbida (absorbancia) o transmitida (transmitancia) por una muestra. Los métodos espectrofotométricos son capaces de detectar cantidades menores a los métodos volumétricos, como las titulaciones.

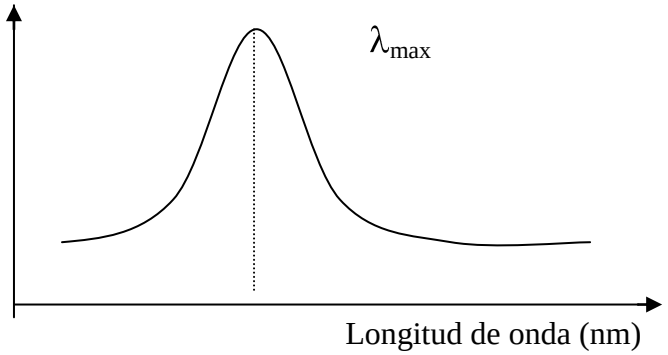
El espectrofotómetro tiene una fuente de radiación continua que cubre algunas regiones del espectro electromagnético, tales como ultravioleta, visible, infrarrojo o microondas. En el caso del espectrofotómetro del laboratorio sólo cubre la región visible.

La muestra se coloca en una celda fabricada en un material especial que exige cuidado extremo, ya que no debe presentar rayaduras, por lo tanto no debe limpiarse con fibras ni detergentes; no debe golpearse. La celda se debe sujetar por la parte superior para evitar que se manche de grasa y de esta manera pueda producir errores en la lectura.

La longitud de onda a la cual una sustancia absorbe la mayor cantidad de energía recibe el nombre de lambda máxima (λ_{max}). Para determinar el λ_{max} es necesario medir la absorbancia a diferentes longitudes de onda en intervalos de 20 unidades.

Cuando se mide la absorbancia el espectrofotómetro registra el valor de todas las sustancias presentes en la muestra, por ello es necesario restar la absorbancia de todo el medio en el que se encuentra disuelto la sustancia de interés, para ello se utiliza un *blanco*. El *blanco* contiene todos los componentes de la muestra excepto la sustancia que se está detectando. Dicho blanco se somete a todos los pasos del procedimiento como cualquier muestra normal.

En la pantalla del espectrofotómetro se registran las medidas del detector como absorbancia (*A)* o porciento de transmitancia (% T). Cuando se trabaja en el intervalo de 0.2-0.8 de absorbancia, la concentración de la sustancia es directamente proporcional a la absorbancia, a esta relación se le conoce como Ley de Lambert y Beer.



Material	***Sustancias***
Espectrofotómetro Celdas de vidrio Pañuelos desechables o paño	Agua destilada Colorante vegetal rojo, azul o amarillo al 0.05%.

Metodología

1. Encender el instrumento 15 minutos antes de iniciar las mediciones.
2. Adicionar en la celda agua destilada hasta la marca, esta sustancia es el blanco.
3. Sujetar siempre la celda por su parte superior.
4. Limpiar suavemente con el pañuelo desechable la parte exterior de la celda, es importante que no tenga impresas huellas dactilares en las paredes,
5. Introducir la celda en el compartimiento del espectrofotómetro asegurándose que la marca de la celda coincida con la del instrumento.
6. Ajustar el botón de longitud de onda a 340 nm
7. Mover con cuidado el botón izquierdo hasta que la pantalla ajuste a 0 de absorbancia o 100 % de transmitancia
8. Adicionar en otra celda la disolución de colorante hasta la marca. Introducir la celda en el compartimiento del espectrofotómetro asegurándose que la marca de la celda coincida con la del instrumento.
9. Realizar la lectura y anotar el valor obtenido.
10. Ajustar la longitud de onda a 360 nm. Las lecturas se efectuaran cada 20 nm.
11. Repetir los pasos anteriores desde el número 3 hasta el número 7. recordar que cada vez que se modifique la longitud de onda se introduce el blanco y se ajusta a 0 de absorbancia o 100% de transmitancia.
12. Una vez terminadas las lecturas apagar el equipo y dejarlo en condiciones óptimas de limpieza.

13. Lavar, secar y guardar las celdas en su empaque correspondiente.

Tabla de resultados

1. Construir una tabla de longitud de onda vs absorbancia para el registro de datos.
2. Elaborar una grafica de longitud de onda vs absorbancia
3. Identificar la longitud de onda de absorbancia máxima.

Bibliografía

Práctica No. 12

Identificación de un colorante en una muestra.

Propósitos

Que el alumno

- Diseñe la metodología para cumplir los siguientes propósitos.
- Aplique los principios de operación del espectrofotómetro.
- Identifique un colorante a partir de una mezcla mediante su longitud de onda de absorbancia máxima.

Problema

- El profesor proporcionará a cada equipo de alumnos una mezcla problema.

- Cada equipo de alumnos propondrá la metodología para identificar los colorantes que conforman la muestra problema empleando el espectrofotómetro.

- Tomar en cuenta los resultados obtenidos en la práctica anterior.

- La metodología contendrá los siguientes puntos:

  Material y equipo.
  Desarrollo experimental
  Formatos para tablas y gráficas

- Conclusiones

Nota profesor: no mezclar colorantes cuya λ_{max} tengan valores cercanos.

Práctica No. 13

Identificación de grupos funcionales

Propósitos:

Que el alumno:

- Conozca el concepto de grupo funcional.
- Identifique los principales grupos funcionales de acuerdo a sus reacciones específicas.
- Aplique los conocimientos adquiridos en la resolución de una muestra problema.

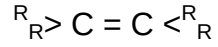
Fundamento:

Un **grupo funcional** es un átomo o grupo de átomos, los cuales determinan las propiedades físicas y químicas del compuesto en el que están presentes. Es la parte de la molécula en la que suceden la mayoría de las reacciones químicas, gracias a esta propiedad, los diferentes grupos funcionales pueden identificarse unos de otros mediante reacciones sencillas y rápidas, que producen cambios fácilmente observables.

A continuación se explica brevemente el fundamento de las reacciones de identificación de los principales grupos funcionales.

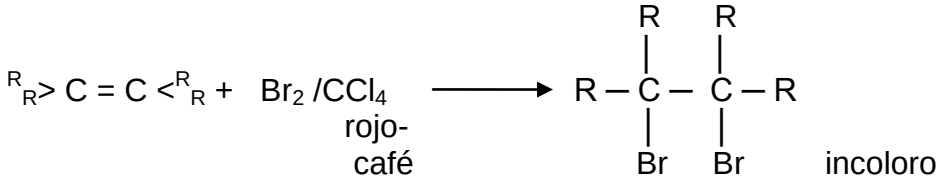
ALQUENOS

Los alquenos presentan doble enlace carbono-carbono como se indica a continuación:.

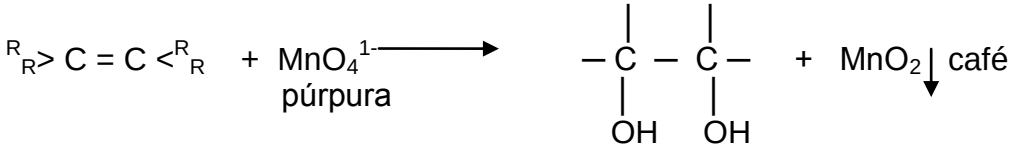


Identificación:

1.- Los alquenos tienen la capacidad de decolorar rápidamente disoluciones de **Br_2 en CCl_4**, por lo que la presencia de un alqueno causará el desvanecimiento del color rojo-café de la disolución inicial.



2.- Reactivo de Baeyer.- Los alquenos se oxidan con soluciones diluidas de $KMnO_4$. Si el alqueno está presente el color púrpura intenso del permanganato desaparece y cambia por un color café del precipitado de dióxido de manganeso

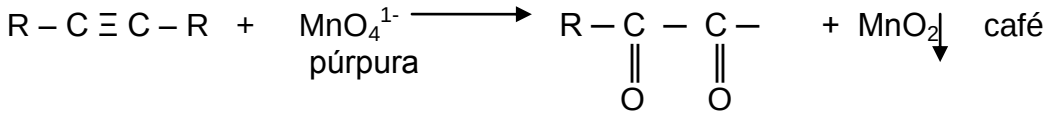


ALQUINOS

Los alquinos presentan triple enlace carbono-carbono como se indica a continuación:

$$R– C \equiv C –R$$

Reactivo de Baeyer.- Los alquinos se oxidan con disoluciones diluidas de $KMnO_4$. Si el alquino está presente el color púrpura intenso del permanganato desaparece y cambia por un color café del precipitado de dióxido de manganeso.



ALDEHÍDOS Y CETONAS

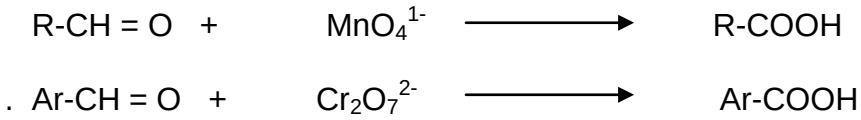
La estructura general de los aldehídos es – CH = O (grupo carbonilo en un extremo de la cadena).

La estructura general de las cetonas es – C – (grupo carbonilo en medio de la cadena).

O

Oxidación.

Los aldehídos se oxidan fácilmente convirtiéndose en ácidos carboxílicos. Se pueden utilizar varios agentes oxidantes como por ejemplo el permanganato, dicromato, aún agentes oxidantes débiles como los iones plata y cúpricos en medio básico.



Existen tres oxidantes selectivos, los cuales pueden ser usados para diferenciar entre cetonas y aldehídos, éstos son el reactivo de Fehling, el de Benedict y el de Tollens.

Estos reactivos oxidan a los aldehídos formando ácidos, pero no oxidan a las cetonas.

Reactivo de Fehling

El reactivo de Fehling es una disolución de color azul, que contiene cobre en medio alcalino, al reaccionar con los aldehídos forma un precipitado rojo ladrillo de óxido cuproso.

Esto es debido a que al oxidar al grupo carbonilo, el cobre se reduce pasando de número de oxidación 2+ a 1+.

También esta reacción sirve para diferenciar entre aldehídos y alcoholes, ya que los alcoholes no reaccionan con este reactivo.

$$R - CH = O + 2Cu^{2+} + 2OH^- \longrightarrow R - COOH + Cu_2O\downarrow$$
(pp rojo ladrillo)

$$Ar - CH = O + 2Cu^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Ar - COOH + Cu_2O\downarrow$$
(pp rojo ladrillo)

Reactivo de Benedict

El reactivo de Benedict es una disolución de color azul, que contiene tartratos y citratos cúpricos, al reaccionar con los aldehídos forma un precipitado rojo ladrillo de óxido cuproso.

Esto es debido a que al oxidar al grupo carbonilo, el cobre se reduce pasando de número de oxidación 2+ a 1+.

También esta reacción sirve para diferenciar entre aldehídos y alcoholes, ya que los alcoholes no reaccionan con este reactivo..

$$R - CH = O + 2Cu^{2+} \longrightarrow R - COOH + Cu_2O\downarrow$$
(pp rojo ladrillo)

$$Ar - CH = O + 2Cu^{2+} \longrightarrow Ar - COOH + Cu_2O\downarrow$$
(pp rojo ladrillo)

Reactivo de Tollens

El reactivo de Tollens es una disolución de nitrato de plata amoniacal con trazas de NaOH. El ión plata es reducido a plata metálica en presencia de un aldehído, que se deposita sobre las paredes del recipiente en forma de un espejo de plata.

También esta reacción sirve para diferenciar entre aldehídos y alcoholes, ya que los alcoholes no reaccionan con este reactivo.

$$R\text{-}CH = O + 2\ Ag(NH_3)_2OH \longrightarrow R\text{-}COOH + 2\ Ag\downarrow + H_2O + 2NH_3$$
(espejo)

$$Ar\text{-}CH = O + 2\ Ag(NH_3)_2OH \longrightarrow Ar\text{-}COOH + 2\ Ag\downarrow + H_2O + 2NH_3$$
(espejo)

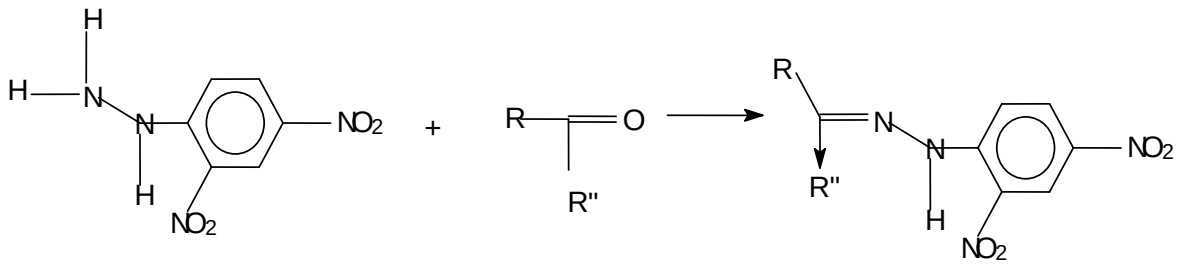
GRUPO CARBOXILO

Las disoluciones acuosas de ácidos carboxílicos solubles en agua se pueden identificar mediante el viraje del papel tornasol.

Los ácidos carboxílicos insolubles en agua se disuelven en hidróxido de sodio acuoso y en bicarbonato de sodio acuoso, con desprendimiento de dióxido de carbono.

Esto permite distinguir los ácidos carboxílicos de la mayoría de los fenoles ya que los fenoles son insolubles en el bicarbonato de sodio.

Los aldehídos, cetonas y ácidos carboxílicos reaccionan con la hidrazina, hidroxilamina y la fenilhidracina.
La 2,4-dinitrofenilhidracina es muy usada para identificar grupos carbonilos ya que forma precipitados amarillos o rojos, los cuales se pueden identificar de acuerdo a su punto de fusión.



2,4-dinitrofenilhidracina grupo carbonilo 2,4-dinitrofenilhidrazona

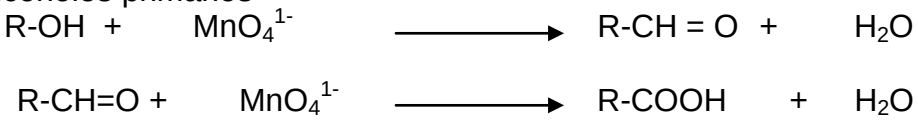
ALCOHOLES

1.- Oxidación

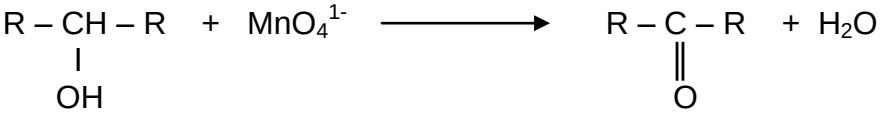
Esta reacción permite identificar el tipo de alcohol:

- Los alcoholes primarios, se oxidan primero a aldehídos y posteriormente a ácidos carboxílicos.
- Los alcoholes secundarios se oxidan a cetonas.
- Los alcoholes terciarios no pueden ser oxidados.

a) alcoholes primarios

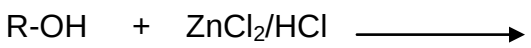


b) alcoholes secundarios



3. **Prueba de Lucas..**

El grupo hidroxilo puede sustituirse por un átomo de halógeno empleando diversos reactivos. La velocidad de la reacción de halogenación del alcohol con HCl y $ZnCl_2$ como catalizador indica de que tipo de alcohol se trata.
En los alcoholes terciarios la reacción es extraordinariamente rápida, aún a temperatura ambiente.

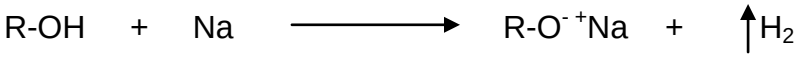


En los alcoholes secundarios se requieren algunos minutos para que la reacción se lleve a cabo.

Los alcoholes primarios no dan reacción apreciable a temperatura ambiente.

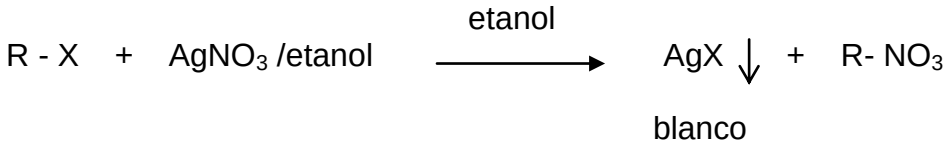
3. Los alcoholes no reaccionan con Br_2 en CCl_4.

4. Reaccionan con sodio metálico, con desprendimiento de hidrógeno.



COMPUESTOS HALOGENADOS.

Los compuestos halogenados reaccionan con el ión plata de la solución de nitrato de plata etanólica al 2% para formar un precipitado de halogenuro de plata, el cual es insoluble en el etanol.



Material	Sustancias
Tubos de ensayo. Goteros o pipetas beral. Espátulas. Gradilla. Baño María. Parrilla de calentamiento. Vaso de precipitados Pipetas graduadas de 10 mL Matraz Erlenmeyer de 50 mL Frascos reactivos Piseta Papel pH	Sol. etanólica de $AgNO_3$ al 2 % CCl_4 Br_2 /CCl_4 al 5% $KMnO_4$ al 2 % Disolución de 2,4, dinitrofenilhidracina Reactivo de Tollens Reactivo de Fehling A y B Reactivo de Benedict Reactivo de Lucas Solución de NaOH al 10 % Agua de Bromo al Cloruro férrico al 1 % HNO_3 al 5 % **Compuestos:** Insaturados, aldehídos, cetonas, aminas, compuestos halogenados, alcoholes y fenoles.

Metodología:

Nota: Antes de iniciar la práctica, revisar las hojas de seguridad de los reactivos empleados y tener en cuenta las precauciones pertinentes. .

1.- Identificación de Compuestos Insaturados.

a) Agua de Bromo

En un tubo de ensayo colocar 2 mL de CCl_4, adicionar aproximadamente 0.1 g de la muestra y, gota a gota una solución de Bromo en CCl_4 al 5 %.

La desaparición del color rojo de la solución indica presencia positiva de instauraciones (alquenos o alquinos). Anotar lo observado.

b) Reacción de Baeyer.

En un tubo de ensayo colocar 0.1 g de la muestra y, gota a gota solución de permanganato de potasio al 2 %. Se agita la mezcla y continuar la adicción de permanganato hasta que desaparezca el color púrpura.

Si el alqueno o alquino está presente el color púrpura intenso del permanganato desaparece y cambia por un color café del precipitado de dióxido de manganeso. Anotar lo observado

2.- Identificación del Grupo Carbonilo

a) Reacción con 2,4, dinitrofenilhidracina

Colocar en un tubo de ensayo 0.1 g o 1 mL de la muestra, disolver en 2 mL de etanol, agregar 0.5 mL de reactivo de 2,4 dinitrofenilhidracina, calentar a baño maría durante 5 minutos. Se deja enfriar, se induce la cristalización (agregar una gota de agua y enfriar en hielo).

La presencia de un precipitado indica reacción positiva. Anotar lo observado.

3.- Identificación de Aldehídos y Cetonas

a) Reacción de Baeyer.

En un tubo de ensayo colocar 0.1 g de la muestra y, gota a gota solución de permanganato de potasio al 2 %. Agitar la mezcla y continuar la adicción de permanganato hasta que desaparezca el color púrpura.

Si el aldehído está presente el color púrpura intenso del permanganato desaparece y cambia por un color café del precipitado de dióxido de manganeso. Anotar lo observado

b) Prueba de Tollens

En un tubo de ensayo colocar 3 o 5 gotas de la muestra y añadir gota a gota el reactivo de Tollens recién preparado. Agitar y calentar a baño maría, la aparición de un espejo de plata indica prueba positiva.

Esta prueba es positiva para aldehídos y negativa para cetonas. Anotar lo observado

Una vez terminada la prueba el tubo debe limpiarse con ácido nítrico (**PRECAUCIÓN:** El ácido nítrico es una sustancia corrosiva, evitar inhalar sus vapores y el contacto con los ojos y la piel)..

c) Prueba de Fehling

En un tubo de ensayo se coloca 1 mL de la disolución A y 1 mL de disolución B, agregar 2 ó 3 gotas de la muestra (0.5 g si es sólido), calentar a ebullición.

La formación de un precipitado rojo-ladrillo y la decoloración de la disolución azul inicial, indica prueba positiva. Anotar lo observado.

e) Prueba de Benedict

Colocar en un tubo de ensayo 1 mL de la disolución de Benedict, y 2 ó 3 gotas de la muestra. Calentar a ebullición y dejar enfriar a temperatura ambiente.

Un precipitado cuya coloración es rojo-ladrillo, con decoloración de la disolución azul inicial, indica prueba positiva. Anotar lo observado.

Nota: Las pruebas de Fehling y Benedict dan positivas para alfa-hidroxicetonas, alfa-cetoaldehídos y para azucares reductores.

4.- Identificación de Alcoholes

a) Reacción de Baeyer.

En un tubo de ensayo colocar 0.1 g o 2 mL de la muestra y, gota a gota disolución de permanganato de potasio al 2 %. Se agita la mezcla y continuar la adición de permanganato hasta que desaparezca el color púrpura.

Si el alcohol está presente el color púrpura intenso del permanganato desaparece y cambia por un color café del precipitado de dióxido de manganeso

b) Prueba de Lucas

En un tubo de ensayo colocar 2.5 mL de reactivo de Lucas ($HCl/ZnCl_2$), agregar 0.5 mL de la muestra, tapar el tubo con un tapón de corcho y agitarlo durante 5 min, dejar reposar durante 5 minutos. Observar el tubo y registrar el tiempo que tarda en desaparecer la turbidez. Anotar lo observado.

5.- Identificación de Fenoles

Preparar una disolución de fenol disolviendo 2 g en 30 mL de agua. Con esta disolución se llevarán a cabo las siguientes pruebas.

a) Prueba de agua de Bromo.

A un mL de la disolución de muestra agregar gota a gota y con agitación constante una disolución saturada de bromo, hasta que permanezca la coloración.

La reacción se considera positiva cuando aparece un precipitado y desaparece la coloración. Anotar lo observado.

b) Prueba de Cloruro Férrico

A 3 mL de la disolución de la muestra agregarle gota a gota una disolución de cloruro férrico al 1%.

Los fenoles reaccionan con el cloruro férrico dando complejos coloridos que pueden ser verdes, azules, negros o violetas. Anotar lo observado.

6.- Identificación de compuestos halogenados

Colocar 5 gotas de la muestra en un tubo de ensayo, agregar 2 mL de una disolución etanólica de nitrato de plata al 2 %. Si después de 5 minutos de reposar a temperatura ambiente no se observa ninguna reacción, la disolución se calienta hasta ebullición y se observa si se ha formado un precipitado. **Nota: Tener precaución al calentar, evitar que el líquido se proyecte. No dirigir la boca del tubo hacia algún compañero.**

Si hay precipitado, observa su color. Añade 2 gotas de HNO_3 diluido al 5 % y observa si se disuelve el precipitado.

Los haluros de plata son insolubles en HNO_3 diluido, las sales de plata de los ácidos orgánicos son solubles. Anotar lo observado.

Identificación de una muestra problema.

Para poder aplicar los conocimientos adquiridos, se proporcionará a cada alumno una o varias muestras problema. Realizar cada una de las pruebas indicadas arriba. Anotar las observaciones e identificar los grupos funcionales presentes.

Reactivo	Muestra	Resultado
Br_2 / CCl_4 (comp. insaturados)		
Reactivo de Baeyer (comp. insaturados)		
2,4-dinitrofenilhidracina (grupo carbonilo)		
Reactivo de Baeyer (aldehídos y cetonas)		
Reactivo de Tollens (aldehídos y cetonas)		
Reactivo de Fehling (aldehídos y cetonas)		
Reactivo de Benedict (aldehídos y cetonas)		
Reactivo de Baeyer (alcoholes)		
Reactivo de Lucas (alcoholes)		
Agua de Bromo (fenoles)		
Cloruro Férrico (fenoles)		
$AgNO_3$ etanólica (comp. halogenados)		

Preparación de Disoluciones

1.- Reactivo de Fehling :

Disolución A.- Sulfato cúprico ($CuSO_4$) ..... 35 g
Agua destilada c.b.p. ..... 500 mL

Disolución B.- Tartrato de sodio y potasio ($KNaC_4H_4O_6$) ..... 113 g
Agua destilada c.b.p. ..... 500 mL

2.- Reactivo de Tollens :

Disolución de Nitrato de plata ($AgNO_3$) 1-2% ..... 50 mL
Amoniaco concentrado .... 50 mL
Disolución de Hidróxido de sodio (NaOH) 10% ..... 100 mL

Nota : el hidróxido de sodio se le agrega justo antes de iniciar la práctica.

3.- Reactivo de Benedict :

Carbonato de sodio (Na_2CO_3) ..... 200 g
Citrato de sodio …….. 0 173 g
Agua destilada ..... 800 mL

Aparte disolver 17.3 g de Sulfato Cúprico ($CuSO_4$) en 100 mL, y agregarlo lentamente, a la primera disolución, agitar constantemente, enfriar y agregar agua hasta aforar a 1L.

4.- Reactivo de 2,4-dinitrofenilhidrazina :

2,4-dinitrofenilhidrazina..... 0.6 g
Ácido Clorhídrico (conc.) ..... 2 mL
Etanol aal 5%..... ..... 10 mL
Agua destilada… ..... 10 mL

Colocar 2,4-DNFH en 3 mL de agua agitar y gotear el HCl lentamente, inmediatamente después adicionar el alcohol y agitar hasta disolver.

5.- Reactivo de Lucas:

Cloruro de Zinc ($ZnCl_2$) ..... 34 g
Ácido Clorhídrico (conc.) ..... 22 g (23 mL)

Adicionar el ácido sobre el $ZnCl_2$, de forma lenta y con agitación, dejar enfriar y colocar en un frasco.

Bibliografía:

1) Shriner. (1987). ***Identificación sistemática de compuestos orgánicos***. Limusa, México.
2) Brewster, R. (1979). ***Química Orgánica, un curso breve***. C.E.C.S.A., México.
3) Flores de Labardini, T., (2000). ***Química Orgánica***. Esfinge, México.
4) Solomons, G. (1988). ***Fundamentos de Química Orgánica***. Limusa, México..
5) Burton, D. (2001). ***Química Orgánica y Bioquímica***, McGraw Hill, México.
6) Domínguez, X., (1983). ***Química Orgánica***, CECSA., México.
7) Miranda Rubalcaba R. (2005). ***Técnicas básicas para la experimentación en química orgánica,*** UNAM, México.