

PRÁCTICA 1.

PROPIEDADES GENERALES DE ÁCIDOS Y BASES.

INTRODUCCIÓN.

Comenzaremos por las definiciones de ácidos y de bases: Un ácido es una sustancia que suministra iones hidrógeno (H^+) en solución acuosa, es decir, es un donador de protones.

Una base es una sustancia que en solución acuosa suministra iones hidroxilo (OH^-). es un aceptor de protones.

Una de las propiedades más notorias de las bases, es que son capaces de neutralizar a los ácidos, al igual que los ácidos neutralizan a las bases.

Cuando se agrega cualquier ácido a cualquier base ocurre la siguiente reacción:



Las soluciones ácidas tienen un sabor agrio, como el de las frutas cítricas (debido al ácido cítrico), cambian el papel tornasol de azul a rojo y reaccionan con la piel produciendo quemaduras que pueden ser severas si no son tratadas de inmediato.

Las soluciones básicas tienen un sabor amargo, cambian el tornasol de rojo a azul, al contacto con la piel se sienten resbaladizas y al igual que los ácidos producen quemaduras.

OBJETIVO.

Comprender las propiedades generales de los ácidos y las bases.

MATERIAL.

- 1 Gradilla.
- 2 Tubos de ensayo de 18/150
- 9 Vasos de precipitado de 250 ml.
- 1 Pipeta de 10 ml.
- 1 Agitador.
- 2 Tapones del # 1.
- 1 Aparato para demostrar la conductividad.

REACTIVOS.

- Ácido Sulfúrico concentrado (H_2SO_4).
- Solución de Sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$).
- Solución de Hidróxido de Sodio (NaOH).
- Solución de Cloruro de Sodio (NaCl).
- Solución de Ácido Clorhídrico (HCl).
- Solución de Almidón.
- Agua destilada y agua de la llave.

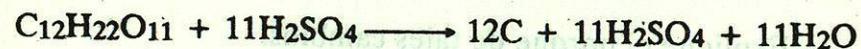
PROCEDIMIENTO.

1) DESHIDRATACIÓN DE LA SACAROSA.

- a) Poner 10 ml de solución de sacarosa en el vaso de precipitado y agregar 10 ml de Ácido sulfúrico concentrado.
- b) Observar como la muestra de sacarosa se torna de color negro por la acción deshidratante del ácido sulfúrico.

NOTA: El color negro es causado por la producción de carbón.

REACCIÓN:



2) PRUEBA CON PAPEL TORNASOL.

- a) Con papel tornasol rojo y azul probar las dos soluciones de los tubos y anotar los cambios del papel tornasol al contacto con éstas.

NOTA: Tomar muestra con agitador del tubo A poner una gota en el papel tornasol rojo y otra en el papel tornasol azul.

Repetir la operación con el tubo B.

Papel tornasol rojo \longrightarrow Azul = Solución Básica.

Papel tornasol azul \longrightarrow Rojo = Solución Ácida.

3) PRUEBA DE CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA.

- a) El maestro demostrará la conductividad de las siguientes soluciones, por medio de un aparato como se muestra en la figura.

En solución acuosa: NaOH, NaCl, HCl, H₂SO₄, Sacarosa, Almidón, Agua destilada y de la llave.

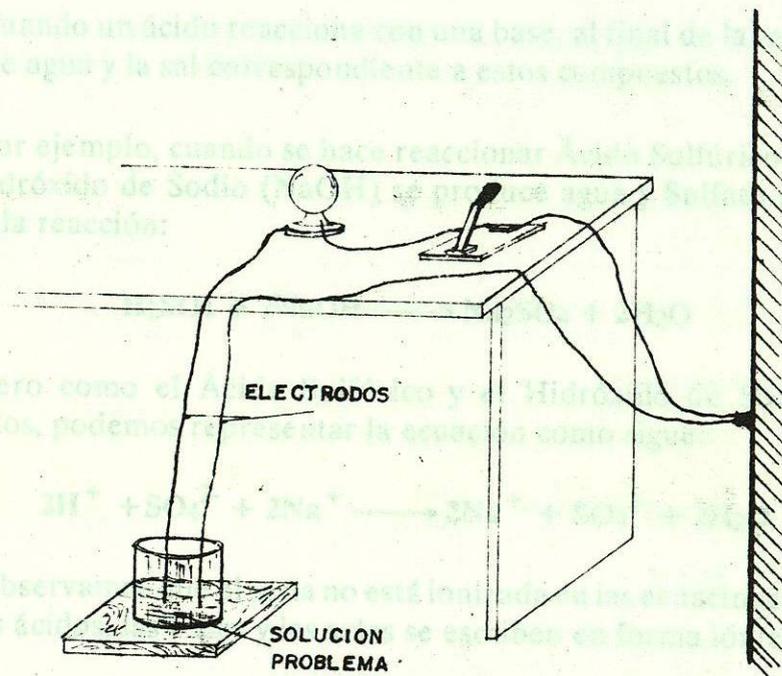
PREGUNTAS.

- 1.- ¿Que se demuestra con la prueba de conductividad?
- 2.- Anotar los cambios de color que producen las soluciones A y B en el papel tornasol rojo y azul.
- 3.- Explique el porque de tales cambios.

- 4.- ¿A qué se debe la no conductividad de las soluciones de almidón, sacarosa y agua destilada?

PRÁCTICA 2.

NEUTRALIZACIÓN.

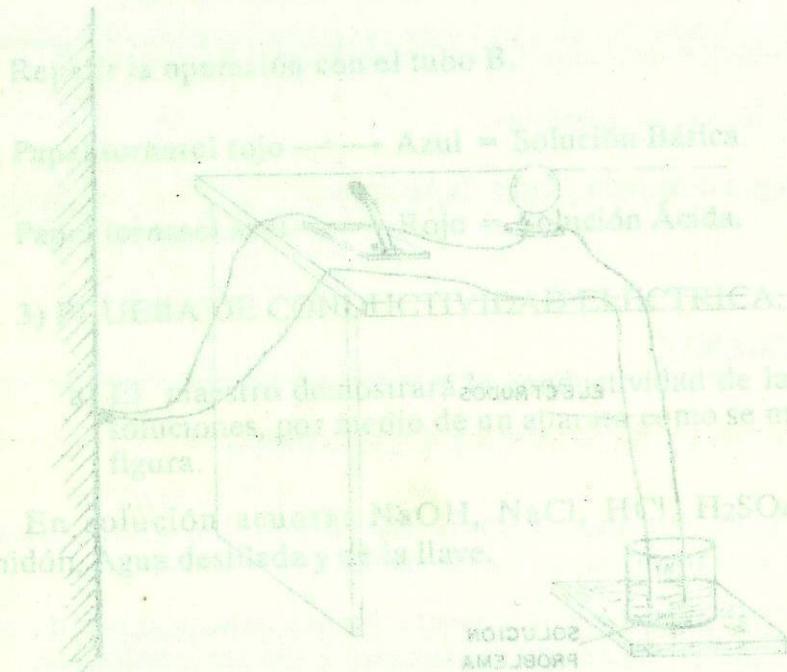


2) PRUEBA CON PAPIER TORNASOL ROJO Y AZUL

a) Con papel tornasol rojo y azul probar las dos soluciones de los tubos y anotar los cambios del papel tornasol al contacto con ellas.

NOTA:

Tomar muestra con agitador del tubo A poner una gota en el papel tornasol rojo y otra en el papel tornasol azul.



PREGUNTAS.

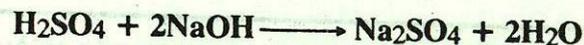
- 1.- ¿Que se demuestra con la prueba de conductividad?
- 2.- Anotar los cambios de color que producen las soluciones B en el papel tornasol rojo y azul.
- 3.- Explique el porque de tales cambios.

PRÁCTICA 2.

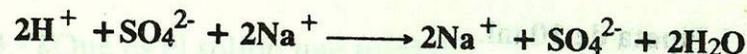
NEUTRALIZACIÓN.

Objetivo: Cuando un ácido reacciona con una base, al final de la reacción se produce agua y la sal correspondiente a estos compuestos.

Por ejemplo, cuando se hace reaccionar Ácido Sulfúrico (H₂SO₄) con Hidróxido de Sodio (NaOH) se produce agua y Sulfato de Sodio, siendo la reacción:

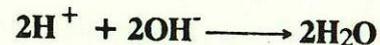


Material: Pero como el Ácido Sulfúrico y el Hidróxido de Sodio están ionizados, podemos representar la ecuación como sigue:



Observamos que el agua no está ionizada en las ecuaciones iónicas, sólo los ácidos, las bases y las sales se escriben en forma iónica.

La ecuación iónica más sencilla es:



Hay que centrar la atención en que la reacción entre un ácido y una base es básicamente una reacción entre el ion hidrógeno del ácido y el ion hidroxilo de la base para formar el agua.

A este tipo importante de reacciones se les llama de **NEUTRALIZACIÓN**. Mediante este tipo de reacciones es posible obtener una gran variedad de sales.

OBJETIVO.

Obtener una sal (NaCl sal común de cocina) por medio de una reacción de neutralización entre Ácido Clorhídrico e Hidróxido de Sodio.

MATERIAL.

1 Agitador.

1 Vaso de precipitado de 250 ml.

1 Pipeta de 10 ml.

1 Tripié.

1 Mechero.

1 Tela de asbesto.

REACTIVOS.

Solución molar de Ácido Clorhídrico (HCl).

Solución molar de Hidróxido de Sodio (NaOH).

PROCEDIMIENTO.

En un vaso de precipitado de 250 ml., colocar 10 ml de una solución 2 molar de HCl y agregar 10 ml. de una solución 2 molar de NaOH.

Con un agitador, mezclar bien para homogenizar y someter a calentamiento hasta sequedad.

Ya que enfríe, probar el sólido blanco cristalino e indicar cuál es el sabor que presenta.

PREGUNTAS.

1.- ¿Qué es una reacción de neutralización?

2.- ¿Cuál es la reacción que se lleva a cabo durante el proceso que realizaste?

3.- ¿Qué es el sólido que queda?

CAPILLA ALFONCINA
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA
U. A. M.

PROCEDIMIENTO

En un vaso de precipitado de 250 ml., colocar 10 ml. de una solución 2 molar de HCl y agregar 10 ml. de una solución 2 molar de NaOH. Con un agitador, mezclar bien para homogeneizar y someter a calentamiento hasta sequedad.

La presencia de un sólido blanco cristalino e indicador azul es el sabor que caracteriza a los ácidos. Entre las sales se encuentran los otros.

PREGUNTAS

1. ¿Qué es una reacción de neutralización?
 2. ¿Cuál es la reacción que se lleva a cabo durante el proceso que realizas?
 3. ¿Qué es el sólido que queda?
- 1 Pipeta de 10 ml.
1 Tripié.
1 Mechero.
1 Tela de asbesto.

REACTIVOS.

- Solución molar de Ácido Clorhídrico (HCl).
- Solución molar de Hidróxido de Sodio (NaOH).

Esta regla se cumple por lo general, salvo en las reacciones de carácter reversible.

PRÁCTICA 3.

PREPARACIÓN DE SALES.

Basados en esto, vamos a preparar sales en las siguientes formas:

INTRODUCCIÓN.

Las sales según Arrhenius son sustancias que dan aniones distintos al ion OH⁻ y cationes distintos al ion H⁺. En algunos casos, si además del cation correspondiente la sal da también iones H⁺ es una sal ácida y, en cambio, si al lado de los aniones formados por el radical ácido da también iones OH⁻, la sal es entonces una sal básica.

Las sales ácidas pueden imaginarse formadas por substitución parcial en los ácidos de los hidrógenos ionizables por radicales positivos y, análogamente, las sales básicas pueden suponerse derivadas de los hidroxilos metálicos por substitución parcial de sus grupos OH⁻ por radicales ácidos.

Para obtener una sal se pueden seguir distintos procedimientos, por ejemplo desplazando el hidrógeno de un ácido por un metal, neutralizando un ácido por óxido o un hidróxido, o basándose en las leyes de **Berthollet** que enuncian:

Un ácido, una base o una sal solubles, se combinan con otra sal, cuando el intercambio de los radicales ácidos y básicos se forma un compuesto (ácido, base o sal) más volátil o menos soluble que los cuerpos reaccionantes.

Esta regla se cumple por lo general, salvo en las reacciones de carácter reversible.

OBJETIVO.

Basados en ésto, vamos a preparar sales en las siguientes formas.

- 1.- Por la acción de un ácido sobre un metal.
- 2.- Por la acción de un ácido sobre un óxido.
- 3.- Por la acción de un ácido sobre un hidróxido.
- 4.- Por la acción de una base sobre una sal.

MATERIAL.

5 tubos de ensayo de 18/150.

1 Gradilla.

1 Probeta.

2 Cápsulas de porcelana.

1 Mechero.

1 Tripié.

1 Tela de asbesto.

2 Embudos.

1 Agitador.

Papel tornasol.

Papel filtro.

REACTIVOS.

Zinc metálico Zn

Ácido Clorhídrico HCl

Óxido de Cobre CuO

Hidróxido de Sodio en solución al 20% NaOH

Cloruro Férrico en solución al 20% FeCl₃

Agua destilada.

PROCEDIMIENTO.

- 1.- **ÁCIDO SOBRE METAL:** Se pone en un tubo de ensayo un pedazo de Zn y se añaden 5 ml. de HCl, se deja que continúe la reacción unos 10 min. Se filtra y se evapora el filtrado a sequedad, en cápsula de porcelana.
- 2.- **ÁCIDO SOBRE UN ÓXIDO:** Se pone en un tubo un poco de CuO y disuélvalo en un poco de agua, añada HCl hasta que se disuelva, filtre y evapore la solución.

3.- **ÁCIDO SOBRE UN HIDRÓXIDO:** Tome 5 ml. de solución de NaOH y viértala en una cápsula de porcelana. Añada HCl poco a poco agitando hasta que el papel tornasol ya no cambie de color; a éste se le llama neutro o final; a la operación se le llama **neutralización** y al papel indicador. **Evapore lentamente evitando que salpique, hasta sequedad.**

4.- **ACCIÓN DE UNA BASE SOBRE UNA SAL:** En un tubo de ensayo se ponen 5 ml. de solución de FeCl₃ y se añade lentamente NaOH hasta formar un precipitado y ver su color, ¿cuál es el producto menos soluble?

PREGUNTAS.

Escribe las reacciones que en cada caso se llevaron a cabo.

MATERIAL.

PROCEDIMIENTO.

1.- **ÁCIDO SOBRE METAL:** Se pone en un tubo de ensayo un pedazo de Zn y se añaden 5 ml. de HCl. Se agita y se filtra la reacción unos 10 min. se filtra y se evapora el filtrado a sequedad, en cápsula de porcelana.

2.- **ÁCIDO SOBRE UN ÓXIDO:** Se pone en un tubo un poco de CuO y disuélvalo en un poco de agua, añada HCl hasta que se disuelva, filtre y evapore la solución.

2 Embudos.

PRÁCTICA 4.

BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS.

INTRODUCCIÓN.

Para el estudio de la composición de la materia, desde el punto de vista químico, hay que basarnos en que las propiedades de la combinación de las sustancias, pueden explicarse por medio de los electrones, protones y neutrones. En nuestro mundo estas partículas están organizadas como unidades específicas, formando los átomos de más de cien elementos, los átomos de los elementos a su vez se organizan en iones y moléculas de compuestos que constituyen la mayor parte de la porción "no viviente" del mundo.

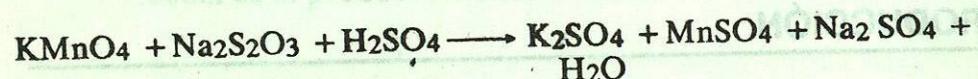
Con esta porción "no viviente", ocurren natural o artificialmente muchas reacciones químicas, por medio de las cuales se forman otros compuestos que presentan gran utilidad en nuestra vida cotidiana. Cuando estas reacciones químicas son artificiales, es decir, hechas por el hombre, hay necesidad de efectuarlas con cantidades medidas de reactivos (sustancias que reaccionan) para que rindan la mayor parte de productos posibles (sustancias que se forman) para que de esta forma optimizar los recursos de los que disponemos, y no desperdiciar reactivos innecesariamente.

El método más adecuado de optimizar recursos es, representar la reacción por medio de una ecuación química y balanceando correcta-

mente para conocer la proporción exacta con que interviene cada reactivo en la reacción química.

OBJETIVO.

Efectuar la reacción química que sigue con los materiales que se te proporcionen en el laboratorio.



Emplear los procedimientos que conoces, para balancear la ecuación química.

MATERIAL.

1 Tubo de ensayo de 25/200.

1 Pizeta.

1 Pipeta de 10 ml.

2 Pipetas de 5 ml.

REACTIVOS.

Permanganato de Potasio KMnO_4

Ácido Sulfúrico. H_2SO_4

Trisulfato de Sodio. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$

Agua destilada.

PROCEDIMIENTO.

- 1.- En un tubo de ensayo de 25/200 coloca 20 ml. de Permanganato de Potasio 1 N.
- 2.- Agregar agua hasta la cuarta parte del tubo de ensayo.
- 3.- Agregarle 5 ml. de Ácido Sulfúrico 1N. Agitando para homogenizar.
- 4.- Agregar trisulfato de sodio poco a poco y agitando la muestra hasta que desaparezca el color rosa del Permanganato de potasio.

REPORTE.

Entregarás a tu maestro junto con la autoevaluación un reporte de las observaciones efectuadas durante la práctica y la ecuación química balanceada, por los tres métodos llevados en clase.