

CAPILLA ALFONZINA
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA
II A N L

REACTIVOS
Permanganato de Potasio
Acido Sulfúrico
Trisulfato de Sodio

OBJETIVO
Estudiar la reacción química que sigue al oxidar el hierro en presencia de permanganato de potasio.

PROCEDIMIENTO
1.- En un tubo de ensayo de 25/200 coloca 20 ml. de Permanganato de Potasio I N.
2.- Agregar agua hasta la cuarta parte del tubo de ensayo.
3.- Agregar 2 ml. de Acido Sulfúrico I N. Agitar hasta homogeneizar.
4.- Agregar trisulfato de sodio poco a poco y agitando la muestra hasta que desaparezca el color rosa del Permanganato de potasio.

MATERIA
Tubo de ensayo de 25/200
Pipeta de 10 ml.
Pipeta de 5 ml.

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.

OBJETIVO
Comprobar que en una transformación química no ocurre cambio en la masa inicial y final del sistema sometido a la transformación.

PRÁCTICA 5.

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA.

INTRODUCCIÓN.
Un primer aspecto del conocimiento químico, fue conocer la relación entre las cantidades de las sustancias que intervienen en una reacción química.

El descubrimiento de la balanza y su aplicación en el estudio de las transformaciones químicas, dio lugar al descubrimiento de las leyes de las combinaciones químicas y al establecimiento de la química como ciencia.

Una de estas leyes de combinaciones químicas es la LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA que nos dice: "La masa de un sistema permanece invariable, cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él", en términos químicos, "en ninguna reacción química se gana ni se pierde peso".

Fue el químico francés Lavoisier, a quién se le atribuye el enunciado de la ley de la conservación de la materia y se debe a él su confirmación y generalización.

1.- ¿De qué manera se comprueba la ley de la conservación de la materia en este experimento?

De los datos que obtuvo de un gran número de experimentos, encontró que el peso de los reactivos (las sustancias que inician una reacción) era siempre igual al peso de los productos (las sustancias formadas en la reacción).

OBJETIVO.

Comprobar que en una transformación química no ocurre cambio en la masa inicial y final del sistema, sometido a la transformación.

MATERIAL.

1 Vaso de precipitado de 250 ml.

2 Tubos de ensayo de 13/100

1 Balanza.

REACTIVOS.

Solución 1 N de Cloruro Férrico: FeCl_3

Solución 3 N de Hidróxido de Potasio: KOH

PROCEDIMIENTO.

Colocar 2 ml. de solución 1 N de Cloruro Férrico en un tubo de 13/100 y 2 ml. de solución 3 N de Hidróxido de Potasio en otro tubo; colocar los tubos en el vaso de precipitado y pesar todo el conjunto.

ANOTE:

Peso del conjunto. _____

Color de la solución de Hidróxido Férrico. _____

Color de la solución de Hidróxido de Potasio. _____

Hechas las observaciones anteriores, proceda a mezclar las dos soluciones en el vaso de precipitado y coloque los tubos en posición invertida dentro del vaso.

ANOTE:

Cambios ocurridos _____

Peso del conjunto _____

PREGUNTAS.

1.- Reporte los cambios observados.

2.- ¿De qué manera se comprueba la ley de la conservación de la materia en este experimento?

CAPILLA ALFONSO
BIBLIOTECA UNIVERSITARIA
11 A. N. L.

PROCEDIMIENTO
Colorar 2 ml. de solución 1 N de Cloruro Férrico en un tubo de
1.500 y 2 ml. de solución 3 N de Hidróxido de Potasio en otro tubo;
colocar los tubos en el vaso de precipitado y pesar todo el conjunto.

OBJETIVO
ANOTE:
Color de la solución de Hidróxido Férrico.
Color de la solución de Hidróxido de Potasio.

MATERIAL
Balanza
Cambios ocurridos
Peso del conjunto
ANOTE:

REACTIVOS
Solución 1 N de Cloruro Férrico
Solución 3 N de Hidróxido de Potasio
1- Reporte los cambios observados.
2- ¿De qué manera se comprueba la ley de la conservación de la
materia en este experimento?

PRÁCTICA 6.
también por acción del Cloro sobre Cobre, disolución del Cobre en Ácido Nítrico
esta reacción de Carbonato de Cobre y separación y calcinación
de este compuesto. En la práctica se pesa el Óxido Cúprico
formado contiene un 80% de Oxígeno.

DETERMINACIÓN DE LA COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE LOS ELEMENTOS QUE INTEGRAN UNA SUBSTANCIA.

INTRODUCCIÓN.

La ley de la composición constante nos dice: "Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen en una relación de peso invariable".

Si observamos bien, ésta y todas las leyes científicas, no son más que enunciación de la forma como se comporta la naturaleza, expresando algún orden en particular o alguna realidad de la naturaleza. Podríamos decir, que al formarse un compuesto, la naturaleza fija la relación en peso asignada que deben conservar las partes constituyentes.

Diferentes químicos, a través de la historia, se dedicaron con especial empeño al problema de analizar compuestos y calcular la composición porcentual en peso de los diversos compuestos, logrando comprobar, en muchos de los casos, la ley de la composición constante.

Por ejemplo, si se obtiene Óxido de Cobre (CuO) por calentamiento del metal en presencia de oxígeno, por disolución del Cobre en Ácido Nítrico y cristalización y calcinación de Nitrato Cúprico obtenido; y

también por acción del Cloro sobre Cobre, disolución del Cloruro de agua, precipitación de Carbonato de Cobre y separación y calcinación de este compuesto. En los tres casos se encuentra que el Óxido Cúprico formado contiene un 80% de Cobre y un 20% en peso de Oxígeno.

OBJETIVO.

Efectuar cálculos estequiométricos para:

- Determinar la fórmula más simple de un compuesto dada una composición porcentual.
- Asignarle nombre de acuerdo a las reglas de nomenclatura y su fórmula más simple.
- Determinar el peso de un MOL de ese compuesto.
- ¿Cuántos gramos son 0.6 mol de ese compuesto?
- Prepara 100 ml. de este compuesto a una concentración de 0.6 molar.

MATERIAL.

1 Probeta de 100 ml.

1 Vaso de precipitado de 250 ml.

1 Balanza.

1 Agitador.

REACTIVOS.

Agua destilada.

Compuesto X.

PROCEDIMIENTO.

- ¿Cuál es la fórmula más simple del compuesto X cuya composición porcentual es de:

$$\text{Cl} = 60.34 \%$$

$$\text{Na} = 39.66\%$$

- ¿Cómo se llama el compuesto X?
- ¿Cuánto pesa un mol de ese compuesto?
- ¿Cuántos gramos son 0.6 molar del compuesto X?
- Preparar 100 ml. de ese compuesto a una concentración 0.6 M.
 - Pesar el número de gramos del compuesto requerido para preparar la solución.
 - Colocar la muestra en un vaso de precipitado y agregar 50 ml. de agua destilada, agitar hasta disolver totalmente.
 - Transferir la solución a una probeta de 100 ml. y completar con agua destilada hasta la marca de 100 ml.

REPORTE.

Entregar al finalizar la práctica los cálculos efectuados.

OBJETIVO

PROCEDIMIENTO

1.- ¿Cuál es la fórmula más simple del compuesto X cuya composición porcentual es la siguiente?

2.- ¿Cómo se llama el compuesto X?

3.- ¿Cuánto pesa un mol de ese compuesto?

4.- ¿Cuántos gramos son 0.5 moles del compuesto X?

5.- Preparar 100 ml. de ese compuesto a una concentración 0.5 M.

MATERIAL

a) Pesar el número de gramos del compuesto requerido para preparar la solución.

b) Colocar la muestra en un vaso de precipitados y agregar 50 ml. de agua destilada, agitar hasta disolver totalmente.

c) Transferir la solución a una probeta de 100 ml. y completar con agua destilada hasta la marca de 100 ml.

PRÁCTICA 7.

RELACIONES EN PESO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.

INTRODUCCIÓN.

El tipo más común de problemas en las reacciones químicas, es el de los pesos de las sustancias en una reacción química, por ejemplo cuando se conoce el peso de uno de los reactivos, se puede calcular el peso de los productos en esa reacción química.

En las reacciones entre dos sustancias, cuando una de ellas está en exceso con respecto a la otra (**reactivo en exceso**), la cantidad que está en exceso permanece sin combinarse, aunque la reacción haya terminado, cuando hay reactivo en exceso es posible calcular la cantidad de producto formado, e incluso la cantidad de reactivo que permanece en exceso.

OBJETIVO.

En la reacción que vas a efectuar determinarás:

a) ¿Cuál es el reactivo que está en exceso?

b) ¿Que cantidad de cobre se produce?

c) ¿Qué cantidad de reactivo queda en exceso al finalizar la reacción?

MATERIAL.

2 Tubos de ensayo de 18/150.

1 Pipeta de 10 ml.

REACTIVOS.

Solución de Sulfato de Cobre de 1M. CuSO_4

Granalla de Zinc. Zn

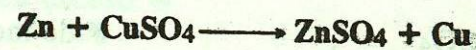
PROCEDIMIENTO.

- 1.- En un tubo de ensayo de 18/150 coloca 150 ml. de una solución 1 M de Sulfato de Cobre (la cual contiene 2.521 g de Sulfato de Cobre).
- 2.- Le agregarás 1 g de granalla de Zinc.
- 3.- Dejela reposar.
- 4.- Agita esporádicamente, observando los cambios que ocurren.

5.- Deja un poco de Sulfato de Cobre en otro tubo para comparar con el tubo al cual le agregaste Zinc.

REPORTE.

Representarás la ecuación química balanceada de la reacción que se lleva a cabo.



Junto con las observaciones que realices durante la práctica, entregarás las operaciones para determinar:

- 1.- ¿Cuál es el reactivo que está en exceso?
- 2.- ¿Qué cantidad (en gramos) de Cobre se producen?
- 3.- ¿Qué cantidad (en gramos) de reactivo queda en exceso al final de la reacción?

CÁLCULOS.

1.-Representa la reacción química balanceada.

2.- Calcular el número de moles disponibles.

Peso de un mol de $\text{Zn} =$

Peso de un mol de $\text{CuSO}_4 =$

$$\text{Moles de Zn} = \frac{\text{g de Zn}}{\text{peso de un mol de Zn}}$$

$$\text{Moles de CuSO}_4 = \frac{\text{g de CuSO}_4}{\text{peso de un mol de CuSO}_4}$$

3.- Calcular los moles de Sulfato de Cobre que reaccionan con el Zinc.

$$\text{Moles de CuSO}_4 \text{ que reaccionan con Zn} = \frac{\# \text{ de moles de CuSO}_4}{\# \text{ de moles de Zn}}$$

Con las operaciones que has realizado ya puedes decir cual es el reactivo en exceso y cual el reactivo limitante.

4.- En base al reactivo limitante calcula los pesos de reactivos y productos restantes.

$$\# \text{ moles de Cu formados} = \frac{\# \text{ de moles de CuSO (que reaccionaron el Zn)} \times \# \text{ de moles de Cu}}{\# \text{ de moles de CuSO}_4}$$

5.- Calculemos ahora los moles de Zinc que reaccionan con el Sulfato de Cobre.

$$\# \text{ de moles de Zn que reaccionan con el CuSO}_4 = \frac{\# \text{ de moles de CuSO}_4 \times \# \text{ de moles de Zn}}{\# \text{ de moles del CuSO}_4}$$

6.- A continuación calcula los moles de Zinc en exceso.

$$\text{Moles de Zn en exceso} = (\# \text{ de moles disponibles}) - (\# \text{ de moles que reaccionan con CuSO}_4)$$

7.- Por último efectúa la conversión de moles a gramos de:

Zn en exceso =

Cu producido =

Zn que reacciona =

Multiplicando el número de moles que obtuvimos por el peso de un mol de la sustancia que corresponda.

