



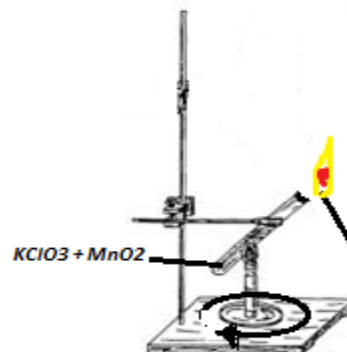
UNIVERSIDAD PEDAGOGICA NACIONAL FACULTAD DE CIENCIA Y TECNOLOGIA DEPARTAMENTO DE QUIMICA CURSO QUIMICA GENERAL 1	 UNIVERSIDAD PEDAGOGICA NACIONAL <i>Educadora de Educadores</i>
LABORATORIO: COMPROBACIÓN DE LAS LEYES DE COMBINACIÓN QUIMICA	Docente:
PROBLEMA ¿EN LA ACTUALIDAD ES POSIBLE REALIZAR LOS PROCEDIMIENTOS DE PROUST PARA IDENTIFICAR LA COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE UNA SUSTANCIA?	Ximena Umbarila C.
OBJETIVOS: Interpretar correctamente los datos obtenidos para deducir las leyes de combinación. Determinar la cantidad de un elemento que se combina con una masa fija de otra sustancia.	
MARCO TEORICO La observación diaria nos ha enseñado que un trozo de metal, como hierro o cobre, en contacto con aire húmedo se cubre de herrumbre (“Qué sucede?”). la experimentación ha permitido conocer que esa herrumbre es producida por acción del oxígeno del aire sobre la superficie del metal (Quien actúa?). Para el hombre y la mujer de ciencia esta información no ha sido suficiente; experimentos pesando el metal sin oxidar y pesando el herrumbre u óxido formado le han permitido conocer “Cuanto” oxígeno interviene en la transformación total de cierta cantidad de metal en óxido llegando así a establecer una fórmula para el óxido formado. Es a través de estos pacientes procesos de formación y descomposición (síntesis y análisis) como se ha llegado a la formulación de las leyes de la composición química. Experimentos posteriores han permitido al investigador conocer “por qué” sucede la oxidación y como se realiza el proceso de transformación química. Las principales leyes de la composición química son: <ul style="list-style-type: none"> - Ley de la composición constante - Ley de las proporciones múltiples - Ley de los volúmenes de combinación Ley de la composición definida: “muestras diferentes de una misma sustancia, contienen los mismos elementos en las mismas proporciones”. Este trabajo fue realizado por el francés Louis Joseph Proust y su aceptación se logró en el año 1807, después de muchas verificaciones, dado que los científicos de la época se resistían a aceptarla. Ley de las proporciones múltiples: “ Cuando dos elementos se combinan para formar entre sí más de un compuesto los pesos de uno de los elementos, que se combinan con el mismo peso del otro, están en la relación de número enteros pequeños”. Esta ley fue establecida por Dalton hacia 1803, quien supuso que los compuestos están formados por moléculas que contienen un número pequeño de átomos. La mayoría de los análisis efectuados por aquella época daban relaciones donde el error oscilaba entre un 5% y un 10%; pero análisis más precisos efectuados entre 1808 y 1812, por Berzelius, arrojaron resultados con una exactitud del 1%. En el experimento va a determinar la cantidad de oxígeno que hay en cada muestra, los datos obtenidos le permitirán verificar las leyes anteriores.	
MATERIALES 1 pinza pequeña para bureta y nuez 1 mechero 2 tubos de ensayo 1 pinza para tubo de ensayo 1 espátula 1 pipeta de 5 ml	REACTIVOS KClO ₃ MnO ₂ CaCO ₃ HCl 0.1 M Lana de vidrio papel indicador universal <div style="text-align: right; margin-top: 10px;">    <p style="font-size: small;">Tóxico Nocivo Harmful Nocif Xn</p>  </div>

1 beaker de 50 ml

DEBE USAR DURANTE LA PRÁCTICA: GUANTES, GAFAS Y TAPABOCAS.

PROCEDIMIENTO 1:

1. Lavar y secar completamente el tubo de ensayo.
2. Colocar 1.25 g de KClO_3 en el tubo pesar y anotar el peso del conjunto.
3. Agregar una pequeña cantidad de MnO_2 y tapar el tubo de ensayo con un pequeño tapón de lana de vidrio. Pesar de nuevo el conjunto y anotar el valor. Verifique que no queden pegadas en la pared del tubo residuos de reactivos.
4. Con la nuez y la pinza colocar el tubo ligeramente inclinado e iniciar el calentamiento, suavemente y girando el mechero en forma circular.
5. Cuando la sal funda y se formen burbujas en la mezcla acercar a la boca del tubo un palillo o astilla con punta en ignición.
6. Continuar el calentamiento hasta que no salga más gas; cuando esto ocurra suspender el calentamiento y dejar enfriar el tubo y pesarlo nuevamente



PROCEDIMIENTO 2

1. lave y seque muy bien el beaker de 50 ml y péselo
2. coloque 1 g de CaCO_3 en el beaker.
3. coloque 20 ml de solución de HCl 0.1 M.
4. una vez termine el desprendimiento de dióxido de carbono, verifique con el papel indicador universal que no hayan quedado residuos de ácido. Pese el sistema y registre este dato
5. inicie proceso de calentamiento hasta que quede solamente la sal, deje enfriar y pese nuevamente el sistema. Registre este valor.

PROCESAMIENTO DE RESULTADOS

1. Describir claramente el fenómeno observado y escribir cada una de las ecuaciones correspondiente a las dos reacciones.
2. Como se identificó el oxígeno obtenido en el primer ensayo?
3. A qué se debe que la masa del tubo de ensayo y el beaker con los reactivos iniciales disminuya?

Cálculos:

1. Colocar en tablas los datos obtenidos en el laboratorio
2. Con base en los resultados anteriores calcular la masa de gas desprendido en los dos ensayos
3. Calcular la masa teórica del oxígeno a partir del KClO_3
4. Calcular la masa teórica del CO_2 y del H_2O obtenidos por la reacción del carbonato de calcio y el ácido clorhídrico.
5. Con los valores anteriores y los datos experimentales calcular el porcentaje de rendimiento de la reacción.
6. El porcentaje de error relativo en la producción de oxígeno y dióxido de carbono.
7. Según los datos experimentales calcular el porcentaje de oxígeno producido por la descomposición de carbonato de calcio.
8. Según los datos experimentales calcular el porcentaje de CO_2 y agua producidas en la reacción.

BIBLIOGRAFIA

Russell J. (1980). Química General. Editorial Mac Graw Hill. Bogotá.

PERILLA A. (1986). Manual de laboratorio de Química general 1. Universidad Pedagógica Nacional.

