



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 22 – SEPTIEMBRE DE 2009

“¿QUÉ ES UNA REACCIÓN QUÍMICA?”

AUTORIA SILVIA GARCÍA SEPÚLVEDA
TEMÁTICA FÍSICA Y QUÍMICA
ETAPA ENSEÑANZA SECUNDARIA

Resumen

A través de la presente actividad pretendemos acercar a nuestro alumnado al mundo de las reacciones químicas, y la evolución que éstas han tenido a lo largo de la historia.

Por otro lado, también incorporamos las diferentes actividades desarrolladas en nuestra aula cuando presentamos el presente tema, así como las diferentes opiniones de nuestro alumnado.

Palabras clave

Reacción, reactivo, producto, ajuste, estequiometría

Introducción

Sabemos que las sustancias pueden experimentar cambios físicos (cambios de estado, cambios de posición, etc.), modificándose sus propiedades, forma, etc. y cambios químicos (combustiones, electrólisis, etc.) en los que las sustancias se transforman unas en otras, conservándose los elementos. Al proceso por el que se produce un cambio químico lo denominamos reacción química, de tal forma que llamamos reactivos a las sustancias que van a transformarse y productos a las sustancias resultantes de la transformación.

Nuestra vida cotidiana está rodeada de reacciones químicas: cuando cocemos los alimentos, ponemos en funcionamiento nuestro coche, cuando nos alimentamos, etc., sin olvidar nombrar las sustancias que utilizamos y que se han obtenido mediante reacciones químicas: los plásticos, el papel, muchos de los tejidos, etc. Todo esto, es decir, que podamos utilizar esas sustancias, cocer cada vez mejor y más rápidamente los alimentos o aprovechemos mejor la energía en nuestros automóviles se debe en gran parte al estudio científico y tecnológico de las características de las reacciones químicas. Nosotros vamos a iniciarnos en esa tarea mediante este trabajo práctico, es decir, vamos a fijarnos en las características de una reacción química.

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 22 – SEPTIEMBRE DE 2009

Actividad 1. Señala aspectos de las reacciones químicas que te interese estudiar, o más fácil, plantéate la actividad imaginando que eres el encargado en una fábrica de controlar una reacción química.

Vamos a plantear por separado cada uno de los aspectos que hemos señalado en la actividad anterior.

Comentario: Seguramente los aspectos señalados girarán en torno a saber las sustancias qué se obtienen, una vez sabido eso, saber cuánto se obtiene y tercero a saber cómo se obtiene, es decir, si hay que suministrar energía o no, y en qué condiciones se obtiene más cantidad de productos o más rápidamente. Podemos centrar nuestro debate en tres aspectos: relacionados con la estequiometría, la rapidez de las reacciones y la energía puesta en juego en las mismas.

Actividad 2. Teniendo en cuenta lo que ya sabemos sobre las reacciones químicas y las reacciones que conocemos ¿qué podemos decir sobre la energía en las reacciones químicas?

Actividad 3. ¿Qué podemos decir sobre la estequiometría en las reacciones químicas?

Actividad 4. ¿Qué podemos decir sobre la rapidez con que se producen las reacciones químicas?

Comentario: En el caso de la energía, nos conformaremos con saber que hay dos grandes clases de reacciones, las endotérmicas y las exotérmicas y poner ejemplos de ambas.

En el caso de la estequiometría se trata de centrar la cuestión en algo semejante a la polémica que mantuvieron Proust y Bertholet sobre si las proporciones de reacción son constantes o no.

Sobre la velocidad de reacción a la que conviene referirse como rapidez, veremos que hay unas reacciones más rápidas que otras y que una reacción puede producirse más o menos despacio según en que condiciones se realice (estados de los reactivos, sólidos, líquidos, gases o disoluciones, pulverización, catalizadores, etc.)

CLASES DE REACCIONES QUÍMICAS

1. De síntesis; cuando dos sustancias se combinan para formar una única sustancia más compleja.
2. De descomposición; cuando una sustancia se descompone, se separa, dando otras más sencillas.
3. De desplazamiento; cuando una sustancia simple sustituye o desplaza a otra en una sustancia compuesta dando lugar a nuevas sustancias.
4. De neutralización; cuando reaccionan sustancias ácidas con sustancias básicas anulando sus propiedades y formando sales y agua.
5. De combustión; cuando reaccionan unas sustancias especiales (combustibles) con oxígeno (O_2) desprendiendo gran cantidad de energía y formando dióxido de carbono y agua.

Busca ejemplos de reacciones de cada tipo.

LEY DE PROPORCIONES CONSTANTES



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 22 – SEPTIEMBRE DE 2009

Vamos a centrarnos primero en la estequiometría. Los primeros químicos mantuvieron violentas discusiones acerca de las cantidades relativas de las sustancias que reaccionan para formar los compuestos. De una parte estaba un prestigioso químico francés Bertholet (1748-1822), que sostenía que un par de sustancias se podían combinar en cualquier proporción para formar un compuesto.

Aunque se sabía que los gases al reaccionar los hacían en proporción de volumen constante (como la relación 2:1 del hidrógeno y oxígeno para formar agua), pero Bertholet pensó que este comportamiento era solo característico de los gases.

Por otra parte estaba el químico también francés Proust (1754-1826) quien mantenía que todas las sustancias se combinan en proporciones constantes para formar nuevas sustancias. Para defender su postura, Proust realizó una serie de experimentos muy cuidadosos para sintetizar un número de sustancias puras que se encuentran en la naturaleza.

POLÉMICA PROUST-BERTHOLET.

“El descubrimiento del oxígeno por Priestley y la preparación e identificación por Lavoisier de numerosos óxidos metálicos, dio pie no sólo a toda una serie de experimentaciones en este campo de la ciencia sino a una de las más famosas disputas en la historia de la química.

Las investigaciones cuantitativas eran consideradas por aquel entonces (es decir, durante los últimos años del siglo XVIII), como los auténticos cimientos de la ciencia. Y fue, precisamente, apoyándose en tales investigaciones como el químico francés Joseph Louis Proust (1754-1826), entonces profesor en Madrid, tuvo la temeridad de discrepar de las opiniones de Claude Louis Bertholet (1748-1822), célebre hombre de Estado del Imperio, consejero científico de Napoleón, viejo amigo y discípulo de Lavoisier, y guía genial de la química francesa.

Después de un largo período de cuidadosos experimentos, Proust llegó a establecer, en 1799, su teoría en la que las proporciones ponderales de los elementos en un compuesto son fijas e invariables; es decir, en el agua, el peso del oxígeno comparado con el peso del hidrógeno siempre está en la proporción de 8 a 1. Casi en la misma fecha, Berthollet, en París, había llegado a la conclusión de que cuando el cobre o el estaño se calientan en presencia de aire, se producen una serie de “compuestos de diversos colores y composición”. Berthollet presenta como ejemplo el caso de las aleaciones y las disoluciones. (Por ejemplo, el azúcar puede mezclarse en el agua en cualquier proporción, siempre que no se alcance la saturación.)

La controversia entre Proust y Berthollet, acompañada de un intensivo trabajo de experimentación, duró más de ocho años. Debemos recordar que mientras Berthollet era ya famoso, Proust, por el contrario, aún era un desconocido, como genio científico, teniendo por consiguiente que luchar con tenacidad para defender su punto de vista. Finalmente pudo demostrar que varios elementos forman más de un compuesto (así ocurre claramente con los óxidos metálicos), puntualizando que las combinaciones tales como las soluciones y las aleaciones no eran compuestos, sino mezclas.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 22 – SEPTIEMBRE DE 2009

De todos modos, su contribución más importante a la química fue la definición de cuerpo compuesto como “una combinación de elementos según una proporción definida por su peso”. Esta ley es citada frecuentemente como la ley de las proporciones definidas; aunque fue necesario llevar a cabo ciertas modificaciones en ella, no hay duda de que ha permanecido como el principio fundamental en el que se basa toda la química cuantitativa.”

Actividad 5. Después de leer detenidamente el texto “polémica Proust - Bertholet” haz primero un resumen del mismo y por último ponle otro título.

Comentario: Toda la actividad está destinada a la comprensión del texto que no es de fácil lectura para alumnos y alumnas de estos niveles. Por otra parte es necesario fijarse en los aspectos conceptuales (proporciones definidas o no), pero también en las procedimentales (medidas, experimentos rigurosos) y actitudinales (“rigor científico”, apelación al principio de autoridad: Bertholet ya era famoso).

Actividad 6. ¿A quién le das la razón a Bertholet o a Proust? ¿Qué opinas de las dificultades que tuvo Proust para hacer valer sus argumentos?

En 1799 Proust enunció la nueva ley descubierta, a la que llamó ley de proporciones constantes: Cuando las sustancias puras se combinan mediante reacciones químicas para formar nuevas sustancias, lo hacen en proporciones fijas en peso.

Por ejemplo, siempre que se combinan el hidrógeno (gas) con el oxígeno (gas) para formar el agua (líquido), lo hacen en la proporción 1/8 en peso, es decir que cada gramo de hidrógeno se combina con 8 g de oxígeno. Otro ejemplo es la combinación del carbono (sólido) con el oxígeno (gas) para formar dióxido de carbono (gas), en la proporción 3/8 en peso, es decir que cada 3 g de carbono se combinan con 8 g de oxígeno.

Comentario: Se trata de emitir la hipótesis de las proporciones definidas, fundamentada en el conocimiento que los alumnos/as tienen sobre la diferencia entre sustancias y mezclas y no en que el texto al final se incline por Proust, para ello está también la segunda parte de la actividad. Además hemos de hacer hincapié en la provisionalidad de las teorías, no olvidemos que algunas disoluciones (cloruro de hidrógeno en agua, etc.) son auténticas reacciones químicas (ácido - base) y que para las aleaciones todavía se están construyendo interpretaciones de su estequiometría. Esto permitirá insistir en la necesidad de que las hipótesis, los problemas se formulan y plantean en un cuerpo de conocimientos y se contrastan siempre que es posible con experimentos diseñados, realizados e interpretados con rigor.

Actividad 7. ¿Qué cantidad, en peso, de oxígeno se combinará con 200 g de hidrógeno para formar agua? ¿Cuánta masa de agua tendremos?

Comentario: Como 1 gramo de Hidrógeno + 8 gramos de Oxígeno (9 gramos de agua) 200 g de hidrógeno necesitarán $200 \times 8 = 1600$ g de oxígeno para formar 1800 g de agua



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 22 – SEPTIEMBRE DE 2009

Actividad 8. Interpreta y señala que ocurrirá en cuanto a la relación entre las cantidades de reactivos y productos en las reacciones siguientes:

- La reacción del fósforo con el oxígeno para dar óxido de fósforo (V).
- Azufre y hierro para dar sulfuro de hierro (III).
- Descomposición del agua para dar oxígeno e hidrógeno.

Comentario: Se trata de operativizar la hipótesis, primero con reacciones que ya se conocen y después con algunas nuevas que se realizarán después en el laboratorio, previo diseño. Por supuesto no se trata de que se llegue a las proporciones cuantitativamente, sino a que éstas son unas determinadas y no otras para cada reacción.

Se les puede orientar hacia un estudio organizado de cada proceso químico:

- Reacción (nombres químicos de reaccionantes y productos)
- Ecuación (fórmulas químicas correspondientes)
- Ajuste de ecuación (modelo atómico molecular de bolas)
- Estequiometría (relación de moles, y en gramos para realizar proporciones cuantitativas)

Actividad 9. Señala factores de los que dependa que una reacción sea más o menos rápida.

Comentario: Sin duda con el conocimiento que los alumnos/as tienen sobre las reacciones químicas, pueden referirse a los siguientes factores: la temperatura y otros que podemos agrupar en el estado de los reactivos y que incluye, estado de agregación, sólidos triturados o no, etc. se puede llegar incluso a la idea de que todo aquello que favorezca el “contacto” entre los reactivos aumenta la rapidez de las reacciones por lo que se puede introducir cualitativa e intuitivamente el concepto de catalizador y poner algunos ejemplos.

Comencemos por la Estequiometría (averiguar en la proporción, en peso, de los reactivos que se combinan y la proporción en peso de los productos que se forman)

Actividad 10. Describe un procedimiento para realizar la reacción del azufre con el hierro. Fíjate en lo que hay que medir, cómo medirlo y qué material vas a utilizar.

Comentario: Hay que medir la masa de S y de hierro y la de sulfuro de hierro, pero cuánto ponemos en principio, podemos pensar en poner exceso de hierro y añadir diferentes cantidades de azufre.

Actividad 11. ¿Cómo vamos a saber si la proporción es definida?

Comentario: Debemos retirar el hierro que no haya reaccionado, medir la masa del sulfuro producido con varias cantidades de azufre diferentes. Después haremos una tabla y su posterior gráfica, viendo la curva que esperamos.

Actividad 12. ¿Cómo podemos descomponer el agua en hidrógeno y oxígeno?



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 22 – SEPTIEMBRE DE 2009

Comentario: No se trata de que los alumnos/as señalen concretamente el suministro de energía eléctrica. Bastará con que se refieran a la necesidad de suministrar energía y una forma puede ser la eléctrica.

Actividad 13. Describe un procedimiento para realizar la reacción de descomposición del agua en hidrógeno y oxígeno. Fíjate que hay que recoger dos gases por separado y medir su masa ¿cómo?

Comentario: Bastará con que los alumnos recuerden la forma de recoger gases que se ha utilizado en otros trabajos prácticos. La forma de medirlos puede ser mediante enrase y posterior calibrado con agua, siempre que nos demos cuenta que si la proporción es constante en volumen debe serlo en masa por la densidad.

Actividad 14. ¿Cómo sabemos si el agua se descompone siempre en la misma proporción?

Comentario: Necesitamos realizar diferentes medidas, elaborar su correspondiente tabla y gráfica.

Sin duda conoces que no se debe dejar caer zumo de limón sobre el mármol, ya que contiene ácido cítrico y al reaccionar con el carbonato cálcico produce anhídrido carbónico y citrato de calcio, con lo que el mármol se estropea.

Actividad 15. Diseña un procedimiento para comprobar la influencia de la temperatura y el estado de los reactivos.

Comentario: Si trituramos o no el mármol y calentamos o no el zumo de limón podemos comprobar “cualitativamente” la rapidez de la reacción por el mayor burbujeo del gas carbonato cálcico.

Actividad 16. Proceder a realizar la reacción de descomposición del agua.

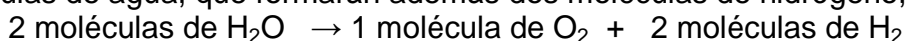
Comentario: Con una pila de petaca y dos electrodos de Níquel introducidos en tubos de ensayo llenos de agua e invertidos sobre un cristalizador lleno de agua, puede realizarse la electrólisis. Hay que tener en cuenta que los iones deben trasladarse, por lo que no conviene que los tubos de ensayo estén muy pegados al fondo del recipiente con agua, que se deben agitar de vez en cuando los electrodos para favorecer el traslado de los gases y que el agua debe ser acidulada con un poco de sulfúrico.

Reacción: Agua (líquida) se descompone formando oxígeno (gas) e hidrógeno (gas)

Ecuación ajustada: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}_2$

Explicación microscópica: (conservación de la materia)

Para formar dos átomos de oxígeno que forman cada molécula de oxígeno se necesitarán dos moléculas de agua, que formarán además dos moléculas de hidrógeno, es decir:



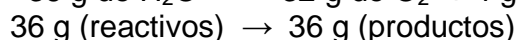
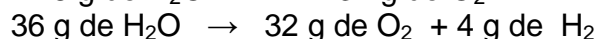


ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 22 – SEPTIEMBRE DE 2009

Explicación macroscópica:



En gramos:



(Se supone que la reacción se produce al 100%, es decir que toda la masa de los reactivos se transforma en los productos)

ESTUDIO PRÁCTICO DE ALGUNAS REACCIONES QUÍMICAS

Actividad 17. Proceder a la realización de algunas reacciones químicas en el laboratorio.

OBJETIVOS

- Comprobar algunos de los cambios que aparecen cuando se producen reacciones químicas.
- Interpretar las reacciones químicas que tienen lugar y las ecuaciones correspondientes.

INFORMACIÓN PREVIA

Algunos de los cambios observables asociados a las transformaciones químicas que vamos a estudiar, son:

- Formación de una nueva sustancia insoluble, por tanto no formará parte de la disolución sino que se comportará como un sólido precipitado, casi siempre en polvo. La aparición de ciertos precipitados pueden servir para identificar algunos elementos: precipitado blanco de AgCl (presencia de plata).
- Cambio de color, es decir aparición de una nueva sustancia que proporciona un nuevo color a la disolución. Algunos yoduros tienen colores sorprendentes. Hay colores característicos que sirven para identificar ciertos elementos: color amarillo vistoso del Pbl₂ (presencia de plomo).
- El color azul intenso (azul de Prusia) es característico del ión Cu(NH₃)₄²⁺ que se forma al disolver el hidróxido de cobre (II) en disolución de amoníaco (hidróxido amónico), y sirve para detectar la presencia de iones cúpricos, catión cobre (II).
- Formación de burbujas. Algunas reacciones conllevan la formación de sustancias gaseosas que se escapan y podemos observar el burbujeo. Si el gas formado es oxígeno podemos comprobar que se produce una combustión violenta con trozos de papel o trozos de madera. Las combustiones en el aire no son tan violentas porque el nitrógeno, en mayor proporción que el oxígeno, actúa de moderador.

REACTIVOS Y MATERIAL

Clorato de potasio	Mechero de gas
Sacarosa (azúcar)	Pinza larga de madera



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 22 – SEPTIEMBRE DE 2009

Ácido clorhídrico	Vaso de precipitados
Ácido sulfúrico	Pipetas
Amoniaco (hidróxido de amonio)	Aspirador de pipetas
Disoluciones diluidas de: <ul style="list-style-type: none"> • Cloruro de sodio • Nitrato de plata (I) • Yoduro de potasio • Nitrato de plomo (II) • Sulfato de cobre (II) 	

PROCEDIMIENTO

Verteremos con pipetas unos 5 cc de las disoluciones preparadas en los tubos de ensayo de cada grupo. Cada grupo debe llevar el control del nombre (y fórmula) de cada disolución antes de iniciar la transformación

1. Formación de sólidos.

1.1 Pon en un tubo de ensayo una pequeña cantidad de disolución de cloruro de sodio. Añade una cantidad semejante de disolución de nitrato de plata (I). Observa y anota los resultados

1.2 En un vaso de precipitados coloca una pequeña cantidad de sacarosa (azúcar común, $C_{12}H_{22}O_{11}$). Añade ácido sulfúrico concentrado en cantidad suficiente como para empapararlo. Anota el cambio que se produce a lo largo de unos diez minutos.

¡Precaución! El ácido sulfúrico es altamente corrosivo y reacciona violentamente con el agua

2. Cambios de color.

2.1 Deposita en un tubo de ensayo un poco de disolución de nitrato de plomo (II). Caliente suavemente y agrega una cantidad semejante de disolución de yoduro de potasio. Observa la llamada "lluvia de oro" y anótalo.

2.2 Sobre una disolución de sulfato de cobre (II) en un tubo de ensayo, vierte una disolución de amoniaco. Anota lo que ocurre.

3. Formación de burbujas.

3.1 Coloca en un tubo de ensayo clorato potásico. Calienta y sigue calentando suavemente después de que se haya fundido. Observa lo que ocurre. Todavía en caliente echa dentro del tubo de ensayo, una a una, pequeñas bolitas de papel. Observa y anota lo que ocurre.

3.2 Deposita en un vaso de precipitados un trozo de mármol (carbonato de calcio). Añade unos cm^3 de ácido clorhídrico. Anota lo que ocurre.

INTERPRETACIÓN DE RESULTADOS

1.1 ¿Qué sustancia química será ese precipitado blanco?

Completa la reacción y escribe la ecuación correspondiente:

Nitrato de plata (I) + Cloruro de sodio \rightarrow Cloruro de plata (I) + _____



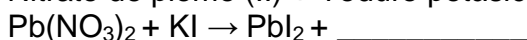
ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 22 – SEPTIEMBRE DE 2009

1.2 ¿Qué sustancia química será ese sólido negro que va apareciendo? ¿Por qué se forma?
Busca en el libro la reacción química que ha tenido lugar.

2.1 ¿Qué compuesto químico es el responsable de la lluvia de oro?

Completa la reacción química que ha tenido lugar:

Nitrato de plomo (II) + Yoduro potásico → Yoduro de plomo (II) + _____



2.2 ¿Qué sustancia química, o mejor qué catión, da ese color azul de Prusia a la disolución?

También habrás observado que aparece un color blancoazulado gelatinoso debido al compuesto $\text{Cu}(\text{OH})_2$, hidróxido de cobre (II), que precipita.

3.1 ¿Qué ha sucedido con las bolitas de papel? ¿Qué gas se ha desprendido?

Completa la ecuación que se produce: $\text{KClO}_3 + \text{calor} \rightarrow \text{O}_2 + \text{_____}$ y escribe la reacción correspondiente.

3.2 ¿A qué gas se debe el desprendimiento de burbujas?

Escribe la reacción química que ha tenido lugar.

Carbonato de calcio + Ácido clorhídrico → Cloruro de calcio + Dióxido de carbono + Agua

4. Cuestión final. Indica a qué grupo pertenece cada una de las reacciones observadas: Reacciones de síntesis, de descomposición o análisis, de desplazamiento, de doble desplazamiento o sustitución, y de neutralización. Anota todas las dudas que te hayan sugerido en la experimentación anterior.

CUESTIONES SOBRE LAS REACCIONES QUÍMICAS

COMPRESIÓN Y UTILIZACIÓN DE CONCEPTOS BÁSICOS (Memoria y razonamiento lógico. Definición y explicación de conceptos. Aplicación de leyes y principios).

Actividad 22. El Cinc reacciona con el ácido clorhídrico formando cloruro de cinc e hidrógeno según la reacción (ajustada): $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

En el laboratorio se han realizado tres reacciones como la anterior con diferentes masas, obteniéndose los siguientes resultados:

Cinc	Ácido clorhídrico	Cloruro de cinc	Hidrógeno
43,66 g	48,67 g	91 g	1,33 g
65,5 g	73 g	136,5 g	2 g
78,6 g	87,6 g	163,8	2,4 g

¿Se cumple la ley de Lavoisier? ¿Y la ley de Proust? Demuéstralo con los datos que te proporciona la tabla de resultados.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 22 – SEPTIEMBRE DE 2009

Actividad 23. El ácido acético (vinagre) tiene de composición molecular, dos átomos de carbono, cuatro átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno.

a) Escribe la fórmula, calcula su masa molecular y la masa (en gramos) que tiene un mol.

Datos: La masa atómica del oxígeno es 16, la del carbono 12 y la del hidrógeno 1.

Actividad 24. Explica qué son reacciones de síntesis y pon un ejemplo cualquiera (reacción y ecuación correspondiente).

Actividad 25. Indica el nombre y alguna característica de los siguientes compuestos:

CO₂ CaCO₃ CH₄ H₂SO₄ Na(OH) NH₃ SiO₂

Actividad 26. De cada uno de los siguientes compuestos, SiO₂, CCl₄, P₂O₃, AuCl₃, CO₂, PbBr₂, indica:

1º Un nombre químico que identifique el compuesto.

2º El número de átomos de cada elemento en la molécula.

3º La valencia de cada elemento en el compuesto.

4º Una posible estructura sabiendo que todos son moleculares.

Actividad 27. Uno de los elementos del lenguaje químico son las ecuaciones químicas ¿Qué es una ecuación química? Explica detenidamente todos los componentes de la ecuación química.

Además escribe las ecuaciones químicas de algunas reacciones químicas responsables de la lluvia ácida y ajústalas:

Dióxido de azufre + Agua → Ácido sulfuroso

Dióxido de azufre + Oxígeno → Trióxido de azufre

Trióxido de azufre + Agua → Ácido sulfúrico

Actividad 28. A continuación se muestran algunas reacciones químicas:

1. Butano + Oxígeno → Dióxido de carbono + Agua

2. Azufre + Hierro → Sulfuro de hierro (III)

3. Clorato de potasio + calor → Cloruro de potasio + Oxígeno

4. Cloruro de hierro (II) + Agua oxigenada → Cloruro de hierro (III) + Agua + Oxígeno

5. Bromo + Yoduro de potasio → Bromuro de potasio + Yodo

6. Hierro + Oxígeno → Óxido de hierro (III)

7. Cloruro de sodio + Nitrato de plata (I) → Cloruro de plata (I) + Nitrato de sodio

8. Nitrato de plata (I) + Ácido clorhídrico → Ácido nítrico + Cloruro de plata (I)

9. Ácido sulfúrico + Sacarosa → Ácido sulfúrico + Agua + Carbono

10. Nitrato de plomo (II) + Yoduro potásico → Yoduro de plomo (II) + Nitrato potásico

11. Carbonato de calcio → Dióxido de carbono + Óxido de calcio



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 22 – SEPTIEMBRE DE 2009

12. Carbonato de calcio + Ácido clorhídrico → Cloruro de calcio + Dióxido de carbono + Agua
13. Carbono + Oxígeno → Dióxido de carbono
14. Sodio + Agua → Hidróxido de sodio + Hidrógeno
15. Cinc + Ácido clorhídrico → Hidrógeno + Cloruro de cinc
16. Hierro + Ácido clorhídrico → Cloruro de hierro (III) + Hidrógeno
17. Cobre + Ácido nítrico (concentrado) → Nitrato de cobre (I) + Dióxido de nitrógeno + Agua

Escribe la ecuación química correspondiente a cada reacción.

Clasifica las reacciones descritas en reacciones de síntesis, análisis, neutralización, combustión y desplazamiento.

Actividad 29. Define lo que es una reacción de descomposición y pon algún ejemplo.

Actividad 30. Define lo que es una reacción de síntesis y pon algún ejemplo.

Actividad 31. ¿Qué dice la ley de conservación de la masa de Lavoisier sobre las transformaciones químicas? Explica la ley aplicándola a alguna reacción concreta como:
Metano + Oxígeno → Dióxido de carbono + Agua

Datos: La masa atómica del carbono es 12, del oxígeno, 16, y del hidrógeno, 1.

Lo mismo para la ley de Proust.

FABRICACIÓN DE JABÓN

LA QUÍMICA DE LA LIMPIEZA.

La limpieza es en nuestra Civilización, además de una exigencia higiénica, una necesidad social. Las personas debemos presentarnos pulcras, aseadas y lo mismo cabe decir de nuestras casas y enseres y para conseguirlo empleamos buena parte de nuestro tiempo y dinero. Es cierto, que continuamente aparecen en el mercado más y más productos que facilitan o pretenden facilitar nuestra tarea: jabones de belleza, detergentes que "lavan más blanco", cremas que cuidan los muebles, lavavajillas antigrasa, etc. Pero, ¿qué sabemos de estos artículos, además de su nombre y del uso a que se destinan? Sin embargo, una pequeña reflexión puede hacer surgir un sin fin de preguntas: ¿De qué está hecho un detergente? ¿Son mejores los detergentes o los jabones para lavar la ropa? ¿Por qué blanquea la lejía? ¿Algunos de estos productos pueden contaminar peligrosamente nuestro medio ambiente? ¿Qué significa la palabra "biodegradable"? ¿De dónde provienen las materias primas para fabricar los productos de limpieza? ¿Podemos sustituir algunos de esos caros productos por otros más baratos de fabricación casera?

Nuestro objetivo es que con la realización de los sencillos experimentos que te presentamos a continuación, puedas encontrar la respuesta a estas y otras preguntas, a través de la aplicación de los conocimientos de adquiridos en Química y que quizá te han parecido alejados de la realidad. Y ¿quién



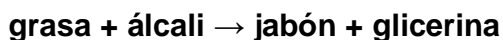
ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 22 – SEPTIEMBRE DE 2009

sabe? Tal vez tu curiosidad te lleve a plantearte nuevas preguntas y te impulse a profundizar más en el estudio de esta Ciencia, como hobby o como futura profesión.

FABRICACIÓN DEL JABÓN

El agua sola no resulta un buen agente limpiador. Los pueblos primitivos la usaban (y la usan) pero sólo conseguían algún resultado a base de un gran esfuerzo. Por eso en nuestras casas añadimos jabón o detergente al agua de lavar. La preparación de jabón es una de las más antiguas reacciones químicas de las que se tiene noticia, probablemente la segunda, después de la fermentación del mosto para obtener vino. Fue conocido por los griegos y romanos (se ha encontrado los restos de una fábrica de jabón entre las ruinas de Pompeya) quienes seguramente lo usaron como cosmético. Más tarde y durante siglos, la elaboración de jabón fue una tarea principalmente casera en la que se empleaban como materias primas cenizas vegetales y grasas animales o vegetales. En la segunda mitad del siglo XIX diversos factores económicos y técnico-científicos produjeron el desarrollo de la industria del jabón.

El proceso industrial difiere poco del casero: las cenizas se sustituyen por hidróxido de sodio principalmente, aunque también se utiliza el hidróxido de potasio. La combinación de uno u otro hidróxido con diferentes grasas como pueden ser sebo, aceite de oliva, de palma, de coco, etc., producen diferentes tipos de jabones a los que se pueden adicionar, según el uso a que se destinen, colorantes, perfumes, emolientes, desinfectantes, etc. La reacción entre una grasa y un álcali (conocida por reacción de saponificación) produce además de jabón, glicerina que también se aprovecha:



A continuación te proponemos elaborar un jabón sódico, usando como grasa el aceite de oliva. Esta experiencia te permitirá comprender las diferentes etapas que se siguen en la obtención del jabón.

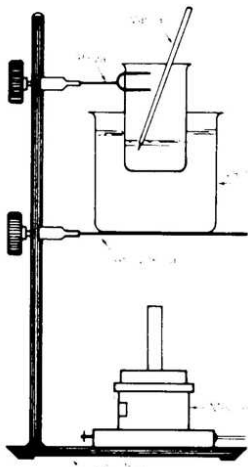
Actividad 32. ACTIVIDAD DE LABORATORIO: FABRICAR JABÓN

PROCEDIMIENTO. ¿CÓMO HACERLO?

1. Pon 20 cc de aceite de oliva en el vaso de 250 cc.
2. Añade 12 cc de etanol y 20 cc de disolución de hidróxido de sodio en agua 8 molar.
3. Coloca el vaso de 250 cc dentro del vaso de 600 cc (sin que se toquen las paredes) y añade agua al último hasta cubrir el nivel de la mezcla (baño María).
4. Calienta el agua del baño suavemente, agitando fuertemente el contenido para que se emulsionen los componentes.
5. Si el vaso se llena de espuma, retíralo del fuego unos momentos hasta que descienda ésta.
6. Continúa calentando unos 30 minutos, añadiendo un poco de agua si la mezcla se pone muy dura.
7. El jabón está en su punto si al echar una gota de la mezcla en un poco de agua se produce espuma.
8. Pasa el jabón formado a un vaso de precipitados de 250 cc mientras aún está caliente y añade unos 20 cm³ de agua también caliente saturada de cloruro de sodio.

9. Agita la mezcla fuertemente y deja reposar toda una noche. Este proceso se llama "salado".
10. La capa superior sólida que se ha formado es el jabón. Si quieres mejorar su calidad repite el proceso de salado.

MATERIALES E INSTRUMENTOS NECESARIOS

<p style="text-align: center;">Aceite de oliva.</p> <p style="text-align: center;">Disolución de hidróxido de sodio en agua 8 M</p> <p style="text-align: center;">Etanol.</p> <p style="text-align: center;">Cloruro de sodio.</p> <p style="text-align: center;">Vasos de precipitados de 600 y de 250 cc.</p> <p style="text-align: center;">Probeta de 100 cc.</p> <p style="text-align: center;">Varilla para agitar.</p> <p style="text-align: center;">Soporte con aro y rejilla.</p> <p style="text-align: center;">Pinza y doble nuez.</p> <p style="text-align: center;">Mechero.</p>	
---	---

PREGUNTAS

1. ¿Por qué motivo se añade etanol a la mezcla de aceite y sosa?
2. ¿Para qué se añade cloruro de sodio una vez formado el jabón?
3. ¿Qué sustancias quedan en el residuo líquido una vez separado el jabón?
4. Otros jabones se fabrican utilizando diferentes grasas y álcalis. Infórmate de las diferentes propiedades de estos jabones.
5. ¿Qué otros ingredientes se pueden añadir al jabón? ¿Con qué fines?
6. El jabón obtenido ¿tiene aún restos de álcali? ¿Cómo puedes probarlo? ¿Puedes usarlo para lavarte las manos?
7. ¿Qué factores influyeron para que el jabón dejase de ser un producto de lujo y su uso se popularizase en el siglo pasado?

BIBLIOGRAFÍA

Caballer, M.; Furió, C.; Gómez, M.; Jiménez, M; Jorba, J.; Oñorbe, A.; Pedrinaci, E.; Pozo, J.; San Marti, N.; Vilches, A. (1997) *La enseñanza de las ciencias de la naturaleza en la educación secundaria*. Editorial: Horsori. Barcelona, España.



ISSN 1988-6047 DEP. LEGAL: GR 2922/2007 Nº 22 – SEPTIEMBRE DE 2009

Cotton, A.; Darlington, L. y Lynch, L. (1976). *Química. Una introducción a la investigación*. Publicaciones Cultural S. A. México, D. F.

Gil, D. Carrascosa, J. Furió, C. y Martínez -T, J. (1991). *La enseñanza de las ciencias en la educación secundaria*. ICE Universidad Autónoma: Barcelona.

Peña Sainz, Angel; Pozas Magariños, Antonio; García Pérez, José Antonio; Rodríguez Cardona,(1999) *Física y Química 3º ESO*. Editorial: Mc Graw Hill.

Walton, E. Q. (1997). *La Ciencia Nos Ayuda*. Editorial M. Fernández. Madrid, España.

Autoría

-
- Nombre y Apellidos SILVIA GARCÍA SEPÚLVEDA
 - Centro, localidad, provincia CÓRDOBA
 - E-MAIL: silgarsep@hotmail.com