

# Estudio teórico-experimental de las reacciones de combustión con alumnos de ESO

*Manuela Martín Sánchez, Facultad de Educación, Universidad Complutense, Madrid  
M<sup>a</sup> Teresa Martín Sánchez, IES "Fernando de Rojas", Salamanca*

Las Reacciones de Combustión es un tema que debe formar parte de los conocimientos de cualquier ciudadano y por eso es lógico que se trate de una forma clara con alumnos de Secundaria Obligatoria, ya que es posible que sea la única oportunidad que tengan de estudiarlo. Es importante que entiendan bien lo que es una combustión, cuándo se puede producir y qué productos químicos se pueden formar según las condiciones en que se realice, cómo se puede parar la reacción y cómo se puede activar.

Será interesante que entiendan que toda combustión es una reacción química de un combustible (sustancia reductora) y un comburente (sustancia oxidante). La combustión es una oxidación violenta, reacción exotérmica, que se efectúa con desprendimiento de luz y calor.

Como en la mayoría de las reacciones químicas, para que comience la reacción se necesita vencer la inercia de los compuestos químicos que reaccionan y por eso es necesario darles una "energía de activación". Por otra parte, la reacción se favorece procurando aumentar el contacto de las moléculas de los reactivos o con la presencia de sustancias que catalizan la reacción.

Podríamos añadir que, en general, las sustancias que en la vida corriente se consideran como explosivos, son las que en la misma molécula llevan una parte oxidante y una reductora,

con lo que con darle la energía de activación es suficiente para que se produzca una combustión tan rápida que da lugar a una explosión.

En el estudio de este tema consideraremos tres apartados:

- Estudio de las reacciones de combustión de los combustibles convencionales
- Muchas sustancias que no se conocen, a nivel vulgar, como combustibles pueden arder
- Las reacciones de combustión han tenido gran importancia en la Historia de la Química.

## REACCIÓN DE COMBUSTIÓN CON COMBUSTIBLES CONVENCIONALES

Comenzaríamos por el estudio de una combustión cualquiera y creemos que la más adecuada es la de la cocina de gas de su casa o, lo que es idéntico, el mechero de gas del laboratorio.

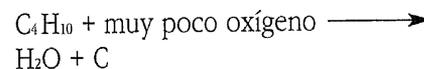
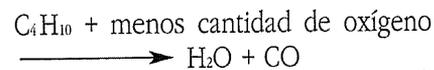
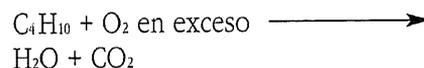
Todos los alumnos saben que el combustible es el gas, sin embargo, una gran mayoría de ellos, en estos niveles, no piensan que para arder se necesita oxígeno procedente del aire y que según la cantidad de oxígeno se podrán formar distintos compuestos químicos en la combustión. Consideramos que es importante, incluso con alumnos que no sepan formular ni escribir reacciones químicas que, en este apartado, intentaremos que lleguen escribiéndolas; nuestra experiencia es que no resulta difícil y que incluso es interesante hacerlo de esta forma, hasta los alumnos disfrutan haciéndolo.

La fórmula general de los combustibles la podremos considerar como  $C_xH_y$  donde los subíndices pueden tener cualquier valor, incluso

puede ser cero. De esta forma estarán incluidos desde el C al H<sub>2</sub>.

Quemarse es unirse con el oxígeno, del aire o de otro oxidante. Al unirse con el oxígeno el hidrógeno forma H<sub>2</sub>O y el carbono puede dar dos compuestos: monóxido o dióxido de carbono. La tendencia del hidrógeno a unirse con el oxígeno es mayor que la del carbono, es decir, que si no hay oxígeno suficiente es el carbono el que se queda sin él.

Con la información anterior les proponemos que escriban la reacción de combustión del butano, cuya fórmula les damos, según la cantidad de oxígeno:



Con una cierta ayuda se puede conseguir que todos terminen escribiendo la reacción y hasta que la ajusten contando los átomos de cada miembro. Se deberán hacer ejercicios escribiendo las combustiones de otras sustancias de la vida corriente, cuyas fórmulas no tienen que saber de antemano porque se les facilitará, pueden ser etanol, glucosa, sacarosa, etc., hasta que lleguen a la idea de que toda la materia orgánica será más o menos combustible.

A continuación les plantearemos si de alguna forma es fácil de comprobar ¿qué sustancias se están formando en la combustión?. Con preguntas adecuadas conseguiremos que se den cuenta de que lo único fácil de detectar es el carbón porque

***Todos los alumnos saben que el combustible es el gas, sin embargo, una gran mayoría de ellos, en estos niveles, no piensan que para arder se necesita oxígeno procedente del aire y que según la cantidad de oxígeno se podrán formar distintos compuestos químicos en la combustión.***

las partículas dan color amarillo a la llama y, por otra parte, si se coloca cualquier recipiente en contacto con la llama se pone todo negro.

Se hará un estudio de las características del dióxido de carbono y del monóxido de carbono. Será bueno discutir la diferencia entre asfixiante y tóxico y por qué es más peligroso el monóxido, pero comentando también los inconvenientes del dióxido.

Sólo se podrá considerar combustión completa la primera ecuación que hemos escrito y, además, será la única interesante desde el punto de vista energético y la menos peligrosa. La tercera, en principio, no sería peligrosa aunque estaríamos perdiendo energía y se nos pondría todo negro, pero se les debe advertir que en esas condiciones, casi seguro, que la reacción que se produce con algunas moléculas es la que hemos escrito en segundo lugar y que es muy peligrosa. Les cuesta entenderlo, porque es imposible que se imaginen la cantidad de moléculas que hay en una pequeñísima cantidad de gas y que perfectamente se pueden dar simultáneamente reacciones diferentes. Para tener la seguridad de que se produzca la primera interesa que el combustible esté bien mezclado con el comburente. Se puede saber que la combustión es completa por el aspecto de la llama, debe ser ligeramente azul, pero casi incolora sobre todo la zona exterior, que, lógicamente, será la más oxidada.

Para conseguir que la mezcla del combustible y comburente se haga bien se aplica el efecto VENTURI que consiste en que "cuando un gas pasa por un estrechamiento aumenta su velocidad pero se produce un descenso de presión".

Se les podrá facilitar a cada grupo

de cuatro alumnos un mechero de gas de los que se utilizan en el laboratorio, para que los observaran, quitando las chimeneas que van unidas a rosca y buscaran el orificio por donde sale el gas. Deben de comprobar cómo es la chimenea a esa altura y hacer un esquema que les permita explicar por qué por la chimenea subirá una mezcla del gas que se usa como combustible y aire, indicando con flechas las corrientes del combustible y del comburente. Les resulta difícil entender que el descenso de presión producido al salir el gas por un orificio tan pequeño hace que entre una corriente de aire de la habitación a la chimenea; es como si se estuviera succionando el aire de la atmósfera. Para los alumnos el que el gas salga más deprisa es equivalente a que sale a más presión y admitir que se produce un descenso de presión, justo en ese punto, entra en conflicto con sus creencias. Buscarán cuál es la función de la pieza giratoria, virola, que está situada sobre la chimenea.

Con objeto de que no exista ningún problema de seguridad, únicamente el Profesor encenderá un mechero y preguntará a los alumnos ¿qué tendrá que hacer para comprobar que efectivamente por los orificios laterales de la chimenea está entrando aire? Rápidamente alguno dice que poniendo

los dedos en los orificios o girando la virola, y les impresionan como cambia de aspecto la llama. ¿Cómo comprobamos que hay carbón en la llama?

Se discutirá qué deben hacer cuando la llama de la cocina de gas de su casa es amarilla, cuál puede ser la causa,.. etc.

Se puede hacer relación de otros dispositivos que funcionan por este mismo efecto: chimeneas, carburador del coche, trompa de vacío... y hasta los aviones, y pedirles (salvo en el caso de los aviones) que hagan un esquema del funcionamiento; se les ayudaría con un dibujo en el encerado o la proyección de una transparencia para que ellos solo tengan que dibujar con flechas cómo se desplazan los fluidos, dónde se produce el

descenso de presión,

por qué se producen corrientes de aire, hacia dónde...

Para completar el estudio se hablará de la energía de activación: formas de comunicarla, etc. ¿Qué operación se debe hacer primero: encender la cerilla y después abrir el paso del gas o al contrario? ¿Por qué se podrá producir una explosión si dejamos el mechero abierto durante unos segundos y a continuación encendemos una cerilla? ¿Qué peligro podrá haber en echar al suelo cerillas encendidas o colillas de cigarrillos sin apagar?

CON OBJETO DE QUE NO EXISTA NINGUN PROBLEMA DE SEGURIDAD, ÚNICAMENTE EL PROFESOR ENCENDERÁ UN MECHERO Y PREGUNTARÁ A LOS ALUMNOS ¿QUÉ TENDRÁ QUE HACER PARA COMPROBAR QUE EFECTIVAMENTE POR LOS ORIFICIOS LATERALES DE LA CHIMENEA ESTÁ ENTRANDO AIRE?

¿Qué problemas se pueden producir con los quemadores sucios? ¿Y en una habitación cerrada en la que está funcionando una estufa o una cocina de gas durante demasiado tiempo?

¿Qué soluciones tenemos para parar una combustión que ya está iniciada si sigue habiendo combustible? ¿Cómo se podrá apagar un fuego? ¿Qué sustancias pueden activar la combustión? ¿Por qué no se debe echar agua sobre gasolina ardiendo? ¿Qué otras materias conocen que su combustión se active echando agua?.

¿Por qué el combustible ideal debería ser el hidrógeno? ¿de qué compuesto químico están hechas las cenizas (residuos) de la combustión de hidrógeno? ¿Qué inconvenientes tiene el hidrógeno para guardarlo y transportarlo pensando en sus propiedades físicas?.

## OTROS "COMBUSTIBLES"

Muchas más sustancias que las que vulgarmente se conocen como combustibles pueden arder en determinadas condiciones y la combustión seguirá siendo una reacción química con oxígeno para formar óxidos; aunque, evidentemente, puede haber combustiones en el seno de otros oxidantes, creemos que para alumnos de ESO no serían importantes.

Estudiaríamos en este apartado la combustión de los metales, todos ellos salvo los muy estables (platino, oro, etc.) si están en hilos muy finos o en forma de polvo pueden arder convirtiéndose en el óxido correspondiente. Incluso algunos son tan activos que arden en el seno de gases como el dióxido de carbono; sin embargo para quemar otros menos activos, como el hierro, se necesita una atmósfera de oxígeno.

Como experimentos relacionados con este apartado proponemos la combustión del magnesio, el aluminio y el hierro.

### Combustión del magnesio

Se comenzará por discutir qué se puede producir en la combustión del

magnesio y posteriormente el Profesor hará el experimento advirtiendo a los alumnos que se va a producir una luz blanca muy brillante que les puede deslumbrar por lo que deben mirar más bien hacia un lado.

### Material

- 10 cm de cinta de magnesio
- pinzas metálicas
- tijeras
- mechero de labogas

### Procedimiento

Con las tijeras se raspa bien uno de los extremos de la cinta de magnesio, se coge con las pinzas por el otro extremo, y se introduce el extremo raspado en la llama del labogas hasta que comience a arder.

Da una llama muy brillante, que ciega, y se forma un polvo blanco que es el óxido de magnesio.

Después de realizar el experimento los alumnos deberán describir cómo es el residuo y cuál será la composición química, intentarán explicar el brillo de la llama por el aspecto del residuo (color blanco). El Profesor les propondría que piensen si han visto llamas similares en la vida corriente, aunque muchas veces no sean blancas, estén teñidas de distintos colores. No suele ser difícil que se den cuenta de que nos referimos a los "fuegos artificiales".

### Combustión del aluminio

La forma de trabajar será la misma que con el magnesio:

### Material

- un sacapuntas de aluminio
- un labogas
- unas pinzas metálicas
- trípode y rejilla

### Procedimiento

Se coge el sacapuntas por un extremo con las pinzas y se coloca dentro de la llama del labogas hasta que comience a arder. Se produce la combustión total del sacapuntas salvo la cuchilla que es de hierro (acero), dando lugar a una llama muy brillante, que es la típica de los fuegos artificiales y a un polvo blanco de óxido de aluminio.

Suele tardar un poco en comenzar pero es cuestión de esperar con el sacapuntas introducido en la llama del labogas. Cuando comienza a arder se saca de la llama y se pone frente a una rejilla colocada sobre un trípode porque se pueden desprender trocitos incandescentes.

Se deben abrir las ventanas porque siempre se produce polvo de óxido de aluminio en la atmósfera que no conviene respirar.

En la actualidad prácticamente no se utilizan los CUBOFLASH para hacer fotografías y es difícil que los conozcan los alumnos porque era un buen ejercicio que pensarán que había dentro de la lámpara: de qué eran los hilos metálicos, qué gas llevaba dentro para que la combustión fuera más rápida y cómo se le daba la ener-

gía de activación.

Los alumnos podrían comparar la combustión del magnesio y del aluminio. ¿Cuál de los dos creen que se utilizará más en los fuegos artificiales? ¿intervendrá además del aspecto de la llama, actividad del metal, precio, etc.?

### Combustión del magnesio en atmósfera de dióxido de carbono

El magnesio es tan activo que no sólo arde en el aire, puede arder en el seno de dióxido de carbono.

MUCHAS MÁS  
SUSTANCIAS DE LAS  
QUE VULGARMENTE  
SE CONOCEN  
COMO  
COMBUSTIBLES  
PUEDEN ARDER EN  
DETERMINADAS  
CONDICIONES Y LA  
COMBUSTIÓN  
SEGUIRÁ SIENDO  
UNA REACCIÓN  
QUÍMICA CON  
OXÍGENO PARA  
FORMAR ÓXIDOS.

Se discutirá con los alumnos qué reacción se podrá producir entre el magnesio y el dióxido de carbono, cuáles serán los productos de esta reacción, qué aspecto tendrán y cómo los podremos reconocer.

¿Cómo conseguiremos llenar un recipiente de dióxido de carbono? ¿qué carbonato o bicarbonato tienen en su casa y qué ácido? ¿Se mantendrá el dióxido dentro del frasco o se marchará fácilmente a la atmósfera? ¿es más o menos denso que el aire?...

El experimento lo realizará el profesor

### Material

- un frasco de boca ancha (puede ser un frasco grande de nescafé)
- 20 g de bicarbonato de sodio (dos cucharadas)
- 25 ml de vinagre
- 10 cm de cinta de magnesio
- pinzas metálicas
- tijeras
- labogas
- cerillas

### Procedimiento

Se raspa la cinta de magnesio con las tijeras, se coge con las pinzas por el otro extremo. Se echa el bicarbonato en el frasco y se le añade el vinagre. Se espera un poco a que vaya reaccionando. Se introduce una cerilla encendida en la parte superior del frasco para que comprueben que se apaga; de hecho, el dióxido de carbono lo habríamos anotado entre las posibles sustancias utilizadas como extintor de incendios.

Se enciende la cinta de magnesio con el labogas y una vez encendida se coloca en la parte superior del frasco con lo que se comprueba que el magnesio sigue ardiendo, chisporroteando y produciendo motitas negras de carbón. El magnesio es tan activo que le quita el oxígeno al dióxido de carbono, se forma óxido de magnesio y carbón.

## COMBUSTION DEL HIERRO

Otro experimento que se puede hacer y discutir qué sucede es la combustión del hierro, pero tiene que hacerse en el seno de oxígeno y tiene el inconveniente de que para que se mantenga la combustión debe de ser un hilo de acero de unos 0,2 mm de diámetro; si es más grueso no arde y si es menos cuando comienza a arder se rompe fácilmente y no se propaga la combustión. Este tipo de hilo de hierro se puede encontrar en los equipos de electricidad de Tecnología y Sistemas Didácticos (antigua ENOSA), o bien, en las casas de reparadores de pianos porque se usa para las cuerdas. Es un experimento que aparece descrito en la mayoría de los libros de Química del siglo pasado. Se produce una llama muy brillante, pero chisporroteante, y se desprenden motitas de polvo marrón de óxido de hierro(III), en principio incandescentes; por eso en el fondo del frasco de cristal se debe poner arena, para que al caer no se rompa el frasco.

El experimento lo haría el profesor y resulta fácil si se dispone de una bombona de oxígeno para llenar el frasco y, de lo contrario, se complica porque es necesario empezar por obtener el oxígeno; la forma más adecuada es con permanganato, agua oxigenada y ácido sulfúrico.

### Material

- unas gotas de sulfúrico concentrado
- un frasco de vidrio transparente 1,5 L, aproximadamente, de boca más bien ancha, con
- un poco de arena en el fondo
- unos 50 cm de hilo de acero, de aproximadamente 0,2 mm de diámetro

- un matraz de destilación de 500 mL
- 10 g, aproximadamente, de permanganato (como una cucharada grande)
- un embudo de decantación, con un tapón que ajuste en el matraz
- unos 10 ml de agua oxigenada, concentrada
- un soporte, con pinza para sujetar el matraz
- 15 cm, aproximadamente, de tubo de goma
- un trocito del algodón utilizado en farmacia
- cerillas

### Procedimiento

Se debe comenzar por llenar el frasco de oxígeno, para lo cual desde el tubo lateral del matraz de destilación se coloca el tubo de goma que se introduce dentro del frasco, de forma que llegue prácticamente al fondo.

Se echa el permanganato en el matraz, con unas gotas de sulfúrico concentrado, y el agua oxigenada en

el embudo de decantación y se deja caer lentamente. De esta forma se producirá oxígeno que irá llenando el frasco, desplazando el aire porque es más denso.

El extremo el hilo de acero se dobla para sujetar un trocito de algodón, que es lo que se enciende con la cerilla. Una vez encendido el algodón se introduce inmediatamente dentro del oxígeno, y si el espesor del hilo es el adecuado

comienza arder, con una luz muy brillante y chisporroteando, produciéndose un polvo marrón de óxido de hierro, que cae incandescente sobre la arena, hasta que el hilo de acero se consume.

SE DISCUTIRÁ CON LOS ALUMNOS QUÉ REACCIÓN SE PODRÁ PRODUCIR ENTRE EL MAGNESIO Y EL DIÓXIDO DE CARBONO, CUÁLES SERÁN LOS PRODUCTOS DE ESTA REACCIÓN, QUÉ ASPECTO TENDRÁN Y CÓMO LOS PODREMOS RECONOCER.

***Lavoisier repitió los experimentos de Priestley, pero con medidas cuantitativas, y comprobó que la pérdida de peso de la cal de mercurio al calentarla era la misma si se calienta con carbón para dar aire fijo que si se calienta directamente. Pero, en este último caso, produce un gas "más respirable y por consiguiente más puro que el aire en el que vivimos", con lo que llega a la conclusión de que la parte del aire que se combina con los metales en la calcinación y que aumenta su peso "no es sino la porción más pura del aire que nos envuelve que alimenta la respiración y la combustión".***

### **IMPORTANCIA DE LAS REACCIONES DE COMBUSTIÓN EN LA HISTORIA DE LA QUÍMICA**

Como complemento del tema se puede hacer un estudio histórico de la importancia que tuvieron las combustiones de los metales para desmontar la teoría del flogisto, conocer la composición del aire e incluso para llegar a la QUÍMICA como CIENCIA; nos centraríamos en el estudio de la obra de Lavoisier y sus contemporáneos.

Lavoisier (1743 -1794) desmontó la TEORÍA DEL FLOGISTO según la cual la combustión dependía de una materia ígnea que residía en los cuerpos y que al arder la perdían en forma de llama; a esa materia se la había llamado "flogisto" porque flogisto significa "llama" en griego. Sin embargo Lavoisier, haciendo medidas, comprobó que los metales al arder y convertirse en "cales" (los óxidos correspondientes) no pierden nada sino que aumentan de peso y cuando la combustión la hace en un recipiente cerrado el aumento de peso del metal coincide con la pérdida de peso del aire. También comprobó que si las cales de los metales se calientan, en presencia de carbón, pierden el mismo peso que habían conseguido en el seno del aire. Repitió el experimento con distintos metales, calcinando con una potente lupa en un recipiente cerrado o bien

mediante el calor de un horno de carbón y en todos los casos obtuvo los mismos resultados.

Por esta misma época, en febrero de 1774, Bayen obtuvo un gas calentando un óxido con los rayos solares concentrados mediante una lente. Dos meses más tarde Priestley obtuvo el mismo gas calentando óxido de mercurio al que llamó aire "desflogisticado" en el cual las velas ardían mucho mejor que en el aire, y estos experimentos se los contó a Lavoisier en una visita que le hizo en octubre de ese año en su laboratorio de París. Lavoisier que ya se había dado cuenta que sólo era una parte del aire la que intervenía en la combustión y que había pensado que era el "aire fijo" (anhídrido carbónico) como tenía una gran intuición, aunque no fuera tan buen experimentador como Priestley, rápidamente se dio cuenta de que la parte de aire que intervenía en la combustión era la misma que éste había obtenido al calentar el óxido de mercurio.

Lavoisier repitió los experimentos de Priestley, pero con medidas cuantitativas, y comprobó que la pérdida de peso de la cal de mercurio al calentarla era la misma si se calienta con carbón para dar aire fijo que si se calienta directamente. Pero en este último caso produce un gas "más respirable y por consiguiente más puro que el aire en el que vivimos", con lo que llega a la conclusión de que la parte del aire que se combina con los

metales en la calcinación y que aumenta su peso "no es sino la porción más pura del aire que nos envuelve que alimenta la respiración y la combustión".

Ese aire respirable comprueba Lavoisier que es también el que se une con el azufre, el fósforo, el carbón y el nitrógeno en la combustión. Como los residuos de estas combustiones en medio acuoso tienen carácter ácido propone que este gas se debe llamar OXÍGENO, engendrador de ácidos. Más tarde en 1783 Berthollet (1748-1822) descubrió, cuando daba un último toque a la teoría del flogisto, trabajando en el ácido muriático oxigenado, que no todos los ácidos tienen oxígeno.

En 1776 Lavoisier demostró que en la combustión del diamante se producía única y exclusivamente "aire fijo".

Lavoisier estableció su teoría de la combustión con las siguientes premisas:

- a) no puede haber combustión sino en una especie de aire ... que yo denominé aire puro.
- b) en toda combustión hay una destrucción o descomposición del aire puro en el que se hace la combustión y el cuerpo quemado aumenta de peso exactamente lo mismo que la proporción de aire destruida o descompuesta.
- c) la combustión de los metales produce cales, la de otros cuerpos produce ácidos.

Tuvo gran interés por encontrar qué se formaba al quemar el "gas inflamable" (hidrógeno) descubierto por Cavendish, pero sus esfuerzos fueron estériles y fue el propio Cavendish quien en 1783 le comunicó que en la combustión del aire inflamable había obtenido agua. Lavoisier pudo interpretar, en ese momento, la reacción de los metales con los ácidos; éstos captaban el oxígeno para formar las sales y desprendían el hidrógeno: "los metales no se reúnen nunca con el ácido, sino con el oxígeno de éste, y su calcinación se logra ya a expensas del oxígeno de éste o del oxígeno del agua presente". Con esta idea completaba sus pruebas contra la teoría del flogisto, que decía que los metales encerraban flogisto que se escapaba cuando estos se disolvían en los ácidos.

Lavoisier fue el primero capaz de descomponer el agua, el elemento de la química de Aristóteles, haciéndola pasar por hierro al rojo y llegando a la conclusión de que estaba formada por una parte de aire inflamable y siete partes de oxígeno. Poco después al aire inflamable se le dio el nombre de hidrógeno = generador de agua.

De esta forma Lavoisier paso a paso, basándose en unos hechos experimentales medidos cuantitativamente, desterró la teoría del flogisto, que "valía a los metafísicos para explicarlo todo y en realidad no explicaba nada...". Pronto los químicos más importantes de Francia, como Fourcroy, Berthollet... se habían unido a estas ideas y hasta el propio Kirwan reconoció su equivocación; más tiempo tardaron en reconocerlo Priestley y Cavendish.

Podríamos afirmar que Lavoisier se puede considerar como el padre de la Química CUANTITATIVA, mientras que a Boyle se le podría considerar como el padre de la Química Cualitativa.

Lavoisier no hizo descubrimientos importantes de nuevos elementos como sus contemporáneos Priestley, Cavendish, etc. y los experimentos que realizó, en su mayoría, los habían hecho antes Boyle, Jean Rey, Bayen .etc. pero sentó las bases de la QUÍMICA como CIENCIA, desde dos enfoques bien diferentes: por una parte experimentalmente, diseñando los experimentos de forma que le quedara una única variable y haciendo rigurosas medias cuantitativas; y por otra escribiendo el primer tratado científico sobre QUÍMICA al mismo tiempo que ideaba por primera vez la NOMENCLATURA QUÍMICA.

"No descubrió un cuerpo nuevo, ni una propiedad nueva, ni un fenómeno natural hasta entonces desconocido. Su gloria inmortal consiste en esto: infundió en el cuerpo de la ciencia un nuevo espíritu"

## METODOLOGÍA

La metodología seguida en todo el proceso sería una observación-interpretación de los hechos con la participación activa de los alumnos, dirigidos con preguntas planteadas por el profesor y la parte experimental correría a cargo del profesor.

Todos los experimentos que proponemos se pueden realizar perfectamente en el aula de clase. En el único que participarían manipulativamente los alumnos sería en descubrir cómo son los mecheros,

cómo es el orificio por donde sale el gas... etc.

Los alumnos deben tener siempre un cuaderno donde anoten las observaciones que se discuten posteriormente y donde harían un resumen de qué ha sucedido y por qué ha sucedido. El profesor debe leer estos trabajos de los alumnos, que le sirve para comprobar lo que han entendido los alumnos, y volver sobre lo que considere necesario; por eso es bueno que sea de hojas sueltas, para que las puedan entregar al profesor para su corrección.

Si se dispone de retroproyector puede resultar interesante darle a algunos de los alumnos una transparencia para que escriban en ella y se comienzan las discusiones, sobre el contenido de esas transparencias, aunque, evidentemente, no son imprescindibles, y se puede empezar porque uno de los alumnos lea sus observaciones y se vaya entablando la discusión.

La última parte de Historia se la pueden preparar los propios alumnos con bibliografía que se les facilita y después se comenta en gran grupo en el aula, interpretando todos los descubrimientos que fueron haciendo e insistiendo en la importancia de la forma de trabajar experimentalmente de Lavoisier .

El tema se podría ampliar hablando de las "combustiones" en los seres vivos.

Aunque se proponen varios experimentos según el tiempo disponible, que por supuesto serán varias sesiones, se utilizarán unos u otros. Normalmente es más adecuado hacer uno o dos experimentos como máximo en cada sesión.



## BIBLIOGRAFIA

- Berthelot, M., Lavoisier (1743-1794), en Coupin, H. (1913) Lectures Scientifiques sur la Chimie, Vol I, Librairie Armand Colin, París, pp.224-252
- Bradley, J. (1984), History and teaching Chemistry to the beginner, Education in Chemistry, January, pp. 12-14
- Brown, T.M. and Dronsfield, A.T. (1991), The phlogiston theory revisited, Education in Chemistry; March, pp.43-45
- Duveen, D., Antoine Laurent Lavoisier and the french revolution, Journal of Chemical Education, Vol.31, pp.60-65 (1954), Vol.34., pp.502-503 (1957) y vol.35, pp. 233-234 y 470-471, (1958).
- Gay, J. (1906), Lectures Scientifiques, extraits de memoires originaux et d'etudes sur la Science et les savants, 2<sup>a</sup> edic., Librairie Hachette, París, pp.479-583
- Martín Sánchez, M. y M<sup>a</sup>T. (1995), Ideas para realizar trabajos experimentales de Química Guía para el Profesor, sin publicar
- Mieli, A. (1951-1961) Panorama General de la Historia de la Ciencia, 12 vol., Edit. EspasaCalpe, Argentina, pp.169-188.