

## INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA CUANTITATIVA.

José Antonio Martínez Pons.

### INTRODUCCIÓN

Aunque muchas veces cuando se empieza a enseñar química se incide, al menos en el laboratorio, sobre todo en sus aspectos cualitativos, iniciar a los estudiantes en la cuantitatividad de la química es una buena herramienta de enseñanza - aprendizaje.

A continuación se propone un conjunto de experiencias relativamente sencillas en las que, sin demasiada complicación, ni experimental ni de cálculo matemático, puede introducirse algunos aspectos cuantitativos de la química.

Se trata de prácticas “clásicas” y como se dice al principio, se ha procurado evitar reactivos costosos, peligrosos o contaminantes en exceso así como protocolos excesivamente elaborados, procurando buscar prácticas que, a poco cuidado que se tenga, “salgan bien” y puedan desarrollarse en un periodo de clase, incluyendo recogida de material.

Están pensadas para estudiantes de bachillerato e, incluso, 2º ciclo de ESO, pero sin mayores dificultades puede extrapolarse a un primer curso de química general, siempre y cuando el nivel de profundización se adapte en consecuencia, quedarse en la simple exposición divulgativa de los experimentos.

En alguno de los ejemplos será conveniente que el profesor sea quien monte la práctica y pero la idea del autor es que sean los alumnos los que se habitúen al uso del material y que sobre todo cuiden su limpieza. La máxima a inculcar es que “siempre hay que dejar el laboratorio como nos gustaría encontrarlo y nunca pensar que nos lo han dejado así, por tanto hay que revisar el material antes de su uso”.

Es también importante recordar que los estudiantes deben llevar un libro o cuaderno de prácticas en el que escriban su memoria científica sobre cada experiencia, en la cual reflejaran los aspectos más importantes de la misma:

Título, objetivos, fundamento teórico, esquema del dispositivo, material y reactivo, descripción del procedimiento, tablas o gráficos, incidencias si han ocurrido, conclusiones y respuesta a las preguntas. Es conveniente que, independientemente de cómo se trabaje, el cuaderno sea individual.

No le parece conveniente al autor, como norma general, entregar a los estudiantes un guión tipo “falsilla” en el que aparecen unos espacios vacíos que el alumno debe rellenar, incluso unas fórmulas algebraicas con los huecos dispuestos, sino dar a los alumnos unas instrucciones básicas para que ellos mismos hagan su guión desde el principio al fin.

Los guiones que siguen no pretenden ser exhaustivos en ningún sentido, sino más bien, servir de guía para que los profesores los apliquen adaptándolos a la realidad de sus alumnos.

Todas las prácticas han sido aplicadas por el autor a lo largo de su carrera docente. En algunas se incluyen anotaciones que precisamente esta experiencia docente recomienda.

Ni que decir tiene que cualquier crítica constructiva, sugerencia o comentario, será bien recibido.

Finalmente. No se pretende entrar en la eterna polémica cuantitativo frente a cualitativo en el convencimiento que ambos aspectos de la química y en general de la ciencia lejos de ser antinómicos o excluyentes, son complementarios y acostumar a los estudiantes al rigor de lo numérico es imprescindible.

### DETERMINACIÓN DE LA MASA ATÓMICA DEL MAGNESIO

(De modo análogo puede hacerse con el cinc en granalla)

#### OBJETIVOS:

1. Determinar la masa pedida y comprender el sentido de esta determinación
2. Comprender la estequiometría de la reacción
3. Manejar la ecuación de los gases ideales.
4. Usar correctamente unidades de presión

5. Comprender algunas aproximaciones usadas en la determinación y evaluar su influencia
6. Calcular el error de una medida.
7. Trabajar con precisión y cuidado.

### FUNDAMENTO TEÓRICO:

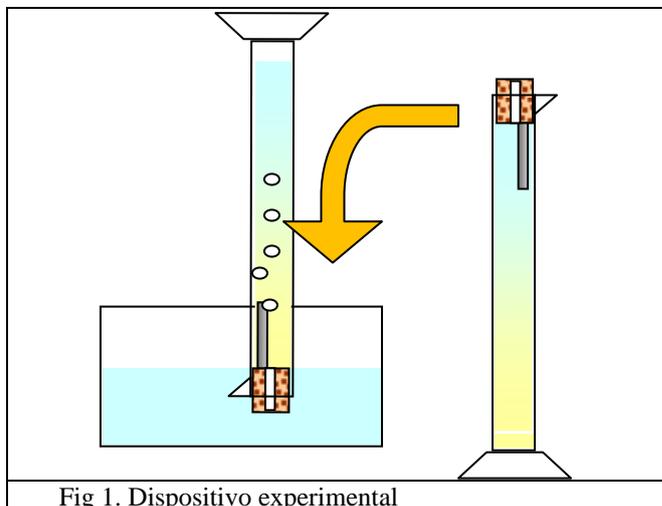
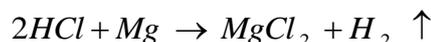


Fig 1. Dispositivo experimental

El magnesio reacciona con el ácido clorhídrico de acuerdo con



Dada la estequiometría de la reacción, mol a mol entre el magnesio y el hidrógeno, si se conoce la masa del magnesio reaccionante y el número de moles de hidrógeno que se desprenden, se conocerá la masa atómica del metal.

### MATERIAL Y REACTIVOS

- Cinta de magnesio<sup>1</sup> previamente pesada a poder ser con precisión de 0,1 mg. Da buenos resultados, considerando la cantidad de hidrógeno producido, una cinta de unos 4 cm de largo.
- Ácido clorhídrico del 35%
- Probeta de 100 cm<sup>3</sup>
- Cubeta
- Tapón de corcho taladrado que ajuste en la probeta.
- Termómetro
- Regla o doble decímetro.
- Barómetro.
- Agua
- Tabla de tensiones de vapor.

### MÉTODO OPERATIVO

Se llena la cubeta con agua. Se clava la cinta en el tapón de corcho. Se vierten unos diez cm<sup>3</sup> de ácido en la probeta y con cuidado se llena con agua hasta rebosar. Se introduce el tapón, se ajusta y se tapa el agujero con el dedo. Rápidamente pero sin brusquedad, se invierte la probeta en la cubeta y se retira el dedo, manteniendo la probeta vertical. El ácido, más denso, descende y toma contacto con el magnesio comenzando el burbujeo. El gas producido desplaza el agua. Es menos preciso pero más seguro sustituir el ácido al 35 % por una disolución del mismo por ejemplo 1 M previamente preparada, en cuyo caso se llena directamente la probeta con la disolución. En este caso la reacción se inicia inmediatamente.

Se aguarda hasta que el agua restante en la probeta está perfectamente clara. Entonces se toma medida de la temperatura del agua de la cubeta y se lee el volumen de hidrógeno desprendido y de la columna de agua restante. Esta última maniobra puede evitarse si la cubeta es suficientemente profunda como para forzar a que los niveles de agua de cubeta y probeta coincidan.

Se leerá en el barómetro la presión ambiente.

Hecha la lectura como experiencia de cátedra se pedirá un estudiante que saque la probeta de la cubeta manteniéndola boca abajo. En esta posición se secará con cuidado la boca de la probeta.

<sup>1</sup> La cinta de magnesio es relativamente cara, por ello puede sustituirse por cinc en granalla

Se preguntará a los estudiantes si, tal como se supone, el gas desprendido es hidrógeno hay peligro de que estese escape de la probeta y por qué.

A continuación el profesor pedirá a algún alumno que vuelva la probeta boca arriba y el aplicará una llama a la boca de la misma. Lo normal es que se produzca una pequeña detonación y una llama verdosa. Se hará observar a los estudiantes que en la boca han aparecido gotitas de agua. Se pedirá que razonen el por qué y que se demuestra con ello.

## CÁLCULOS.

### Aproximaciones.

La ley fundamental de la hidrostática dice que

$$P_{atm} = P_{H_2} + P_h + P_{H_2O}$$

Siendo  $P_{atm}$  la presión atmosférica;  $P_h$  la presión ejercida por la columna restante en la probeta y  $P_{H_2O}$  la tensión de vapor del agua a la temperatura de trabajo.

Se asumirá que la temperatura del gas es la del agua.

Se considerará el hidrógeno como gas ideal

Puede prescindirse sin error de la tensión de vapor y de la columna de agua que queda en la probeta. Es conveniente discutir estas aproximaciones con los alumnos.

El primer término de la ecuación se lee en el barómetro, la tensión de vapor se obtiene en la tabla y la presión de la columna de agua se obtiene como  $P = \rho gh$ , con la única precaución de manejar correctamente las unidades. Como se dijo antes, estos dos sumandos se pueden despreciar sin gran error.

Aplicando la ecuación de los gases se tiene que  $n = pV/RT$ , donde  $n$  es el número de moles de hidrógeno,  $P$  su presión parcial, antes medida y  $T$  su temperatura.

Dada la estequiometría de la reacción  $n$  equivale a los átomos - gramo de magnesio por lo que su masa atómica se puede calcular de modo inmediato como  $MA = masa/n$ .

### CALCULO DE ERROR.

Dependiendo del nivel real del alumnado se puede realizar un cálculo de error<sup>2</sup>.

Aplicando el método de la derivación logarítmica se tiene

$$\Delta(Ma)/Ma = \Delta(masa)/masa + \Delta n/n$$

$$\Delta n/n = \Delta p/p + \Delta V/V + \Delta R/R + \Delta T/T$$

Los correspondientes incrementos se estimarán a partir del correspondiente error instrumental. Los errores en las constantes podrán depreciarse.

En la estimación de la incertidumbre de la presión deberá considerarse que la medida se hace por diferencia.

### INCIDENCIAS:

Puede desprenderse el magnesio durante la reacción. En general no debe traer mayores consecuencias que un poco más de tiempo

Se desprende más gas que la capacidad de la probeta. Si simplemente se sale de escala, puede marcarse el punto con un rotulador de alcohol y medir el volumen llenando con agua., en otro caso, la experiencia es inválida.

Al invertir la probeta entra aire. Debe repetirse el experimento.

Es importante recordar que la principal fuente de error deriva de un incorrecto pesado de la muestra del metal.

---

<sup>2</sup>La experiencia demuestra que solo un número muy pequeño de alumnos capta el sentido de estos cálculos, los otros, o lo hacen mecánicamente, sin saber lo que hacen, o lo hacen mal o lo omiten. Se trata pues de valorar si merece o no la pena el intento. Mi opinión personal es que sí.

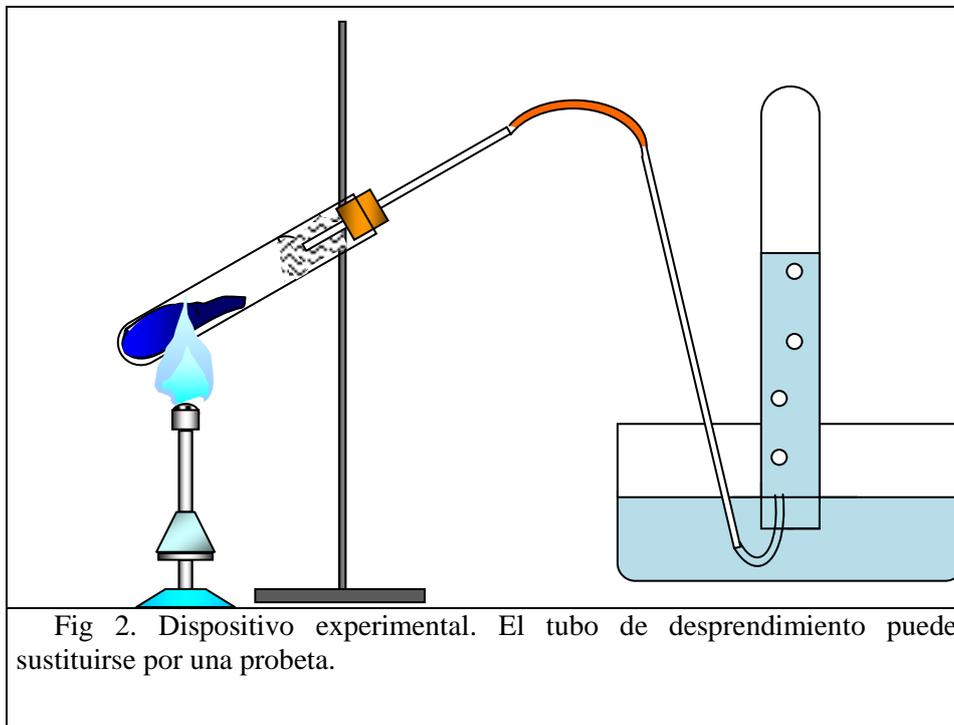
### PREGUNTAS.

¿Sería válido el método para calcular las masas de cinc o aluminio? ¿Qué modificaciones serían precisas?

¿Qué fuentes de error existen en este método?

¿Cómo podría comprobarse que el gas desprendido realmente es hidrógeno?

## DETERMINACIÓN DE LA MASA MOLECULAR DEL OXIGENO



### OBJETIVO:

Determinar la masa molecular del oxígeno

Manejar la ecuación de los gases ideales

Trabajar con precisión y eficacia.

### FUNDAMENTO:

El permanganato de potasio por la acción del calor se descompone en manganato y bióxido de manganeso, desprendiendo oxígeno gaseoso<sup>3</sup>.



Si se calienta una muestra de permanganato y se recoge el oxígeno producido, determinándose su masa por diferencia entre las pesadas del reactivo antes y después de la reacción, se obtiene, por aplicación de la ecuación de los gases la masa molecular buscada.

### MATERIAL Y REACTIVOS

- Tubo de ensayo de tamaño grande
- Soporte y pinza de bureta
- Mechero, es suficiente de alcohol

<sup>3</sup> En realidad la reacción es algo más compleja, incluso se puede encontrar en la bibliografía discusiones sobre ella pero el único producto gaseoso que se desprende es el oxígeno.

- Tapón atravesado por un tubo de vidrio
- Lana de vidrio
- Probeta de 500 cm<sup>3</sup>
- Tubo de goma
- Codo de vidrio
- Cubeta
- Agua
- Termómetro
- Permanganato de potasio

### PROCEDIMIENTO:

En un tubo de ensayo de tamaño grande se deposita una pequeña cantidad de permanganato, como una cucharada de café. Se coloca a continuación un poco de lana de vidrio y se tapa con el tapón taladrado y atravesado. Es conveniente para afinar el tapón para evitar fugas.

Se pesa el conjunto y se anota el resultado. ( $M_0$ )

Se monta la cuba hidroneumática en la que se va a recoger el oxígeno. Se procurará al invertir la probeta y al introducir el codo, que no haya entradas de aire.

Montada y verificada la instalación, se procede a calentar suavemente el permanganato. Se observará un intenso burbujeo de oxígeno. Cuando el gas producido ha desplazado algo más del 50% del agua de la probeta se retirará la fuente de calor y se dejará por lo menos unos 10 minutos el sistema instalado.

Se tomará nota del volumen de oxígeno, se desmontará la cuba y se pesará de nuevo el tubo en idénticas condiciones que al principio de la experiencia. Se anotará su masa ( $M_1$ )

Evidentemente,  $M = M_0 - M_1$  será la masa del oxígeno desprendido.

Si se saca la probeta e inmediatamente se invierte se puede comprobar que en su interior hay oxígeno introduciendo una larga cerilla de madera con brasa en la punta y observar que esta se activa a llama brillante.

### CÁLCULOS:

Procediendo como en el experimento anterior y haciendo las mismas aproximaciones si el volumen ocupado por el oxígeno es  $v$ , el número de moles del gas  $n = \frac{PV}{RT}$

Donde sólo es desconocida la temperatura que se estimará como la del agua y se medirá con un termómetro. La masa molecular se determinará entonces como

$$M_{O_2} = \frac{(M_0 - M_1)}{n}$$

### CÁLCULO DE ERRORES:

Dependiendo del nivel real del alumnado se puede realizar un cálculo de error como en la experiencia anterior

### INCIDENCIAS Y PRECAUCIONES.

Algunas veces, no está clara la razón, la reacción se detiene bruscamente. Es conveniente recomenzar.

Si entra aire en la cuba debe montarse de nuevo. Puede ser útil usar una cartulina para tapar la boca de la probeta llena de agua cuando se invierte.

Se tendrá cuidado con los escapes.

Se apagará la llama y se dejará que enfríe durante unos 10 minutos antes de medir y de desmontar el sistema.

La lana de vidrio se manipulará con pinzas.

### PREGUNTAS:

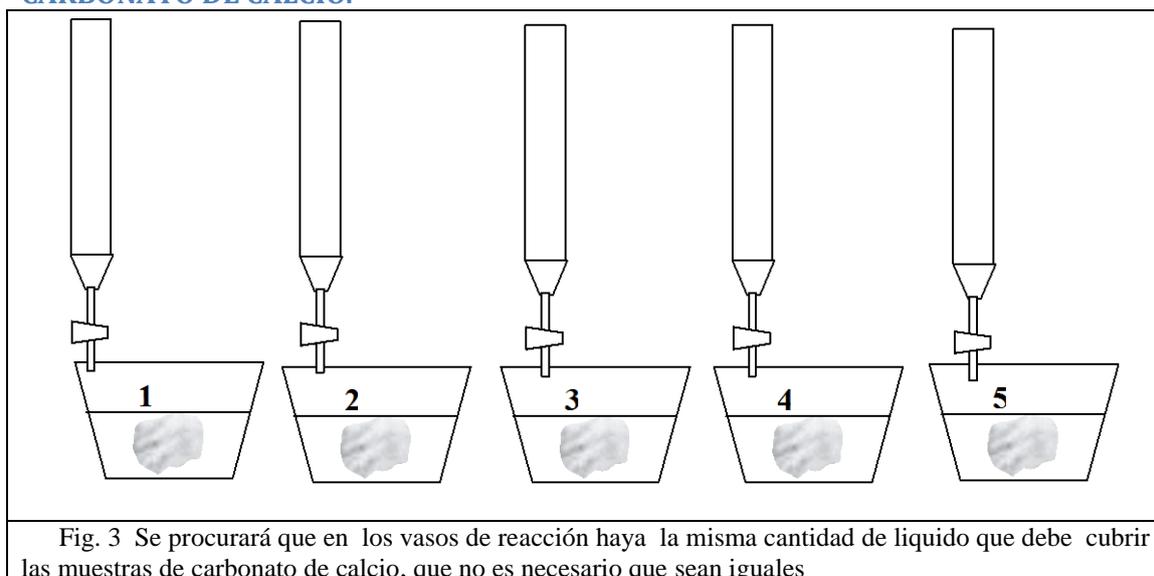
1. ¿Cómo se podría saber que el gas desprendido es oxígeno?
2. ¿Qué fuentes de error aparecen en el método? ¿Cuál es su importancia?
3. ¿Por qué conviene esperar un tiempo con el equipo montado y sin calentar?

4. Al limpiar el tubo, ¿se ha observado alguna anomalía?
5. Si no es posible limpiar el interior del tubo, porque este queda con restos de los reactivos, ¿Qué se podría hacer?
6. ¿Por qué razón es válido utilizar la diferencia de masas del tubo antes y después para determinar la masa de oxígeno desprendido?
7. ¿Qué objeto tiene el tapón de lana de vidrio?

*Figura 1 Dispositivo experimental*

## PRINCIPIOS DE LA ESTEQUIOMETRÍA.

### ESTEQUIOMETRÍA DE LA REACCIÓN ENTRE EL ÁCIDO CLORHÍDRICO Y EL CARBONATO DE CALCIO.



La estequiometría estudia las cantidades de reactivos y productos que intervienen en una reacción química. Se basa en la aplicación de las leyes fundamentales de la química, especialmente la ley de conservación de la masa y la ley de las proporciones definidas.

En este ejercicio se propone comprobar precisamente esta ley

#### MATERIAL Y REACTIVOS.

Disolución de ácido clorhídrico o nítrico de molaridad conocida. Puede ser ácido concentrado

Por lo menos cinco pedazos de piedra de mármol<sup>4</sup>

Otros tantos pequeños vasos de precipitado o recipiente similar.

Balanza

Pipeta

Papel de filtro

Pinzas

Agua.

Papel milimetrado u hoja de cálculo.

#### PROCEDIMIENTO

Se pesarán cuidadosamente los pedazos de piedra de mármol, tomando nota de su masa. Se colocará un pedazo de mármol en cada vaso, convenientemente marcado. Se echará en cada

<sup>4</sup> Puede obtenerse si no se tiene algo mejor, en cualquier marmolista, de sus restos, que además suelen venir cortados de forma bastante regular, lo que facilita el trabajo

vaso una cantidad controlada de ácido, o disolución ácida, por ejemplo, 1; 2; 3; 4; 5 cm<sup>3</sup> respectivamente. Se añadirá agua de modo que cubra las muestras en cada uno de los casos alcanzando siempre la misma cantidad total. Se observará lo que ocurre (un intenso burbujeo y cuando se estime que ha acabado la reacción (¿cómo?) se sacarán las muestras se lavarán cuidadosamente con agua y se secarán.

Una vez secas se pesarán de nuevo y se calculará la masa de carbonato de calcio que ha reaccionado. Se representará la masa reaccionada frente a la cantidad de ácido. Debe obtenerse una recta que pasa por el origen.

### DISCUSIÓN CON LOS ALUMNOS.

Antes de iniciar el experimento se preguntará si saben qué es químicamente el carbonato de calcio

Cuando empieza el burbujeo se puede preguntar qué es lo que burbujea

¿Por qué se acaba la reacción? (Introducción al concepto de reactivo limitante)

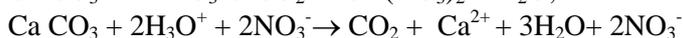
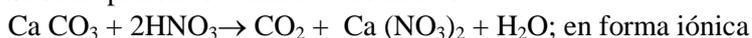
¿Qué prueba la gráfica? Deben concluir que existe una proporcionalidad entre las cantidades (de momento no interesa demasiado las unidades) de reactivos

¿Por qué sabemos que precisamente la diferencia de masa es el reactivo que ha reaccionado?

Aclarados estos puntos se pedirá que se afine, es el momento de introducir al concepto de mol o de equivalente, calculando los moles de producto y reactivo. Entonces se repite la gráfica y se calcula la pendiente de la recta que debe dar aproximadamente 2, es decir que cada mol de carbonato reacciona con dos de ácido clorhídrico según la reacción.



Si se ha preferido utilizar ácido nítrico.



Otra pregunta puede ser ¿Se ha cumplido la ley de Lavoisier o de conservación de la masa? ¿Podría verificarse experimentalmente? ¿Y si el CO<sub>2</sub> fuera muy soluble en agua?

### NOTAS.

Utilizar el mármol es cómodo porque, aunque contiene algunas impurezas, que no influyen en el resultado y por su compacidad es fácil de manipular. Es interesante resaltar que en las condiciones del experimento, el único producto sólido es el carbonato de calcio residual.

Las gráficas y los cálculos pueden hacerse utilizando una hoja de cálculo y la pendiente puede obtenerse insertando una línea de tendencia, aunque es posible que sea más formativo el cálculo y el graficado manuales. En cualquier caso siempre se insistirá en la comprensión del significado de lo que se está haciendo, en el correcto rotulado de las gráficas y en el manejo preciso de las unidades.

## PORCENTAJE DE OXIGENO EN EL AIRE

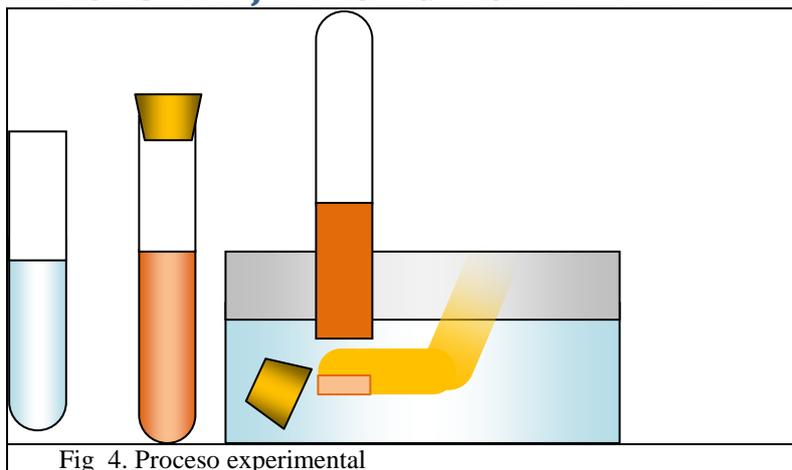


Fig 4. Proceso experimental

### OBJETIVOS:

1. Determinar si el aire tiene más de un componente
2. Calcular el porcentaje del componente activo del aire: el oxígeno.

### MATERIAL Y REACTIVOS.

- Tubo de ensayo graduado o probeta con un tapón de goma que ajuste perfectamente.
- Cristalizador con agua
- Agua:  $H_2O$
- Hidróxido de sodio:  $NaOH$
- Pirogalol:  $C_6H_6O_3$
- Guantes de goma.

### FUNDAMENTO.

El pirogalol (1, 2,3-trihidroxibenceno) es una sustancia sólida de color blanco que se disuelve en agua dando soluciones incoloras su nombre. En medio alcalino se oxida rápidamente, absorbiendo el oxígeno del aire<sup>5</sup>, y se tiñe de un intenso color pardo debido a la formación de quinona. Esta propiedad se aprovecha para purificar gases, eliminando el oxígeno que contienen. También se usa en el revelado “clásico” de las fotografías.

### PROCEDIMIENTO.

En un tubo de ensayo graduado viértase una cantidad de agua, aproximadamente medio tubo, añada una o dos lentejas de sosa y agita hasta disolución. Anótese el volumen de aire contenido en su interior (Volumen Inicial =..... mL)

Añádase una punta de espátula de pirogalol, tapa e invierte el tubo. Agita suavemente unos minutos. Se observa como la tonalidad del líquido va cambiando. Déjese transcurrir algún tiempo para que se complete la reacción por agotamiento del oxígeno del aire.

Introdúzcase el tubo invertido en el cristalizador y con los dedos dentro del agua, para que no entre aire del exterior, retira el tapón. Anótese el nuevo volumen de aire, procurando que coincidan los niveles exterior e interior del líquido. (Volumen Final =.....mL)

Dedúzcase el volumen de oxígeno por diferencia entre el volumen inicial y el volumen final:

$$O_{\text{oxígeno}} = V_{\text{Inicial}} - V_{\text{final}}$$

<sup>5</sup> La reacción que tiene lugar es bastante compleja y se forman diversos productos, por lo que no parece oportuno proponerla al nivel de este trabajo

La relación entre el volumen de oxígeno y el volumen inicial nos proporciona el porcentaje en volumen del oxígeno contenido en el aire.

$$V_{\text{Inicial}} / V_{\text{Oxígeno}} = 100 / (\% \text{ Oxígeno})$$

$$\% \text{ Oxígeno} = (V_{\text{Oxígeno}} / V_{\text{Inicial}}) \cdot 100$$

Repítase la experiencia varias veces para obtener un valor promedio. Puede simplemente poner en común los resultados de varios alumnos

	Volumen Inicial (mL)	Volumen Final(mL)	Volumen de O <sub>2</sub> (mL)	% de Oxígeno
1ª Experiencia				
2ª Experiencia				
3ª Experiencia				
4ª Experiencia				
5ª Experiencia				

### PRECAUCIONES E INCIDENCIAS.<sup>6</sup>

Manejar con precaución la disolución de sosa, es muy corrosiva. En caso de contacto con la piel enjuagar con agua abundante.

Se procurará que el tapón, siempre de goma, ajuste exactamente en el tubo.

Tapar bien el frasco de pirogalol para que no se altere en contacto con el aire.

Manejar la disolución básica de pirogalol con precaución: mancha las manos y la ropa.

### PREGUNTAS

- ¿Por qué el volumen final es menor que el inicial?
- Si el aire sólo contuviese oxígeno, ¿cuál hubiese sido el valor del volumen final? (supóngase que el aire contienen un 20% de oxígeno.
- ¿Es necesario conocer los productos y la estequiometría de la reacción?
- ¿Por qué no es preciso pesar con exactitud el pirogalol?
- Escribe fórmula semidesarrollada del pirogalol. ¿Cuál es su nombre IUPAC?
- Calcula el error relativo cometido en la determinación del porcentaje de oxígeno en el aire tomando como valor exacto el 21% en volumen.
- Señala algunas de las causas responsables de la discrepancia entre ambos valores.

<sup>6</sup> Si no se dispone de tubos graduados puede operarse del siguiente modo. En el primer paso, agua más sosa, se hace una marca en el tubo con el rotulador indeleble indicando el nivel alcanzado. Una vez concluida la reacción se marca el volumen final. Se vacía el tubo y se pesa,  $M_0$ , se llenan con agua hasta la primera marca, se pesa,  $M_1$ ; se llena hasta la

segunda marca y se pesa de nuevo  $M_2$ , es evidente que  $K = \frac{V_1 - V_2}{V_1} = \frac{M_1 - M_2}{M_1 - M_0}$

## INTRODUCCIÓN A LA CINÉTICA QUÍMICA

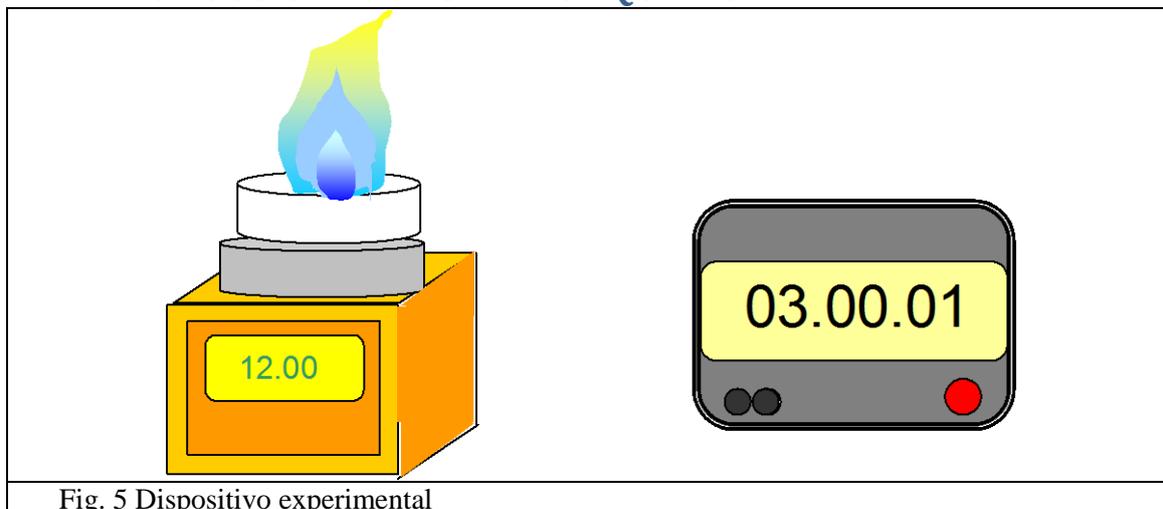


Fig. 5 Dispositivo experimental

### VELOCIDAD DE QUEMADO.

En esta experiencia se pretende una aproximación elemental al concepto de velocidad de reacción. En este caso simplemente como número de gramos o moles que reaccionan por unidad de tiempo y comparar esta velocidad en diferentes sustancias.

### MATERIAL NECESARIO.

Balanza electrónica a poder ser con precisión de cg  
Una cápsula de porcelana.  
Cronómetro  
Un disco de corcho  
Varios combustibles orgánicos como etanol, acetona o metanol.  
SI se dispone de equipo LAO (laboratorio asistido por ordenador) con sensor de peso, puede utilizarse este.

### FUNDAMENTO.

Los combustibles orgánicos se queman racionando con el oxígeno del aire produciendo en general dióxido de carbono y agua, esta se desprende en gorma de vapor.

Uno de los conceptos de velocidad de reacción es la cantidad e sustancia que reacciona por unida de tiempo.

### PROCEDIMIENTO

El autor solía hacer este experimento en el aula de ordenadores. El experimento se montaba en la mesa del profesor y los alumnos tenían preparadas en sus puestos de trabajo una hoja de cálculo.

Se les pedía que rotularan columnas como tiempo(s) ; masa de combustible(g); masa quemada(g) respectivamente Se insistía desde el primer momento en la necesidad de identificar las columnas y se insistía en la necesidad de expresar claramente las unidades.

Se insistía también en que en la primara fase del trabajo, lo importante era tomar correctamente los datos, olvidando, de momento los cálculos.

Se montaba el experimento depositando sobre la balanza el corcho, (una peana para matraz redondo)necesario para proteger los circuitos del granatario, que pueden ser sensibles al calor, sobre el corcho, se taraba la balanza se vertí en ella una cantidad de combustible al que se le solía añadir un poco de NaCl para hacer mas visible la llama se tomaba nota de la masa ,

normalmente un estudiante iba escribiendo en la pizarra, se prendía el combustible y se lanzaba el cronometro. A intervalos regulares, 10 ó 15 segundos se iba tomando nota de las correspondientes masas que registraba la balanza y que se iban reflejando en la pizarra. Cuando se habían tomado una docena de medidas se cubría la cápsula con un cartón o un vidrio de reloj para extinguir la lama y se solía repetir con otro combustible.

### CÁLCULOS<sup>7</sup>.

Repasados los datos se calculaba la masa quemada por diferencia entre cada masa y la masa inicial, para cada uno de los líquidos. Si se conocía cuales eran estos, entonces se calculaban los moles por simple división de la masa por la masa molecular del combustible.

### TRATAMIENTO DE LOS RESULTADOS.

Representando este número de moles frente al tiempo debe obtenerse una recta cuya pendiente es precisamente la velocidad de reacción. Esta pendiente puede obtenerse insertando una recta de tendencia obligando que pase por el punto (0,0). El coeficiente de determinación  $R^2$  da una medida de la dependencia lineal de los datos. En el facsímil se presenta un trabajo tomado al azar entre los que se encuentran en los archivos del autor.

Aunque un tratamiento gráfico es muy intuitivo y muestra lo que se desea, también puede operarse directamente sobre los datos. Se trata de calcular la velocidad media de quemado, ya sea por intervalos, ya contado tiempos a partir del instante inicial. En ambos casos se observa la práctica constancia del resultado y su concordancia con los resultados gráficos.

Se ha calculado la media y la desviación típica, ya aunque en estudios más avanzados es conveniente y necesario hacer una análisis estadístico más profundo, en el nivel que se propone es suficiente con ver como los intervalos de media  $\pm$  desviación típica se solapan.

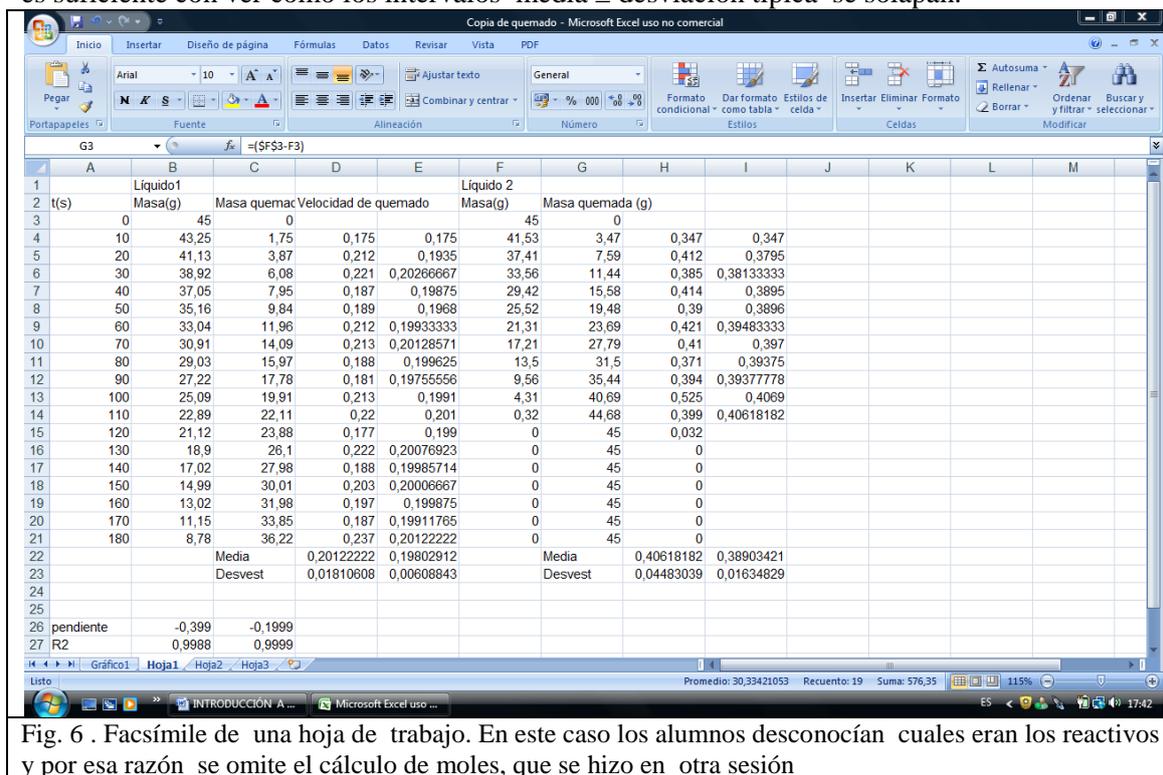


Fig. 6 . Facsímil de una hoja de trabajo. En este caso los alumnos desconocían cuales eran los reactivos y por esa razón se omite el cálculo de moles, que se hizo en otra sesión

Con Excel es muy sencillo hacer un análisis de regresión con cálculo automático y exhaustivo de los diferentes parámetros pero, dados los escasos conocimientos que los estudiantes de bachillerato tienen de estadística, estos parámetros pueden confundir más que

<sup>7</sup> Se omite la formulación informática por no alargar más el trabajo.

aclearar por lo cual parece suficiente un análisis de media y desviación típica y de la pendiente de la regresión acompañado de una inspección de visu: los puntos están muy bien alineado, del coeficiente de determinación  $R^2$  que si es próximo a la unidad indica buena correlación lineal y a cero mala.

En el ejemplo propuesto se ha impuesto la condición punto fijo y se han obtenido

Pendiente(g/s)	0,399	0,1999
$R^2$	0,9988	0,9999

Por tanto las respectivas velocidades de quemado serán  
 Para el primer líquido<sup>8</sup>  $r = -0,399 \text{ g s}^{-1}$  y para el segundo  $r = 0,200 \text{ g s}^{-1}$

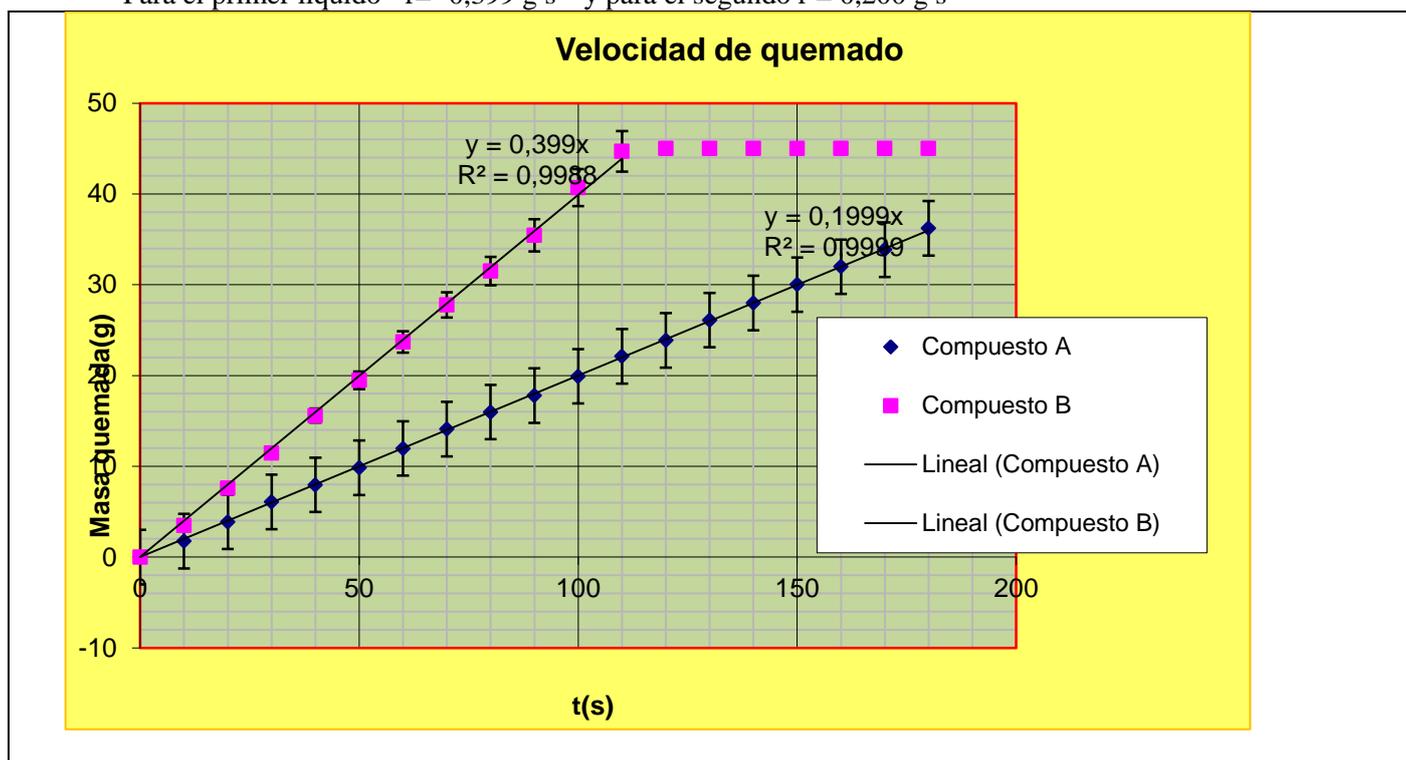


Fig 7. Gráfica del experimento mostrado. El representar los dos líquidos en la misma gráfica conviene para poder establecer comparaciones. Evidentemente, el compuesto A se quema más rápidamente que el B en términos de masa. No tiene por qué ocurrir así en términos de cantidad de sustancia (moles)

**Notas.**

1ª La experiencia parece demostrar que la forma del recipiente usado no influye demasiado en los resultados, sin embargo puede llevarse a cabo una pequeña investigación sobre el particular, usando recipientes cilíndricos o en forma de casquete esférico e incluso, usando recipientes de la misma forma pero distinta superficie de boca, vasos pírax por ejemplo, de distinto calibre.

Se podría extrapolar la idea a la velocidad de evaporación de un líquido volátil, pero dada la escasa sensibilidad relativa de las balanzas electrónicas normales en los laboratorios escolares, la experiencia requeriría demasiado tiempo, salvo disponer de la posibilidad de que un ordenador vaya tomando los datos a lo largo de un tiempo determinado.

2º En este trabajo se ha medido la velocidad de quemado interpretándose como negativa ya que el reactivo quemado desaparece, lo cual es el método habitual.

<sup>8</sup> Se recuerda que la velocidad se considera negativa porque se refiere a los reactivos, que desaparecen en el proceso

3º Por simplicidad se ha trabajado con los datos en gramos, es más conveniente hacerlo en moles, con la hoja de cálculo se reduce a dividir la masa por la correspondiente masa molecular.

**Preguntas:**

- 1) Escribe las reacciones que tienen lugar en cada experiencia.
- 2) ¿Qué representan las magnitudes expresadas en la tabla propuesta?
- 3) ¿Para saber la masa quemada, por qué se resta de cada lectura de masas la masa inicial?
- 4) ¿En qué unidades se mide la pendiente de la recta? ¿Qué sentido químico-físico tiene el signo menos?
- 5) ¿Por qué se dice que la reacción estudiada es de orden cero?
- 6) ¿Se te ocurre algún fenómeno físico que formalmente sea semejante al estudiado?

**CONCLUSIÓN**

Se han propuesto un conjunto de prácticas sencillas y en lo que cabe bastante espectaculares que pretenden resaltar algunos aspectos cuantitativos de la química y que la experiencia del autor demuestra que son bastante bien acogidas

Naturalmente la relación no es exhaustiva y puede ampliarse con otros muchos experimentos de semejante nivel de dificultad y cubrir estos u otros aspectos de la química.

En todo caso, el trabajo no se da por cerrado.