

g)

TALLER DE QUIMICA MAGICA.-

Bajo este nombre un tanto pretencioso y petulante de "Química Mágica" te proponemos la realización de un conjunto de experimentos sencillos, pero a la vez espectaculares o incluso sorprendentes, a modo de "show". No creemos que sea "necesario" hacerlos todos y mucho menos en el orden en que aparecen escritos. De manera que empieza por donde quieras y termina por donde te parezca.

Esperamos que las bambalinas, la varita o el bóm- bin del mago no cautiven tus sentidos tanto que los cieguen y sepulten la razón.

Queremos la fascinación de los colores que surgen de la "nada", cambian, desaparecen, mueren o renacen pero también queremos que sepas que hay un "truco" subyacente a toda magia, presto a ser descubierto o rescatado.

No quisieramos, sin embargo, aguar-te la fiesta con explicaciones rutinarias y académicas.

Queremos que empieces a embriagarte con el néctar de esta química provocativa y sensual que aguarda escondida en cualquier tubo de ensayo o en un minúsculo crisol.

!Queremos que empiece ya la diversión y la aventura!.

Taller de Ciencia Recreativa
Grupo "Alkali"

IX Escuela de Verano de Extremadura

1.-PROCESOS REDOX.-

1.1.-Reacción entre Cobre y Nitrato de Plata.-



Necesitas:

- vaso de boca ancha (puede servir un frasco de los usados en conservas)
- disolución acuosa de nitrato de plata NO_3Ag
- "arbolito de navidad" hecho con hilo de cobre
- paciencia

NOTA:

Si realizas el experimento en una capsula podrás observar los cristalitos de plata metálica con una lupa binocular.

-¿Has observado la aparición de una ligera tonalidad azulada?

¿A que se debe?

¿Qué pasaría si añadieses unas gotas de amoníaco?

1.2.-Reacción entre Hierro y Sulfato Cúprico.-



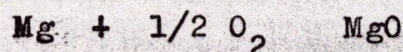
Necesitas:

- tubo de ensayo
- 3 o 4 c.c. de disolución acuosa de Sulfato de Cobre SO_4Cu
- puntas bien limpias
- posiblemente necesitarás calentar

-¿Cómo podrías rescatar el cobre formado?

¿Qué ocurriría si lo tratases con ácido nítrico?

1.3.-Reacción entre Magnesio y oxígeno.-



Necesitas:

- 2 o 3 cm de cinta de Magnesio
- pinzas para sujetar el metal
- mechero

NOTA:

El oxígeno lo "pone" el aire. !No tienes que preocuparte por él!

!Ah! !Cuidado con la vista!

-¿Qué ocurriría si tomases las "cenizas" de óxido magnésico MgO y lo disolvieses en agua? ¿Qué coloración tomaría la fenolftaleína?

1.4.-Reacción entre Cobre y Nitrate Mercurioso.-



Necesitas:

- monedas de peseta (límpialas bien)
- disolución acuosa de nitrate mercurioso $(\text{NO}_3)_2\text{Hg}_2$
- cápsula o vidrio de reloj

NOTA:

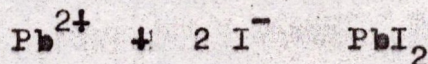
Una vez depositado el Mercurio sobre la moneda y amalgamado con el Cobre de ésta, prueba a sacarle brillo. !Tramposos y falsificadores, abstenerse!

1.5.-

En el Anexo encontrarás información detallada sobre otras reacciones. Te proponemos que intentes alguna de ella al final, si queda tiempo.

2.-PROCESOS DE PRECIPITACION-SOLUBILIZACION.-

2.1.-Reacción entre Nitrato de Plomo y Yoduro Potásico.-



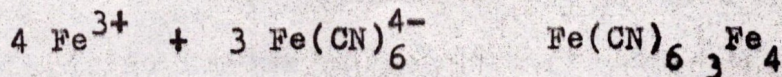
Necesitas:

- nitrato de plomo sólido
- yoduro potásico sólido
- caja de cerrillos vacía
- "energía de agitación", un poco de fé y ...!a-bracadabra!

NOTA:

Puedes intentar la reacción usando disoluciones de los citados reactivos. Observarás la formación de un precipitado. Calienta. ¿Desaparece (se solubiliza)? Si es así, observa a la luz mientras se enfría lentamente.

2.2.-Reacción entre Cloruro Férrico y Ferrocianuro Potásico.-



Necesitas:

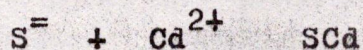
- disolución de cloruro férrico Cl_2Fe
- disolución de ferrocianuro potásico $\text{Fe}(\text{CN})_6\text{K}_4$
- papel o cartulina
- brocha o pincel
- pulverizador

Ayudándote de la brocha "da una mano" de ferrocianuro al papel y déjalo secar unos minutos. Con el "spray" puedes pulverizar cloruro férrico sobre el "lienzo". Con suerte e imaginación estarás pintando un hermoso cuadro abstracto.

NOTA:

Si realizas la reacción en tubo de ensayo, podrás solubilizar el precipitado añadiendo ácido oxálico. En tal caso habrás sintetizado tu propia tinta. Intenta escribir con ella los versos mas tristes esta noche...

2.3.-Reacción entre Sulfuro Sódico y Cloruro Cádrico.-



Necesitas:

- Sulfuro Sódico sólido
- Cloruro Cádrico sólido
- tubo de ensayo
- buena ventilación (y colonia a mano o perfume)

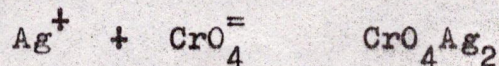
Disuelve unos cristallitos de cloruro cádrico Cl_2Cd en 2 o 3 c.c. de agua y añade un poco de sulfuro sódico sólido.

NOTA:

Otro procedimiento mas engorroso pero sin duda mas espectacular consiste en formar previamente ácido sulfhídrico a partir de sulfuro sódico sólido y ácido clorhídrico.

El gas formado SH_2 , con ayuda de un tubo de desprendimiento, se hace burbujear a través de la disolución de Cl_2Cd .

2.4.-Reacción entre Nitrato de Plata y Cromato Potásico.-



Necesitas:

- 2 o 3 c.c. de disolución de nitrato de plata
- disolución de cromato potásico
- tubo de ensayo

-¿Qué pasaría si, una vez formado el precipitado de cromato de plata, añades cristales de cloruro sódico? ¿Y si añadieras amoníaco?

2.5.- Ver anexo.- Se incluyen otras reacciones espectaculares que requieren mas tiempo y que puedes intentar al final.

3.-RECONOCIMIENTO DE IONES METALICOS MEDIANTE ANALISIS A LA LLAMA.-

Necesitas:

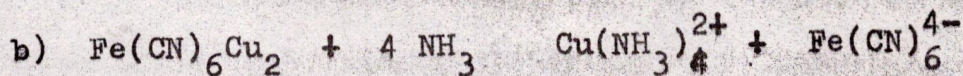
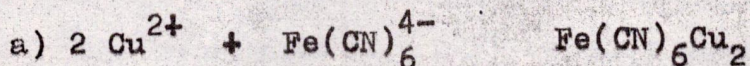
- disoluciones de los cloruros sódico, potásico, cálcico, estroncio, bórico y cúprico (iones Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} y Cu^{2+}).
- hilo de platino o nicromo (más asequible)
- mechero de buen tiro
- disolución de ácido clorhídrico 6 M.
- filtro azul

Moja el hilo en la disolución deseada y acércalo a la llama. Antes de probar con otra disolución deberás lavar el hilo con ClH 6 M. Al final si quieres puedes intentar con los tres iones alcalinotérreos simultáneamente. El ión potásico K^+ lo percibirás mejor ayudándete del filtro.

-¿Qué ocurriría si, por ejemplo, en lugar de cloruro cálcico tomases carbonato?

4.-PROCESOS QUE IMPLICAN LA FORMACION DE COMPLEJOS.-

4.1.-Reacción entre Sulfato Cúprico y Ferrocianuro Potásico.- Formación del Complejo amoniacal de Cu(II).-

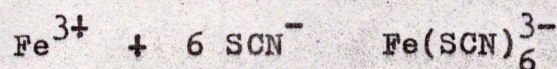


Necesitas:

- disolución de sulfato cúprico SO_4Cu
- disolución de ferrocianuro potásico $\text{Fe}(\text{CN})_6\text{K}_4$
- tubo de ensayo
- disolución de amoníaco NH_3

-¿Qué hubiera pasado si hubieras añadido directamente amoníaco sobre la disolución de sulfato cúprico?

4.2.-Reacción entre Cloruro férrico y Sulfocianuro Potásico.-

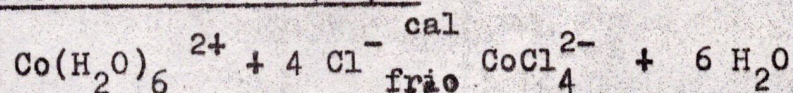


Necesitas:

- disolución de sulfocianuro potásico SCNK
- disolución de cloruro férrico Cl_3Fe
- papel o cartulina
- brocha o pincel

Impregna el papel con disolución de SCNK. Cuando esté seco, prueba a escribir mojando los dedos en cloruro férrico. La letra con sangre entra!

4.3.-Cloruro de cobalto (II).-



Necesitas:

- cloruro de cobalto Cl_2Co sólido
- tubo de ensayo
- mechero

Calienta unos cristallitos de Cl_2Co suavemente, hasta obtener coloración azulada.

-En algún texto de Ciencia Recreativa (por ejemplo en "EL TALLER DE LOS EXPERIMENTOS") proponen la utilización de este reactivo como "barómetro". ¿Cuál sería su fundamento?

NOTA:

La reacción es probablemente mas espectacular en disolución acuosa. Añade en este caso ácido clorhídrico. Quizás la energía solar sea suficiente para producir el cambio de color de rosa a azul. ¿Te sugiere algo?

5.-INDICADORES ACIDO-BASE.-

Necesitas:

- . disolución de ClH 0,1 M aprox.
- . disolución de NaOH 1 M aprox.
- . Indicadores ácido-base (algunos de entre los siguientes:
 - . Rojo Congo
 - . Fenolftaleina
 - . Tornasol
 - . Azul de Bromotimol
 - . Azul de Timol
 - . Azul de Bromofenol
 - . Papel pH (ind.universal)

Toma en un tubo de ensayo 3 o 4 c.c. de ácido clorhídrico y añade una o dos gotas del indicador deseado. Observa la coloración. Añade despues, gota a gota, hidróxido sódico percibiendo los cambios de color. No es necesario, ni mucho menos, probar todos los indicadores, pero si te parecen "pocos" te invitamos a que salgas al jardín, tomes una flor e intentes extraer de la misma "alguna sustancia coloreada" a ver si funciona como indicador ácido-base. Si lo deseas, tambien es posible diseñar indicadores mixtos mezclando varios de ellos; en este caso convendría pensar los colores que deseáramos percibir.

NOTA:

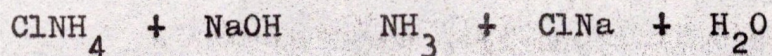
Si deseas hacer un estudio un poco mas serio sobre las zonas de "viraje" de los indicadores ¿cómo te planificarías el trabajo?

-Como aplicación divertida de los indicadores te proponemos el "juego de la tinta invisible" (ver Taller de los Experimentos). Escribe con fenolftaleina y revela el mensaje con vapores de amoniac o disolución diluida de amoniac o hidróxido sódico. (Se ruega cuidar el vocabulario!)

-Si lo deseas, al final, puedes rociar sobre papel o cartulina gotas de indicadores y, cuando se sequen, pulverizar con ácido y/o base diluida.

6.-PROCESOS QUE IMPLICAN DESPRENDIMIENTO DE GASES.-

6.1.-Reacción entre el cloruro amónico y la sosa caústica (hidróxido sódico).



Necesitas:

- cloruro amónico sólido ClNH_4
- disolución de sosa NaOH
- erlenmeyer
- tubo de seguridad
- tapón bihoradado
- tubo de desprendimiento
- probeta o tubo de ensayo ancho
- tapón horadado
- tubito de vidrio
- cristizador o recipiente de boca ancha
- fenolftaleína

Coloca en el interior del erlenmeyer unos gramos de Cloruro amónico ClNH_4 (sólido) y cierra con un tapón bihoradado. Por uno de los orificios pasa el tubo de seguridad (deberá llegar casi hasta el fondo del recipiente), por el otro, el tubo de desprendimiento. Recoge el gas formado en una probeta o tubo y cuando esté "llena" la tapas con el tapón horadado provisto de tubito de vidrio. Sumerge el tubito parcialmente en el cristizador que contendrá agua y gotas de fenolftaleína.

-¿Cómo funciona el tubo de desprendimiento?

¿Cómo sabemos que está "llena" la probeta de amoníaco y no de aire?

¿Cómo debemos recoger el gas: con la probeta hacia arriba o boca abajo?

¿Por qué asciende el agua desde el cristizador hasta la probeta?

¿Por qué se colorea la fenolftaleína?

6.2.-Reacción entre ácido clorhídrico y magnesio.-



Necesitas:

- 2 o 3 cm de cinta de Magnesio
- ácido clorhídrico (agua fuerte o sulfumán)
- tubo graduado de 50 C.C.

- . tapón horadado
- . cristizador o recipiente de boca ancha
- . indicador (anaranjado de metilo)

Echa en el tubo 4 o 5 c.c. de ácido clorhídrico concentrado y completa con agua hasta el borde, añadiendo también unas gotas de anaranjado de metilo. Fija en uno de los bordes del tapon horadado la cinta de Magnesio y cierra el tubo. Tapa el orificio con el dedo, invierte el tubo y sumerge la boca del mismo en el cristizador que contendrá agua.

- ¿Para que crees añadimos indicador? ¿Es realmente necesario en la reacción?
- ¿Guardará relación la cantidad de hidrogeno desprendido (el volumen puedes medirlo) con la cantidad de cinta de Magnesio?
- ¿Y la velocidad de reacción, de qué dependerá? ¿Cómo podrías estudiarla?
- ¿Cual es la presión del gas al finalizar la reacción?

NOTA:

El gas hidrógeno produce al arder "alguna que otra" explosión. Conviene tener cuidado para no prenderlo. Si deseas observar la combustión de este gas y la formación de vapor de agua te recomendamos veas el Anexo.

6.3.- Otras reacciones que implican gases, en el Anexo.

BIBLIOGRAFIA "QUIMICA MAGICA".-

1.-Artículos.-

- More interesting and colourful chemistry experiments.
R.A.Schibeci;D.Ammon;F.Farrell
School Science Review;Dec 1982;64,227, pp 311-316
- Chemistry is fun,not magic.
R.H.Hanson.
Journal of Chemical Education,Sep'1976,53,9,pp 577-578
- Jugando con indicadores.
A.Barral;J.Corominas;A.Gil;M.Izquierdo.
Cuadernos de Pedagogía;Oct. 1981;81-82,VII,pp 72
- Stimulating students with colourful chemistry.
I.J.Mc Naught; C.M. Mc Naught
School Science Review,1981;62,221,pp 655-666
- Favorite Demosntrations: A Merry Chemistree.
P.Vahjen
Journal of College Science Teaching,Dec-Jan 1984,XIII,3,pp 185

2.-Libros.-

- Nuevo manual de la Unesco para la Enseñanza de las Ciencias.
EDHASA;Barcelona 1978
- El Taller de los Experimentos.
Labor (Bolsillo Juvenil),Barcelona 1977
- Química inorgánica experimental.
H.Römp.
Ed.ARS,S.L.;Barcelona 1943
- Química Analítica Cualitativa.
F.Burriel;F.Lucena;S.Arribas.
Ed.Paraninfo,Madrid 1967
- Química,una ciencia experimental.Manual de laboratorio.
Chemical Education Material Study (CHEM)
Ed.Reverté,Barcelona 1978.
- Química.Colección de experimentos.
Nuffield Foundation.
Ed.Reverté;Barcelona 1971
- Química.Curso Modelo.Fases I y II:Curso Básico.
Nuffield Foundation.
Ed.Reverté;Barcelona 1970
- Manual de prácticas de Química.
ENOSA
Madrid,1964

Los estudios de Boyle marcan el final de los términos "alquimia" y alquimista. Boyle suprimió la primera sílaba del término en su libro "El químico escéptico" publicado en 1.661.

Boyle era "escéptico" porque ya no estaba dispuesto a aceptar ciegamente las antiguas conclusiones que se habían deducido de los primeros principios. Le desagradaban especialmente los antiguos intentos de identificar los elementos por medio de meros razonamientos. En lugar de ello, definió los elementos de una forma real, práctica : UN ELEMENTO ES UNA DE LAS SUSTANCIAS SIMPLES PRIMARIAS DE LAS CUALES SE COMPONE EL UNIVERSO. Si una sustancia podía descomponerse en sustancias más simples, no se trataba de un elemento.

Desde los tiempos de los griegos se consideraba la existencia de cuatro elementos : AGUA, AIRE, FUEGO y TIERRA. Y aún en 1.770 había quienes se aferraban a esta concepción griega de los elementos, y mantenían que la transformación era posible, puesto que el agua se transformaba en tierra calentándola durante mucho tiempo.

GRUPO 1

Nos trasladamos al siglo XVIII y vamos a ver si la concepción griega del agua como elemento es cierta. Diseña y realiza un experimento para comprobarlo.

GRUPO 2

Viajamos en el tiempo y estamos en el siglo XVIII, ¿ es cierta la tramutación de agua en tierra? Compruébalo experimentalmente

GRUPO 3

a).- Dada una sustancia cuyo nombre desconocemos. Veamos si se puede descomponer por acción del calor. ¿Es un elemento según el concepto de Boyle? ¿De qué sustancia podría tratarse?.

b).- Dada una sustancia cuyo nombre desconocemos, veamos si se puede descomponer por acción de la corriente eléctrica. ¿Es un elemento según el concepto de Boyle? ¿De qué sustancia podría tratarse

GRUPO 4

¿Es la tinta un elemento? Diseña algún experimento y realízalo.

2

BIBLIOGRAFIA

- 1.- "Breve historia de la Química". I. Asimov. Alianza Editorial. Madrid 1.975.
- 2.- "Nuevo manual de la Unesco para la Enseñanza de las Ciencias" Ed. Edhasa. Barcelona 1.978.
- 3.- Química. Colección de Experimento. "The Nuffield Foundation" Ed. Reverté. Barcelona 1.971.

GRUPO 1

Colocar agua en un vaso de precipitados, añadir 2 ó 3 ml de ácido sulfúrico diluido ó de solución diluida de sulfato sódico. Introducir los electrodos y colocar sobre ellos dos tubos graduados. Conectar ambos electrodos a una fuente de corriente.

GRUPO 2

Calentar el agua en un recipiente.

Calentar el agua en un aparato de destilación, una vez montado.

Compara los resultados obtenidos.

GRUPO 3

a).- Poner una porción de la sustancia en cuestión en un tubo de ensayo que vaya dotado de un tapón provisto de tubo de desprendimiento. Sujetar con una pinza el tubo de ensayo, de forma que el extremo inferior del tubo de desprendimiento quede por debajo del nivel del agua contenida en un vaso ancho. Llenar un tubo de ensayo con agua e invertirlos sobre él. Calentar suavemente, teniendo cuidado de calentar sólo la parte más baja del tubo.

b).- Fundir la sustancia en cuestión en una cápsula de porcelana. Una vez fundida colocarla en un vaso de precipitados. Introducir los electrodos y conectarlo a una fuente de corriente.

GRUPO 4

- Cortar una tira de papel algo más corta que el tubo. A unos dos centímetros del borde inferior colocar una gotita, la menor posible, de la tinta a ensayar (utilizar un capilar) y esperar que seque. Introducir la tira en el tubo, donde se habrá colocado unos ml del disolvente elegido. Tapar bien el tubo y esperar a que el disolvente suba hasta cerca del borde superior de la tira. Sacarlo y dejarlo secar.

Repetir la operación con una placa de cromatografía.

¿CÓMO SE IDENTIFICAN LAS SUBSTANCIAS?

Mariona Espinet/Mercè Izquierdo

Experiencia que presentamos una parte importante de la formación de la asignatura de química del Colegio Sant Gregori de Barcelona en BUP y COU. La realizaron alumnos que han ido ya un curso de química, en 8.º de EGB, con una orientación parecida⁽¹⁾. Las actividades prácticas que realizaron los alumnos de EGB, y que realizaron los alumnos de BUP, van encaminadas a facilitar la unificación de teoría y práctica, del símbolo y la nomenclatura, de tal manera que ésta quede clarificada por el formalismo, que adquiere su auténtico significado al ser utilizado una y otra vez para explicar (interpretar) la realidad.

En esta experiencia, los alumnos de 2.º de BUP estudian las propiedades y características de algunas sustancias, que se han seleccionado porque son relativamente frecuentes en los laboratorios de química y en los fenómenos cotidianos y de química recreativa. La observación del aspecto de las sustancias, y de los cambios que sufren frente a diversos estímulos, debe ser realizada con una precisión que conduzca a una determinada manera de "ver" los fenómenos. Debe, además, ser comunicada con un nuevo lenguaje, distinto al habitual, que por él mismo actúa como instrumento eficaz de análisis del fenómeno.

El alumno conoce ya, al empezar esta práctica, la teoría atómica de Dalton y sabe formular las sustancias más corrientes; sabe establecer una relación sencilla entre el estado de agregación de una sustancia y su temperatura, y entre su estructuración y sus propieda-

des físicas específicas. La existencia de iones como componentes de los sólidos salinos y la teoría de la disociación iónica de Arrhenius se presenta y se aprende durante su realización. Todos estos modelos, muy sencillos, son los que dan un sentido específico al lenguaje que aprenderá a utilizar para describir los numerosos y variados fenómenos que observa.

A partir de esta práctica, el alumno elabora su propio "libro" de datos, que, enriquecido con otros trabajos bibliográficos complementarios, con la discusión en clase y con la aportación de los otros alumnos del curso, se irá convirtiendo en un manual de química descriptiva, imprescindible para la clase de prácticas o para realizar ejercicios de simulación de prácticas.

Procedimiento

Los alumnos estudian cuatro sustancias, trabajando por parejas. Las propiedades que se estudian para cada sustancia son las siguientes: punto de fusión, dureza, densidad (que se consulta en un libro de datos), la solubilidad en agua y en éter de petróleo, la conductividad, la conductividad de la solución acuosa, si la hay (con un téster), el comportamiento de la sustancia al ser calentada, el pH de la solución acuosa, con papel indicador universal, el comportamiento de la solución acuosa de las sustancias frente a los reactivos: HCl (aq, 1 mol/l), H₂SO₄ (aq, 1 mol/l), HNO₃ (aq, 1 mol/l), NaOH (aq, 1 mol/l), BaCl₂ (aq, 0,5 mol/l), AgNO₃ (aq, 0,01 mol/l) (si la sustancia no es soluble en agua, se ensaya el comportamiento del sólido, frente a la solución acuosa del reactivo).

Antes de empezar la práctica, se coloca un gran mural en el laboratorio, en el que se recogen las propiedades de los reactivos y en el que se irán apuntando las propiedades observadas, después de ser comentadas en clase. Se procura que las sustancias estén relacionadas entre sí; por ejemplo, que sean compuestos de un mismo metal o que posean un mismo anión; de este modo la discusión de los resultados es más interesante. Se hace muy evidente la permanencia del "metal" en sus distintos compuestos y el comportamiento independiente de los iones en solución acuosa.

Los grupos de sustancias experimentadas han sido estos:

Hg	Cu	Pb	Fe	S*	I ₂ *	Zn
ZnO	HgO	CaO	CuO	CaCO ₃	CuSO ₄	PbO
FeCl ₃	ZnSO ₄	KClO ₃	NH ₄ Cl	CuCl ₂	NH ₄ NO ₃	Fe ₂ (SO ₄) ₃
PbCO ₃	Pb(NO ₃) ₂	CuCO ₃	KMnO ₄	(NH ₄) ₂ SO ₄	ZnCl ₂	Na ₂ CO ₃

Las sustancias señaladas con un asterisco han sido estudiadas sólo parcialmente y bajo la guía del profesor. Nunca han sido estudiadas todas las sustancias en un solo curso.

Se indica al alumno la manera de proceder y de describir el sistema en su estado inicial y en su estado final. Los resultados obtenidos se discuten en clase y se pasan al mural. El material necesario es mínimo: tubos de ensayo, espátula, varilla de vidrio, papel indicador, un crisol, un mechero y una colección de goteros con las soluciones de los reactivos. Se necesita un solo "tester" por clase.

Comentario de los resultados

Destacamos tres aspectos fundamentales de nuestra experimentación.

- La descripción de las propiedades físicas de las sustancias: aspecto, estado a temperatura ambiente, solubilidad, conductividad del sólido y de la solución, acidez de la solución acuosa, etc.

- Efecto del calor sobre las sustancias: combustión (oxidación), descomposición, cambios de fase.

- Interpretación de los cambios producidos por la interacción de la solución acuosa de la sustancia con las soluciones acuosas de los reactivos.

Si la sustancia es insoluble no se estudia la interacción con BaCl₂; y la interacción con AgNO₃ se estudia sólo con los metales.

Conclusiones

Los aspectos a destacar en la discusión de los resultados, agrupados según los tres apartados anteriores, son los que siguen a continuación.

- Ante todo, es importante leer bien la fórmula de la sustancia que se va a estudiar; de esta forma ya sabemos los átomos que ella aportará a los productos de su reacción con otras sustancias, y si se podrá descomponer o no.

Se observa que sólo los metales son conductores. Las soluciones acuosas de

todas estas sustancias son también conductoras. Podemos proponer ya un modelo de estructura común a todos los metales, y otro, común a todas las soluciones iónicas. Este último es muy interesante, y nos permite escribir, por ejemplo: $\text{NaCl}_{(aq)} \rightarrow \text{Cl}^{-}_{(aq)} + \text{Na}^{+}_{(aq)}$. A partir de este momento, podemos referir las propiedades de las disoluciones a las de sus iones, y así lo haremos.

Vemos que las soluciones de muchas sales (Na₂CO₃, Cl...) son ácidas o básicas. Esto sorprende de momento, pero no se explica; simplemente se relaciona la aparición de color rojo en el papel indicador universal con un aumento en la [H₃O⁺] respecto en la concentración de OH⁻. Así, se puede escribir: $\text{CaO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{OH}^{-}_{(aq)} + \text{Ca}^{2+}_{(aq)}$, ya que el sólido se ha disuelto y la solución es conductora y es básica. ¿No es ésta una bonita manera de expresar el cambio que se ha producido en la interacción de CaO y H₂O?

La mayoría de los óxidos de metales son insolubles en agua; antiguamente se llaman "tierras" y se utilizaban en la fabricación de pinturas.

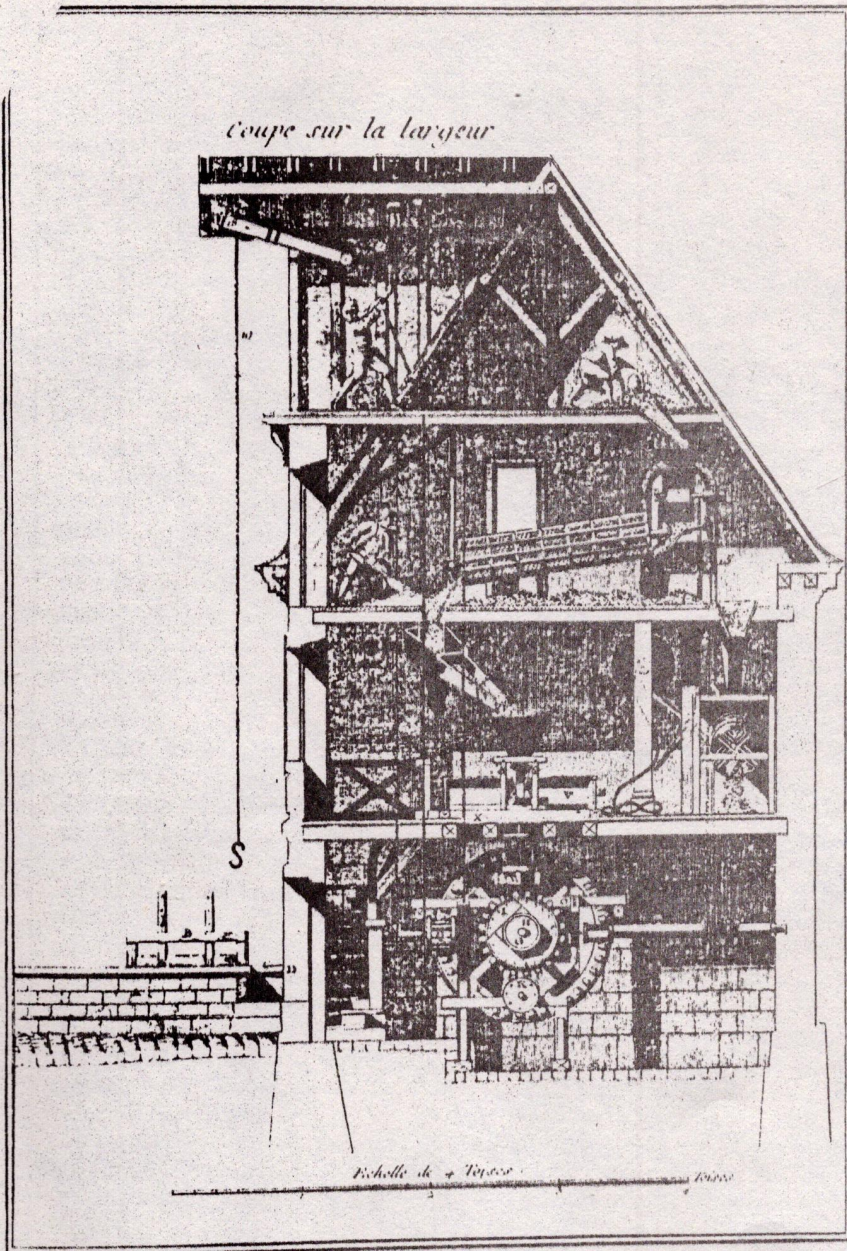
- Las sales y los óxidos se han calentado en un tubo abierto, que se pesa antes y después del calentamiento; los metales se calientan en un crisol o sobre un trozo de maceta. En este punto se discuten especialmente los cambios de masa que se observan, que nos obligarán a seguir la pista de las sustancias que se han escapado o las que se han añadido. Nos interesa mucho que en este momento los alumnos "vean" el aire y la intervención en los cambios de las dos sustancias más activas que contiene, el oxígeno y el dióxido de carbono; precisamente así empezó la química su camino como ciencia, con Lavoisier.

El breve espacio de que disponemos nos impide una explicación más detallada del procedimiento seguido para identificar los productos resultantes; al final del artículo se indican las reacciones de reconocimiento más importantes. En algunos casos, los productos de una reacción son sustancias que están siendo estudiadas por otro grupo de alumnos; sus propiedades

aparecen en el mural y este dato ayuda a la identificación. En todos los casos procuramos que el mismo lenguaje químico (las fórmulas) actúe como una ayuda en la identificación: ya sabemos más o menos lo que buscamos. Por ejemplo: al calentar PbCO₃ aparece un sólido amarillo y disminuye la masa. El sólido amarillo podría ser óxido de plomo, estudiado por otro compañero y que aparece en el mural, ya que experimenta los mismos cambios de color, a naranja, cuando se le calienta. ¿Cuál es la otra sustancia que se ha formado? Ya sabemos que es un gas, porque no la vemos. Si escribimos; $\text{PbCO}_3 \rightarrow \text{PbO} + ?$ podemos pensar que, con mucha probabilidad, se tratará de CO₂. Podemos comprobarlo, ya que sabemos conocer este gas por el enturbiamiento que provoca al pasar por una solución de Ca(OH)₂. Por lo tanto, la ecuación es $\text{PbCO}_3 \rightarrow \text{PbO} + \text{CO}_2$.

Resulta también importante diferenciar el cambio de fase (NH₄Cl sublima, FeCl₃ funde, KClO₃ funde y se descompone...) de la reacción. Es interesante el distinto comportamiento del Zn, según su estado de subdivisión: si se calienta granalla de Zn, funde; si se calienta Zn en polvo, se quema. También es digna de comentario la desaparición de las sales amónicas (que no tienen "base" metálica), y la estabilidad de los óxidos de metal (las "tierras"), que no cambian al ser calentadas. III En este apartado, la interpretación del cambio se hará por la identificación de las sustancias que precipitan al mezclar las dos soluciones, o la identificación de los gases que se desprenden (cuando la recombinación de los iones presentes en la solución produce una sustancia insoluble o gaseosa)⁽²⁾. Merecen una especial atención los cambios ácido-base, que se estudian a partir de la observación rigurosa del cambio en la acidez de la solución del CaO al añadirle HCl, HNO₃, H₂SO₄. La "disolución" de los óxidos y de los metales en ácido obliga a buscar el producto formado, evaporando la solución final.

La reacción de KClO₃ con HCl da un resultado sorprendente: el cloro que se desprende se reconoce por su olor y se hace difícil interpretar su aparición. A partir de esta observación se habla de reacciones discutidas en el segundo apartado, así como la reacción AgNO_{3(aq)} con los metales; se destaca la diferencia que hay entre todas ellas y las producidas por un simple reordenamiento de iones.



Reacciones de reconocimiento que se utilizan

- $O_{2(g)}$ - aviva la llama
- $CO_{2(g)}$ - enturbia el $Ca(OH)_{2(aq)}$
- $NH_{3(g)}$ - olor característico
- $NO_{2(g)}$ - color marrón
- $Cl_{(aq)}$ - precipita $AgCl$, al añadir
- $SO_{4(aq)}^{2-}$ - precipita $BaSO_4$, al añadir
- $CO_{3(aq)}^{2-}$ - efervescencia, al añadir un ácido
- $Cl_{2(g)}$ - olor a lejía
- $H_{2(g)}$ - combustión con O_2 , mezcla tonante
- $Fe^{3+}_{(aq)}$ - azul con $Fe(CN)_6^{4-}$, rojo con N^-
- $Cu^{2+}_{(aq)}$ - azul; el color se intensifica al añadir NH_3 .

Evaluación de la experiencia

Esta experiencia es larga y ocupa gran parte del curso. Resulta interesante por la gran variedad de cambios que se observan y por la discusión que provoca; a partir de los resultados obtenidos, se van explicando en clase todos los temas del programa de química de 2.º y 3.º de BUP, y alguno de física (los temas de física son los que refieren al calor, electricidad y energía, y configuran la teoría del enlace químico y de la estructura de la materia).

Al final de curso, los alumnos realizan un examen práctico que consiste en reconocer una sustancia problema, que es una de las que se ha estudiado en clase. El reconocimiento incluye la capacidad de escribir en forma de

ecuación química todos los cambios que han observado, al estudiar el comportamiento de la sustancia, frente a los estímulos antes anumerados. El alumno puede llevar al examen una hoja de apuntes: la elaboración de este resumen demuestra a veces una capacidad de síntesis y de organización muy notables. Evidentemente, lo que se pretende con esta experiencia no es que el alumno memorice las propiedades de unas cuantas de las muchísimas sustancias que existen, sino que aprenda a contemplar las cosas a la manera de los químicos; y esto significa que es capaz de escribir lo que observa mediante una ecuación química.

A partir de esta experiencia los alumnos realizan otros ejercicios que les resultan divertidos: identifican el contenido de botellas sin etiqueta, a partir de la mezcla sistemática de soluciones que contienen (saben cuáles son, pero no cuál es cuál); planificar experimentos de química recreativa para sus compañeros de cursos inferiores, en los que ellos intervienen, etc... Por ejemplo: tintas invisibles, volcanes $NH_4NO_3 + Zn$ y una gota de agua, $Na_2CO_3 + HCl + jabón$, calentar $KClO_3 + papel...$, dibujos que cambian de color al ser calentados ($CuCl_2$, $CoCl_2...$), obtención de cristales de plata, plomo o cobre, cristalizaciones, etc.

La orientación didáctica iniciada en 8.º de EGB y reemprendida con esta práctica se continúa en 3.º de BUP y COU. Debemos decir que la adquisición de un conocimiento experimental de la química descriptiva resulta difícil, debido a la diversidad de propiedades de las sustancias que aparecen en los libros de texto de estos niveles; son las que deberían constituir el entorno de los alumnos pues constituyen el mundo que deben aprender a interpretar.

Quizás esta dificultad desanime a algunos profesores a seguir este planteamiento. Sin embargo debemos decir que, a pesar de todo, hemos conseguido resultados muy notables, tanto en contenidos aprendidos, como en motivación por parte de los alumnos respecto al estudio de la asignatura.

M.E./M.I.

NOTAS

(1) Ver artículo *Por una química de los materiales*. Cuadernos de Pedagogía, n.º 94, pág. 61, 1982

(2) En 3.º de BUP y COU estos cambios se estudian con ayuda de la constante de equilibrio.

7

POR UNA QUÍMICA DE LOS MATERIALES

MERCE IZQUIERDO
MARIONA ESPINET

Presentación

¿Cómo es posible que muchos de nuestros alumnos, incluso los más esmerados, sean incapaces de interpretar los fenómenos químicos reales? ¿A qué se debe el elevado porcentaje de suspensos en químicas y la aversión de un gran número de alumnos hacia esta asignatura, que consideran árida y difícil? Estas son preguntas que muchos profesores de química (sobre todo los más veteranos) nos hemos hecho alguna vez; y somos también muchos los que hemos creído que nuestras dificultades se debían a que la enseñanza tradicional de la química era demasiado teórica y alejada del laboratorio. Pensamos que era necesario un profundo cambio en su metodología y en sus objetivos, a fin de adecuarla a las posibilidades de aprendizaje de los adolescentes... y nos dimos cuenta de que la química que se enseña fuera del laboratorio, simplemente, no es química, no algo lejanamente relacionado con ella.

Los alumnos empiezan a estudiar química a los 13 años en 8.º de EGB. No podríamos fijar como objetivo principal en esta etapa, conseguir que el alumno se sienta (esté) siempre activo, despertando su interés por el fenómeno químico, que ha de aprender a observar con espíritu científico? Cómo consecuencia, el alumno conocerá su-

Presentamos a continuación un grupo de prácticas que se han realizado con alumnos de 8.º de EGB de la escuela "S. Gregori" de Barcelona. En ellas el alumno va aprendiendo a "ver" los fenómenos químicos: a diferenciar los materiales, clasificándolos por su comportamiento como sustancias (elemento y compuesto), mezcla o disolución; a diferenciar las sustancias por sus diferentes propiedades características; a describir los cambios producidos por la reacción química mediante ecuaciones químicas que, por su sencillez, permiten de una vez por todas aclarar la aparente confusión que producen siempre los cambios químicos de los materiales.

ficiente química como para cumplir los requisitos del programa oficial y, además, podrá utilizar sus conocimientos para interpretar fenómenos de la vida real y para resolver algunas cuestiones prácticas ya que —he aquí lo más importante— habrá realizado su aprendizaje en contacto con el fenómeno real.

Para conseguir este objetivo (y en eso creo que todos estamos de acuerdo) es necesario trabajar mucho más en el laboratorio que en clase. Sin embargo, a nuestro entender, esto no resulta tan sencillo; existe una gran dife-

rencia entre la experimentación en física o en biología, que se vincula fácilmente con la explicación teórica, y la experimentación química, que se presenta a menudo como un caos indescifrable. Las dificultades principales con las que se encuentran los alumnos se deben a lo poco que conocen los materiales: todas las sustancias químicas les parecen iguales, y con razón, ya que es más fácil distinguir una mariposa de un murciélago, que el nitrato de plomo del azúcar. Como consecuencia, el lenguaje químico sutilmente diferente del lenguaje de la calle y especialmente inventado para dar razón de las particularidades del comportamiento químico de las sustancias, tiene muy poco sentido para ellos. A partir de ahí, ya son inútiles las explicaciones del profesor e incluso los experimentos en el laboratorio: se ha roto (o no ha existido) la vinculación entre el lenguaje y la realidad: alumno y profesor no ven lo mismo cuando miran un fenómeno determinado (1).

Tras estas consideraciones, proponemos una enseñanza de la química que comience por un estudio atento de los materiales; la necesidad de explicar algunas de sus peculiaridades hará necesario utilizar un lenguaje determinado, a menudo cuantitativo; que se ha de ir introduciendo poco a poco y que, cada vez más, será el que se utilice

para describir los fenómenos químicos, ya que es el único que de una manera maravillosa resume y contiene la información acumulada durante siglos referente a la manera de comportarse de las sustancias. El estudio de los materiales queda así "lastrado de teoría" y va configurando la forma de pensar característica de los químicos.

Propiedades características de algunas sustancias

Objetivos

El conocimiento de las propiedades que permiten diferenciar unas sustancias de otras es imprescindible si se quiere profundizar en la interpretación de los fenómenos químicos que cotidianamente nos rodean.

Para conseguir este importante objetivo vamos a trabajar con una lista de las sustancias más corrientes que intervienen en los fenómenos escogidos, junto con sus propiedades características. Esta lista no pretende ser una "enciclopedia" sino una herramienta que debe adaptarse a las necesidades del momento. Las sustancias escogidas, entre elementos y compuestos, son 24. Las propiedades características escogidas son las que permiten una identificación más rápida: color, propiedades magnéticas, alguna propiedad química, temperatura de fusión y de ebullición...

Descripción de la experiencia

El trabajo en el laboratorio es el siguiente: cada grupo de tres chicos tiene una lista de propiedades (pero no sabe a qué sustancia asociarlas) y un conjunto de tubos de ensayo con el nombre de la sustancia que contiene. Su trabajo consiste en encontrar el conjunto de propiedades correspondiente a cada sustancia. Cuando los chicos estén más familiarizados con las sustancias y sus propiedades, se puede invertir el proceso y asociar a cada sustancia su nombre mediante la identificación de sus propiedades características.

Substancias seleccionadas

Elementos: azufre, carbono, oxígeno,

hidrógeno, yodo, estaño, cobre, plomo, hierro, cinc.

Compuestos: cloruro de sodio, alumbre, sulfato de cobre (hidratado), carbonato de calcio, carbonato de cobre, carbonato de cinc, ácido clorhídrico (sulfumán), hidróxido de sodio, acetona, alcohol etílico, almidón, dióxido de carbono.

¿Qué pasa cuando ponemos dos sustancias en contacto?

Objetivos

Hasta ahora los chicos han trabajado con diferentes materiales y han actuado sobre ellos, aislándolos del entorno, para diferenciarlos y clasificarlos. Los materiales también pueden interaccionar entre sí, provocando cambios físicos o químicos, para formar así nuevos tipos de materiales.

Con esta experiencia se pretende que el chico:

- diferencie la acción de mezclar, la de reaccionar y la de disolver dos sustancias;

- aumente la precisión del lenguaje en la interpretación de estos fenómenos y pueda asociar correctamente los términos: mezcla, disolución, sustancia, material homogéneo y heterogéneo, cambio físico y químico, a los fenómenos que le corresponden;

- aumente la capacidad de observación;

- conozca nuevas sustancias.

Para conseguir los anteriores objetivos es necesario que el chico haya trabajado previamente lo siguiente: las mezclas, las disoluciones, definiciones operacionales de sustancia y diferenciación de cambio físico y químico. En esta experiencia el chico habrá de relacionar todos estos términos.

Descripción de la experiencia

Las sustancias que se pondrán en contacto para interpretar los cambios que se producen son:

1. $\text{NaCl (s)} + \text{CaSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O (s)}$ (cloruro de sodio + sulfato de cobre hidratado).

2. $\text{NaCl (s)} + \text{H}_2\text{O (l)}$ (cloruro de sodio + agua).

3. $\text{KAl (SO}_4)_2 \text{ (s)} + \text{H}_2\text{O (l)}$ (alambre + agua).



4. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (l)} + \text{H}_2\text{O}$ (alcohol etílico + agua).

5. $\text{CCl}_4 \text{ (l)} + \text{H}_2\text{O (l)}$ (tetracloruro de carbono + agua).

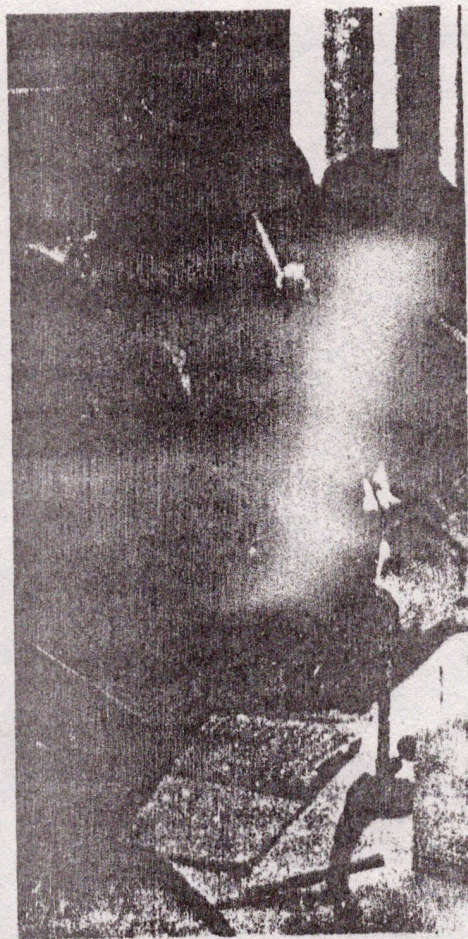
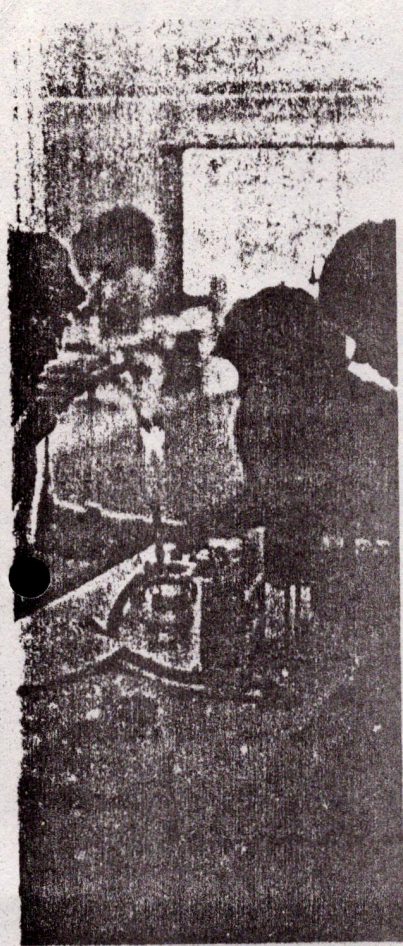
6. $\text{Zn (s)} + \text{HCl (aq)}$ (zinc + ácido clorhídrico en disolución).

7. $\text{KI (s)} + \text{Pb (NO}_3)_2 \text{ (s)}$ (yoduro de potasio + nitrato de plomo).

Comentarios y conclusiones

Cada uno de estos experimentos se discute en el grupo clase.

Hemos considerado de gran interés la introducción de la medida de alguna magnitud física, en cada una de estas experiencias, por varias razones. En primer lugar, porque así los chicos empiezan a desarrollar el hábito de la medida; en segundo lugar, porque los valores que obtienen a menudo contradicen lo que los chicos piensan sobre el fenómeno y, finalmente, porque permite encontrar nuevas propiedades de las sustancias solamente detectables a partir de la medida, como por ejemplo la densidad.



experimento 1 tiene como objetivo reconocer una mezcla como un sistema heterogéneo en el que sus componentes no han interactuado: *no pasa nada*, suelen decir los

En los experimentos 2 y 3 conducen una discusión sobre la diferente solubilidad de las sustancias en un mismo disolvente. Para poder comparar la solubilidad, los chicos escogen una "pasta de masa" aproximado: n.º de "partículas" de sustancia cogidas con una pipeta (tégase en cuenta que las densidades de las sustancias cristalinas que trabajan oscilan entre 1 y 2 g/cm³).

El aumento de la temperatura de la disolución sorprende a los chicos y algunas de las causas atribuidas son las siguientes: *"el cloruro de sodio debía estar caliente"*, *"al agitar el tubo para bajar la sal, lo calentamos con la mano"*, *"al añadir el cloruro de sodio a ésta se hace más densa y por eso coge más calor"*... La mayoría de las variables que introducen pueden ser explicadas por una investigación

complementaria de los chicos.

- La disolución obtenida al poner en contacto alcohol y agua en el experimento 4, causa bastante impacto, a pesar de la sencillez de la experiencia. Algunas de las cuestiones que suelen surgir son las siguientes: *"¿se puede disolver un líquido en otro líquido?"*, *"¿cómo sabemos si hay un soluto?"*, *"¿cómo podemos separar los dos líquidos?"*, *"¿cuál se evaporará primero al calentar?"* Este es el momento para realizar destilaciones fraccionadas de líquidos corrientes.

Al medir los volúmenes de los dos líquidos que se ponen en contacto y el volumen final de la disolución obtenida, se observa que éste es más pequeño que la suma de aquéllos. La comprensión de este hecho es imposible en este momento. Pero esto no impide una discusión sobre sus posibles causas, que será de gran provecho para cuando más adelante sea tratado el tema de la estructura de la materia.

- El experimento 5 pone en evidencia la inmiscibilidad de los líquidos y permite una discusión sobre la dife-

9
rencia de densidades y las condiciones de flotación.

- Los experimentos 6 y 7 muestran el cambio químico por formación de nuevas sustancias de propiedades características diferentes. No interesa en este momento la identificación de los productos sino el reconocimiento del cambio químico.

El aumento de la temperatura en uno de los sistemas que reaccionan sorprende mucho a los chicos: *"¿de dónde sale el calor?"*

Para asociar correctamente un fenómeno a una palabra o grupo de palabras, se insiste en la verbalización de lo que observan. Al final de esta experiencia el chico ha de ser capaz de llenar los huecos de la frase siguiente para éste y otros fenómenos similares:

Al poner en contactocon se produce un materialque es..... Realizo la acción de

Evaluación del rendimiento

Para evaluar el rendimiento de los alumnos se realiza un ejercicio práctico que consta de dos partes. En la primera el chico ha de identificar un material como una mezcla, disolución o sustancia. En la segunda, ha de describir lo más ampliamente posible el cambio químico que él mismo produce, a partir de la identificación de los reactivos que utiliza y los productos que obtiene.

M.I./M.E.

NOTAS

- (1) PLEYAN, Carmen; NOGALES Victoria
Lenguaje y pensamiento en la transmisión del conocimiento científico
Cuadernos de Pedagogía, n.º 67-68, 1980

BIBLIOGRAFIA

- C.B.A.
Sistemas químicos
Ed. Reverté. Barcelona, 1966
IZQUIERDO, Mercè
Prácticas i problemas de química de 2.º de BUP
Ed. del Mall. Barcelona, 1979
GRUP RECERCA
Projecte Faraday
ICE de la Universidad Autónoma de Barcelona, 1980
SELINGER, Ben
Chemistry in the market place
Ed. John Murray. Londres, 1980

CROMATOGRAFIA

UNA EXPERIENCIA DE LABORATORIO PARA BIOLOGIA DE C.O.U.

Juan Sánchez Ballesteros

Esta experiencia que se expone a continuación, tiene como objetivo primordial la introducción, en el curso de Biología de C.O.U., de una de las técnicas de separación de sustancias más empleada en investigación dentro de los campos de la Biología, Bioquímica y Productos naturales.

Distintas técnicas de separación

Responde a la intención de realizar en el Curso de Orientación Universitaria unas prácticas más acordes con lo que verán posteriormente en la Universidad. En otros cursos de B.U.P. se han estudiado otras técnicas de separación de los componentes de una mezcla atendiendo a algunas de las propiedades físicas o químicas de cada sustancia, como por ejemplo, separación de las limaduras de hierro de una mezcla de éstas con arena de mar, seca y lavada, por aplicación de un imán, atendiendo a las propiedades magnéticas de las limaduras de hierro; o la separación de una mezcla de arena de mar en agua por filtración, atendiendo a los distintos estados físicos de los componentes y a la insolubilidad existente entre ellos. Cuando éstos son solubles (sal y agua) la separación se puede hacer por evaporación (destilación) del componente líquido. Sin embargo, cuando cada uno de los componentes de la mezcla se parecen progresivamente en sus propiedades físicas y químicas, la separación se va haciendo cada vez más difícil. Así, una mezcla de éter etílico (p.e. 35°C), etanol (p.e. 78°C) y anhídrido acético (p.e. 136°C) puede ser separada fácilmente por destila-

ción; sin embargo cuando en la mezcla se tiene acetona (p.e. 56°C) y metanol (p.e. 65°C), cloroformo (p.e. 61°C) y tetracloruro de carbono (p.e. 77°C), ácido acético (p.e. 118°C) y anhídrido acético, ciclohexano (p.e. 81°C) y benceno (p.e. 80°C), etanol y agua (p.e. 100°C), etanol y benceno, acetato de etilo (p.e. 77°C) y etanol, etc... la separación de cada componente presenta gran dificultad, ya que además de que los intervalos de ebullición son muy próximos, en algunas de las mezclas indicadas se pueden formar azeótropos binarios, que son mezclas de dos componentes y cuya principal propiedad es que destilan como un componente puro a una temperatura de ebullición que es aproximadamente media de entre la de los componentes que forman el azeótropo. Como ejemplo pueden citarse los siguientes azeótropos binarios: el formado por etanol (95.57%) — agua (4.43%) destila a 78°,15 C; etanol (32.27%) — benceno (67.63%) destila a 68°,24 C; acetona (86.5%) — metanol (13.5%) destila a 56°C; acetato de etilo (69.4%) — etanol (30.6%) destila a 71°,8 C; ciclohexano (45%) — benceno (55%) destila a 77°,8C, etc...

En la técnica que vamos a estudiar se evitan la mayoría de estos problemas, pudiendo, tanto, aplicarse a la separación de los componentes de una

mezcla cuyas sustancias poseen propiedades físicas y químicas parecidas. Esta técnica se denomina *Cromatografía* y consiste en la separación de cada uno de los componentes de una mezcla de solutos en función de las diferentes velocidades con que se mueve cada una de las sustancias, a través de un medio poroso arrastrado por un disolvente en movimiento.

El empleo de esta técnica se debe probablemente al biólogo ruso Tswett, quien en el año 1906 separó una serie de pigmentos vegetales cromatográficamente. Su experiencia, primera en este campo, consiste en pasar a través de una columna larga de vidrio, de algunos centímetros de diámetro, rellena de sulfato cálcico finamente dividido y provista de llave en el extremo inferior, una mezcla de pigmentos verdes en éter de petróleo; a medida que avanza el disolvente (eluyente) aparecen una serie de bandas horizontales, cada una de ellas con un color diferente, que corresponden a cada uno de los pigmentos de la mezcla y que indican que ha habido una separación a lo largo de la columna.

Tswett denominó a este fenómeno separación cromatográfica (cromatografía significa escribir en color). Posteriormente se ha estudiado más detenidamente ésta y otras experiencias análogas, observando que la separación de los distintos pigmentos se debe a la diferente afinidad de absorción de tales pigmentos hacia el yeso, de forma que los pigmentos que se absorben más rápidamente avanzan en el frente de la columna con más rapidez a lo largo

de la columna que los que lo hacen con mayor fuerza. El experimento de Tswett fue la primera aplicación de un tipo de cromatografía denominada de *absorción*; éste no es el único tipo de cromatografía que se conoce, sino uno de los cinco tipos de cromatografía que existen, en función del tipo de proceso que se lleva a cabo en dicha técnica.

Un segundo tipo de cromatografía es la denominada cromatografía de *reparto*, introducida por Martin y Syngge, que consiste en la separación de una mezcla de sustancias mediante el reparto existente entre el eluyente y la fase estacionaria sobre un sólido adecuado. Para las separaciones se pueden utilizar los materiales empleados en la de absorción; sin embargo, los medios usados en estas columnas contiene una cierta cantidad de agua y separaciones que en ellas se llevan a cabo depende de la distribución continua (o coeficiente de reparto) de los componentes de la mezcla a separar: el agua de la columna absorbida en el medio poroso y el disolvente que fluye continuamente hacia la parte inferior. Este tipo de cromatografía es particularmente interesante para los compuestos solubles en agua y ha alcanzado gran interés en la separación de sustancias de origen biológico.

Sin embargo, surgen problemas cuando se tiene cantidades muy pequeñas de sustancias y que son difíciles de separar con columnas de relleno; por ello, Consden, Gordon y Martin, en 1944, introdujeron un tipo de cromatografía que resuelve este problema. Es la cromatografía de *papel*, en la que las separaciones

se llevan a cabo (principalmente por reparto) sobre tiras de papel en un sistema de columna abierta. Con esta técnica se pueden detectar cantidades del orden de microgramos.

Este concepto de columna abierta se ha extendido a la denominada cromatografía de *capa fina*, que consiste en un tipo de cromatografía (mezcla de reparto y absorción) en la que las separaciones se realizan en un material poroso (alúmina, gel de sílice, magnesia, almidón...) soportado sobre placas de vidrio.

Junto a las cromatografías de reparto y absorción existen tres grupos más. En un primer grupo tenemos la cromatografía de *filtración sobre gel*, que permite la separación de los componentes de una mezcla de sustancias que poseen distintos volúmenes moleculares. Tal separación se reali-

za en función de los distintos tamaños de las partículas constituyentes de la mezcla. La técnica de esta separación consiste en rellenar la columna de vidrio de una sustancia denominada Sephadex (que existe en diferentes tamaños de forma esférica) y que en presencia de agua se hincha. El mecanismo de tal filtración consiste en añadir la muestra a cromatografiar eluyendo con agua o solución tampón. Las sustancias cuyo tamaño molecular es superior a la de los mayores poros del gel hinchado (lo que determina el límite de exclusión) no pueden penetrar en el interior del gel por lo que pasan en el líquido a través del lecho, emergiendo de la columna, en primer lugar. Las moléculas más pequeñas pueden penetrar en el interior del gel por lo que demorará su salida, emer-

giendo de la columna según un orden decreciente de sus tamaños moleculares.

Un cuarto tipo de cromatografía es la cromatografía de *intercambio iónico*, que se emplea en la separación de sustancias iónicas orgánicas e inorgánicas de polielectrólitos, como enzimas, proteínas, hormonas, vitaminas, virus, ácidos nucleicos, alcaloides y otras sustancias biológicamente importantes. Tales separaciones se llevan a cabo con materiales de estructuras porosas e insolubles que contienen grupos reactivos asociados a iones lábiles capaces de intercambiarlos con el medio que les rodea, siendo éste el único fenómeno que ocurre en el material durante todo el proceso que invariablemente tiene lugar en medio líquido (generalmente acuoso). Como materiales de esta se-

paración se emplean tres tipos: resinas, geles y celulosas de intercambio iónico. Las diferencias entre ellos están en la naturaleza de los grupos cambiadores incorporados a cada una y en la microestructura. Una aplicación importante de este tipo de cromatografía es el desendurecimiento de aguas. Se utilizan en este proceso zeolitas consistentes en silicatos de estructuras complicadas, que tienen la característica de cambiar iones calcio y magnesio de las aguas por sodio.

La última de las técnicas cromatográficas desarrollada es la cromatografía de *gases*, iniciada en 1953 por Martin y James; es el desarrollo de la cromatografía en columna en la que un gas reemplaza al disolvente líquido, realizándose este tipo de separación en columnas cerradas. Esta téc-



411 05 07
411 08 45
411 08 59

¡NOS HEMOS TRASLADADO!

En atención a nuestros clientes hemos trasladado nuestras oficinas a una zona más céntrica y de fácil comunicación, lo que no indica fácil aparcamiento.

Desde el mes de Enero nos encontramos situados en el Paseo de la Habana, n.º 7 con la siguiente distribución:

- 1.º Piso.- Oficinas comerciales. Administración.
- 8.º Piso.- Exposición.
- 9.º Piso.- Producción. Proyectos. Promoción. Dirección.

También hemos trasladado nuestros almacenes y talleres de fabricación al Polígono Villa Esther en la carretera de Burgos, desviación a Algete, Km. 5,250. Naves 10 y 11.

Esperamos su visita
DIDACTES

nica es particularmente interesante para la separación de gases y líquidos volátiles o sólidos en estado gaseoso. Una pequeña cantidad de muestra del material a separar se inyecta en la corriente de un gas inerte (nitrógeno, helio, argón, dióxido de carbono o hidrógeno) que se desplaza hasta una columna que contiene un medio apropiado capaz de ir retardando el flujo, de manera gradual, de cada uno de los componentes individuales de la muestra que fluye a través de la columna. Las sustancias separadas emergen a intervalos discretos (característico de cada componente) y pasan a través de algún tipo de detector. Las diferencias en la absorción o en el reparto sobre el material de la columna es el factor que hace posible la separación.

En este artículo se ha analizado, con la brevedad que obliga los límites de la cita, los distintos tipos de cromatografías que existen. Si se deseara un mayor conocimiento de estas técnicas el autor remite a los interesados a los distintos textos que se indican en la bibliografía.

EXPERIENCIA: Separación de pigmentos naturales (clorofilas, xantofilas, carotenos)

a) Cromatografía de papel.
Materiales necesarios: Hojas

de alguna planta verde (espinaca o hierba), mortero, vaso de precipitado de 500 mls, arena de mar lavada y seca, papel de filtro Whatman n.º 1 ó 3, capilar, acetona y éter etílico.

Método: Se trituran las hojas verdes en un mortero con acetona y arena, se separa el material insoluble por filtración y del filtrado se coloca repetidamente varias gotas en una misma mancha hasta que en el papel se destaca claramente el color verde de la mancha. Se debe tener la precaución de secar la gota puesta en la mancha antes de poner una nueva gota. La mancha se debe colocar a 2 cms. del borde inferior de una tira de papel de filtro de 14 cms. de altura y 5 cms. de anchura. Una vez seca la mancha (lo que se consigue soplando) se coge la tira de papel con un clip a un hilo de alambre por el extremo opuesto a donde está situada la mancha, y se introduce el papel en el vaso de precipitado, con éter en el fondo, de forma que se sujete por el hilo de alambre sobre el borde del vaso y procurando que el papel quede introducido un cm. en el éter (Figura n.º 1). Se tapa el vaso de precipitado y se deja que el éter ascienda, por capilaridad, por el papel arrastrando en su ascenso a los distintos pigmentos de la mancha. Una vez que el frente del eluyente ascienda diez centíme-

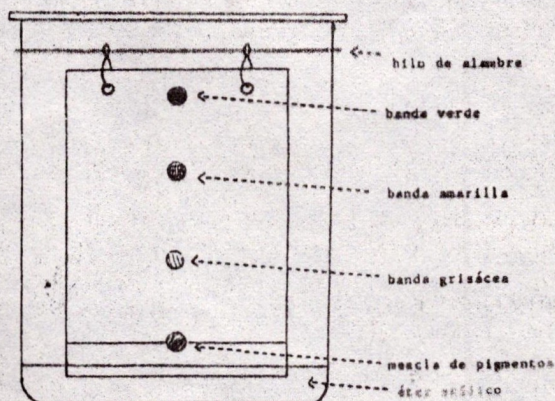


Figura nº 1

tros por encima del punto en que está situada la mancha, se saca el papel de filtro del interior del vaso de precipitado y se seca. **Resultados:** Se podrá observar la separación de varias bandas coloreadas en el papel. Hay una banda verde de clorofila, otra amarilla de xantofila y una grisácea que contiene una mezcla de clorofila y de carotenos amarillos o naranja.

b) Cromatografía de columna.

Materiales necesarios: Tubo de vidrio de 20 cms. de longitud y 2 cms. de diámetro (puede servir una bureta de 100 mls) con tubo de goma y pinza de mohr, pipeta de 10 mls, vaso de precipitado de 250 mls, mortero, arena del mar lavada y seca, óxido de magnesio (magnesia) y ciclohexano.

Llenado de columna: Como columna se puede utilizar una bureta de 100 mls. En la parte inferior, por dentro, se coloca lana de vidrio. Se cierra la llave y se llena hasta un tercio de su volumen de ciclohexano. Se cogen 12 grs. de magnesia y se semidisuelven en 50 mls. de ciclohexano. Una vez que está la suspensión homogénea se agrega ésta por la columna hasta que se llenen las dos terceras partes por la papilla. Se deja un centímetro de ciclohexano por encima de la superficie de la magnesia hasta el comienzo de la siguiente operación.

Método: Un gramo de hojas verdes se tritura en un mortero que contenga arena. Una vez triturada se coloca el material bruto en un frasco esmerilado y sobre él se vierten 5 ml. de ciclohexano calentado a 55-60°C y se agita vigorosamente durante veinte o treinta segundos, dejándolo después en reposo durante 10 minutos. Se saca la solución verde mediante una pipeta y se adiciona por lo alto de la columna ya preparada, se abre la llave de la bureta hasta enrasar el disolvente con la superficie de la magnesia. Se agrega más disolvente procurando que haya un flujo constante a lo largo de la columna, evitando que ésta se

seque, hasta que se observe separación de bandas.

Resultados: Una vez desarrollado el cromatograma se observa la separación de bandas que contienen clorofilas (verde), xantofilas (amarillas) y carotenos (amarillo más oscuro) (Figura n.º 2).

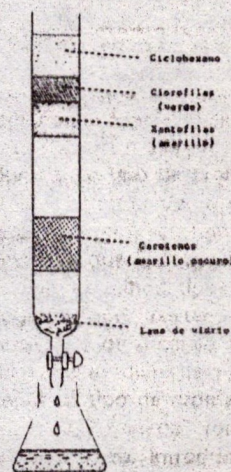


Figura nº 2

Cuando en el lugar de magnesia se utiliza almidón la banda verde correspondiente a la clorofila se desdobra en dos: clorofila b (amarilla) y clorofila a (verde).

J.S.B

BIBLIOGRAFIA.

- Determinación de estructuras orgánicas. D. J. Pasto y R.C. Johnson. Ed. Revert S.A. Barcelona.
- Curso práctico de Química Orgánica. R.Q. Brewster C.A. Vanderwest y W.E. McEwen. Ed. Alhambra S.A.
- Introducción a la Cromatografía. D. Abbott y R.S. Andrews. Ed. Alhambra S.A. (1970).
- Resinas cambiadoras de iones. L. Savidan. Ed. Alhambra S.A. (1967).
- Cromatografía de gases. M.V. Dabrio. Ed. Alhambra S.A. (1971).
- Cromatografía de gases. M.V. Dabrio. Ed. Alhambra S.A. (1973).
- Técnicas cromatográficas. E.F. Costello. Ed. Interamericana.