

EXPERIENCIAS SORPRENDENTES DE QUÍMICA CON INDICADORES DE pH CASEROS

Santiago Heredia Avalos

Departamento de Física, Universidad de Murcia, Apartado 4021, 30080 Murcia.
e-mail: sheredia@um.es

[Recibido en Abril de 2005, aceptado en Julio de 2005]

RESUMEN (Inglés)

En este trabajo se describen varias experiencias sencillas relacionadas con las reacciones ácido-base. Todas ellas pueden realizarse con utensilios de cocina y usando sustancias baratas que pueden encontrarse fácilmente en un supermercado, una farmacia o en casa. En concreto, se describe la forma de obtener algunos indicadores de pH a partir de extractos vegetales o de medicamentos. Además, se proponen varias experiencias en las que se hace uso de estos indicadores con el fin de estudiar las reacciones ácido-base. Todas estas experiencias están enfocadas a alumnos de enseñanza secundaria.

Palabras clave: demostraciones de química, experiencias de química, indicadores de pH, materiales y reactivos caseros.

INTRODUCCIÓN

El tema de las reacciones ácido-base se brinda a realizar muchas experiencias sencillas usando sustancias que se pueden encontrar fácilmente en un supermercado, en una farmacia, e incluso en el hogar; no es necesario disponer de material de laboratorio para realizarlas, basta con usar utensilios de cocina (Bueno Garesse, 2004). La sencillez de estas experiencias permite despertar el interés de los alumnos al relacionar el tema tratado en clase con lo cotidiano y, además, les incitan a observar y analizar los fenómenos químicos que ocurren en su entorno. Por otra parte, al no requerir de material de laboratorio pueden realizarse incluso en casa. Por supuesto, aunque las sustancias empleadas en las experiencias sean fácilmente accesibles y asequibles, es necesario tener en cuenta las normas de seguridad correspondientes, pues algunas de estas sustancias pueden resultar peligrosas si no se manejan con las debidas precauciones (García Alonso, 2004; Panreac Química, 2005).

Esencialmente, en estas experiencias se necesitan sustancias ácidas, sustancias básicas e indicadores de pH.

Es muy fácil encontrar sustancias ácidas o básicas en casa; en la figura 1 se muestran algunas de estas sustancias. Los ácidos tienen un sabor ácido o agrio, mientras que las bases saben amargas y tienen un tacto jabonoso; de hecho, antiguamente los

fabricantes de jabón comprobaban su sabor para establecer si era apto para comercializarlo, es decir, si se había eliminado suficientemente la base (Shalit, 1989). Mientras que algunas de estas sustancias son inofensivas (vinagre, agua carbonatada, jugo de limón, bicarbonato sódico, etc.), otras pueden resultar bastante peligrosas (agua fuerte, amoníaco, sosa cáustica, etc.), por lo que conviene manipularlas con cuidado.



Figura 1.- Algunos ácidos y bases que pueden encontrarse en un supermercado o en casa.

Sin embargo, parece que resulta más difícil encontrar indicadores de pH caseros. En este trabajo se verá cómo obtenerlos fácilmente. Los indicadores de pH son también sustancias ácidas o básicas, pero débiles, si bien su característica principal es que sus formas ácidas y básicas tienen distinto color.

Las experiencias que se proponen en este trabajo permiten observar, desde un punto de vista fenomenológico, los cambios de color de los indicadores de pH para, con ello, analizar y discutir las variaciones de pH en las reacciones ácido-base y su reversibilidad. Todo ello resulta de gran ayuda para los alumnos a la hora de adquirir los suficientes conocimientos básicos para intentar eliminar algunos errores conceptuales que tienen adquiridos (Jiménez Liso et al., 2000) y abordar con éxito el concepto de pH incluyendo su desarrollo teórico.

INDICADORES DE pH CASEROS

A continuación se describen varios procedimientos para obtener indicadores de pH, basados en la diferente coloración que adquieren algunos compuestos naturales (antocianinas, curcumina) o sintéticos (fenolftaleína) en función del pH. Con estos indicadores caseros se puede determinar el carácter ácido o básico de muchas sustancias y realizar algunas experiencias curiosas y sencillas, relacionadas con las reacciones ácido-base.

Todas las experiencias propuestas van acompañadas de una explicación de los fundamentos químicos subyacentes. El docente debe escoger, en función del nivel del estudiante, hasta dónde profundiza en la explicación.

Antocianinas

Las antocianinas (o antocianos) constituyen un grupo de pigmentos hidrosolubles (son solubles en agua, en ácido acético y en alcohol, pero no en aceites) responsables de la coloración roja, azul o violeta de muchas flores, frutas, hortalizas, etc. También se

usan como colorantes en la alimentación (E-163), obteniéndose, en este caso, sólo a partir de comestibles, tales como fresas, cerezas, ciruelas, col lombarda, cebollas rojas, berenjenas, uvas, etc (BOE, 1996).

El núcleo principal de las antocianinas son las antocianidinas, constituidas por tres anillos con dobles enlaces conjugados, las cuales son las responsables del color de las antocianinas. Concretamente, las antocianinas son antocianidinas en las que se ha sustituido uno o más grupos $-OH$ por grupos $-O$ -Glucosa (en lo sucesivo $-OGI$). En la figura 2 se muestra la cianina (su correspondiente antocianidina se denomina cianidina), una de las antocianinas que aparece más comúnmente en los extractos de vegetales, en su forma ácida y básica. Las antocianinas son muy sensibles a las variaciones de pH. En general, adquieren un color rojo en medio ácido y cambian de color a azul oscuro cuando el pH se hace básico, pasando por el color violeta. De hecho, antiguamente se empleaban estas sustancias naturales como indicadores del pH (Accum, 1836).

En los extractos vegetales pueden encontrarse varios tipos de antocianinas juntas, las cuales confieren a cada extracto particular diferentes cambios de color frente al pH. A nivel molecular las diferencias entre las antocianinas están en la distribución y en el número de grupos $-OH$ y $-OCH_3$ de la antocianidina correspondiente y en los grupos $-OH$ que han sido sustituidos por grupos $-OGI$.

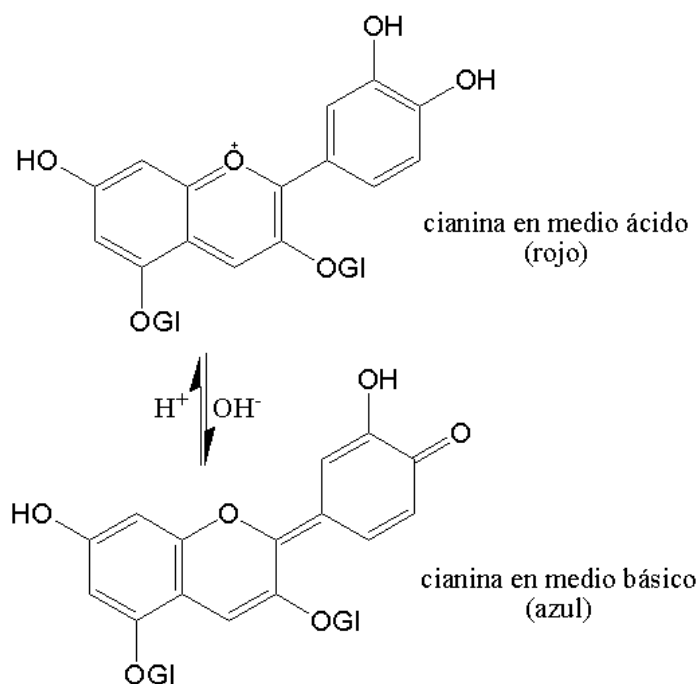


Figura 2.- Forma ácida y básica de la cianina.

Seguidamente se describe el procedimiento a seguir para obtener dos indicadores de pH basados en las antocianinas: (i) el obtenido a partir de col lombarda (brásica olerácea capitata rubra) y (ii) el extraído de pétalos de rosas rojas (rosa spp.). En la figura 3 se muestra una col lombarda. Esta hortaliza es similar a la col normal (o repollo) pero de color morado. Es más fácil encontrarla en el mercado durante los meses de invierno, aunque actualmente puede adquirirse durante casi todo el año.



Figura 3.- Col lombarda.

Se han escogido estos dos indicadores por sus particulares características, si bien se insta al lector a que pruebe con otros. Así, el extracto de col lombarda es uno de los extractos vegetales con más cambios de color, mientras que el extracto obtenido a partir de pétalos de rosa es prácticamente incoloro en un intervalo bastante amplio del pH, adquiriendo coloración a pH tanto ácido como básico.

En la tabla 1 se muestra la relación entre el pH y color del extracto de lombarda y el de pétalos de rosas rojas, respectivamente (Schreiner et al., 1989).

col lombarda									
color	rojo intenso	rojo violeta	violeta	azul violeta	azul	azul verde	verde azulado	verde	amarillo
pH	< 2	4	6	7	7.5	9	10	12	>13
pétalos de rosa roja									
color	rosa	incoloro o amarillo muy pálido				amarillo pálido	amarillo	verde	marrón
pH	<2	3 – 7				8	10	11	13

Tabla 1.- Dependencia del color del extracto de col lombarda y de los pétalos de rosa con el pH.

Es conveniente observar los colores de estos extractos con la luz solar o con la luz de una bombilla de filamento incandescente (normal o halógena), ya que la luz de las bombillas de bajo consumo o la de los tubos fluorescentes puede alterar el tono del color.

Para obtener el extracto de col lombarda y determinar posteriormente el carácter ácido o básico de algunas sustancias sólo se necesitan un par de hojas de col lombarda y agua o alcohol etílico, dependiendo de cómo se vaya a obtener el extracto; en esta experiencia y en las sucesivas no es necesario usar alcohol etílico farmacéutico, se puede usar el cosmético, que se vende en supermercados y es bastante más barato. Lógicamente, para observar los cambios de color del extracto se necesitan sustancias básicas, tales como amoníaco (NH_3), sosa cáustica (hidróxido sódico, NaOH), lejía (hipoclorito sódico, NaClO), etc., y sustancias ácidas, tales como agua fuerte (ácido clorhídrico, HCl), vinagre (ácido acético, $\text{CH}_3\text{-COOH}$), etc. También conviene disponer

de varios vasos, un cuchillo, una cucharilla de acero inoxidable, papel de filtro de café y un embudo. Además, si se obtiene el extracto con agua hirviendo se necesita un cazo y un hornillo, mientras que si se obtiene el extracto con alcohol etílico se necesitará una maza y un mortero. Conviene que los vasos usados sean incoloros y transparentes con el fin de observar claramente los colores del indicador.

El procedimiento a seguir es el siguiente. En primer lugar se trocea finamente un par de hojas de col lombarda y se introducen en el cazo. Se agrega agua y se calienta al fuego. Se mantiene en ebullición durante unos 10 minutos y posteriormente se retira del fuego para dejarla enfriar. A continuación se filtra el líquido de las hojas usando un embudo con papel de filtro. El líquido que se ha obtenido es el indicador de pH, que tendrá un intenso color violeta. Los restos de las hojas de col lombarda han perdido el color violeta y ahora tienen una tonalidad verdosa; principalmente las hojas externas, que son las expuestas a la luz y las que poseen más clorofilas. El extracto obtenido mediante este procedimiento es algo turbio debido a que el agua ha extraído de la col lombarda otras sustancias además de las antocianinas. Otra forma de obtener el extracto es machacar con un mortero las hojas de col lombarda finamente troceadas con unos 100 ml de alcohol etílico, en lugar de hervirlas con agua. Luego se filtra el extracto con el embudo y el papel de filtro. De esta forma el extracto que se obtiene no tiene turbidez. Aunque el procedimiento en el que se hierve la col con agua tiene la ventaja de que se puede cocer una col entera, obtener una gran cantidad de extracto y luego podemos comernos la col; incluso puede hervirse usando una olla a presión.

Conviene destacar que si se obtiene el extracto con agua hirviendo, al dejarlo unos días a temperatura ambiente comenzará a descomponerse y perderá el color debido a la acción de microorganismos. Para conservarlo más tiempo se puede congelar o bien agregarle una octava parte de su volumen de alcohol etílico. Se puede impregnar tiras de papel de filtro de café con el extracto y dejarlo secar. También se puede concentrar el extracto hirviendo la disolución o poniéndola al baño María. Si concentramos el extracto hasta que se vuelva sólido podemos extraer con alcohol etílico el colorante y separarlo de aquellas sustancias no solubles en alcohol que sí estaban presentes en el agua. Esta disolución será mucho más estable, ya que a los microorganismos les cuesta más desarrollarse en ella. Además se han eliminado sustancias que enturbian la disolución. En cualquier caso, con el paso del tiempo estos indicadores de pH se degradan y pierden su color.

Para obtener el extracto de los pétalos de una rosa roja se sigue un procedimiento idéntico al empleado para obtener el extracto de col lombarda cuando se usa alcohol etílico. En primer lugar troceamos finamente los pétalos y se introducen en un recipiente. Después se agregan unos 50 ml de alcohol etílico y se machacan los pétalos con una maza y un mortero. Finalmente, se filtra el extracto usando un embudo con papel de filtro. El líquido obtenido es el indicador de pH, que tendrá un ligero color rojizo.

Curcumina

La curcumina se obtiene de una especia que procede de la raíz de la cúrcuma (*cúrcuma longa*), una planta herbácea de la India, cuyas raíces se emplean como

condimento, tinte y estimulante medicinal desde hace siglos (véase la figura 4). La curcumina confiere a la cúrcuma su intenso color amarillo. Se emplea en alimentación (E-100) como colorante amarillo o como aromatizante (BOE, 1996), aunque también se comercializa para la detección de boro (AENOR, 2003) y como indicador del pH. La cúrcuma en polvo, necesaria para obtener la curcumina, puede encontrarse en la sección de especias de las tiendas de comestibles o supermercados. Si no se dispone de cúrcuma se puede usar curry en su lugar, que resulta más fácil de conseguir, pues la raíz de cúrcuma es la principal especia que contiene el curry.



Figura 4.- Raíces de cúrcuma, a partir de las cuales se obtiene la curcumina.

En la figura 5 se muestra la molécula de curcumina en medio ácido. En medio básico esta molécula puede perder tanto un hidrógeno de cualquiera de los dos grupos $-OH$ como el hidrógeno situado entre las dos cetonas. La pérdida de cualquiera de estos hidrógenos se produce para $pH \approx 8-9$. En la tabla 2 se muestra la relación entre el pH y color del extracto de cúrcuma o curry (Schreiner et al., 1989).

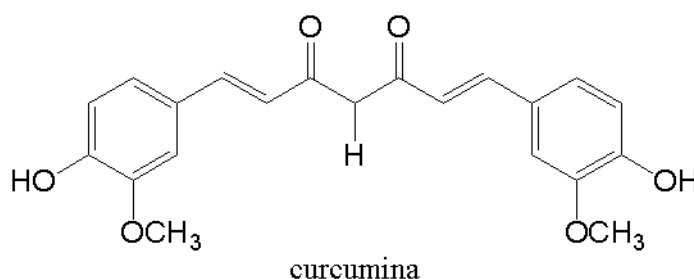


Figura 5.- Molécula de curcumina en medio ácido.

cúrcuma o curry			
color	amarillo	naranja	rojo
pH	< 6	6-9	>9

Tabla 2.- Relación entre el pH y el color del extracto de cúrcuma o curry.

Para obtener el extracto de cúrcuma o curry se necesita una cucharadita de curry (o cúrcuma) y alcohol etílico. También conviene disponer de varios vasos, una cucharilla de acero inoxidable, papel de filtro de café y un embudo.

El procedimiento a seguir para obtener el indicador de curcumina es el siguiente. En primer lugar se agrega una cucharadita de cúrcuma o curry a unos 50 ml de alcohol

etílico o isopropílico. Se agita vigorosamente y se deja reposar un par de minutos. Debe repetirse el proceso anterior unas tres veces con el fin de extraer la mayor cantidad posible de extracto. A continuación se emplea un embudo con papel de filtro para separar el líquido obtenido del sólido. El líquido tendrá un intenso color amarillo. El extracto se puede conservar tal cual o bien se pueden impregnar tiras de papel de filtro de café con el extracto y dejarlas secar. También se puede concentrar el extracto calentándolo, si bien en este caso conviene usar una placa calefactora en lugar del hornillo, ya que el alcohol etílico es fácilmente inflamable.

Fenolftaleína

La fenolftaleína es un indicador de pH muy conocido que se utiliza sobretodo para valoraciones ácido-base en química analítica, aunque también puede usarse para medir el pH de una disolución, pero de forma cualitativa. La fenolftaleína cambia su estructura molecular y su color cuando el $\text{pH} \sim 9$. En concreto, la fenolftaleína es incolora cuando $\text{pH} < 8$ y adquiere un color rojo violáceo cuando $\text{pH} > 9$. En la figura 6 se muestra la forma ácida y básica de la fenolftaleína.

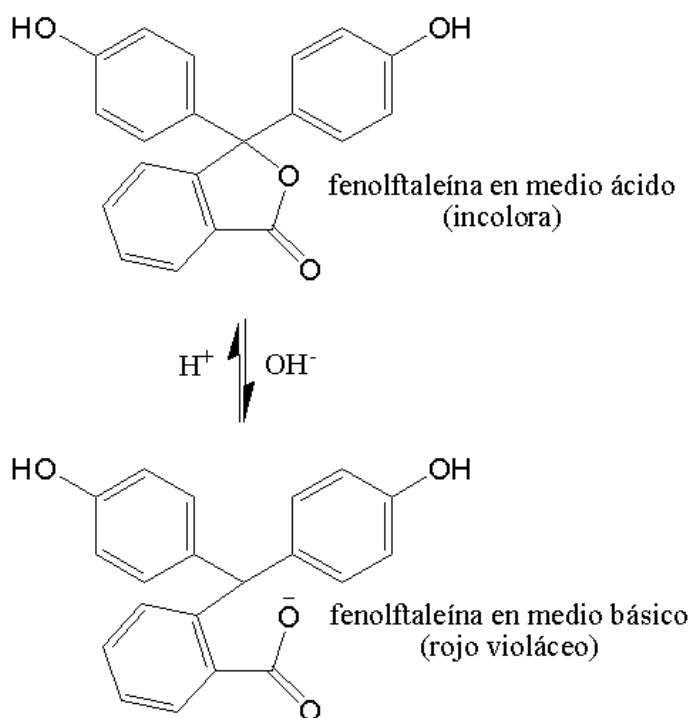


Figura 6.- Forma ácida y básica de la fenolftaleína.

La principal dificultad que surge a la hora de preparar este indicador de pH es conocer dónde puede adquirirse sin tener que recurrir a una distribuidora de reactivos químicos. Afortunadamente, la fenolftaleína se usa ampliamente en la industria farmacéutica como principio activo de algunos medicamentos laxantes, lo cual facilita su adquisición en cualquier farmacia. Algunos medicamentos comerciales que contienen fenolftaleína como principio activo son: Laxante Bescansa comprimidos, Sure Lax, Laxen busto comprimidos, Agarol, Alofedina grageas, Damalax, Laxante Olán granulado, Laxante Salud grageas, Lipograsil, Takata. El primero de ellos es el

que se ha usado en este trabajo, se presenta en cajas con 40 comprimidos y cuesta ~3 €; un comprimido es suficiente para preparar el indicador. En principio cualquiera de los medicamentos mencionados debería funcionar.

Para obtener este indicador de pH se necesita un comprimido (gragea o chicle) de un laxante que contenga como principio activo fenolftaleína; también se precisan unos 100 mililitros de alcohol etílico. Por supuesto, también se necesitan sustancias básicas y ácidas para observar los cambios de color del indicador obtenido. Además se debe disponer de varios vasos, una cucharilla de acero inoxidable, papel de filtro de café, un embudo, una maza y un mortero.

El procedimiento a seguir es el siguiente. En primer lugar se agrega la pastilla laxante a 50 ml de alcohol etílico. Se tritura la pastilla todo lo que se pueda con el fin de extraer la fenolftaleína. Se remueve y se deja reposar un par de minutos. A continuación se separa el líquido obtenido del sólido, empleando un embudo con papel de filtro. Puede que el líquido tenga un ligero color amarillo por los excipientes y otros principios activos que contiene el medicamento. El extracto se puede conservar tal cual en un recipiente cerrado para evitar que el alcohol se evapore.

EXPERIENCIAS USANDO INDICADORES DE pH CASEROS

Comprobación del carácter ácido o básico de algunas sustancias

Para observar los cambios de color que se producen en los extractos obtenidos al variar el pH, se coloca un poco de agua en tres vasos transparentes e incoloros. A continuación se agrega a cada uno de los vasos un poco del extracto que queramos estudiar. El vaso central se usará como patrón, mientras que los dos vasos restantes se usarán para determinar las variaciones de color al agregarles diversas sustancias, tanto ácidas como básicas. En principio, no tiene por qué conocerse el carácter de las sustancias empleadas. Conviene destacar que es más fácil observar los colores colocando un folio blanco debajo de los vasos.



Figura 7.- Algunos de los colores que adquiere el extracto de col lombarda al cambiar el pH. El pH de la disolución aumenta hacia la derecha.

Tanto el indicador de col lombarda como el de rosa resultan muy atractivos, desde un punto de vista visual, por la variación de colores que presentan al cambiar el pH. Por ello conviene preparar varias disoluciones con distintos valores del pH y así observar al mismo tiempo toda la gama de colores que adquieren estos indicadores, tal y como se muestra en las figuras 7 y 8. Esto puede hacerse a modo de demostración, la cual

puede finalizar añadiendo a cada una de las disoluciones un chorrito de lejía, que actúa como decolorante, volviéndolas incoloras al cabo de unos segundos. El poder decolorante de la lejía puede ponerse de manifiesto con muchas otras "disoluciones" coloreadas, tales como cerveza, Coca Cola, Bitter Kas, etc. Esto se debe a que la lejía tiene un potencial normal de reducción a cloro gaseoso muy alto: $\text{ClO}^- + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ($E^0 = 2.04 \text{ V}$). El cloro gaseoso a su vez tiene también un elevado potencial de reducción, siendo por ello fuertemente oxidante: $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$ ($E^0 = 1.40 \text{ V}$).



Figura 8.- Algunos de los colores que adquiere el extracto de rosa al cambiar el pH. El pH de la disolución aumenta hacia la derecha.

En el indicador obtenido a partir del extracto de cúrcuma las variaciones de color debidas al cambio del pH son menos acentuadas que las observadas para el extracto de col lombarda. En concreto, las sustancias ácidas dan un color amarillo intenso, mientras que las sustancias básicas confieren al extracto un color rojo intenso (véase la figura 9). Entre ambos extremos el extracto de cúrcuma adquiere coloraciones anaranjadas, tanto más rojizas cuanto mayor es el carácter básico de la sustancia en cuestión. En cualquier caso, para comprobar el carácter ácido o básico de diversas sustancias con este indicador, seguimos el procedimiento empleado con el indicador de col lombarda. Se coloca un poco de agua en tres vasos y se agrega a cada uno de los vasos un poco del extracto que se ha preparado. El vaso central se usa como patrón, mientras que los dos vasos restantes se usan para determinar las variaciones de color al agregarles sustancias ácidas o básicas.

Por último, la fenolftaleína sólo nos permite determinar si una disolución es básica, ya que este indicador es incoloro cuando $\text{pH} < 8$ y adquiere un color rojo violáceo cuando $\text{pH} > 9$. En la figura 10 se muestra el color rojo violáceo que adquiere el extracto de laxante (fenolftaleína) cuando el pH de la disolución es básico.



Figura 9. Colores que adquiere el extracto de cúrcuma. El pH aumenta hacia la derecha.

La principal particularidad de este indicador es que es incoloro a pH neutros o ácidos, lo cual permite hacer algunas demostraciones muy llamativas, tal y como se verá más adelante.

Por último, conviene destacar la reversibilidad de todas estas reacciones químicas. Así pues, podría realizarse la siguiente experiencia. Se prepara una disolución ácida de vinagre a la que se añaden unos mililitros de extracto de col



Figura 10. Cambio de color del laxante.

lombarda. De acuerdo con la tabla 1, esta disolución será de color rojo intenso. A continuación se le añade gota a gota una disolución básica de amoníaco, observando los cambios de color que se producen. La disolución que contiene el extracto de col lombarda cambiará de color al variar el pH desde el rojo hasta el verde pasando por el azul. Posteriormente, y para demostrar la reversibilidad de las reacciones ácido-base, se añade gota a gota una disolución ácida de vinagre hasta que la disolución que contiene el extracto de col lombarda vuelve adquirir color rojo intenso.

Acidez del aire expulsado por los pulmones

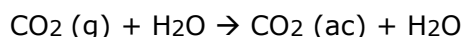
Haciendo uso del extracto de col lombarda se puede demostrar fácilmente que el CO₂ que espiramos se disuelve parcialmente en el agua y que, además, es capaz de acidificar una disolución ligeramente básica (Accum, 1836). Para realizar esta experiencia se necesita: indicador de pH de col lombarda, amoníaco, agua, dos vasos y una pajita.

En primer lugar, se vierten unos 50 ml agua en un vaso y se le añade la cantidad necesaria de indicador de pH de col lombarda para que la disolución tenga un color apreciable. Si se coloca un papel blanco debajo del vaso se observa mejor su color. A continuación se agregan unas gotas de amoníaco a la disolución coloreada hasta que ésta adquiera una coloración verdosa. Se toma la mitad de esa disolución y se introduce en otro vaso, que será el color de referencia. Seguidamente se sopla a través de la pajita en el interior de la disolución durante un minuto (por supuesto, parando para respirar). La disolución cambiará de color volviéndose azul, tal y como se muestra en la figura 11.

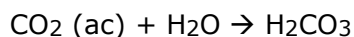
Lo que ocurre es que al soplar se expulsa dióxido de carbono (CO₂), el cual se disuelve parcialmente en el agua,



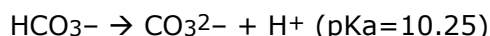
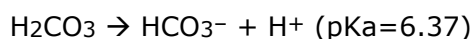
Figura 11.- Cambio de color observado al burbujear dióxido de carbono con una pajita.



Ya en disolución, reacciona con el agua, transformándose en ácido carbónico según la reacción



y, posteriormente,



Este ácido neutraliza la disolución de amoníaco, que era inicialmente básica (color verde según la tabla 1), y se vuelve neutra (color azul según la tabla 1).

Electrólisis del agua

Todos los indicadores de pH que hemos obtenido pueden emplearse para estudiar las reacciones electroquímicas que se producen, por ejemplo, en la electrólisis del agua o en la corrosión de un clavo de hierro. Usando cualquiera de los indicadores que se han propuesto anteriormente es sencillo comprobar cómo cambia localmente el pH del agua cuando se realiza una electrólisis. Para ello se necesita, además de un indicador de pH, un par de pilas de 4.5 V, un vaso, dos electrodos de carbono y unos 50 cm de cable eléctrico.

indicador de pH	Cátodo (burbujea H ₂)	Ánodo (burbujea O ₂)	Resto de la disolución
col lombarda	verde	rojo	violeta
curry o cúrcuma	rojo	amarillo	amarillo
fenolftaleína	rojo violáceo	incoloro	incoloro

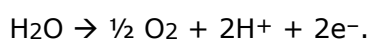
Tabla 3.- Color de la disolución en las proximidades de los electrodos y en el resto de la disolución cuando se realiza una electrólisis del agua.

Se llena un vaso con agua del grifo y se conectan las dos pilas de 4.5 V en serie mediante cables eléctricos, con el fin de obtener una pila de 9 V. Luego se conecta la pila resultante a los dos electrodos de carbono, los cuales pueden extraerse de dos pilas salinas gastadas de 1.5 V, tal como se describe al final de la sección. A continuación se sumergen los dos electrodos en el vaso con agua y un poco de indicador de pH. Inmediatamente se observa que desprenden gases en ambos electrodos, hidrógeno en el cátodo y oxígeno en el ánodo, y que el color de la disolución cambia en las proximidades de los electrodos. En la tabla 3 se muestran los resultados que se obtienen y en la figura 12 se detalla el montaje experimental.

Para comprender el resultado obtenido se debe considerar las semireacciones que tienen lugar en cada uno de los electrodos. En el cátodo se produce hidrógeno debido a la reducción del protón,



mientras que en el ánodo tiene lugar la oxidación del agua,



Así pues, en ambos electrodos se desprenden gases, si bien se producen la mitad de moles de oxígeno que de hidrógeno. Este hecho se puede comprobar fácilmente al realizar la experiencia, ya que se observa que el cátodo burbujea con más intensidad que el ánodo.

Por otra parte, las semireacciones anteriores modifican el pH de la disolución: mientras que en el cátodo disminuye la concentración de protones en el ánodo aumenta; de ahí que cambie el color de la disolución en las proximidades de los electrodos. Así es, la disolución próxima al cátodo adquiere color verde cuando se usa col lombarda, color rojo al emplear curry o cúrcuma, y rojo violáceo al utilizar fenolftaleína. Todos estos cambios de color indican que la disolución próxima al cátodo tiene un pH básico. El ánodo, sin embargo, adquiere color rojo cuando se usa col lombarda, mientras que al usar curry, cúrcuma o fenolftaleína no se observan cambios

de color, lo cual indica que el pH de la disolución en las proximidades del ánodo es ácido.

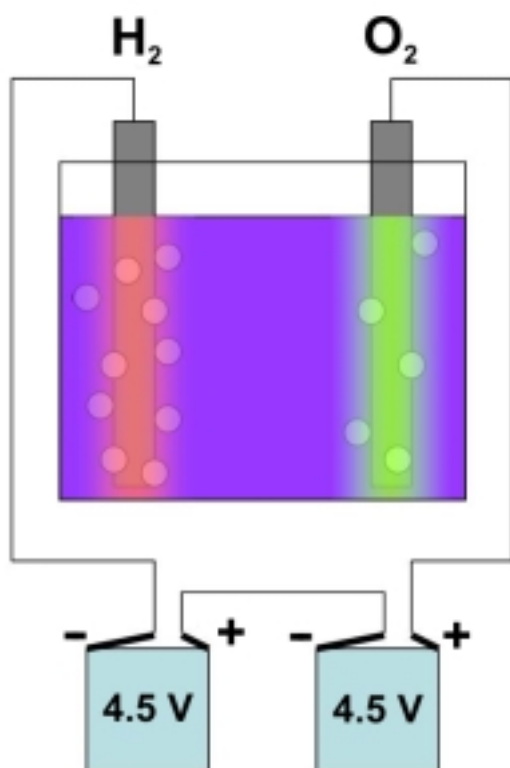


Figura 12.- Electrólisis de agua del grifo usando col lombarda como indicador del pH.

central se encuentra el electrodo de carbono, que es el polo positivo en estas pilas. Aunque este electrodo es de carbón de retorta prensado, sus propiedades eléctricas son muy similares a las del grafito: es conductor, tiene un elevado punto de fusión y puede emplearse en electrólisis ya que no es atacado químicamente.



Figura 13.- Partes que componen una pila salina: el recipiente de cinc, el electrodo de carbono y el polvo de dióxido de manganeso.

Para obtener los electrodos de carbono que necesitamos en esta experiencia se toma una pila salina gastada de 1.5 V y se retira su recubrimiento superficial, que suele ser de plástico o de hierro, con ayuda de dos alicates y un cuchillo. En la figura 13 se muestran las partes que componen una pila salina. Merece la pena destacar que las pilas alcalinas no tienen este tipo de electrodos. Además no conviene manipularlas, pues contienen una disolución de una base fuerte en su interior (hidróxido potásico, KOH).

Una vez retirado este recubrimiento queda al descubierto el electrodo de cinc de la pila, que tiene forma de recipiente. En las pilas salinas éste es el polo negativo. El interior de este "recipiente" está lleno de una mezcla de dióxido de manganeso, polvo de carbón y cloruro amónico, que actúa como electrolito; por último, en la parte

Tanto el recipiente de cinc como el dióxido de manganeso que contiene son aprovechables, ya que pueden usarse para realizar numerosas experiencias. Por ejemplo, el cinc puede utilizarse para obtener hidrógeno con ácido clorhídrico, mientras que el dióxido de manganeso puede emplearse para catalizar la descomposición del agua oxigenada.

Transformar agua en vino

Transformar agua en vino (y vino en agua) es un truco clásico de magia. En este truco el mago toca con su varita un vaso lleno de "agua" y rápidamente

lo vierte en una típica copa de vino, pero vacía. De repente el "agua" se convierte en "vino rosado". Luego añade el "vino rosado" a un tercer vaso y se transforma de nuevo en "agua". Se puede hacer este truco sin saber nada de magia, empleando algunos de los compuestos químicos que se han usado en este trabajo. Para ello se necesita una cucharilla, dos vasos, una copa de vino, sosa cáustica, agua fuerte, fenolftaleína y agua.

El procedimiento, añadiendo la teatralidad que se quiera, sería el siguiente. Se llena un vaso con agua y se le añade unos mililitros de fenolftaleína. Aunque la fenolftaleína es incolora, nuestro extracto tiene cierta coloración amarillenta, sin duda debido a los excipientes de la pastilla laxante. Sin embargo, como se ha añadido poca cantidad de indicador, no debería de notarse nada en el vaso. Esta disolución sería el "agua". A continuación se prepara una disolución de NaOH y otra de HCl de similar concentración. Se añade 1 gota de NaOH a una copa, 2 gotas de HCl a un vaso, 3 gotas de NaOH a otra copa y 4 gotas de HCl a otro vaso. Seguidamente se añade el "agua" contenida en el vaso a la copa de vino, que contiene 1 gota de NaOH, y adquirirá inmediatamente un color rojo violáceo, que es el de la fenolftaleína en medio básico. A continuación se vierte el "vino" al siguiente vaso, donde se ha añadido 2 gotas de HCl, y la disolución pierde de nuevo su color, pues la fenolftaleína en medio ácido es incolora. Finalmente, se repite el procedimiento con la copa y el vaso que queda, convirtiendo el "agua" en "vino" y el "vino" en "agua" una vez más.

CONCLUSIÓN

Se pueden realizar muchas experiencias de química en casa, usando utensilios de cocina y reactivos que se pueden encontrar en casa o adquirir en cualquier supermercado o farmacia, sin necesidad de disponer de material y reactivos de laboratorio. Estas experiencias y demostraciones ayudan a despertar el interés de los alumnos, incitándoles a observar y analizar los fenómenos químicos que les rodean; una buena constatación de esto puede encontrarse en la gran variedad de experiencias presentadas en las ediciones de la Feria Madrid por la Ciencia (VV. AA., 2000-2004). De hecho, las experiencias que se recopilan en este trabajo constituyen parte de algunos de los cursos que he impartido sobre ciencia recreativa enfocados al profesorado de enseñanza secundaria (García Molina y Heredia Avalos, 2004; 2005), en el cual los asistentes han constatado que las actividades científicas (en general) y las de física y química (en particular) no tienen por qué ser aburridas y pueden introducirse en el aula sin necesidad de equipamientos sofisticados.

Concretamente, en este trabajo se ha descrito la forma de obtener algunos indicadores de pH a partir de los pigmentos naturales de la rosa, la col lombarda y la cúrcuma (antocianinas y curcumina) y de pastillas laxantes (fenolftaleína).

Haciendo uso de estos indicadores, se puede determinar fácilmente el carácter básico, neutro o ácido de muchas sustancias mediante los cambios de color de estos indicadores. También se han propuesto algunas experiencias sencillas relacionadas con las reacciones ácido-base, e incluso, se han puesto de manifiesto las variaciones locales del pH cuando se realiza una electrolisis de agua.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- ACCUM, F. (1836). *Recreaciones Químicas o Experimentos curiosos e instructivos*. Paris: Librería de Leconte; Reproducción facsímile (2000). Valencia: Librerías Paris-Valencia.
- AENOR (2003). *Determinación del contenido de boro. Método espectrofotométrico con curcumina después de destilación*. UNE-EN ISO 13900:2003. Madrid: AENOR.
- BOE (1996). *Real Decreto 2001/1995, de 7 de diciembre, por el que se aprueba la lista positiva de aditivos colorantes autorizados para su uso en la elaboración de productos alimenticios, así como sus condiciones de utilización*. BOE 22 de enero de 1996. Madrid: Ministerio de Sanidad y Consumo.
- BUENO GARESSE, E. (2004). Aprendiendo química en casa. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 1(1) pp. 45-51. En línea en: http://www.apac-eureka.org/revista/Volumen1/Numero_1_1/Vol_1_Num_1.htm.
- GARCÍA ALONSO, F. J. (2004). *Seguridad en el laboratorio de química*. Oviedo: Universidad de Oviedo. Servicio de Publicaciones
- GARCIA MOLINA, R. y HEREDIA AVALOS, S. (2004). *Experiencias a 1 €*. Centro de Profesores y Recursos de Cieza, Murcia; Idem. (2005). *Experiencias de laboratorio a 1 €*. Centro de Profesores y Recursos de Yecla, Murcia.
- JIMÉNEZ LISO, M. R., DE MANUEL TORRES, E., GONZÁLEZ GARCÍA, F. y SALINAS LÓPEZ, F. (2000). La utilización del concepto de pH en la publicidad y su relación con las ideas que manejan los alumnos: aplicaciones en el aula. *Enseñanza de la Ciencias*, 18 (3), 451-461.
- PANREAC QUÍMICA S. A. (2005). *Seguridad en laboratorios químicos*. En línea en: <http://www.panreac.com/new/esp/publicaciones/docs/seguridad.pdf>.
- SCHREINER R., SHAKHASHIRI, B. Z., SHAW, D. B., PERKINS, R. I. y JUERGENS, F. H. (1989). *Chemical Demonstrations: A Handbook for teachers of Chemistry*. Volumen 3. Wisconsin: The University of Wisconsin Press.

SUMMARY

In this work, several experiments related with acid-base chemical reactions are described. All the experiments can be done with kitchen utensils and using cheap substances that can be easily found in supermarkets, pharmacies and even at home. Specifically, it is described how to obtain pH indicators from vegetal extracts and medicines. In addition, several experiments using these pH indicators are proposed in order to study the acid-base chemical reactions. All these experiments are addressed to secondary school students.

Keywords: *Chemistry experiments; pH indicators; home materials and reagents; chemical demonstrations.*