

Estudio de sustancias naturales como indicadores de pH. Una propuesta didáctica

Otilia Val-Castillo

Resumen: El objeto del presente trabajo es introducir los conceptos de ácido y base, pH e indicadores, a los alumnos de enseñanza secundaria obligatoria, a partir del estudio de sustancias naturales que puedan servir para preparar sustancias indicadoras del pH y que se puedan encontrar fácilmente en nuestra vida cotidiana (en el supermercado, en el campo, en el jardín). Los alumnos a su vez se familiarizarán con el trabajo del laboratorio y, posteriormente, deberán desarrollar el trabajo por escrito y elaborar sus propias conclusiones.

Palabras clave: ácido-base, pH, indicadores, sustancias indicadoras de origen natural, antocianinas.

Abstract: The purpose of this paper is to introduce the concepts of acid and base, pH and indicators, to high school students from the study of natural substances that can be used to prepare pH indicator substances, and that we can easily find in our everyday life (in the supermarket, in the countryside, in the garden). Students will learn to work in a laboratory too, and after that, they must write a wide account of their task, including their own conclusions.

Keywords: acid-base, pH, pH indicators, natural substances as pH indicators, anthocyanins.

INTRODUCCIÓN

Los talleres de refuerzo, los talleres de profundización, así como las prácticas de laboratorio, son esenciales para la comprensión de las asignaturas de Física y Química, siendo el aspecto más atrayente para los alumnos, como recogen multitud de artículos y estudios^[3-6].

Estas prácticas permiten adquirir las habilidades, destrezas y estrategias, que se requieren en la aplicación del método científico, además de permitir aplicar predominantemente los contenidos procedimentales y actitudinales de la asignatura de Física y Química.

“Los procesos científicos contribuyen a que los alumnos y las alumnas adquieran los instrumentos necesarios para explorar la realidad de una manera objetiva, rigurosa y contrastada, utilizando para ello procedimientos del tra-

bajo científico: planteamiento de problemas, formulación de hipótesis, diseño de experimentos, realización de los mismos, contraste de hipótesis, extracción de conclusiones y comunicación de la información de manera organizada y coherente”...“Por otra parte la utilización de los procesos científicos da lugar a que los alumnos y alumnas desarrollen las habilidades y destrezas propias del trabajo científico: flexibilidad intelectual, curiosidad, sentido crítico, verificación de los hechos, cuestionamiento de lo obvio y establecimiento de relaciones de cooperación y de trabajo en grupo”.^[1]

Procedimientos prácticos que, por otra parte, resultan complicados de abordar en las pocas horas de currículum que la Consellería de Educación, Cultura y Deporte concede a las asignaturas de Física y Química en el ámbito de la Comunidad Valenciana.^[2,7]

Para trabajar también contenidos y competencias relacionados con el bloque de los cambios químicos, que trata reacciones de especial interés, como las reacciones ácido-base, que se introducen en el nivel de cuarto de Educación Secundaria Obligatoria y se estudian en el nivel de segundo de Bachillerato, se ha considerado conveniente realizar como práctica el “Estudio de sustancias naturales como indicadores de pH”, ya que “El tema de las reacciones ácido-base se brinda a realizar muchas experiencias sencillas usando sustancias que se pueden encontrar fácilmente”.^[8]



O. Val-Castillo

Doctora en Químicas
Jefa del Departamento de Física y Química
I.E.S. Lluís Simarro Lacabra.
Av. País Valencià s/n 46800 Xàtiva (Valencia)
C-e: val_oti@gva.es

Recibido: 22/01/2020. Aceptado: 29/04/2020.

PLANTEAMIENTO Y COMPETENCIAS CLAVE

Según el nivel, los alumnos tendrán que empezar buscando información sobre los conceptos, ácido, base, neutralización, pH, indicadores... Una vez comprendidos estos conceptos se plantea el trabajo a realizar: los alumnos deben hacer hipótesis sobre qué sustancias cotidianas podrían cambiar de color a distintos pH y, posteriormente, realizar la experiencia en el laboratorio, observando el color de cada una de ellas para distintos valores de pH. Cada alumno elegiría una sustancia de entre las propuestas. Realizadas las experiencias, los alumnos debían elaborar un trabajo por escrito correctamente presentado en el que expusieran los conceptos adquiridos, las experiencias desarrolladas y las conclusiones.

De esta forma se integran los procedimientos de investigación científica, incluyendo las destrezas manuales necesarias, y también, procedimientos generales de cualquier trabajo intelectual, incluyendo las de comunicación.^[9]

Se intenta de esta forma que se adquieran las siguientes competencias clave:^[10]

1. *Competencia en comunicación lingüística, CCL*, adquiriendo habilidad para expresar ideas e interactuar con otras personas de manera oral o escrita, es decir, la exposición correcta de la investigación.
2. *Competencias básicas en ciencia y tecnología CMCT*, logrando habilidades para utilizar los conocimientos y metodología científicos, y para explicar la realidad que nos rodea: emitiendo hipótesis, planteando el problema, realizando la parte práctica y analizando los resultados con la elaboración de conclusiones, CCL.
3. *Competencia digital, CD*, usando de forma segura y crítica las TIC para obtener, analizar, producir e intercambiar información, en este caso la búsqueda de los conceptos ácido-base, indicador, pH, sustancias que pudieran comportarse como indicadores naturales...
4. *Competencia para aprender a aprender, CPAA*. Implica que el alumno desarrolle su capacidad para iniciar el aprendizaje y persistir en él, organizar sus tareas y tiempo, y trabajar de manera individual o colaborativa para conseguir un objetivo.
5. *Sentido de la iniciativa y espíritu emprendedor, SIE*. Implica habilidades como la creatividad, planificar y gestionar proyectos.
6. *Competencias sociales y cívicas, CSC*. Hacen referencia a las capacidades para relacionarse con las personas, es decir, la cooperación con el resto de los alumnos del grupo.

INTRODUCCIÓN A LOS CONCEPTOS

A partir de la información recogida por los alumnos nos centramos en los conceptos.

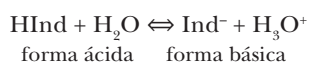
Ya que en el curso de cuarto de la ESO los criterios de evaluación están relacionados con el conocimiento básico de las reacciones ácido-base y de la escala de pH para identificar el carácter ácido o base de las sustancias, en este curso solo se utilizará la definición de Arrhenius. En los cursos de bachillerato se utilizará la definición de Brønsted y Lowry.

1. Definición de Arrhenius (premio Nobel de Química en 1903 por su teoría de la disociación electrolítica). Los ácidos son sustancias que en disolución acuosa generan iones H^+_{ac} , y las bases son sustancias que en disolución acuosa generan iones hidróxido OH^-_{ac} .
2. Definición de Brønsted y Lowry (1923). Los ácidos son sustancias donadoras de H^+ (que en disolución acuosa originarían iones oxonio, H_3O^+) y las bases son sustanciasceptoras de dichos protones, lo que hace que entre un ácido y una base se establezca una reacción de transferencia de protones.
3. Consideramos que el agua es una disolución neutra porque la concentración de protones disociados es igual a la de iones hidróxido presentes en ella, concretamente $10^{-7}M$, a $25^\circ C$. Cuando tenemos una sustancia ácida o básica en una disolución estas concentraciones dejan ser iguales. Un ácido aumenta la concentración de protones, y una base la hace disminuir. Por ello una disolución con una concentración de protones superior a $10^{-7}M$, a $25^\circ C$, se considera ácida y con una concentración menor básica.
4. Para no manejar estos valores tan pequeños de concentración, Sørensen, en 1909, propuso el concepto de pH como el logaritmo decimal de la concentración de iones oxonio cambiado de signo, $pH = -\log [H_3O^+]$, de esta forma el agua tendría un $pH = 7$, las disoluciones ácidas un pH menor de 7, y las básicas mayor de 7 (a $25^\circ C$). Para medir esta cantidad se diseñaron los pechímetros. (Los alumnos de cuarto de la ESO aún no han estudiado logaritmos pero se les explica con ejemplos sencillos [$\log 10^{-7} = -7$], y se les comenta que es un cálculo que se puede realizar con la calculadora).
5. Anteriormente, para determinar si una sustancia era ácida o básica, se utilizaban unas sustancias que eran capaces de cambiar de color según el medio en el que se encontraban (normalmente se trataba de sustancias de naturaleza orgánica en

las que el medio modifica el color). Se las llamó indicadores. Estos indicadores se utilizan mucho en química analítica para la determinación de concentraciones de ácidos o bases (técnica denominada valoración). Por ello, en los laboratorios de química, se suele disponer de sustancias de este tipo que se comercializan en forma sólida o preparados en disolución, que normalmente suelen ser sintéticos y caros. Entre los más frecuentes se encuentran: la fenoltaleína, el azul de timol, el tornasol, el azul de bromotimol, el rojo de metilo, el naranja de metilo, etc.

Ampliación para los niveles de bachillerato

Para comprender como funciona un indicador, representaremos de forma general al indicador en su forma ácida por HInd, y en su forma básica por Ind⁻:



Cuando la concentración de la forma ácida es aproximadamente igual a la concentración de la forma básica, el indicador presenta un color suma de ambas, pero si el pH se vuelve ácido, es decir, la concentración de iones oxonio aumenta, el equilibrio se desplaza hacia la forma HInd, aumentando su concentración, según el principio de LeChatelier, y adquiriendo la disolución la tonalidad de la forma ácida del indicador. Por el contrario, una base reaccionará con los iones oxonio que, al disminuir su concentración, provocará un desplazamiento del equilibrio hacia la forma básica, con un aumento de la forma Ind⁻, y la disolución tomará entonces el color de la forma básica del indicador. Sin embargo, hay que tener en cuenta un par de aspectos:

1. Para que se aprecie bien el cambio de color es necesario que la concentración de una de las especies sea por lo menos diez veces mayor que la otra.
2. Cada indicador tiene un intervalo de viraje característico, es decir, una zona más o menos reducida de valores del pH, dentro de la cual se produce el cambio de color. Cuanto menor sea este intervalo más útil es un indicador determinado.^[11]

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{ind}} \pm \log [\text{Ind}^-]/[\text{HInd}]$$

Los indicadores naturales están basados en la diferente coloración que adquieren algunos compuestos naturales (antocianina, curcumina...) en función del pH.

La antocianina pertenece al grupo de los bioflavonoides y es un pigmento rojo azulado que protege a las plantas, sus flores y sus frutas, contra la luz ultravioleta y evita la producción de radicales libres. El término antocianina fue propuesto por Marquart, en 1835, para describir el pigmento azul de la col lombarda (*Brassica oleracea*).

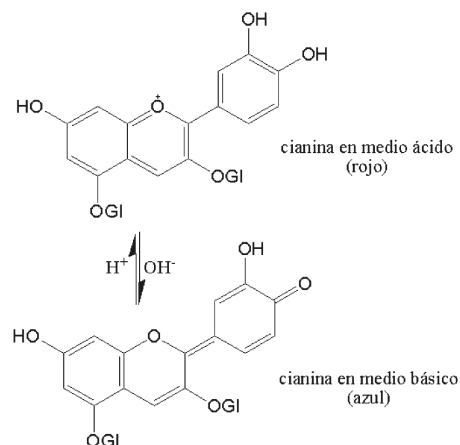


Figura 1. Forma ácida y básica de la cianina (Gl = glucosa)

Actualmente, las antocianinas engloban a los pigmentos rojos, violetas y azules, de las plantas. Un factor que contribuye a la variedad de colores en flores, hojas y frutas, es la coexistencia de varias antocianinas en un mismo tejido.

Las antocianinas son glucósidos de las antocianidinas, constituidas por tres anillos con dobles enlaces conjugados, las cuales son las responsables del color de las antocianinas que depende del número y orientación de los grupos hidroxilo y metoxilo de la molécula. Incrementos en la hidroxilación producen desplazamientos hacia tonalidades azules, mientras que incrementos en las metoxilaciones producen coloraciones rojas.^[12]

En la Figura 1 se muestra la cianina, una de las antocianinas que aparece más comúnmente en los extractos de vegetales, en su forma ácida y básica.^[8]

PROCEDIMIENTO

Inicialmente se prepararon disoluciones de: ácido clorhídrico, HCl, 1M y 0,1 M; ácido acético, CH₃COOH, 0,1 M; acetato de sodio, CH₃COONa, 0,1 M; cloruro de amonio, NH₄Cl, 0,1 M; amoníaco, NH₃, 0,1 M; hidróxido de sodio, NaOH, 0,1 M y 1 M. A partir de estas disoluciones se han elaborado disoluciones reguladoras ácido acético/acetato de sodio y cloruro amónico/amoníaco utilizando las cantidades adecuadas para conseguir los pH deseados, confirmándolo con la ayuda del peachímetro. Así se han conseguido quince disoluciones que abarcan el intervalo desde pH 0 a pH 14 (Figura 2).



Figura 2. Disoluciones de pH conocido preparadas a partir de reguladoras

Para preparar las muestras del estudio, se ha cortado la parte seleccionada de las sustancias naturales, en donde se encuentra el indicador, dividiéndola en trocitos pequeños, de un tamaño aproximado a 1cm², y las hemos introducido en un vaso de precipitados de 150 mL, añadiendo etanol de laboratorio (96°), que era el que teníamos disponible, aunque también se podría usar alcohol etílico de 70°, hasta cubrir. Este procedimiento resulta muy rápido y da lugar a unas disoluciones transparentes que, una vez decantadas, son las que se han utilizado posteriormente para el estudio.

Se probó también machacándolas en el mortero y filtrando después. Este procedimiento resultó inviable ya que generaba una pequeña cantidad de muestra que en muchos casos se perdía al filtrar.

Otro procedimiento consiste en añadir agua hirviendo y preparar una infusión. Este procedimiento necesita más tiempo. Se ha utilizado en aquellos casos en los que resultaba mejor que la disolución en alcohol, por ejemplo en el caso de la col lombarda y del té.

Para la cúrcuma y el curry se tomó una cantidad equivalente a una cuchara de café y se disolvieron en unos 20 ml de alcohol, dejando reposar y decantando el líquido saturado.

Nuestro objetivo era disponer de unos 15 mL del extracto del producto natural para utilizar después 1 mL como indicador en cada ensayo.

Con las disoluciones así preparadas, a las que denominamos extractos, se han hecho previamente dos pruebas cualitativas, en sendos tubos de ensayo (o placa de porcelana), añadiendo unas gotas de ácido clorhídrico 1M, pH = 0, y de hidróxido de sodio 1M, pH = 14, respectivamente, a una pequeña cantidad del extracto. Si en estos ensayos el cambio de color no era apreciable, ya no hemos seguido con el procedimiento.

Estudio de la col lombarda

Como ejemplo para demostrar el procedimiento a aplicar, se utilizó el extracto de col lombarda, y después los alumnos fueron investigando las sustancias que habían elegido. Como los colores son difíciles de describir se han realizado fotos de los estudios realizados, que



Figura 3. Col lombarda

después se describen lo más aproximadamente posible en una tabla. En la mayoría de los casos, los colores pálidos se deben a que la muestra utilizada estaba poco concentrada.

La col lombarda es similar a la col normal (o repollo), pero de color morado. Dada su composición, es fuente importante de antioxidantes: antocianinas (le proporcionan el color rojizo o morado), beta-carotenos o provitamina A, vitamina C y compuestos sulfurados (Figura 3).

En la Figura 4 se muestra la relación entre el pH y el color del extracto de lombarda, que se recoge en la Tabla 1.

Tabla 1. pH y color del extracto de col lombarda

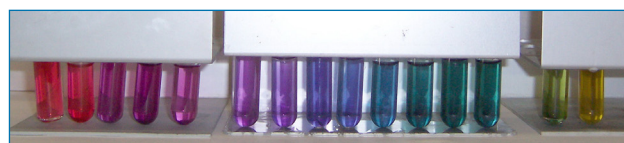


Figura 4. Color del extracto de col lombarda al variar el pH

	pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
color		rojo	rojo	violeta	violeta	violeta	lila violeta	lila violeta	azul	azul	azul verdoso	verde azulado	verde	verde	verde claro	dorado

Estudio de la piel de la uva

La uva o grano de uva (Figura 5) es el nombre que recibe el fruto que crece formando racimos de la vid común o vid europea. Pertenece al género *Vitis* de la familia de las Vitáceas, que incluye 600 unas especies de arbustos.

En las uvas abundan diversas sustancias con reconocidas propiedades beneficiosas para la salud, tales como antocianos, flavonoides y taninos, responsables del color, aroma y textura característicos de estas frutas, y de los que dependen diversas propiedades que se le atribuyen a las uvas.



Figura 5. Uva morada

En la Figura 6 se muestra la relación entre el pH y el color del extracto de piel de uva morada, que se recoge en la Tabla 2.

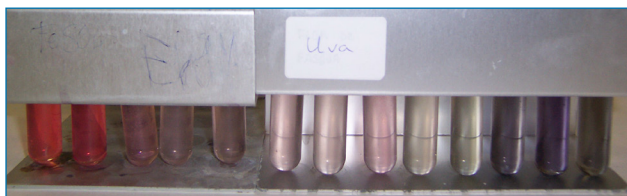


Figura 6. Color del extracto de la piel de uva morada al variar el pH

Tabla 2. pH y color del extracto de la piel de la uva morada

pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	
color	rojo	rojo	rojo claro	rosa	rosa	rosa claro	rosa claro	rosa claro	rosa claro	ámbar claro	ámbar claro	azul grisáceo	azul gris	verde oliva

Estudio del vino tinto

El vino (Figura 7), es una bebida obtenida de la uva mediante fermentación alcohólica de su mosto o zumo; la fermentación se produce por la acción de levaduras que transforman los azúcares del fruto en alcohol etílico y dióxido de carbono. El vino tiene un alto contenido en compuestos polifenólicos, aproximadamente se conocen unos 500, como las proantocianidinas, la mayoría de los cuales provienen de la uva y del proceso fermentativo.^[13]



Figura 7. Vino

En este caso no hizo falta ningún tipo de preparación de la muestra, y se utilizó el vino directamente.

En la Figura 8 se muestra la relación entre el pH y el color del vino, que se recoge en la Tabla 3.



Figura 8. Color del vino tinto al variar el pH

Tabla 3. pH y color del vino tinto

pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	13
color	rojo	rojo claro	rojo claro	rojo claro	rojo claro	rojo claro	rojo claro	rojo claro	rojo claro	verde oliva	verde oliva	verde oliva

Estudio de la piel de la berenjena morada

La berenjena (Figura 9) es una planta de fruto comestible, pertenece a la familia de las Solanáceas, que incluye alrededor de 75 géneros y unas 2.300 especies. Son escasas las Solanáceas comestibles. Entre ellas se encuentran la berenjena, el tomate, el pimiento y la patata.



Figura 9. Berenjena morada

En la Figura 10 se muestra la relación entre el pH y el color del extracto de piel de berenjena, que se recoge en la Tabla 4.

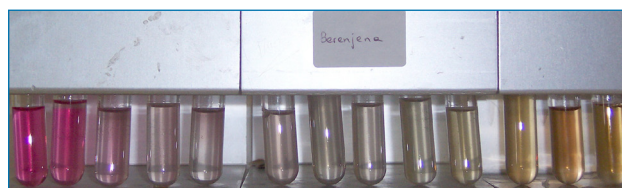


Figura 10. Color del extracto de la piel de berenjena al variar el pH

Tabla 4. pH y color del extracto de berenjena

pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
color	rosa	rosa	rosa claro	rosa claro	rosa claro	incoloro	incoloro	incoloro	incoloro	ámbar claro	ámbar	ámbar	ámbar

Estudio de la piel de los higos morados

Las brevas y los higos (Figura 11) son las infrutescencias de la higuera, árbol que pertenece a la familia de las Moráceas. Esta familia consta de más de 1.500 especies



Figura 11. Higos morados

de árboles y arbustos que producen látex. La breva es el primer fruto que anualmente da la higuera, siendo el higo el fruto de la segunda cosecha del mismo árbol. La piel del higo puede ser verde pálido, morada o negra según la variedad y la madurez del fruto.

En la Figura 12 se muestra la relación entre el pH y el color del extracto de piel de higo morado, que se recoge en la Tabla 5.

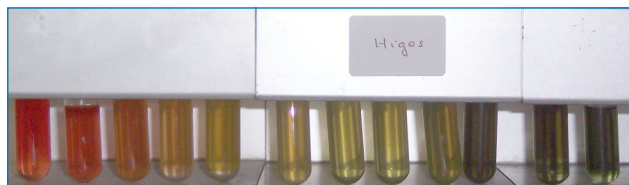


Figura 12. Color del extracto de la piel de higo al variar el pH

Tabla 5. pH y color del extracto de higo

pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
color	rojo	rojo	naranja	naranja claro	ámbar	ámbar claro	ámbar claro	ámbar claro	ámbar verdoso	verdoso	verdoso	verdoso

Estudio de la piel de la ciruela morada

La ciruela (Figura 13) es el fruto del ciruelo, árbol de la familia de las Rosáceas que alcanza los 5 metros de altura. Las principales frutas europeas, además del rosal, pertenecen a esta gran familia.

Se presenta en una amplia gama de tamaños, formas, colores y sabores que dependen de la variedad. La ciruela es muy rica en antocianos que le proporcionan su color característico (sobre todo apreciable en las variedades de tonos rojos y morados).



Figura 13. Ciruela morada

En la Figura 14 se muestra la relación entre el pH y el color del extracto de piel de ciruela, que se recoge en la Tabla 6.

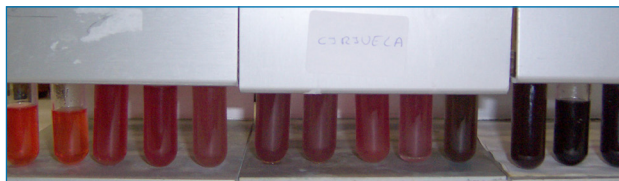


Figura 14. Color del extracto de la piel de ciruela al variar el pH

Tabla 6. pH y color del extracto de la ciruela

pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
color	rojo intenso	rojo intenso	rojo	rojo	rojo	rojo	rojo	rojo	rojo	verde oliva	violeta oscuro	violeta oscuro	violeta oscuro

Estudio de los fresones

Las fresas y los fresones (Figura 15) crecen en el fresa, planta que pertenece a la familia de las Rosáceas y al género *Fragaria*. Son frutas cuyo componente más abundante, después del agua, son los hidratos de carbono (fructosa, glucosa y xilitol). Son muy buena fuente de vitamina C y ácido cítrico, ácido salicílico, ácido málico y oxálico, potasio y en menor proporción contienen vitamina E. La vitamina C tiene acción antioxidante, al igual que la vitamina E y los flavonoides (antocianos), pigmentos vegetales que le confieren a estas frutas su color característico.



Figura 15. Fresas

En la Figura 16 se muestra la relación entre el pH y el color del extracto de los fresones, que se recoge en la Tabla 7.



Figura 16. Color del extracto de los fresones al variar el pH

Tabla 7. pH y color del extracto de los fresones

pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
color	naranja	rojo	rojo	rosa claro	rosa claro	rosa claro	rosa claro	rosa claro	rosa claro	rosa claro	rosa claro	morado claro	morado claro	morado claro

Estudio de la remolacha

La remolacha (*Beta vulgaris*), Figura 17, es una planta de la familia *Chenopodiaceae*, de la cual las hojas y la raíz son comestibles. La variedad de mesa es de raíces gruesas, rojas y carnosas, que se consumen principalmente cocidas; el color se debe a dos pigmentos, la betacianina y la betaxantina, por ello de algunas variedades se obtiene el colorante E162, rojo remolacha.



Figura 17. Remolacha

En la Figura 18 se muestra la relación entre el pH y el color del extracto de remolacha, que se recoge en la Tabla 8.

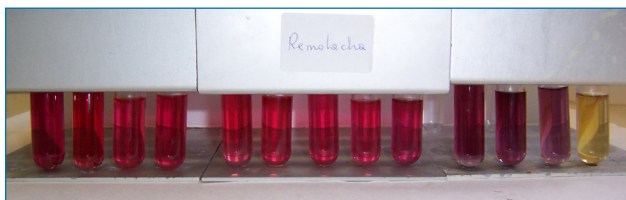


Figura 18. Color del extracto de remolacha al variar el pH

Tabla 8. pH y color del extracto de remolacha

pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	13	14
color	rojo	rojo	rojo	rojo	rojo	rojo	rojo	rojo	rojo	violeta	violeta	violeta	dorado



Figura 19. Cebolla roja

Estudio de la cebolla roja

La cebolla, *Allium cepa*, pertenece al género *Allium*, el más importante de la familia de las Liliáceas, que incluye más de 500 especies. En él se incluyen hortalizas tan conocidas como las cebolletas, el cebollino y el puerro.

Muchas de sus especies, como es el caso de la cebolla, forman engrosamientos subterráneos del tallo, conocidos de forma popular como bulbos, y todas ellas son ricas en aceites esenciales sulfurados muy volátiles y picantes.

La cebolla, sobre todo la roja (Figura 19) ayuda a prevenir la osteoporosis, gracias a su alto contenido del flavonoide quercitina.

En la Figura 20 se muestra la relación entre el pH y el color del extracto de la cebolla roja, que se recoge en la Tabla 9.



Figura 20. Color del extracto de cebolla roja al variar el pH

Tabla 9. pH y color del extracto de cebolla roja

pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	13
color	rojo claro	rosa	rosa claro	rosa claro	rosa claro	ámbar pálido	ámbar pálido	ámbar pálido	verde pálido	verde pálido	verde pálido	verde pálido

Estudio del té rojo

El té rojo, o té *pu-erh*, proviene de China, Figura 21. Este té, al igual que el resto de tés, contiene cafeína, teína y teobromina, todas ellas sustancias excitantes.



Figura 21. Té rojo

En este caso, para preparar el extracto, se preparó una infusión de té, introduciendo bolsitas de té en agua hirviendo.

En la Figura 22 se muestra la relación entre el pH y el color de la infusión de té, que se recoge en la Tabla 10.

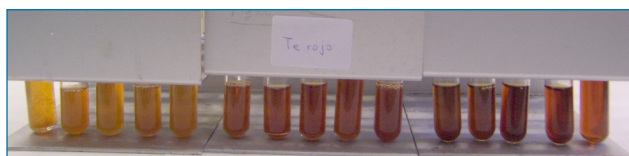


Figura 22. Color de la infusión de té al variar el pH

Tabla 10. pH y color de la infusión de té

pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
color	mostaza	mostaza	mostaza	mostaza	mostaza	rojo	rojo	rojo	rojo	rojo	rojo vino	rojo vino	rojo vino	rojo vino	rojo vino

Estudio de la flor del ciclamen

Esta planta herbácea, también llamada violeta persa, pertenece a la familia de las primuláceas, forma tubérculos redondeados de no más de 15 centímetros de altura y posee unas fuertes raíces en la base de la misma.

Presenta unos pétalos que pueden ser más o menos grandes según la variedad, constituyendo graciosas y singulares flores. El colorido de estos pétalos es muy variado, pero siempre es muy intenso (Figura 23).



Figura 23. Ciclamen

En la Figura 24 se muestra la relación entre el pH y el color del extracto de la flor del ciclamen, que se recoge en la Tabla 11.



Figura 24. Color del extracto del ciclamen al variar el pH

Tabla 11. pH y color del extracto del ciclamen

pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	13
color	rojo rosado	rojo rosado	rosa claro	rosa claro	rosa claro	rosa claro	rosa claro	rosa claro	marfil	verde claro	verde	amarillo dorado

Estudio de la flor de Pascua

La *Euphorbia pulcherrima*, también llamada Poinsetia o Flor de Pascua, por coincidir su floración y forma más llamativa con la época navideña, pertenece a la familia de las Euforbiáceas y es originaria de México (Figura 25).

Esta planta o arbusto de hoja caduca y follaje con forma ovalada, de color verde intenso, presenta características inflorescencias amarillas, en el que lo llamativo son las brácteas de color rojo, rosa, blanco verdoso o blanco amarillento, a menudo confundidas con flores, que forman la parte superior de la planta.

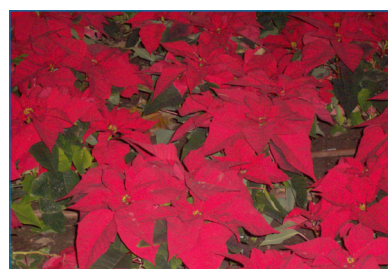


Figura 25. Flor de Pascua

En la Figura 26 se muestra la relación entre el pH y el color del extracto de la flor de Pascua, que se recoge en la Tabla 12.



Figura 26. Color del extracto de la flor de Pascua al variar el pH

Tabla 12. pH y color del extracto de la flor de Pascua

pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
color	rojo	rojo	rojo	rojo claro	rojo claro	rojo claro	dorado claro	dorado claro	dorado	marrón	marrón oscuro	marrón oscuro	verde oliva

Estudio de la clavellina o clavel del poeta

La clavellina, *Dianthus chinensis*, (clavel chino) o quizá *Dianthus barbatus* (el clavel del poeta), es una planta herbácea de la familia de las cariofiláceas de tipo ornamental (Figura 27).

En 1977, Cordell investigando posibles usos médicos encontró saponinas en *Dianthus barbatus*, que son glucósidos de esteroides o de triterpenoides.^[14]

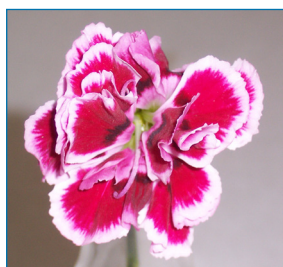


Figura 27. Clavel del poeta

En la Figura 28 se muestra la relación entre el pH y el color del extracto de la clavellina, que se recoge en la Tabla 13.

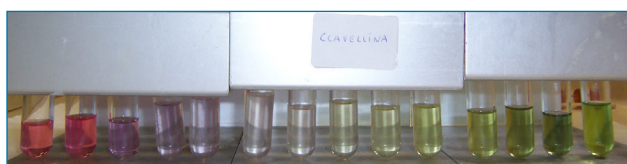


Figura 28. Color del extracto del clavel del poeta al variar el pH

Tabla 13. pH y color del extracto del clavel del poeta

pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
color	rojo claro	rojo claro	lila claro	lavanda	lavanda	lavanda pálido	lavanda pálido	incoloro	ámbar pálido	ámbar pálido	verde pálido	verde	verde	verde

Estudio de la cúrcuma y del curry

La curcumina (Figura 29) se obtiene de una especie que procede de la raíz de la cúrcuma (*Curcuma longa*), una planta herbácea de la India, cuyas raíces se

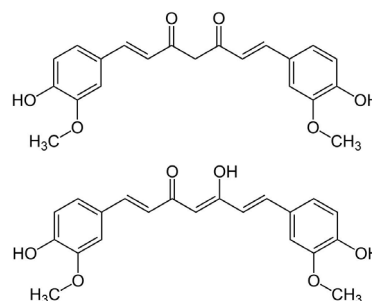


Figura 29. Estructura keto y enol de la curcumina



Figura 30. Cúrcuma

emplean como condimento, tinte y estimulante medicinal desde hace siglos. La curcumina confiere a la cúrcuma su intenso color amarillo. Se emplea en alimentación (E-100) como colorante amarillo o como aromatizante (Figura 30).

Para la preparación del extracto de cúrcuma se añadió la especia directamente al alcohol.

En la Figura 31 se muestra la relación entre el pH y el color de la cúrcuma, que se recoge en la Tabla 14.



Figura 31. Color del extracto de la cúrcuma al variar el pH

Tabla 14. pH y color del extracto de la cúrcuma

pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
color	amarillo	amarillo	amarillo	amarillo	amarillo	amarillo	amarillo	rojo	rojo	rojo vino	rojo vino	rojo vino

En 1889, con ocasión de la Exposición Universal de París, los franceses decidieron fijar y oficializar la composición del curry, especia importada por ingleses y holandeses. La principal especia que contiene el curry (Figura 32) es la raíz de cúrcuma.



Figura 23. Curry

Para la preparación del curry se añadió la especia directamente al alcohol.

En la Figura 33 se muestra la relación entre el pH y el color del curry, que se recoge en la Tabla 15.



Figura 33. Color del extracto del curry al variar el pH

Tabla 15. pH y color del extracto del curry

pH	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13
color	amarillo	amarillo	amarillo	amarillo	amarillo	amarillo	amarillo	amarillo	amarillo	naranja	rojo	rojo vino	rojo vino

CONCLUSIONES

En este caso, esta práctica se ha realizado con alumnado del curso de cuarto de la ESO. Han investigado el concepto de ácido y base estudiando sustancias naturales que son capaces de cambiar de color según la acidez o basicidad del medio, y que podrían utilizar también en casa. Han trabajado en el laboratorio, han visto cómo funciona un peachímetro y han comprendido lo que es un indicador. Han podido comprobar cómo a partir de productos cotidianos se pueden obtener indicadores de una forma muy sencilla. Han hecho el estudio del cambio de color de estos indicadores en función del pH.

Aunque se prepararon disoluciones reguladoras para el estudio de los extractos en función del pH, no se trató este concepto.

Posteriormente elaboraron el trabajo por escrito, aprendiendo a organizarlo y a extraer sus propias conclusiones.

En cuanto al estudio de sustancias naturales como indicadores, la mayoría de ellas resultaron tener más de un cambio de color, uno entre pH 2 y 3, otro entre pH 9 y 10.

Las sustancias que tuvieron el cambio de color más acusado entre los pH 2 y 3 fueron la uva morada, la berenjena, la flor del ciclamen y el clavel del poeta. Entre los pH 9 y 10 están el vino, los higos, la ciruela, la remolacha, la flor del ciclamen, y la flor de Pascua.

Curiosamente la cúrcuma y el curry varían en dos unidades su cambio de pH, del 7-8 de la cúrcuma al 9-10 del curry, debido seguramente a la menor concentración de cúrcuma en el caso del curry.

Dificultades encontradas al llevar a cabo la propuesta didáctica:

- Escasa habilidad en el manejo del material de laboratorio, debido a la falta de práctica.
- Confusión en el planteamiento de la práctica: se quiere estudiar cómo cambia el color de las sustancias con el pH para usarlas como posibles indicadores, no si estas sustancias eran ácidas o básicas.
- Mala organización del trabajo por escrito. Quizá por desconocimiento de la tarea o por minimizar el esfuerzo, a los alumnos les cuesta explicar los resultados obtenidos y elaborar conclusiones.

APLICACIONES

Con los indicadores obtenidos, se plantea la aplicación práctica; los alumnos deben determinar el carácter ácido o básico de sustancias cotidianas: vinagre, zumo de limón, amoníaco, zumo de manzana, disolución saturada de hidrogenocarbonato de sodio, agua del grifo, producto antigrasa, vino blanco, sal de frutas y gaseosa, completando una tabla.

BIBLIOGRAFÍA

- Decreto 51/2018, de 27 de abril, del Consell, por el que se modifica el Decreto 87/2015, por el que establece el currículo y desarrolla la ordenación general de la educación secundaria obligatoria y del bachillerato en la Comunitat Valenciana. https://www.dogv.gva.es/datos/2018/04/30/pdf/2018_4258.pdf
- Decreto 87/2015, de 5 de junio, del Consell, por el que establece el currículo y desarrolla la ordenación general de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato en la Comunitat Valenciana. http://www.dogv.gva.es/auto/dogv/docvpub/rlgv/2015/D_2015_087_ca_D_2015_136.pdf
- Fernández-Arroyo, A. F. El uso de las prácticas de laboratorio de Física y Química en Educación Secundaria Obligatoria. Una propuesta práctica de intervención para 4.º de ESO. 2015 <https://reunir.unir.net/handle/123456789/3293>
- Solbes, J. Montserrat, R. y Furió Mas, C. El desinterés del alumnado hacia el aprendizaje de la ciencia: implicaciones en su enseñanza. *Didáctica de las ciencias experimentales y sociales*. 2007 21, 91-117.
- Robles, A. Solbes, J. Cantó, J. R. y Lozano, O. R. Actitudes de los estudiantes hacia la ciencia escolar en el primer ciclo de la Enseñanza Secundaria Obligatoria. *Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias* 2015 14 (3), 361-376.
- Tomás-Serrano, A. y Hurtado-Pérez, J., Experimentos cuantitativos de química, con materiales de bajo coste, para alumnos de Bachillerato. *Anales de Química*. 2019 115 (5) 421-428.

- [7] Quílez Pardo, J., La enseñanza de la Física y Química en la Comunidad Valenciana: declaraciones institucionales y la realidad escolar. *Anales de Química*. **2019** 115 (4) 291-292.
- [8] Heredia Avalos, S. Experiencias sorprendentes de química con indicadores de pH caseros. *Revista Eureka de Enseñanza y Divulgación de Las Ciencias*. **2006** 3 (1), 89-103.
- [9] Solbes, J. Dificultades de aprendizaje y cambio conceptual, procedimental y axiológico (I): Resumen del camino avanzado. *Revista Eureka de Enseñanza y Divulgación de Las Ciencias*. **2008** 6 (1), 2-20.
- [10] Orden ECD/65/2015, de 21 de enero, por la que se describen las relaciones entre las competencias, los contenidos y los criterios de evaluación de la educación primaria, la educación secundaria obligatoria y el bachillerato. *Ministerio de Educación, Cultura y Deporte*, **2015** 25, 6986-7003. <https://www.boe.es/buscar/pdf/2015/BOE-A-2015-738-consolidado.pdf>
- [11] Fernández, M. R. y Fidalgo, J. A., *Química General*. 1994, León, Everest.
- [12] Astrid Garzón, G. Las antocianinas como colorantes naturales y compuestos bioactivos: revisión. *Acta biol. Colomb*. **2008** 13 (3), 27-36.
- [13] Martínez-Flórez, S., González-Gallego, J., Culebras, J. M. y Tuñón, M.^a J., Los flavonoides: propiedades y acciones antioxidantes. *Nutrición Hospitalaria*. **2002** XVII (6), 271-278.
- [14] *Wikipedia*.

Nota: Fotos propias, a excepción de las Figuras 3 y 9, que han sido extraídas de Internet, así como los datos generales de las sustancias.

SISOC XIII Spanish-Italian Symposium on Organic Chemistry
5-7 SEPTEMBER 2021 - TARRAGONA (SPAIN)

UNIVERSITAT ROVIRA I VIRGILI ICIQ Institute of Chemical Research of Catalonia