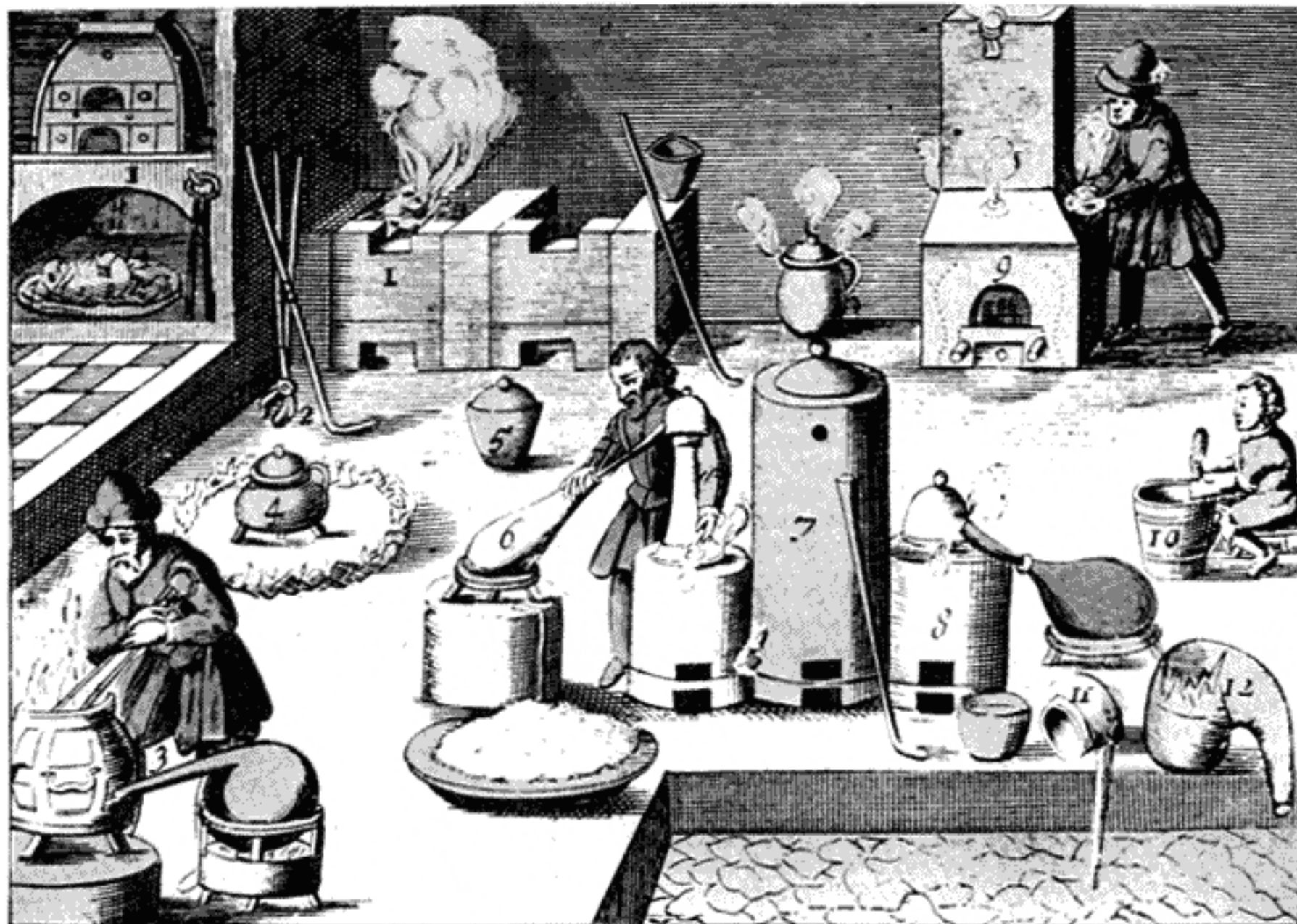


# Ácidos y bases: la química en la cocina\*

JOSÉ LUIS CÓRDOVA F.\*\*



**P**odría afirmarse que todas las ciencias comienzan clasificando. Evidentemente, lo anterior implica una identificación de las características más importantes de los objetos en estudio, tarea que no es fácil ni rápida. En ocasiones, deben emplearse cientos de años para poder llegar a una clasificación práctica o, aún más, a una definición general. La clasificación ácido-base, tema de este artículo, es un buen ejemplo de esta afirmación.

En efecto, la química comenzó describiendo y clasificando. Así tenemos: metales, no metales, compuestos orgánicos, inorgánicos, ácidos (del latín *acetum* vinagre, vino agrio) y álcalis (del árabe *alkali* cenizas) también llamados bases, etcétera.

En el antiguo Egipto, se sabía ya que la fermentación de jugos vegetales podía llegar a producir vinagre. Desde el proceso de la química esto implica la oxidación del alcohol, que se transforma en ácido acético. Aparte de su uso culinario, el vinagre era importante por ser el ácido más fuerte de la antigüedad.

\* Artículo aparecido en la revista Educación Química, volumen 1, número 0, julio de 1989.

\*\* Departamento de Química, Universidad Autónoma Metropolitana, Iztapalapa.

Si bien en el siglo IX eran pocos los ácidos conocidos (vinagre, jugo de frutas), ya se habían desarrollado los métodos y equipos de laboratorio necesarios para la producción de mu-

chos más (Ihde, 1970). Los alquimistas alejandrinos conocían los procesos de destilación, pero es poco probable que tuvieran aparatos lo suficientemente avanzados como para conseguir componentes volátiles puros, antes del siglo XII. El descubrimiento de los ácidos minerales, es decir, derivados de materiales inorgánicos, comenzó en Europa en el siglo XIII. Probablemente el primero fue el ácido nítrico, obtenido mediante la destilación de salitre (nitrato de sodio y potasio) y vitriolo (sulfato de cobre) o alumbre (sulfato de aluminio y magnesio). Más difícil de descubrir fue el ácido sulfúrico, pues éste requiere de mayores temperaturas y equipo más resistente a la corrosión; más difícil aún, resultó el ácido clorhídrico, pues los vapores no pueden condensarse, sino que deben ser disueltos en agua.

En química, el conocimiento empírico comenzó su desarrollo con el curtido de pieles, la elaboración de alimentos, etcétera, esto es, con el origen mismo del hombre. Sin embargo, la elaboración precisa de los conceptos químicos fundamentales comenzó en el siglo XVII. Se definieron: elementos, compuestos, ácidos, bases, sales, etcétera. Robert Boyle (1627-1691) dio, acerca del tema que nos ocupa, una especificación clara de los ácidos, al decir que tales sustancias podían enrojecer al tornasol (Szabadváry, 1964). Existían, además, otras formas de caracterizar a los ácidos: su sabor peculiar; el ataque a los metales y a la piedra caliza; el cambio de color de algunos vegetales (p. ej. líquenes) y, aunque resulta redundante, los ácidos se caracterizaban por su sabor ácido.

No es de sorprender que las primeras clasificaciones de sustancias se hayan hecho empleando los recursos más disponibles por los investigadores: sus sentidos, esto es, la vista, el tacto, el gusto. Hoy, esto puede parecer poco preciso y subjetivo; sin embargo, el entrenamiento logra mejorar notablemente tales sentidos, por ejemplo el olfato. La mayoría de la gente puede distinguir algunos cientos de olores pero un químico hábil logra identificar alrededor de 3 mil. En cuanto al color, el ojo humano llega a distinguir hasta 700 matices distintos, de forma que, con entrenamiento, pueden distinguirse unos 4 mil colores distintos (Wright, 1974).

Fue Robert Boyle, en 1661, quien buscó características más allá de lo inmediato: análisis a la flama, la célebre "piedra de toque", análisis de manchas, de humo, de precipitados, acción de disolventes, peso específico, etcétera. Los álcalis los identificaba por su tacto aceitoso (luego veremos por qué tal carácter aceitoso) y su capacidad para neutralizar los ácidos, que formaban sustancias cristalinas de sabor salado. Los ácidos, en cambio, los descubría por la efervescencia que producían con los metales, y ambos, ácidos y bases, porque anulaban sus características al combinarse, para dar lugar a una sustancia de gusto salado. Como ya mencionamos, Boyle añadió a lo anterior el cambio de color que los ácidos y bases provocaban en ciertas sustancias, como el extracto de violetas y el tornasol (que es obtenido de los líquenes *Rocella tinctoria*, *Rocella fuciformis*, *Lecanora tartarea*).

Estas observaciones permitieron la clasificación de muchas sustancias en ácidos y bases, lo cual llevó a relacionar una gran cantidad de observaciones experimentales. Así, muchas sustancias pudieron catalogarse como ácidos (nítrico, sulfúrico, carbónico, etcétera); como bases (sosa, potasa, cal, amoníaco, etcétera); y como sales (sal de mesa, salitre, bórax, alúmina, etcétera).

El primer intento de una explicación teórica del comportamiento de los ácidos fue hecho por Antoine-Laurent Lavoisier a fines del siglo XVIII, quien afirmaba que todos los ácidos contenían oxígeno (etimológicamente oxígeno significa: *oxys* ácido,

amargo, y *genna* producción, e.d. generador de ácidos). Sin embargo, el elemento clave para el comportamiento ácido no está en el oxígeno sino en el hidrógeno, como propuso Humphry Davy en 1815. Con todo, no hasta que exista hidrógeno en una sustancia, se requiere que éste sea sustituible por un metal (como sugirió Justus Von Liebig en 1838). Esta definición de ácido fue un poco más permanente que las anteriores —duró aproximadamente 50 años—, pero no dio ninguna explicación acerca del comportamiento de las bases, ya que éstas simplemente se definían como sustancias que neutralizaban a los ácidos.

El tema adquirió una nueva perspectiva con los trabajos de Wilhelm Ostwald y Svante August Arrhenius (Córdova, 1987) en la década de 1880. A grandes rasgos, la teoría de Arrhenius propone que los ácidos son sustancias que, en solución acuosa, producen iones  $H^+$ ; y las bases, a su vez, producen iones  $OH^-$ . De forma que la neutralización de ácidos y bases se explica en términos de la reacción:



La teoría de Arrhenius tuvo una vigencia de 35 años, pues no tardaron en presentarse inconsistencias. Por ejemplo, hay sustancias que producen el vire básico de indicadores, pero no producen iones  $OH^-$ , sino  $(CH_3O)^-$ , (si el disolvente es metanol  $(CH_3OH)$ ), o bien iones  $(NH_2)^-$ , si el disolvente es amoníaco líquido  $(NH_3)$ . También la definición de ácido como sustancia que produce iones  $H^+$ , tiene algunas excepciones. La más importante es que en solución acuosa no existe el  $H^+$  como tal, sino asociado, por lo menos, con una molécula de disolvente como  $(H_3O)^+$  en agua  $(H_9O_4)^+$ , según algunos; como  $(CH_3OH_2)^+$  en metanol; y como  $(NH_4)^+$  en amoníaco líquido. Aún más, en disolventes como benceno o cloroformo, donde se dan las reacciones y propiedades típicas de ácidos y bases... ¡difícilmente se ha detectado la existencia de iones!

Otro escollo a la teoría de Arrhenius son las sustancias que no



Svante August Arrhenius.

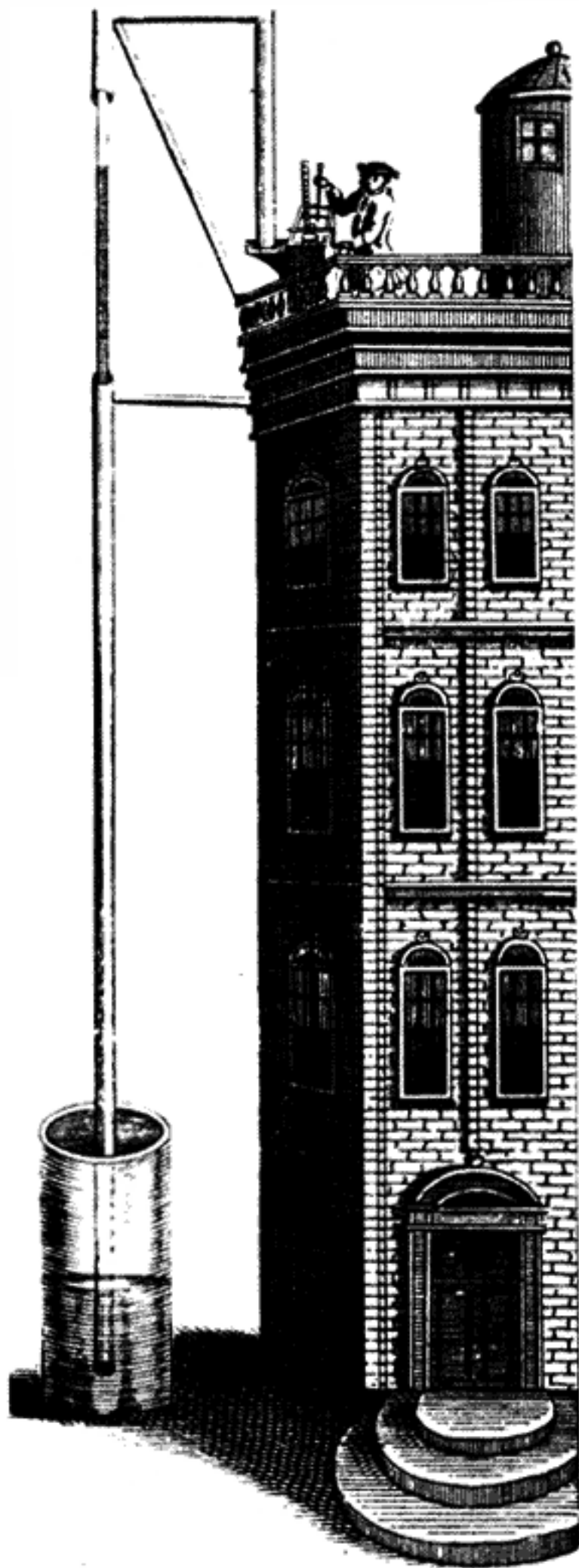


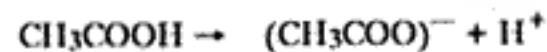
Ilustración de una obra de Robert Boyle.

tienen  $\text{OH}^-$  en su composición y se comportan como bases. De este tipo son la mayoría de los alcaloides (el sufijo griego *oide* significa "semejante a", por ejemplo en *humanoide*, *intelectualoide*, *hidrogenoide*). Ejemplos de alcaloides son la nicotina, efedrina, mescalina, morfina, heroína, etcétera. Cabe aclarar que algunos alcaloides (como la morfina) sí tienen grupos  $\text{OH}^-$ .

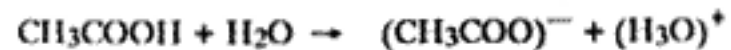
Pero, volviendo al tema, llegamos al siguiente resumen: las

definiciones de ácido y de base, dependen del disolvente involucrado.

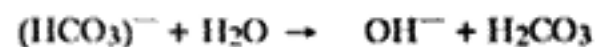
Además, según la teoría de Arrhenius, un ácido produce iones  $\text{H}^+$ , sólo si hay una base que los reciba. Por ejemplo, el ácido acético:



produce el ion  $\text{H}^+$  (asociado a  $\text{H}_2\text{O}$  como  $\text{H}_3\text{O}^+$ ), sólo si el  $\text{H}_2\text{O}$  se comporta como una base:



Análogamente, una base sólo produce iones  $(\text{OH})^-$  si hay un ácido presente; así, el ión bicarbonato  $(\text{HCO}_3)^-$  producido por la disolución de una sal (por ejemplo: bicarbonato de sodio)



recibe  $\text{H}^+$  del agua (que se comporta como ácido).

Actualmente, existen otras teorías (como la de Lewis) con mayor poder explicativo; sin embargo, están fuera de los objetivos de este artículo.

### ÁCIDOS Y BASES EN LA COCINA

Veámos ahora cómo podemos reconocer ácidos y bases en el laboratorio cotidiano llamado *cocina*.

A decir verdad, hay una gran abundancia de sustancias, además de las ya mencionadas (extracto de violetas, tornasol, etcétera), que pueden emplearse como indicadores. Por ejemplo, el repollo morado puede usarse como indicador ácido-base.

Para obtener el pigmento, se necesita dejar el repollo rallado en una taza con agua, donde se agitará ocasionalmente. Cuando el agua esté de un fuerte color rojo, se vierte con cuidado, de tal forma que elimine lo más posible el repollo.

Se puede averiguar el color del indicador para el ácido con jugo de limón, y el color para medio básico, con bicarbonato de sodio (mal llamado por muchas amas de casa *carbonato*).

Examine, por ejemplo, las siguientes sustancias:

- agua resultante del cocimiento de vegetales, chícharos, frijoles, cebollas, espárragos, etcétera;
- líquidos que acompañan a vegetales y frutas enlatadas;
- cremor tártaro;
- refrescos gaseosos;
- jugos de frutas;
- tomate;
- yogurt, queso, etcétera;
- leche refrigerada; y
- leche a punto de "cortarse".

### DESTAPACAÑOS Y LAVAHORNOS

Como mencionamos, una de las propiedades comunes a las bases (tal como dice R. Boyle en "*El químico escéptico*", 1661) es la de ser aceitosas al tacto. Esta característica es debida a la capacidad que tienen las bases para disolver los tejidos orgánicos. En otras palabras, no es que sean "untuosas" o "resbalosas" al tacto, sino que, por disolver la piel, los dedos resbalan fácilmente como si hubiera aceite.



No es raro, entonces, que se usen bases fuertes para disolver los tejidos y restos orgánicos que han tapado alguna cañería.

La mencionada propiedad de disolver compuestos orgánicos hace muy útiles a los álcalis para quitar pingue y chochambre. De aquí que el ingrediente activo de muchos destapacaños y productos para lavar hornos sea NaOH o KOH.

### COLOR DE LOS VEGETALES

Hay cuatro tipos fundamentales de colorantes en los vegetales:

- Carotenos (del latín: *carota*, zanahoria), (Webster, 1981), que dan el color naranja a las —obvio— naranjas, zanahorias, maíz, duraznos, tomates, etcétera. Aunque están presentes en casi todos los vegetales y en las hojas verdes de los árboles, el color de los carotenos permanece oculto por la clorofila. Sólo en otoño, cuando disminuye la clorofila, aparecen los carotenos: amarillos, naranjas, rojos, que dan la coloración típica de las hojas.
- En general, todos los vegetales verdes contienen clorofila, (del griego: *chloros*, verde; y *phylle* hoja), (Webster, 1981). Éstos son los más abundantes en nuestra dieta: espárragos, alcachofas, lechugas, calabazas, perejil, berros, acelgas, escarolas, espinacas, chícharos, cilantro, etcétera.
- Antocianinas (del griego: *anthos* flor y *kyanos* azul oscuro), (Webster, 1981), los cuales producen los colores azules y rojos de la cebolla morada, repollo morado, fresas, betabel, etcétera. En particular, las antocianinas cambian notablemente de color cuando cambia el pH. Los cocineros saben que para conservar el color de los betabeles les conviene un pH ácido y, por lo mismo, les añaden jugo de limón o vinagre.
- Antoxantinas (del griego: *anthos* flor y *xanthos* amarillo), (Webster, 1981), son las que dan lugar a los colores cremosos en cebollas, espárragos, coliflor, arroz, etcétera, que en pH alcalino se vuelven amarillentos (de aquí que las amas de casa, para cocer el arroz blanco, le pongan unas gotas de limón).

Los tres últimos tipos de colorantes vegetales cambian de color cuando se someten a cocimiento. El caso de la clorofila se tratará más adelante.

Los carotenos, en cambio, son casi insensibles al calor y la acidez. Como los oculta la clorofila sólo se manifiestan al secarse las hojas, al marchitarse el vegetal o al cocinarlo.

### NOPALES Y EJOTES

Como mencionamos, las bases se caracterizan por ser aceitosas al tacto y por cambiar a azul el color del líquen llamado "tornasol", también se distinguen por su sabor "amargo" (?).

Boyle encontró que muchas sustancias orgánicas cambiaban de color con ácidos y bases. El alcatraz y el jazmín, por ejemplo, se ponen amarillos con vapores ácidos. Las rosas cambian a púrpura con el amoníaco y, en general, los vegetales verdes cambian a color pardo, en un medio ácido.

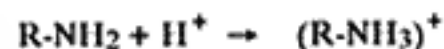
De aquí que la sabiduría de las abuelas haya elaborado una antigua receta, consistente en poner un poco de bicarbonato (o bien, tequesquite, del náhuatl *teitl* piedra y *quizquitl* brotante), (Cabrera, 1978), en el agua empleada para cocer los vegetales.

Con el cocimiento, se libera el ácido contenido en las células del vegetal y cambia el color de la clorofila. Al poner bicarbonato, el ácido producido se neutraliza y se conserva el color de los vegetales.

La molécula de clorofila tiene un átomo de magnesio que es eliminado por los ácidos, lo que da lugar a nuevas moléculas; si el vegetal contenía carotenos (casi inertes al calor y a los ácidos), el color pardo resultante disminuirá el atractivo de las legumbres. Esto explica por qué el aderezo para ensaladas (que contiene viganre) se agrega cuando está por servirse.

Por otro lado, al poner exceso de bicarbonato en el agua de cocido de vegetales, se tiene el riesgo de ablandar la textura de éstos y hacerlos poco apetitosos, pues, como ya mencionamos, las sustancias con características básicas reblandecen o disuelven los tejidos orgánicos. Otra forma de mantener el color verde brillante de los vegetales es cocerlos en olla de cobre. Al cocer los nopales en olla de cobre (o de aluminio), se evita que se pongan de color café, debido a la formación de  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  (o  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ), que neutraliza el ácido responsable de la pérdida del Mg de la clorofila. Otra forma es cocerlos rápidamente. Basta hervir una gran cantidad de agua para vaciar inmediatamente las legumbres. Si se pone a calentar poca agua ésta se enfriará considerablemente al añadir los vegetales y aumentará el tiempo de cocimiento y la cantidad de ácido liberada.

Otra aplicación culinaria de los ácidos es la siguiente: el característico olor a pescado es debido a la presencia de aminas  $\text{R-NH}_2$ , que son muy volátiles. En un medio ácido (donde por definición abunda el  $\text{H}^+$ ), se produce la reacción



al tener un carácter eléctrico la amina resultante puede disolver-





se fácilmente en  $H_2O$  (por la asimetría eléctrica de la molécula de  $H_2O$ ). En resumen, para disminuir el olor a pescado, debe ponerse limón al pescado.

### CONCLUSIONES

Los conceptos de acidez y basicidad surgieron de nociones y experiencias cotidianas (como la mayoría de los conceptos de la ciencia); surgieron de las prácticas comunes de artesanos y artistas, de la forma en que reaccionaban con los metales o ciertos compuestos orgánicos, etcétera.

Al encontrarse sustancias como el cloruro de aluminio, el trióxido de azufre y el trifluoruro de boro que, sin producir  $H^+$  en solución, reaccionan con bases y producen sales (y muchas otras características de los ácidos), fue necesario revisar el concepto de Arrhenius para los ácidos.

Sin embargo, hoy difícilmente podemos afirmar que el concepto científico de ácido, o base, forma parte de la experiencia común. Esto es muy "común" en la química moderna: el "sentido común" lo es solamente en el sentido de deber ser "común" para el que tiene una preparación especial y está consagrado a un campo específico. Sólo él puede mirar sus problemas y las soluciones como algo común. Tan común como puede ser a un artesano su tarea.

Ahora bien, durante mucho tiempo se consideró que la acidez o basicidad de una sustancia era una característica intrínseca (como podría serlo su masa molecular o su estructura molecular). En la actualidad, es más aceptado pensar en la acidez o basicidad como una forma de comportarse de las sustancias en determinadas situaciones. El ejemplo más notable es el  $H_2O$ , que tiene las características de un ácido y de una base.

Según la teoría de Arrhenius, un ácido se caracteriza por ceder iones  $H^+$  y una base por la posibilidad de recibirlos. Desde luego, esto es simplificado, pero permite explicar muchos fenómenos. Pocos científicos sostienen que realmente hay iones  $H^+$  involucrados; proponen, más bien, la intervención de iones complejos de tipo  $(H_3O)^+$ .

Desde luego, esto ha tenido su precio. Nos hemos alejado de las representaciones sensibles que fácilmente nos permiten "imaginar" a un "protón" que cambia de "amante". Y ante tal situación, conviene recordar que la validez de los conceptos científicos no está ni en su evidencia ni en la posibilidad de representarlos con analogías, sino en la posibilidad de definir los conceptos sin ambigüedad ni contradicción, a partir de efectos medibles, que permiten explicar fenómenos (Holton, 1981).

Es posible que muchos confundan familiaridad de los términos con claridad en los conceptos; de aquí que pensar en  $H^+$  producido por un ácido no sorprende. Sin embargo, cuando Arrhenius propuso tal idea, en 1895, encontró una gran oposición por parte de la comunidad científica.

La importancia de ácidos y bases no es teórica, exclusivamente. Ambos juegan un importante papel en la industria química, ya sea como reactivos o como catalizadores. Casi no hay proceso biológico, en la célula o en el organismo como un todo, que sea indiferente a la acidez o alcalinidad del medio. Por ejemplo, la sangre es ligeramente alcalina y sólo en un pequeño intervalo de pH ( $7.35 > pH > 7.45$ ) se mantiene la óptima regulación de las reacciones químicas del organismo. Se pueden citar muchos otros ejemplos: la importancia de la acidez o alcalinidad de un terreno para los cultivos, de la lluvia ácida en el deterioro de monumentos, bosques, etcétera.

### REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- Cabrera, L. 1974. *Diccionario de aztequismos*. Ed. Oasis., México.
- Cobb, V. 1972. *Science Experiments You Can Eat*. p. 25ss. J.B. Lippincott Co. New York.
- Córdoba F. 1987. *Teoría de la Disociación Electrolítica I y II*. Contactos, Vol., III, N. 1. pp. 28ss y 2, p. 22ss.
- Corominas, J. 1954. *Diccionario crítico etimológico de la lengua castellana*. Ed., Francke, Suiza.
- Derry, T.K., I. Trevor. 1980. *Historia de la tecnología I*, 379 p. Siglo XXI, México.
- Grosser, A.E. 1983. *The Cookbook Decoder*. Warner Books, New York, p. 30ss.
- Holton, G. 1981. *Introducción a los conceptos y teorías de las ciencias físicas*. Ed Reverté, S.A., España.
- Ihde, Aaron. 1964. *The Development of Modern Chemistry*, Harper & Row Publishers, New York.
- Szabadvary, F., E.E. Oesper. Development of the pH Concept. *Journal of Chemical Education*, 41, N. 2. Febrero 1964, p. 105ss.
- Webster's Third New International Dictionary*. 1981. Encyclopaedia Britannica, Inc. U.S.A.
- Wright S. 1974. *Applied Physiology*. Oxford University Press.