

1. ¿De qué están hechas las cosas?

Esta interesante pregunta fue motivo de reflexión desde la antigüedad. Ya los filósofos de la Grecia antigua habían dedicado parte de sus pensamientos a darle respuesta. Se le atribuye a Demócrito (ca. 460 a. C.-ca. 370 a. C.) la propuesta de que la materia (es decir, todo aquello que es tangible) está compuesta por pequeñas partículas inobservables a las que llamó “átomos”, palabra que, en griego, significa “indivisible”. De esa manera, se quería dar a entender que el átomo es la mínima porción de materia.

Los antiguos filósofos griegos también clasificaron la materia en diferentes elementos: *fuego, tierra, agua y aire*. Para no ser menos, Aristóteles (384 a. C.-322 a. C.) agregó el *éter* como quinto elemento.

Todas estas concepciones filosóficas eran interpretaciones de la naturaleza que no hacía falta someter a comprobación como exige la ciencia actual. No obstante, la esencia conceptual ha perdurado hasta nuestros días. Unos dos mil doscientos años después de Demócrito, el científico inglés John Dalton (1766-1844) retomó la teoría atomista, pero en un contexto científico experimental moderno, para explicar ciertas observaciones del comportamiento de la materia. Y la noción de *elemento* fue adoptada para describir todo tipo de materia que no se descompone en otros tipos. De manera que el comportamiento macroscópico (lo observable) de esas formas simples de materia se pudieron asociar a la naturaleza microscópica (lo inobservable) de lo indivisible: el átomo.¹

¹ Véase *Había una vez el átomo*, de Gabriel Gellon, en esta misma colección.

En efecto, los átomos existen y conforman la materia que nos rodea, incluidos nosotros mismos. Y sus diferentes clases dan origen a los distintos *elementos químicos*. La pregunta que sobrevuela es: “¿cuántos elementos existen?”, lo que equivale a preguntarse: “¿cuántos tipos diferentes de átomos existen?”. La respuesta es: “algo más de cien”.

La siguiente figura muestra la denominada *tabla periódica de los elementos*, un esquema de clasificación publicado en sus versiones primitivas en 1869 tanto por Dimitri Ivánovich Mendeléiev (1834-1907) en Rusia como por Julius Lothar von Meyer (1830-1895) en Alemania.

En ella se enumeran todos los elementos, que a su vez se representan con una abreviatura que se llama *símbolo químico* (el apéndice contiene una lista completa de los nombres y los símbolos de los elementos químicos). La línea gruesa escalonada separa los elementos *metálicos* (a la izquierda y las dos filas aparte en la parte inferior) de los *no metálicos* (a la derecha). Cada fila horizontal se llama *período* (del 1 al 7 de arriba abajo), y cada columna se denomina *grupo*. Algunos grupos de elementos poseen nombres, tales como metales alcalinos (IA), metales alcalinotérreos (IIA), halógenos (VIIA), etc.

Muchos elementos les resultarán familiares, ya que los materiales como el hierro (Fe), el oxígeno (O) y el sodio (Na) son muy conocidos. Las sustancias que están compuestas por un único tipo de átomos se denominan *sustancias simples*. Algunas de ellas tienen características especiales ya que, en realidad, están formadas por la unión de dos o más átomos de un elemento dado.

En general, un conjunto de dos o más átomos unidos entre sí se denomina *molécula*. Por ejemplo, el oxígeno está formado por moléculas, cada una de las cuales está compuesta por dos átomos... de oxígeno, ¡claro!

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIII			
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	H	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar											
	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
	55	56	*	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87
	Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
	87	88	**	104	105														
	Fr	Ra		Rf	Ha														
	*	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71			
	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
	**	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103			
	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw				

Chino básico

Manolito, uno de los amigos de Mafalda –la archifamosa tira de Quino–, se sacó un diez en Matemática por decir que “el orden de los factores no altera el producto”. No lo obtuvo por haber incorporado el conocimiento correspondiente a esa suerte de máxima, sino porque es vox pópuli.

¿Cuántas veces hemos escuchado afirmar, a gente que sería incapaz de decir “mi mamá me mima” en la lengua de Confucio, que “crisis”, en chino, significa “oportunidad”?

Estos son dos ejemplos de cosas que repetimos sin habernos cuestionado: a) si son ciertas, b) su significado conceptual o real.

Es así como un gran porcentaje de la población “sabe” que la fórmula química del agua es “H dos O” (o, más bien, “hachedo-só”), aunque sólo unos pocos pueden explicar lo que eso significa.

Tu nombre me sabe a hierba

Una fórmula química es una forma simbólica que expresa muchos conocimientos de manera condensada. La del agua (H_2O) proporciona la misma información que la de cualquier otra sustancia, por ejemplo, la de la sacarosa o azúcar común ($C_{12}H_{22}O_{11}$), y para “desplegar esa información” es necesario contar con algunos conocimientos previos:

- Qué es un átomo y qué es una molécula.
- Cuáles son y qué representan los símbolos químicos H, O y C.
- Qué se quiere indicar con los numeritos que aparecen en las fórmulas (2, 11, 12 y 22).

En el caso del agua, la información desplegada sería: “Cada molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno”.

Noten que si el subíndice (o número pequeño) no aparece a la derecha del símbolo químico, se sobreentiende que hay un átomo, como ocurre con el oxígeno en la fórmula del agua.

Para la sacarosa, aunque su fórmula sea más compleja, el tipo de información es exactamente el mismo: “Cada molécula de sacarosa está formada por doce átomos de carbono, veintidós átomos de hidrógeno y once átomos de oxígeno”.

Un problema más complicado –y que exige más conocimientos químicos previos– es identificar el nombre de cualquier sustancia viendo su fórmula química. Por ejemplo, el nombre de la sustancia cuya fórmula es $C_6H_5CHBrCHBrCOONa$ no surge en forma automática, salvo para quien tenga ciertos conocimientos de química, aun cuando la información básica siga siendo la misma: “Cada molécula de *esta sustancia* está formada por nueve átomos de carbono, siete átomos de hidrógeno, dos átomos de bromo, dos átomos de oxígeno y un átomo de sodio”.

Como ya dijimos, nombrar una sustancia química poco conocida implica un conocimiento adicional. Los nombres de las sustancias están normalizados según las convenciones internacionales establecidas por la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry, o sea, Unión Internacional de Química Pura y Aplicada).

Con la práctica, uno se acostumbra a los nombres de las sustancias que los químicos usan habitualmente en los laboratorios (ácidos, hidróxidos, sales, óxidos, solventes), aunque haya más de 30 millones de sustancias diferentes y todo un sistema de *formulación y nomenclatura* al que se ajustan. Por supuesto que ningún químico (¡aquí sí hablamos de personas!) se sabe todos los nombres ni es capaz de escribir todas las fórmulas, pero tampoco necesita hacerlo. Un investigador, incluso un estudiante, adquiere la habilidad de nombrar una buena cantidad de sustancias a partir de sus fórmulas o, a la inversa, de formular sustancias a partir de sus nombres.

En resumen, la *formulación* es una manera simbólica de representar la composición de las unidades estructurales de las sustan-

cias, mientras que la *nomenclatura* es una convención internacional para denominarlas.

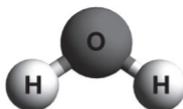
La forma de los átomos y las moléculas

Si recurriéramos a la intuición de nuestros atentos lectores y les pidiéramos que intentaran adivinar qué forma tienen los átomos, posiblemente la mayoría diría que son como pelotitas. Y, aunque no lo crean, la naturaleza ha “permitido” que la forma esférica de los átomos tenga un sustento científico riguroso. De modo que los átomos son como pelotitas muy pequeñas. Tanto, que escapan a la observación directa.

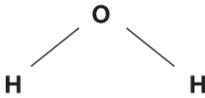
Por otra parte, las formas moleculares son el resultado de la aglomeración espacial de los átomos constituyentes. Por ejemplo, una molécula de agua posee la forma de una esfera de oxígeno que lleva adosados dos átomos de hidrógeno, y el ángulo formado por el centro del O y los dos centros de los H es de unos 105° . Una molécula de agua se parece a algo como esto:



Esta representación se entiende si aclaramos que el átomo O es más grande que el H, que –dicho sea de paso– es el más pequeño de todos los átomos. A veces se lo representa de la siguiente manera:



Así, se destaca que los átomos están conectados por lo que los químicos llaman *enlaces* o *uniones químicas*. Para describir la molécula, suele ser suficiente con una versión simplificada en la que se reemplaza la representación de los átomos por su respectivo símbolo, es decir:



Cómo ver sin mirar

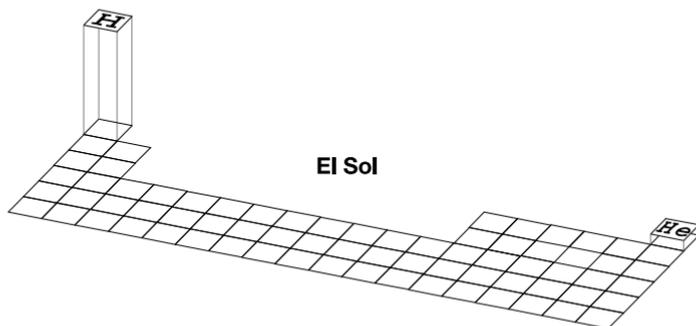
Es perfectamente comprensible que se muestren un poco escépticos frente a lo que acabamos de decir. En definitiva, ¿qué crédito se le puede dar al aspecto de algo que se acaba de calificar como inobservable? Y si bien es absolutamente cierto que no es posible observarlo en el sentido corriente del término, en el ámbito de la ciencia ese verbo tiene un significado menos restringido. La química debe lidiar con estos objetos ultrapequeños y no ha desarrollado su cuerpo de conocimientos como lo ha hecho la biología, por ejemplo, mediante la simple observación o con la ayuda de microscopios ópticos. Mientras que la descripción de la unidad mínima de organización biológica, es decir, la célula, puede hacerse en gran parte de manera directa, las unidades mínimas de la materia (átomos y moléculas) sólo pueden inferirse determinando, con instrumentos de medición que no pueden verlas de manera individual, los efectos que producen cuando infinidad de ellas interactúan.

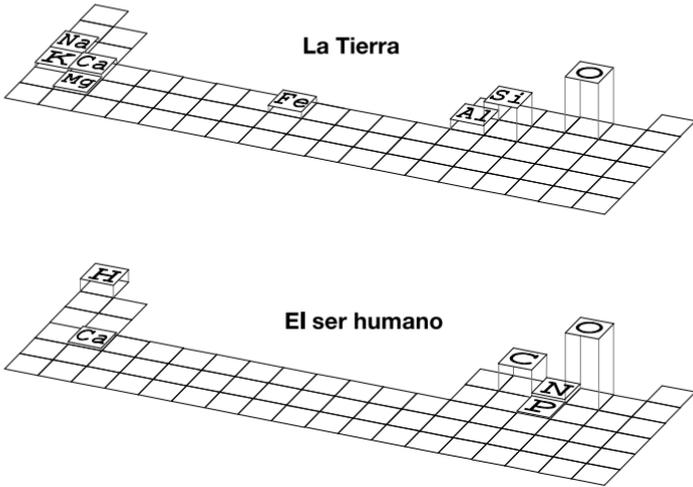
Para comprender este punto de vista les proponemos un juego que se llama “la caja negra”: tomen una caja opaca de material rígido (madera, plástico o algo similar) e introduzcan en ella un objeto (moneda, bolita, pila, lo que les guste). Luego denle la caja cerrada a alguien y pídanle que adivine qué contiene sólo manipulándola. Se sorprenderán al verificar cuántas cosas pue-

den decirse de ese objeto misterioso sin verlo. Es decir, moviendo y agitando la caja se puede hacer una investigación equivalente a las observaciones científicas del mundo atómico-molecular. Si luego le hacemos agujeros que permitan introducir alambres, estos actuarán como sondas de exploración que mejorarán aún más la investigación. Esta clase de observaciones indirectas son moneda corriente en química, y conforman la manera en que ha ido evolucionando en la comprensión de la naturaleza. Eso sí, en ciencias nunca podremos “hacer trampa” y abrir la caja.

Inventario de elementos

El planeta Tierra contiene todos los elementos químicos, a los que hay que sumar los que se han podido crear en laboratorio. La distribución de esos elementos es muy particular. El universo está compuesto por 75% de hidrógeno. El cuerpo humano contiene más de la mitad de los elementos, pero en cantidades que van desde varios kilogramos hasta unos pocos miligramos. Y si buscamos cuáles son los elementos que en total constituyen un poco más del 99%, al margen del sistema material del que hablemos, contabilizaremos sólo unos pocos, tal como muestran los siguientes esquemas, en los que la altura de las columnas representa el contenido porcentual.





Un dato curioso es que el gráfico correspondiente a cualquier planta o bacteria es casi idéntico al último. Aunque, en realidad, el hecho de que todos los seres vivos posean el mismo “conjunto elemental” no debería resultarnos tan llamativo.

Cuestión de estado

La tabla periódica de los elementos concebidos por los filósofos griegos de la antigüedad habría constado de cuatro o cinco casilleros (y los estudiantes de ciencias de aquella época hubieran necesitado muchos menos recursos mnemotécnicos) porque diferenciaban comportamientos observables a simple vista. No hay duda de que el elemento *tierra* representaba el *estado sólido*, el elemento *agua* el *estado líquido* y el elemento *aire* el *gaseoso*. Si seguimos esa línea, no podemos más que admirarnos frente a esta antigua descripción, dado que el elemento *fuego* bien podría haber representado al resto no material: la *energía*. Y hasta el *éter* aristotélico podría considerarse una verdadera anticipación de lo que, para la ciencia, sigue siendo sólo una hipótesis. Es más, el quinto elemen-

to o *quintaesencia* es lo que en la astronomía actual se denomina *materia oscura*, un tipo de materia aún no detectado que, para la tranquilidad mental y espiritual de los físicos que intentan describir el comportamiento del universo, “debería” existir.

Actualmente, los estados de la materia (sólido, líquido y gaseoso) no se determinan a partir de una diferencia elemental, sino que se entienden como una condición que cualquier material puede adoptar, sea cual fuere su composición. Supongamos que tenemos una sustancia compuesta por moléculas que, para simplificar la explicación, vamos a considerar esféricas. Esta sustancia puede estar en cualquiera de los tres estados. Para entender cuál es la interpretación microscópica, vamos a proyectar una película que describe cada uno (bueno, en realidad vamos a recurrir a animaciones. Invitamos a los lectores a visitar la sección “Videos” de <www.facebook.com/cienciaqueladra>). Las animaciones I, II y III contienen la interpretación molecular de los tres estados de la materia (sólido, líquido y gaseoso, respectivamente). Si bien las imágenes son de por sí elocuentes, añadiremos unos pocos comentarios.

Las características de cada estado son las siguientes: los sólidos poseen forma propia, los líquidos se ajustan a la forma del recipiente que los contiene y exhiben una superficie libre horizontal, y los gases ocupan todo el espacio que está a su disposición (como los objetos en la habitación de un adolescente).

Los diferentes estados se adquieren en función de la energía de las moléculas, de la que da cuenta la temperatura del conjunto. A medida que aumenta la temperatura, la energía molecular es mayor y se puede seguir la secuencia sólido-líquido-gas. En esta secuencia se producen los cambios de estado, que para cada sustancia ocurren a temperaturas bien definidas.

Y si se escarba dentro del átomo, ¿hay algo más?

En 1897, Joseph John Thomson (1856-1940) descubrió que, si se retiene una cantidad ínfima de gas en un tubo cerrado que

contenga dos chapas metálicas (electrodos) sometidas a una tensión de varios miles de voltios, de las moléculas del gas se pueden extraer partículas cargadas negativamente. Estas partículas, los *electrones*, son las que, al circular por un conductor metálico, generan una corriente eléctrica. Además, constituyen uno de los componentes del átomo, que, por ser un ente eléctricamente neutro, cuenta con partículas subatómicas que tienen una carga igual a la de los electrones, pero positiva: los *protones*. Descubiertos por Ernest Rutherford (1871-1937) en 1919, se encuentran en un espacio cuyo tamaño es 100 000 veces menor que el tamaño total del átomo, llamado *núcleo*. Sí: en un átomo, el número de electrones es igual al número de protones, y este último es el llamado *número atómico*. Precisamente es el número por el que se hallan ordenados los elementos de la tabla periódica. La característica distintiva de cada elemento es el número de protones en el núcleo de su átomo. Así, el átomo más modesto es el del hidrógeno, que está compuesto por un protón y un electrón. Los demás requieren ayuda para contener en el espacio reducido del núcleo más de un protón. Para eso existen los *neutrones*, que son partículas subatómicas sin carga eléctrica que actúan como “pegamento” de los protones ya que, por tener igual carga, entre ellos actúan fuerzas de repulsión. Por ejemplo, el núcleo de un átomo de hierro, además de los 26 protones, contiene 30 neutrones.

Del mismo color, pero de diferente sabor

Es muy posible que alguna vez hayan oído hablar de los *isótopos*. Pues bien, sucede que no todos los átomos de un dado elemento son iguales entre sí. Claro que algo iguales deben ser, ya que pertenecen al mismo elemento. Esto último fija un número atómico dado, que corresponde a un casillero de la tabla periódica.

Si nos quedamos en el mismo casillero y cambiamos el número de neutrones, producimos isótopos.

Un caso interesante es el del hidrógeno, que, sin necesitar de los neutrones en el núcleo (ya que el único protón nuclear no se puede “pelear” con otro), igualmente tolera la existencia de uno y dos neutrones. Esto origina dos átomos nuevos de hidrógeno que se llaman, respectivamente, *deuterio* (D) y *tritio* (T). Como la masa de un protón es igual a la de un neutrón (que a su vez es casi 1900 veces mayor que la de un electrón), la masa de un átomo de T es tres veces la de un átomo común de H (a veces llamado *protio*, para distinguirlo de sus primos isótopos), mientras que la masa de un átomo de D es el doble de la de un átomo H. Y, como para dar un broche de “número atómico 79” (para que se entienda mejor, les recomendamos mirar la tabla periódica), podemos asentir a lo que nuestro lector ya estará diciendo: habrá moléculas D_2O y T_2O . Estas son las moléculas de las sustancias llamadas, en ese orden, *agua pesada* y *agua superpesada*. (No, no se trata de ningún chiste: estas denominaciones forman parte de la jerga científica, del mismo modo que el HDO, que es la fórmula de la llamada *agua semipesada*.)

Inorgánica versus orgánica

La historia de la química como ciencia moderna, al igual que la de muchas otras disciplinas, no estuvo exenta de hechos dignos de una obra dramática. Su evolución involucró una primera etapa en la que se reunieron y clasificaron los comportamientos de las sustancias. Por ejemplo, estaba muy claro que aquellas resistentes al calor (agua, sal, plomo, etc.) provenían del reino mineral, mientras que las que sufrían alteraciones debido al calor (azúcar, aceites naturales, sangre, etc.) tenían un origen animal o vegetal. En otras palabras, en el mundo había sustancias *inorgánicas* y sustancias *orgánicas*. Durante el siglo XVIII, esta observación le sirvió de inspiración al químico sueco Jöns Jacob Berzelius (1779-1848) para constituir la teoría del vitalismo. Berzelius, que fue un verdadero acuñador de términos y a la vez una

especie de tirano de la química, dijo que era imposible que una sustancia orgánica se convirtiera en inorgánica, y viceversa. La existencia de dos químicas diferentes, la inorgánica y la orgánica, fue incuestionable hasta que a alguien se le ocurrió un simple experimento: calentar cianato de amonio, una sustancia del reino mineral (o sea, inorgánica). Lo que obtuvo fue urea, uno de los componentes de la orina de los mamíferos, es decir, una sustancia orgánica. Lo curioso es que ese “alguien” era un joven alumno de Berzelius, el alemán Friedrich Wöhler (1800-1882), quien repitió el experimento un centenar de veces antes de comunicarle la terrible noticia a su maestro, a quien seguramente habrá tenido que jurar que había utilizado como material de laboratorio cápsulas de porcelana, trípodes, mecheros..., pero ningún riñón extracorpóreo en funcionamiento.

No obstante, es necesario aclarar que la clasificación entre química inorgánica y orgánica aún perdura, aunque con una concepción diferente. Se considera que las leyes de la química son las mismas, pero, a los efectos del estudio, las sustancias se agrupan según la composición molecular: las formadas por carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y algunos pocos elementos más se denominan *orgánicas*, mientras que al resto se las llama *inorgánicas*.

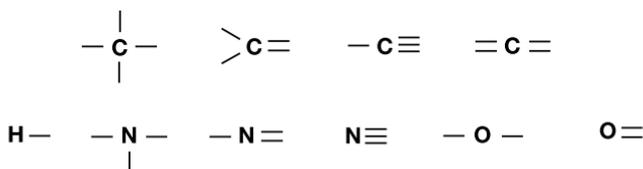
Pacientes lectores, ¿les dice algo la tabla periódica humana mostrada más arriba?

En la variedad (de sustancias) está el gusto

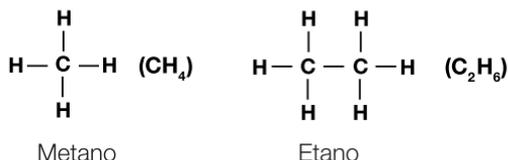
No abundaremos en detalles, pero es importante comentar los diferentes tipos de sustancias inorgánicas y orgánicas. Algunas de estas referencias van a traer a colación muchas cosas que ustedes habrán oído alguna vez.

Ya hemos mencionado que los segmentos o las rayitas que unen los átomos de hidrógeno al de oxígeno en la molécula H_2O se denominan *enlaces* o *uniones* y que provienen de los electrones

atómicos. En general, cuando dos átomos contribuyen, cada uno, con un electrón, se forma un *enlace simple*. Cada núcleo atómico atrae a ese par de electrones, y eso hace que ambos átomos se mantengan unidos. Los enlaces también pueden ser dobles (se representan con dos rayitas paralelas) o triples (adivinen: sí, tres rayitas). Los átomos de diferentes elementos son capaces de formar un número total de enlaces distinto y, para el caso de los compuestos orgánicos, se puede armar una especie de mecano atómico-molecular.² Este número total de enlaces suele llamarse *valencia*; para el carbono, el hidrógeno, el nitrógeno y el oxígeno, es, respectivamente, 4, 1, 3 y 2. De manera que los ladrillitos de nuestro juego para armar moléculas orgánicas son los siguientes:



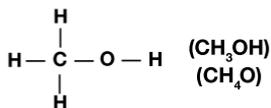
Lo asombroso es que todo lo que se nos ocurra armar, con la única restricción de que no quede ninguna valencia libre, es una molécula existente. No sólo podemos entender las moléculas simples como H_2 (H-H), O_2 (O=O) y N_2 (N≡N), y la archiconocida H_2O (H-O-H), sino también moléculas de sustancias muy comunes, como:



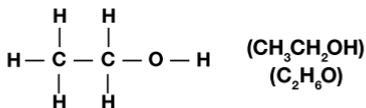
2 Para los más jóvenes, se puede citar cualquier juego de ladrillos u otros objetos susceptibles de ser encastrados.



Etino o acetileno



Metanol o alcohol metílico



Etanol o alcohol etílico

En relación con las representaciones anteriores, debemos recalcar que las fórmulas se pueden expresar señalando explícitamente todos los enlaces o empleando esquemas con diferente grado de simplificación, como los que están entre paréntesis. Estas se denominan *fórmulas condensadas*, mientras que las otras se llaman *desarrolladas*. En ocasiones, esta simplificación es extrema (por simple ahorro de escritura) y se omiten los símbolos de los elementos hidrógeno y carbono unidos entre sí, que ocupan los vértices de unión de los segmentos que representan los enlaces. Los siguientes son algunos ejemplos:



Para las sustancias orgánicas, se puede decir que cada molécula está constituida por un esqueleto de carbonos e hidrógenos (cadena hidrocarbonada), normalmente representada por una R, y un resto, que le da la naturaleza química particular, deno-

minada *grupo funcional*. El grupo funcional contiene elementos diferentes al carbono o hidrógeno. Algunos ejemplos de sustancias orgánicas son:

R-OH	Alcoholes
R-O-R'	Éteres
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	Aldehídos
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{R}' \end{array}$	Cetonas
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	Ácidos carboxílicos
R-NH ₂	Aminas
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{R}' \end{array}$	Ésteres
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$	Amidas

Los *hidrocarburos*, que son los componentes principales del petróleo, son sustancias que están formadas sólo por carbono e hidrógeno.

La gran variedad de compuestos orgánicos se debe a la propiedad de los átomos de carbono, que sólo ellos poseen, de formar cadenas largas uniéndose entre sí.

Para las sustancias inorgánicas, también las valencias determinan las fórmulas moleculares, aunque se suelen usar fórmulas condensadas. La fórmula, el nombre y el tipo de muchas sustancias inorgánicas que les resultarán familiares son los siguientes:

- Fe₂O₃: óxido férrico, óxido básico.
- FeO: óxido ferroso, óxido básico.
- CaO: óxido de calcio (conocido como *cal*), óxido básico.

- CO_2 : anhídrido carbónico, óxido ácido.
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$: hidróxido de calcio (conocido como *cal apagada*), hidróxido.
- NaOH : hidróxido de sodio (conocido como *soda cáustica*), hidróxido.
- HCl : ácido clorhídrico (conocido como *ácido muriático*), hidrácido.
- HNO_3 : ácido nítrico, oxoácido.
- H_2SO_4 : ácido sulfúrico, oxoácido.
- NaCl : cloruro de sodio (sal común), sal.
- CuSO_4 : sulfato cúprico (o sulfato de cobre), sal.
- KMnO_4 : permanganato de potasio, sal.
- NH_3 : amoníaco, base hidrogenada.

Como ya señalamos, no es nuestro objetivo describir las reglas de nomenclatura química (sobre todo si queremos que los lectores no nos abandonen) porque, además, no es imprescindible hacerlo. Sólo introdujimos algunas que seguramente les resultarán familiares. Lo que sí queremos decir es que, en general, el tipo de sustancia se puede establecer identificando los elementos a los que pertenecen los átomos que componen la molécula, tal como se describe en este cuadro:

	Metal	No metal	Metal	No metal	No metal (diferente de N, P, C, Si, P, As)	Los no metales N, P, C, Si, P, As	Metal	No metal
O	X	X	X	X				X
H			X	X	X	X		
Metal								X
No metal							X	
Resultado	Óxido básico	Óxido ácido	Hidróxido	Oxoácido	Hidrácido	Base hidrogenada	Sal	Sal

Los invitamos a probar este cuadro con los ejemplos anteriores.

Nobleza no obliga

Se podría pensar que la química se reduce a los elementos y sus combinaciones. Sin embargo, hay un grupo de elementos que se resiste a este destino: los del grupo VIII, que forman sustancias gaseosas monoatómicas, es decir, en las que la molécula es sólo un átomo. A estos elementos se los denomina *inertes*, *raros* o *nobles*. En general, los átomos de estos elementos no se combinan con otros átomos. Algunas excepciones son los fluoruros de xenón (XeF_2 , XeF_4 y XeF_6).

Tomemos un poco de aire

Como bien dijo El Principito, “lo esencial es invisible a los ojos”. Varias cosas que no se ven son sumamente importantes, y el aire es una de ellas. Salvo que esté en movimiento, es muy difícil que notemos su presencia. Y basta con que no esté para, malestar mediante, darnos cuenta de su ausencia. El aire es un gas. Más exactamente, una mezcla de gases, principalmente nitrógeno (N_2) y oxígeno (O_2) en un porcentaje volumétrico de 78% y 21%, respectivamente. El 1% restante está formado por argón (y pequeñísimas cantidades de otros gases nobles) y dióxido de carbono (CO_2). Esa pequeña concentración de CO_2 (0,03%) es la que permite el abrigo de noche para la Tierra, el tan mentado *efecto invernadero*. Pero de esto, y del temible aumento del efecto invernadero, vamos a hablar en el capítulo 3.

De dónde venimos

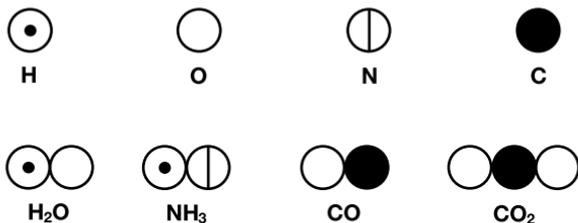
A todo esto, ¿de dónde viene la palabra “química”? Si consultamos cualquier texto sobre la historia de esta ciencia, veremos que su etimología no sólo es incierta sino también variada. Uno de los orígenes tendría que ver con los antiguos egipcios, ya que

se supone que el vocablo deriva de la palabra egipcia *khem*, que significa “Egipto” (bastante cercano al término inglés *chemistry*). Bien vale como reconocimiento a este antiquísimo pueblo por haber creado, hace ya unos cinco mil años, valiosos inventos como el vidrio, el pan y la cerveza.

En el antiguo Egipto se iniciaron muchas tecnologías, como el tratamiento de metales (metalurgia), el empleo de colorantes y la invención del predecesor del papel (papiro), en un período muy anterior a la *alquimia* (siglos IV-XVI), que –por el prefijo *al-* supone alguna influencia árabe. Esta etapa estaba marcada por la obtención de fermentos mágicos y la búsqueda de la llamada piedra filosofal, cuyas propiedades incluían la capacidad de transformar cualquier metal en oro y la de conceder la vida eterna.

Más tarde, en el período previo a la química actual, tuvo lugar la *yatroquímica* (siglos XVI-XVII), cuyo objetivo era la combinación de sustancias al servicio de la medicina (se desconoce si fue una continuación del deseo alquímico de lograr la vida eterna).

El inicio de la química como ciencia se suele marcar con los trabajos de investigación del inglés Robert Boyle (1627-1691) sobre el comportamiento de las sustancias. Luego vino John Dalton, a quien ya hemos mencionado como el primer atomista. Dalton, quien padecía ese tipo de ceguera a ciertos colores que hoy, en su honor, recibe el nombre de *daltonismo*, no sólo sentó las bases para la concepción actual del elemento y de la sustancia constituida por más de un elemento, sino que, mucho antes de que se tuviera conocimiento cabal de la existencia de las moléculas, introdujo el primer sistema de fórmulas químicas que reemplazó los símbolos alquímicos por representaciones que contemplaron el aspecto cuantitativo en la descripción. Algunos ejemplos de la simbología daltoniana son los siguientes:



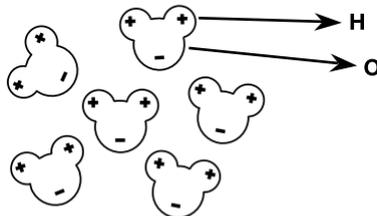
Como ven, aunque aún faltaban varios aspectos cuantitativos, el aporte de Dalton fue tal que bien tiene merecido el reconocimiento como *el padre de la química*.

Dime con quién andas y te diré quién eres

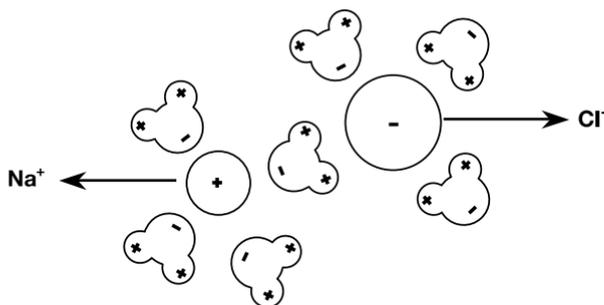
Un primer comportamiento molecular de las sustancias tiene que ver con la tolerancia. Ya hemos visto que, para una sustancia determinada, las moléculas pueden estar juntas o separadas, lo que da lugar a diferentes estados: sólido, líquido y gaseoso. Es en este último en el que no se requiere mucha tolerancia, ya que las moléculas se ven muy de vez en cuando. Y esto es válido para mezclas de moléculas diferentes. En los estados sólido y líquido debe existir alguna fuerza de cohesión que permita la convivencia intermolecular. ¿Qué pasa si mezclamos dos sustancias distintas? Todos sabemos que el agua y el alcohol se mezclan y que el agua y el aceite no. En el primer caso se observa un único líquido y en el segundo se forman dos capas, una superior de aceite y una inferior de agua. El agua y el alcohol son miscibles, mientras que el agua y el aceite son inmiscibles. Hay un viejo adagio de la prehistoria química que dice: “semejante disuelve a semejante”. Y, desde el establecimiento de la teoría atómico-molecular, se sabe que la semejanza se reduce a la semejanza molecular, es decir, a la posibilidad (o no) de que dos moléculas de sustancias diferentes interactúen de manera similar o cómo interactúa cada una con sus iguales. Las fuerzas de cohesión en-

tre dos moléculas de agua o entre dos moléculas de aceite son mayores que las que puede haber entre una molécula de agua y una de aceite. Entonces, tal como puede ocurrir en una fiesta, las personas afines suelen juntarse en grupos de acuerdo con la atracción, afinidad o tolerancia mutuas.

La existencia de fuerzas de interacción (atracción y repulsión) tiene que ver con la naturaleza eléctrica de la materia. En una molécula conviven los núcleos atómicos (cargas positivas) de los elementos componentes y los electrones (cargas negativas), que forman una nube exterior. Cuando el centro de distribución de carga negativa de la molécula no coincide con el centro de distribución de carga positiva, se produce una asimetría denominada *polaridad*. Para una molécula polar hay un extremo positivo y un extremo negativo. Por lo tanto, la atracción de los polos opuestos es lo que provoca la cohesión entre moléculas polares. En las moléculas poco polares o no polares, el mecanismo de atracción es más complejo y tiene que ver con polarizaciones mutuamente inducidas en toda la superficie molecular. Por lo tanto, el viejo dicho se transforma en “polar disuelve a polar” y “no polar disuelve a no polar”. El agua y el alcohol están compuestos por moléculas polares, mientras que las del aceite son muy poco polares. En la molécula de agua, los átomos de hidrógeno poseen cierta carga positiva y el oxígeno carga negativa. De manera que un conjunto de moléculas puede disponerse para priorizar las atracciones, tal como se esquematiza en el dibujo que sigue. (Cualquier semejanza con el ratón Mickey es pura coincidencia.)



Un caso particular de polaridad es el que se da en sustancias que, en estado sólido, están formadas por átomos aislados y cargados, que se denominan *iones*. Los positivos se llaman *cationes* y los negativos, *aniones*. Un caso típico es el cloruro de sodio o sal de mesa, NaCl, que en estado sólido está formado por cationes de sodio (Na^+) y aniones de cloro (Cl^-), en un arreglo ordenado tridimensional en el que un catión está rodeado de seis aniones, y viceversa (y para el que, estrictamente hablando, NaCl no representa una molécula, sino que en la estructura por cada Na^+ existe un Cl^-). Estas sustancias se denominan *iónicas* y son miscibles con agua, según el siguiente esquema, que describe que son posibles las configuraciones que optimizan las fuerzas de atracción de las moléculas de agua, entre sí, con el anión y con el catión:



Ahora se entiende el chiste (de químicos)

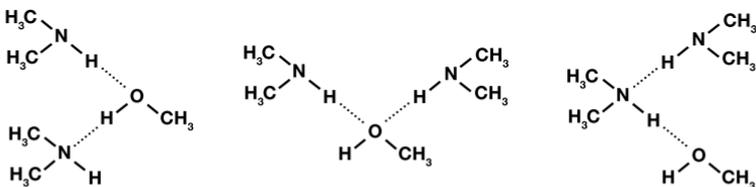
Ya estamos en condiciones de no quedar descolocados si, en una reunión, alguien (sin duda un estudiante de Química o Biología) pregunta: “¿Cómo se sabe si un oso es polar?”, y, ante las respuestas de los asistentes, quienes seguramente dirán que por el color, el chistoso contesta: “¡No! Si es polar, se disuelve en el agua”.

Amores y odios

A las sustancias que se disuelven en agua se las llama *hidrofílicas*, y las que no, *hidrofóbicas*. Por lo tanto, toda sustancia polar o iónica es hidrofílica. Los aceites son hidrofóbicos, y como también suelen llamarse *lípidos*, podemos decir que las sustancias que son no polares serán *lipofílicas*. Y, ya que estamos, digamos también que las sustancias hidrofílicas se clasificarán como *lipofóbicas*.

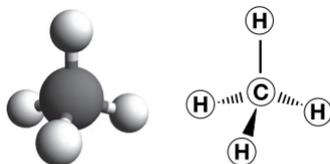
Tendiendo puentes

Existe un tipo especial de interacción, causado por la polaridad, que se da exclusivamente en moléculas que poseen átomos de hidrógeno unidos a átomos muy negativos, como el oxígeno y el nitrógeno. Cuando estos hidrógenos están presentes en una molécula, suelen formar fuertes asociaciones con átomos de oxígeno y nitrógeno de otras moléculas. Esta asociación, que recibe el nombre de *punteo de hidrógeno*, es la que se da entre moléculas de agua, de un alcohol o de alcohol y de agua, que son las que poseen en su estructura átomos de hidrógeno unidos a átomos de oxígeno. El oxígeno admite dos enlaces por puente de hidrógeno, mientras que el nitrógeno acepta sólo uno. El dibujo que sigue esquematiza algunas de las posibles interacciones entre dos moléculas de $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ (dimetilamina) y una molécula de CH_3OH (metanol) a través de puentes de hidrógeno (líneas punteadas):



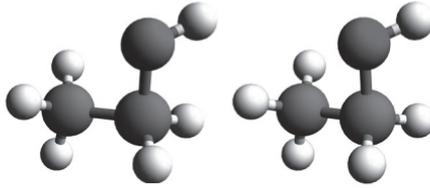
Moléculas en 3D

Ya hemos hecho referencia a la forma de las moléculas, aunque consideramos sólo un caso sencillo, la de H_2O . Como esta molécula es plana (es decir que los centros de los átomos están en un plano), un simple dibujo fue suficiente para exponer su carácter tridimensional. Pero, para moléculas que no son planas, se debe recurrir a dibujos en perspectiva. Por ejemplo, la molécula de metano (CH_4) posee una distribución espacial en la que los átomos de hidrógeno ocupan los vértices de un tetraedro, porque el átomo de carbono emplea cuatro enlaces simples. Con esto en mente, les será más fácil entender las figuras que siguen:



La de la izquierda muestra un modelo en perspectiva y la de la derecha un dibujo en el que la perspectiva se señala convencionalmente con enlaces en forma de cuña, que se usan para indicar cuáles están más lejos y cuáles están más cerca del observador.

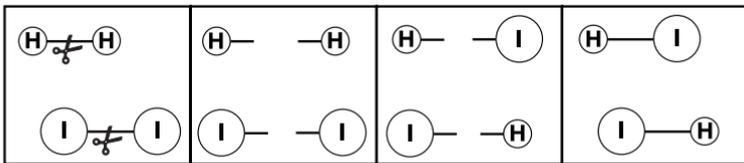
El conocimiento de la estructura tridimensional de las moléculas es esencial para comprender sus propiedades. Para eso, se suele recurrir a modelos, construidos en general en madera o plástico, que permiten percibir de una manera sencilla y completa la geometría molecular (¡y es la concreción del mecano del químico lúdico!). También podemos improvisar modelos con escarbadiantes (enlaces) y bolitas de poliestireno expandido. Y, a mitad de camino entre la perspectiva y los modelos, para evidenciar la tridimensionalidad molecular, se puede recurrir a imágenes estereoscópicas como las que presentamos a continuación para la molécula de etanol (alcohol etílico) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$:



Con un poco de esfuerzo, si fijan la mirada de cada ojo en cada figura y logran fusionar las imágenes en una sola, podrán percibir su profundidad. Y, así, verán a este perrito hecho de patas, cola y hocico de H, pecho y caderas de C y cabeza de O con la frente bien alta mirando al sudeste.

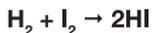
Todo cambia

Cuando nos cansamos de jugar con el mecano, lo desarmamos y lo guardamos para armar, en otra ocasión y con las mismas partes, alguna otra cosa. Si tenemos armadas una molécula de H_2 (H-H) y una molécula I_2 (I-I), podemos realizar la manipulación descrita en la tira:



Una molécula de hidrógeno y una molécula de yodo son materia prima suficiente para armar dos moléculas de yoduro de hidrógeno (HI). Este fenómeno de ruptura de enlaces y posterior formación de otros nuevos es la descripción molecular de un fenómeno denominado *reacción química*, que es la manifestación del cambio químico. La representación simbólica de una reacción química es una descripción del estado inicial (antes de

la reacción) y del estado final (después de la reacción) llamada *ecuación química*. La del caso que inició este relato es:

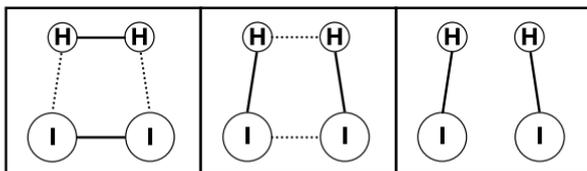


Una ecuación química se lee de izquierda a derecha. El cambio significa que las sustancias que figuran a la izquierda de la flecha (*reactivos*) se convierten en las que están a la derecha (*productos*). La ecuación química también describe el balance que debe existir, dado que el número de átomos de un elemento dado debe ser el mismo a ambos lados. El lector suspicaz podrá poner en este contexto la famosa frase que dice: “La materia no se crea ni se destruye, sino que se transforma”.

Caminante, no hay camino

Otra cosa interesante es que, durante una reacción química, en el pasaje de reactivos a productos, entra en juego también cierta dosis de suerte, puesto que los procesos químicos se dan como consecuencia de los choques moleculares y cada choque, para ser efectivo, debe tener cierta energía mínima. Sin embargo, no alcanza con la energía. Además, las disposiciones espaciales tienen que ser óptimas. ¿Cómo es esto?

Volvamos a la reacción anterior. La manera más efectiva para que, de un plumazo, dos enlaces se rompan y los dos nuevos se formen requiere la disposición espacial inicial que aparece en la primera imagen de la tira que está a continuación (las líneas punteadas señalan los enlaces en formación o en ruptura):



Las animaciones IV y V (invitamos nuevamente a los lectores a visitar la sección “Videos” de <www.facebook.com/cienciaqueladra>) muestran, respectivamente, dos choques entre H_2 y I_2 , uno efectivo y otro no efectivo.

A esta manera en la que se produce la reacción se la denomina *camino o mecanismo de reacción*, y la configuración espacial para el choque efectivo (tanto en términos de energía como de orientación relativa) es lo que se denomina *complejo activado*. La energía del complejo activado es mayor que la de los reactivos en una cantidad denominada *energía de activación*. Un *catalizador* es una sustancia que disminuye la energía de activación y aumenta la velocidad del proceso. Un ejemplo biológico son las enzimas. Los catalizadores se añaden en pequeñas cantidades al sistema de reacción y no sufren alteración alguna. Por ejemplo, el agua oxigenada se descompone muy lentamente en agua y oxígeno ($2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$), y si se le agrega una pizca de yoduro de potasio (KI) la reacción se acelera, tanto, que se observa una eferescencia debido al desprendimiento del oxígeno gaseoso. Luego de la descomposición el KI permanece inalterado. También los caños de escape de los automóviles contienen un dispositivo que contiene metales catalizadores, que facilitan la conversión de los gases de salida a otros menos nocivos para el ambiente.

Las reacciones químicas están presentes en nuestra vida cotidiana más de lo que creemos. Los procesos bioquímicos de nuestro cuerpo y los que se dan al cocinar alimentos involucran cambios químicos.³

El concepto de reacción química significó la derrota del vitalismo de Berzelius en manos de Wöhler, quien, recordemos, logró transformar una sustancia inorgánica (cianato de amonio) en una orgánica (urea) con el simple recurso de calentar la inorgánica:

³ Es más que justo hacer referencia a *El cocinero científico* y *El nuevo cocinero científico*, de Diego Golombek y Pablo Schwarzbaum, en esta misma colección.



Los invitamos a verificar que, en la ecuación anterior, el número de átomos de cada elemento, en efecto, está balanceado.

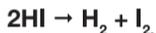
Una vida equilibrada

En el plano atómico-molecular, la química es puro dinamismo. Y cuando el proceso redunda en una manifestación observable (medible), se puede dar cuenta de su evolución. Pero el hecho de que no haya un cambio observable no necesariamente implica la ausencia de dinamismo.

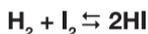
Imaginemos un ómnibus que sale de la estación sin pasaje. Durante el recorrido va recogiendo pasajeros, y este proceso (el ascenso de individuos) se podría medir tomando el número de estos en un instante dado. Al principio, ese número aumenta a medida que pasa el tiempo. Pero en algún momento se empieza a dar otro proceso: el descenso de pasajeros. A mitad del recorrido total puede suceder que la cantidad de pasajeros se mantenga constante por un largo tiempo, pero esto no indica que ya no suba nadie más.

Por supuesto, ustedes ya se habrán percatado de que, si en un tiempo dado el número de ascensos es igual al de descensos, la cantidad de pasajeros en el ómnibus será constante: aunque las caras cambien, el total seguirá siendo el mismo. Dicho de otro modo, se puede alcanzar un estado en el que la velocidad de ascenso, si se toma el número de pasajeros que ascienden por hora, es igual a la de descenso, es decir, a la cantidad de viajeros que descienden en ese mismo lapso.

Bajemos del ómnibus y entremos al laboratorio. Si bien no es predecible, les aseguramos que el HI puede descomponerse en H_2 y I_2 . Es decir, es posible obtener la reacción



que es opuesta a la que ya vimos (animación IV'). En estos casos, se dice que la reacción es *reversible*. Si hacemos una analogía con el ejemplo del ómnibus, podemos afirmar que cuando la velocidad de formación (ascenso de pasajeros) del HI iguale a la de su descomposición (descenso), tendremos números constantes de moléculas de H_2 , I_2 y HI. Esto es lo que se llama *equilibrio químico*, que, a la luz de lo relatado, se diferencia de un equilibrio mecánico estático. En este caso, la naturaleza dinámica de dos procesos simultáneos y opuestos es lo que da la apariencia de que no se produce cambio alguno. El estado de equilibrio (dinámico) de una reacción se representa con un par de flechas opuestas. En la que estamos usando como ejemplo, sería:



En estos casos, es indistinto el sentido en el que se escribe la reacción. Es más: si se colocan 100 moléculas de HI (como veremos en el próximo capítulo, aunque este número no sea medible nada nos impide imaginarlo) en un recipiente cerrado a 500 °C, todas las sustancias estarán en estado gaseoso y, una vez que se alcance el estado de equilibrio, se puede estimar que habrá presentes 11 moléculas H_2 , 11 moléculas I_2 y 78 moléculas HI. Si en las mismas condiciones se introdujeran 100 moléculas de H_2 y 100 moléculas de I_2 , en el equilibrio se obtendrían, nuevamente, 11 moléculas H_2 , 11 moléculas I_2 y 78 moléculas HI. Dicho de otro modo, si la temperatura es constante, siempre se alcanzará el mismo estado de equilibrio sin importar de dónde se parta.

Los equilibrios pueden desplazarse. Si al recipiente con el equilibrio anterior se le agregan 100 moléculas H_2 , las nuevas cantidades en equilibrio serán 102 moléculas H_2 , 2 moléculas I_2 y 96 moléculas HI. ¿Por qué? Porque este agregado produce un aumento en la cantidad de moléculas HI y una disminución en

el número de moléculas I_2 . Se dice entonces que hubo un desplazamiento hacia la derecha (teniendo en cuenta el sentido en el que se escribió la última ecuación de equilibrio). También se puede desplazar el equilibrio quitando uno de los reactivos. Si en el equilibrio anterior quitáramos continuamente moléculas H_2 (o I_2), el equilibrio se desplazaría progresivamente hacia la izquierda, consumiendo HI hasta su agotamiento total.

Para verte mejor

La naturaleza dinámica de un estado de equilibrio también se puede ejemplificar con los procesos de cambio de estado. Por ejemplo, en la evaporación de un líquido, las moléculas de la superficie, esto es, las que están sujetas a menores fuerzas de atracción que las del interior, pueden escapar y formar vapor (gas) si tienen espacio disponible sobre la superficie libre del líquido. También se puede dar el proceso inverso: la condensación. Y aquí, la analogía con los pasajeros del ómnibus es precisa. Cuando la velocidad de evaporación es igual a la de condensación, se alcanza el equilibrio líquido-vapor. La animación VI muestra una porción de líquido en equilibrio con su respectivo vapor.

Ácidos y bases

Los primeros instrumentos de medición en la prehistoria de la ciencia que nos ocupa incluyeron nada más y nada menos que lenguas y narices. Un típico comportamiento antagónico lo provocaban algunas sustancias agrias y amargas que, al mezclarse, anulaban mutuamente su sabor. Hoy en día se las llama, a las primeras, *ácidos*, y a las segundas, *bases*. Las características moleculares de un ácido y una base hacen que, cuando se los disuelve en agua, los primeros aporten cationes H^+ (protones) y las segundas, aniones

OH^- (oxhidrilos). Ejemplifiquemos esto con dos casos sencillos. El ácido clorhídrico es un ácido porque, en agua, cada molécula se parte tal como lo describe la siguiente reacción:



Por su parte, el hidróxido de sodio (NaOH) es una base porque, en agua, cada molécula se parte tal como lo describe la siguiente reacción:



Dado que los H^+ y los OH^- tienen mucha afinidad, cuando están cerca tienden a juntarse (combinarse) y, ¿a qué no adivinan cuál es el producto de su unión? Sí:

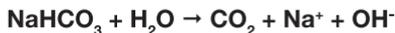


Entonces, si la misma cantidad de protones (H^+) y oxhidrilos (OH^-) están en solución, se unen para formar moléculas de agua, sin que haya un exceso de ninguno de los dos (y, por lo tanto, anulando la agrura y el amargor). Esta reacción se llama *neutralización*.

Y del estómago, ¿cómo andamos?

Aunque no lo crean, los jugos estomacales poseen una elevada concentración de HCl . Cuando ciertos problemas en el funcionamiento estomacal producen un aumento de los jugos gástricos, se genera la desagradable y conocida sensación de acidez. Para combatirla, precisamente se aprovecha la reacción de neutralización y se ingiere un antiácido. El más común es el bicarbonato de sodio (NaHCO_3), una sustancia que no posee OH en su estructura. ¿Cómo puede entonces actuar como antiácido? Para

responder a esa pregunta hay que tener en cuenta que, en agua, produce la siguiente reacción:



De modo que los oxhidrilos formados neutralizan el exceso de los protones estomacales. El hecho de que también se forme dióxido de carbono gaseoso explica las consecuencias indeseadas que produce tomar bicarbonato cuando estamos con acidez (¡berp!).

Indicadores de acidez

Existen sustancias orgánicas que adoptan dos formas moleculares en equilibrio, que a su vez involucran protones u oxhidrilos. Y cada una de las formas moleculares presenta diferente coloración. Esto lo podemos esquematizar de manera general como sigue:



Ante un exceso ácido (exceso de H^+), el equilibrio anterior se desplaza a la izquierda y se observa la coloración A. Por el contrario, ante un exceso básico (exceso de OH^-) se consumen los H^+ , el equilibrio se desplaza a la derecha y predomina la coloración B. Es decir que el cambio de ácido a básico (o viceversa) se puede apreciar visualmente como un cambio de coloración del indicador, que, en la jerga química, se conoce como *viraje*. Los indicadores ácido-base más comunes son los que se resumen en la siguiente tabla:

Indicador	Forma A	Forma B
Fenolftaleína	Incoloro	Rosada
Heliantina	Roja	Amarilla
Tornasol	Rojo	Azul
Azul de bromofenol	Amarillo	Azul-violeta

El origen de todos los indicadores es vegetal (la mayoría de los pigmentos de las plantas tienen esta propiedad). Existen ejemplos domésticos, como el vistoso caso del repollo colorado. Si se hierven trozos de repollo, se puede hacer virar la disolución neutra obtenida de coloración azul al rosado usando ácidos como el vinagre (solución de ácido acético, CH_3COOH) o jugo de limón, y hacia una coloración verdosa con bases como el bicarbonato de sodio. Otro ejemplo cotidiano, aunque más sutil, es el del té. La próxima vez que tomen té con limón observen con mucha atención y verán que, al agregar el jugo, se produce un sutil viraje del color rojizo hacia uno mucho más claro. Y si se animan, después agréguenle bicarbonato de sodio al té (aunque no les recomendamos que se lo tomen).

No se pierdan el próximo capítulo, en el que intentaremos contarles algunas apasionantes cuestiones, como la manera ingeniosa que los científicos encontraron para contar átomos y moléculas a pesar de no poder verlos.

Índice

Este libro (y esta colección)	9
Acerca de los autores	14
Introducción. Esa cosa llamada química	15
1. ¿De qué están hechas las cosas?	17
Chino básico, 20. Tu nombre me sabe a hierba, 20. La forma de los átomos y las moléculas, 22. Cómo ver sin mirar, 23. Inventario de elementos, 24. Cuestión de estado, 25. Y si se escarba dentro del átomo, ¿hay algo más?, 26. Del mismo color, pero de diferente sabor, 27. Inorgánica <i>versus</i> orgánica, 28. En la variedad (de sustancias) está el gusto, 29. Nobleza no obliga, 34. Tomemos un poco de aire, 34. De dónde venimos, 34. Dime con quién andas y te diré quién eres, 36. Ahora se entiende el chiste (de químicos), 38. Amores y odios, 39. Tendiendo puentes, 39. Moléculas en 3D, 40. Todo cambia, 41. Caminante, no hay camino, 42. Una vida equilibrada, 44. Para verte mejor, 46. Ácidos y bases, 46. Y del estómago, ¿cómo andamos?, 47. Indicadores de acidez, 48	

2. Contando átomos y moléculas 51

Los tres niveles de interpretación, 51. ¿Cuántos átomos forman un objeto?, 53. El fruto prohibido y los átomos, 62. El escurridizo mol, 62. ¿Cuán grande es un mol?, 66. Ver los átomos: ¿deseo y decepción?, 68

3. ¿Para qué sirve saber química? 71

Un comentario de onda(s), 71. Colorín colorado, este cuento ha comenzado (la percepción visual del color), 73. Todo depende del color del cristal con que se mire, 74. El bolígrafo mutante, 76. Espectros que no son fantasmas, 77. ¿De qué color es el agua?, 78. ¿Y el azul del cielo?, 79. Lo que mata es la humedad, 79. Moléculas hermanas, 80. Moléculas de derecha y de izquierda, 81. Moléculas malas y moléculas buenas, 86. Me sube la bilirrubina, 88. Trenes moleculares, 90. Los tres alimentos básicos, 91. Moléculas quitamanchas, 96. Se me oxidó todo, 97. Caliente, caliente, se quema..., 98. Quemá esas cartas, 99. ¿Con qué llenamos el tanque?, 100. Entonces, ¡ponga hidrógeno en su tanque!, 101. ¿Qué es el fuego?, 103. Donde hubo fuego..., 104. ¡Sonrían!, 105

4. La química, el cine, la televisión y la literatura 109

Química de película, 109. Más poderoso que una locomotora..., 109. Locuras de fantasía, 112. Risa por partida doble, 112. Química formal. Un tema serio, 113. Encuentro explosivo, 113. Una presencia química más sutil en el cine, 114. En la pantalla chica también hay química, 116. Literatura no química y Química, 118

Epílogo	121
Apéndice: Los nombres de los elementos químicos	123
Bibliografía comentada	125