

## ¿DEPENDE DEL ENLACE QUÍMICO LA FRAGILIDAD DE LOS SÓLIDOS?<sup>1</sup>

PAULINA INÉS GUTIÉRREZ OSPINA<sup>2</sup>

Una respuesta a esta pregunta desde la química ha sido que un sólido es más frágil que otro debido al tipo de enlace químico que posee, lo que convoca a interrogantes como ¿qué es enlace químico, ¿cómo se forma?

Cuando se habla de enlace químico, una de las tantas versiones explicativas que se han formulado hace referencia a las fuerzas que mantienen unidos los átomos en las moléculas. La interacción entre dos o más átomos que se unen para formar una nueva sustancia se da gracias a la valencia del elemento, los electrones del último nivel y el núcleo atómico, entendiendo el término valencia como el poder que tiene un elemento para combinarse con otro. El átomo que se emplea como referencia es el hidrógeno y, por tanto, la valencia de un elemento se define como el número de átomos de hidrógeno que se pueden combinar con un átomo de ese ele-

mento. Por tanto, el átomo de cloro en HCl es monovalente, mientras que el átomo de oxígeno en H<sub>2</sub>O es divalente. Cuando dos o más átomos se acercan lo suficiente, puede producirse una fuerza de atracción entre los electrones de los átomos individuales y el núcleo de otro u otros átomos. Si esta fuerza es lo suficientemente grande para mantener unidos los átomos, se dice que se ha formado un enlace químico. Todos los enlaces químicos resultan de la atracción simultánea de uno o más electrones por más de un núcleo.

Este trabajo se centra en la propuesta de enlace que da lugar a la formación de sólidos cristalinos, para responder a la pregunta central.

Uno de los enlaces que se da en la formación de sólidos cristalinos es el **enlace iónico**, que es aquel en el que se transfieren electrones de un átomo a otro, en otras palabras, cuando uno de los átomos pierde electrones, mientras que el otro los gana. Por tanto los sólidos iónicos, como su nombre lo indica, están constituidos por iones. Estos iones son positivos o negativos, y se mantienen unidos en virtud de las fuerzas electrostáticas que se establecen entre partículas de carga opuesta. Los compuestos iónicos

1 Ponencia presentada en el Seminario de Química, octubre 2003.

2 Estudiante del Departamento de Química de la UPN.

son siempre sólidos a temperatura ambiente y presión ordinaria. Tienen puntos de fusión y de ebullición altos debido a las fuertes interacciones entre los iones de carga distinta. Se puede concluir que el enlace iónico es un enlace fuerte, pero sin embargo los sólidos iónicos son frágiles, pues un golpe fuerte desplaza las iones de sus posiciones estables astillando el cristal. Esto puede deberse a que es difícil que los iones estén unidos estrechamente debido a las fuertes repulsiones entre iones de la misma carga: entre más unidos se encuentren los iones de carga opuesta, simultáneamente se unirán más los iones de la misma carga, por lo cual en ese instante existirán fuerzas de atracción y repulsión, por tanto para que se establezca una estabilidad dentro del cristal, los iones deben estar separados, además las diferencias en el valor de la electronegatividad entre los iones es alta, por tanto se ve afectada su estabilidad energética.

Otro tipo de enlace es el **enlace covalente**, que es el que resulta cuando los átomos comparten electrones para lograr una configuración que les proporcione estabilidad energética. Los sólidos que presentan este tipo de enlace son los sólidos atómicos, en donde las partículas que ocupan las posiciones fijas del cristal son átomos unidos entre sí, mediante una red de enlaces covalentes. Por tanto, no presentan moléculas individuales (como tampoco lo hacen los sólidos iónicos) y todo el cristal puede considerarse como una molécula gigante. El enlace covalente es sumamente fuerte, se podría decir que más fuerte que el enlace iónico, las sustancias que poseen este tipo de enlaces son extremadamente duras y presentan puntos de fusión y ebullición excesivamente altos. Los sólidos atómicos no son muy frágiles, pues un golpe fuerte no desplaza fácilmente los átomos de su posi-

ción inicial, esto se puede deber a que los átomos están unidos estrechamente gracias a que la repulsión entre ellos no es grande y además poseen valores de electronegatividades parecidos, lo que les confiere gran estabilidad energética.

También existen en la naturaleza **sólidos moleculares**, en los que los cristales están constituidos por moléculas, que se mantienen unidas mediante fuerzas relativamente débiles. Estas son, por ejemplo, atracciones dipolo-dipolo, fuerzas de Van Der Waals y en algunos casos se unen por medio de un enlace conocido como puente de hidrógeno que aunque no es tan fuerte como un enlace iónico y menos aún como un covalente, sí es más fuerte que las interacciones anteriormente mencionadas.

Dada su constitución, los sólidos moleculares suelen ser blandos y muchos son tan frágiles como los compuestos iónicos, debido a que las moléculas están unidas entre sí en una forma especial y altamente direccional (enlace de hidrógeno) y además tienen puntos de fusión bajos.

Por último los **sólidos metálicos**. En un cristal metálico, las posiciones reticulares, están ocupadas por iones positivos. Estos iones son realmente núcleos atómicos con sus electrones internos, ya que los electrones de valencia se presentan desligados de los átomos, formando lo que se conoce como un mar de electrones, y moviéndose de un átomo a otro a través de todo el cristal. La atracción electrostática que se establece entre cada núcleo y el mar de electrones es la fuerza que mantiene unido el cristal y se conoce como enlace metálico. Sus puntos de fusión son variables al igual que su dureza.

### Aproximaciones a una explicación.

Cuando un sólido se rompe, indiscutiblemente sus enlaces se rompen. Con qué facilidad se rompa el sólido dependerá también del tipo de enlace que este posea. Así por ejemplo: sólidos como el diamante y el cuarzo, que poseen en sus estructuras enlaces covalentes, no se romperán tan fácilmente como un cubo de azúcar el cual es un sólido molecular, demostrando así que el tipo de enlace evidentemente trasfiere propiedades de fragilidad al sólido. Otros sólidos, como por ejemplo el cloruro de sodio, que posee enlaces iónicos, que son enlaces fuertes, se quiebran fácilmente casi como se quiebran los sólidos que poseen enlaces moleculares. Tal es el caso del hielo, que posee en sí estructura en enlace más fuerte entre los débiles, puente de hidrógeno, aunque el hielo y la sal (cloruro de sodio), se rompan aparentemente con la misma facilidad, esta última posee una resistencia mayor. Lo anterior hace pensar por qué un enlace fuerte como el iónico, tiene tan mínima diferencia en la fragilidad con respecto a otro enlace débil, en este caso el enlace molecular. Ello se explicaría así:

Cuando se golpea o se somete un sólido a una fuerza, se está transfiriendo energía, el objeto se quiebra debido a que no puede asimilar o aceptar la energía que se le está transfiriendo, o por el contrario no se quiebra cuando puede asimilar o aceptar esa energía que se le está transfiriendo.

Para ampliar la idea anterior se hará referencia a lo siguiente: la representación habitual que se le ha dado al enlace químico es una varilla que pone en conexión átomos adyacentes, así cuando se observa este tipo de representación se asocia con un enlace químico entre esos dos átomos. Pero dicha representación, aporta in-

formación valiosa, como por ejemplo, qué átomo se está enlazando con otro, si hay dos varillas entonces sabemos que se trata de un enlace covalente doble, si la varilla tiene alguna inclinación, como es el caso de la representación de moléculas orgánicas, entonces sabemos que el enlace tiene un ángulo determinado y otros del mismo carácter. Esta representación proporciona información sobre la interacción atómica. Este tipo de representación da una imagen incorrecta del enlace. Lo muestra como algo riguroso, como si de verdad entre los átomos existiera esa varilla, entonces la respuesta a la pregunta ¿por qué unos sólidos son más frágiles que otros? se reduciría a que un enlace se rompe cuando se parte la varilla, una explicación errónea. Una manera más cercana de conceptualizar un enlace químico podría ser la siguiente: las propiedades de los enlaces químicos están determinadas por variaciones de la densidad de carga. La carga eléctrica es más densa en el núcleo, donde se encuentran los protones y neutrones. Fuera del núcleo solo existe una nube de carga negativa generada por los electrones. Esta nube suele ser más densa en la dirección del núcleo más próximo, donde interactúan los electrones que pertenecen a ambos átomos. En realidad, las varillas simbolizan nubes de carga electrónica, que pierden densidad cuando los átomos se separan. En consecuencia cuando un enlace se rompe lo que se pierde es la densidad de carga generada entre el electrón de un átomo y el núcleo del otro.

Con esta nueva visión de enlace químico, es más comprensible explicar que un sólido se quiebra debido a que sus enlaces no pueden asimilar o aceptar gran cantidad de energía, sus enlaces pueden asimilar o no esta energía, cuando un enlace asimila energía es porque la zona donde

se encuentra la densidad de carga es capaz de estirarse lo suficiente para no perder la interacción entre electrón y núcleo. Por el contrario, un sólido se quiebra cuando no es capaz de asimilar o aceptar la energía, esto quiere decir que la zona donde se encuentra la densidad de carga, la interacción electrón-núcleo no es lo suficientemente fuerte y la carga a lo largo del enlace disminuye.

### Aplicando la explicación anterior a los distintos tipos de enlaces

Comenzando por el enlace iónico y citando el ejemplo más común, NaCl este sólido iónico se quiebra fácilmente debido a que no es capaz de asimilar o aceptar la suficiente cantidad de energía. En este tipo de enlace el ion cloruro, por su alta electronegatividad, atrae fuertemente al electrón del ion sodio, que tiene una baja electronegatividad. Entonces la densidad de carga se encuentra hacia el átomo de cloro debido a que posee 17 protones y 18 electrones (contando el del ión sodio), en contra de 11 protones y 10 electrones del sodio, además este último solo tiene un electrón en su capa mas externa, por tanto y dicho de una manera coloquial, el electrón del sodio se “rinde ante la fuerza de atracción del cloro”. Por tanto, el enlace lo está “cargando el cloro” y la densidad de carga se concentra en el átomo de este elemento ya que su núcleo está atrayendo fuertemente al electrón del sodio y así cuando se aplica una cantidad energía a este sólido iónico, el ion cloro también sería el encargado de asimilarla y distribuirla a través del enlace, lo anterior provoca una desestabilización del átomo, dado que no puede retener el electrón y asimilar la energía y si a esto se suma el hecho de que este efecto no solo está ocurriendo para un enlace sino para

todos los enlaces vecinos, comienza a haber repulsión entre cargas iguales, y por tanto el enlace se “quiebra”, esto quiere decir, la densidad de carga disminuye por efecto de la pérdida de un electrón y por ello los cristales iónicos se rompen.

Para dar una explicación sobre el porqué los sólidos moleculares se quiebran fácilmente, se puede argumentar que cuando las moléculas se encuentran suficientemente cercanas entre sí ejercen influencias mutuas, se observan fuerzas de atracción y repulsión. La intensidad con la que se den estas fuerzas dependerá de los elementos que conformen la estructura molecular. Hay varios tipos de enlaces moleculares, pero se hará referencia únicamente al enlace puente de hidrógeno. Este enlace ocurre en el agua por ejemplo, entonces se explicará por qué el hielo se quiebra fácilmente. En el agua, un enlace de hidrógeno es la fuerza de atracción que se establece entre el hidrógeno de una molécula y un átomo muy electronegativo de otra molécula, por tanto en la molécula de agua ( $H_2O$ ), cada átomo de hidrógeno posee una carga parcial positiva, y el átomo de oxígeno posee una carga parcial negativa que compensa a la positiva, porque un átomo de oxígeno ejerce un poder de atracción más fuerte sobre los electrones que un átomo de hidrógeno. El oxígeno tiene una electronegatividad mayor que la del hidrógeno y, como resultado de ese reparto desigual de los electrones cada enlace OH es polar en el sentido de que tiene cargas parciales en los dos átomos. Cuando se tiene el agua en su estado sólido, un sólido molecular y cuando a este sólido molecular se le transfiere una cantidad de energía, se quiebra, debido a que el oxígeno está enlazado a dos hidrógenos y además está atrayendo a un tercer hidrógeno proveniente de otra molécula, por tan-

to, la densidad de carga del oxígeno es muy grande y así, cuando la energía se aplica, el oxígeno no puede mantener esa densidad de carga por lo cual se desestabiliza y se pierde el enlace puente de hidrógeno, para estabilizarse de nuevo energéticamente y seguir conformando la molécula de agua con los otros dos hidrógenos.

Ahora, sobre el enlace covalente. Los compuestos que poseen este tipo de enlace poseen la característica de no quebrarse muy fácilmente cuando se les aplica o transfiere una cantidad de energía. ¿Por qué?. En este enlace, a diferencia de los dos anteriores, la densidad de carga no se encuentra “recargada” hacia un solo átomo, sino que se encuentra distribuida entre dos átomos, por tanto, en el momento en que se le aplica o transfiere una cantidad de energía a un sólido atómico (constituido por enlaces covalentes) no es un solo átomo el que va a tener “la responsabilidad” de asimilar o aceptar la energía y estabilizar el enlace, sino dos. Como se sabe, en el enlace covalente los electrones se comparten por lo que las electronegatividades de los elementos tienen valores muy cercanos, así cuando se aplica energía el enlace es capaz de “estirarse” lo suficiente sin perder carga a lo largo del enlace, ya que los dos átomos se “estiran” en las mismas proporciones y por tanto la densidad de carga no se pierde totalmente y los enlaces son capaces de acoplarse a esta nueva interacción.

En los sólidos metálicos se presenta una contradicción en cuanto a la fragilidad del sólido. Los sólidos iónicos, moleculares y atómicos que se mencionaron anteriormente, tienen la característica de que todas las sustancias sólidas que poseen alguno de estos enlaces se les atribuyen más o menos las mismas propiedades, por ejem-

plo, el punto de fusión, para los sólidos iónicos es alto y para los atómicos es muy alto, generalizando lo anterior para la mayoría de sólidos que posean estos tipos de enlace. Pero con los sólidos metálicos no se observa la misma regularidad en el comportamiento, su punto de fusión es variable, al igual que su fragilidad.

Para explicar el hecho de que un sólido metálico no sea tan frágil como otros sólidos se puede argüir lo siguiente: los núcleos atómicos de los sólidos metálicos se encuentran fuertemente ligados con los electrones de las capas internas y los electrones del último nivel circulan libremente a través del sólido. Por tanto la densidad de carga que se encuentra centrada en el núcleo y los electrones internos es muy estable ya que la interacción es muy fuerte. Cuando a este tipo de sólido se le transfiere energía, como por ejemplo la causada por un golpe, la densidad de carga y la estabilidad que esta posee se ve afectada mínimamente, dado que su atracción es tan grande que los enlaces pueden “estirarse” lo suficiente sin perder densidad de carga, además la energía puede ser dispersada fácilmente a través de los electrones libres, así los electrones libres serían los encargados de asimilar esta energía, permaneciendo el núcleo y los electrones internos muy estables.

Pero la explicación anterior no se puede generalizar para todos los metales debido a que dos metales, como el sodio y el cinc, se comportan de diferente forma frente a un mismo tipo de fuerza o transmisión de energía. La explicación entonces no se centraría simplemente en el tipo de enlace, sino en la densidad de carga, así se explicaría este comportamiento tan diferente como sigue:

El cinc es un elemento de transición, que posee 30 protones y 30 electrones, dos de los cuales se encuentran en el último nivel y son los que se pueden enlazar con otro átomo, y son los que además le permiten tener la conductividad eléctrica. Debido a que el cinc posee 28 electrones que se encuentran unidos fuertemente al núcleo, se crea una alta densidad de carga en esta zona, por lo cual cuando se aplica una fuerza que genera una cantidad de energía, esta parte de alta densidad es la encargada de distribuir esa fuerza a través del enlace, por lo cual el enlace se estira sin necesidad de quebrarse y los electrones libres pueden ayudar a asimilar esa energía.

Para el caso del sodio, es diferente, este elemento tiene un electrón en el último nivel y 10 que se encuentran muy cercanos al núcleo, creando una densidad de carga, que no es tan alta como la generada en el cinc, y por tanto no puede asimilar o aceptar la energía que se le está transfiriendo de la misma manera como la asimila el cinc, por eso se quiebra fácilmente.

### A manera de conclusión

Unos sólidos son más frágiles que otros debido al tipo de enlace que constituyen. Pero no se puede generalizar para todos los sólidos. Este es el caso de los sólidos metálicos en donde se puede concluir que, a mayor número de electrones y de protones se generará una densidad de carga mayor cerca del núcleo, la que le dará más estabilidad y permitirá una mejor asimilación o aceptación de una cantidad de energía al sólido metálico. Y como el cinc tiene mayor número de electrones y protones que el sodio, por esto, aun teniendo los dos el mismo tipo de enlace, el cinc no se quiebra tan fácilmente como el sodio.

### BIBLIOGRAFÍA

- WHITEN, K, DAVIS, R. PECK, L. 1998. *Química General*. Mc Graw-Hill. Quinta Edición. España
- ANDER, P. SONNESSA, A. 1982. *Principios de Química. Introducción a los Conceptos Teóricos*. Editorial Limusa. Séptima Edición. México.
- EBERHART, M. 1999. Por qué se rompen los objetos. *Investigación y Ciencia*. Diciembre, pp. 24-31.