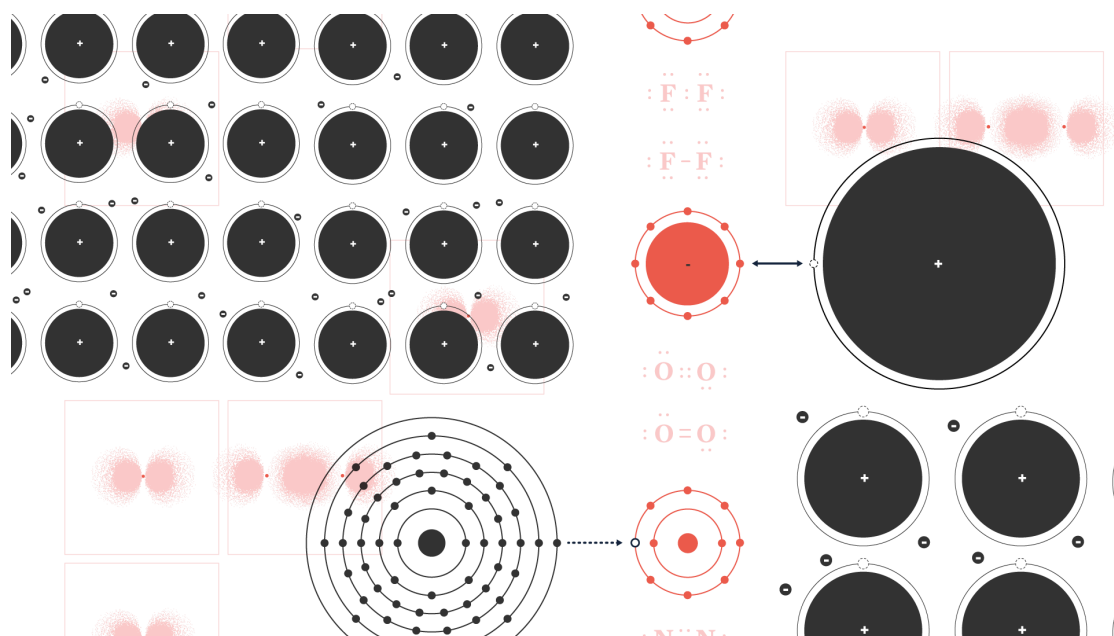




14/11/2019

No binarios

TXT **DAIANA CAPDEVILA**

¿Qué pasa cuando dos átomos se juntan? ¿Cómo pueden interactuar?

*Yo monstruo de mi deseo
carne de cada una de mis pinceladas
lienzo azul de mi cuerpo
pintora de mi andar
no quiero más títulos que cargar
no quiero más cargos ni casilleros a donde encajar
ni el nombre justo que me reserve ninguna Ciencia
Susy Shock, "Monstruo mío" (2011)*

La tabla periódica está formada por un montón de elementos (118, para ser exactos, al día de la fecha), pero existen muchos más –muchísimos más– compuestos químicos que elementos. La tabla periódica no refleja la diversidad de cosas materiales que tenemos a nuestro alrededor. Por ejemplo, existen hoy en la Tierra más o menos 200 compuestos formados por una combinación de arsénico con otros elementos; esto de por sí ya supera el total de los elementos de la tabla periódica. Y eso es sólo el arsénico, ni hablar del nitrógeno, al que no le alcanzan todos los átomos del universo para formar todos los compuestos que podemos obtener en un laboratorio. La química en la Tierra es mucho más compleja que los elementos en su estado elemental, es decir, tal como están en la tabla. La única química que podemos entender pensando los átomos en su estado elemental es la que sucede en una estrella, donde se ensamblan a millones de grados: en las estrellas la química es tan simple como en la tabla periódica. Sólo en las estrellas. Si queremos empezar a entender las cosas que vemos todos los días, tenemos que arrancar con algunas ideas acerca de qué pasa cuando los átomos se enfrían, se empiezan a mover más lento y se pueden acercar a distancias en las que, en general, dejan de ser un solo átomo.

Entonces, ¿para qué sirve la tabla periódica si la mayor parte de lo que tenemos a mano son compuestos y no sustancias elementales? Me acuerdo de la primera vez que le dije a mi mamá que me gustaba la química y que creía que me quería dedicar a eso. Me estaba llevando al colegio en el auto, había mucho tráfico y entonces tuvo tiempo para mirarme un poco asustada y decirme: “Yo lo único que aprendí en Química fue la tabla periódica de memoria, ¿por qué te gusta eso?”. En ese momento no supe responder; no pude decirle a mi mamá que la tabla podía ser una herramienta para explicar cosas que a simple vista parecían inexplicables.

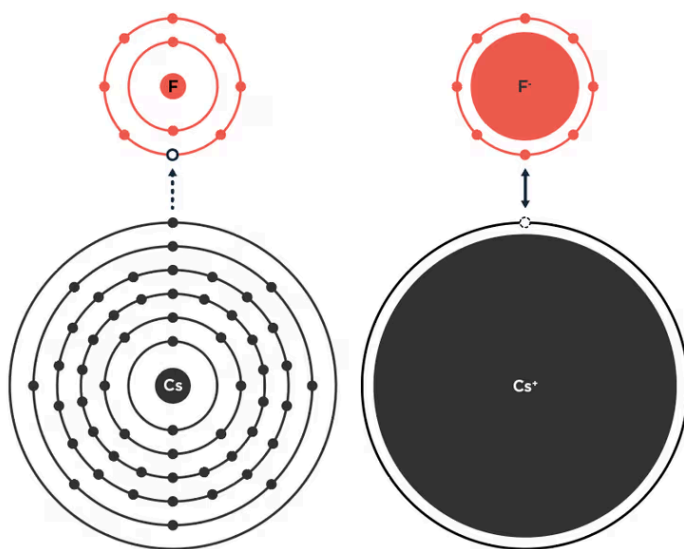
Ganamos, perdimos, igual nos divertimos

Para mí la mejor intuición “química” es la que se tiene con los dedos y las palabras que usamos todos los días, así que para poder entender en profundidad los modelos fundacionales de enlace químico vamos a despojarnos un poco de la terminología dura, al menos por un rato. En lugar de abundar sobre las sutilezas de

las diferencias entre energía de ionización y afinidad electrónica, vamos a concentrarnos en el concepto clave que hay detrás de esas propiedades. **La tabla permite predecir qué elementos tienen más tendencia a ganar electrones que a perderlos y cuáles tienen más tendencia a perderlos que a ganarlos.** Imaginemos un juego en el que elegimos dos elementos y nos preguntamos cuál ganaría si los dos estuvieran luchando. A diferencia de otros juegos, en química parece ser que la batalla no es por una copa, unas moneditas o puntos para seguir jugando, sino por los electrones, esas partículas subatómicas que los átomos pueden perder o ganar. Además, la estructura de la tabla permite que, una vez que sabemos dónde están ubicados dos elementos, podemos saber cuántas chances tiene cada uno de ganar la batalla por esos electrones. Si bien hay muchas maneras de describir la habilidad de un elemento en particular para agarrar los electrones que tiene cerca, los que son muy buenos controlando sus propios electrones también son buenos robándoselos a los otros.

Podemos saber casi todas las propiedades imaginándonos el flúor (bien arriba a la derecha de la tabla, en el grupo –o sea, columna– 17) como un elemento cruel, codicioso y chiquitito capaz de quedarse con cualquier electrón que le pasa cerca y muy poco hábil compartiendo. Por otro lado, podemos pensar en las propiedades del cesio (bien abajo a la izquierda, en el grupo 1) como si fuera un elemento bonachón, medio mareado, que tranquilamente puede perder un electrón en un descuido. Esas ideas permiten recordar bastante bien las propiedades periódicas y, además, predecir qué pasa cuando el flúor le saca un electrón al cesio. El flúor –que después de ganar un electrón se llama “fluoruro”– queda negativo (porque antes era neutro y luego se le sumó una carga negativa del electrón extra) y el cesio queda positivo (porque era neutro, pero después le quitaron un electrón). Eso da lugar a la idea más clásica dentro de las representaciones de los enlaces químicos: “los opuestos se atraen”. Acá es importante hacer una aclaración: independientemente de cómo sea el proceso en el que se hayan formado el fluoruro y el cesio con una carga positiva, siempre se van a atraer y esa es la interacción que queremos entender. El proceso de que un elemento le saque un electrón al otro puede no suceder (en general no sucede exactamente así), pero siempre que un fluoruro y un

cesio que haya perdido un electrón se encuentren, se van a atraer y ese es el enlace que queremos explicar.



Cómo los opuestos se atraen

Ganadores y perdedores tratando de acercarse a lo ideal.
Binarismo sin opciones en el medio.

Así, la tabla periódica nos permite clasificar los elementos entre ganadores (de electrones) y perdedores (de electrones) y ver qué tipo de interacciones hay cuando se arma un compuesto entre ellos. En definitiva, esto, lejos de ser una simplificación, es un modelo muy poderoso que requirió más de 2000 años de esfuerzos para desarrollarse y que permite explicar muchísimos compuestos químicos que se forman entre un elemento como el flúor y otro como el cesio. Esto no quiere decir que los elementos tengan voluntad y sean como personas: sólo que hay elementos que tienden a agarrar electrones y otros que tienden a cederlos.

Ahora, más allá del nombre, lo importante es enfocarse en el modelo que ayuda a entender mejor algunos compuestos que podemos formar, que en general son sales, como el fluoruro de cesio (flúor + cesio). Los elementos ganadores robaron electrones y quedaron negativos, y los perdedores quedaron positivos. La forma final cargada de estos elementos en general la llamamos “ion”, por eso a las sales que se forman las solemos llamar “compuestos iónicos”. A partir de esta idea, es posible imaginarse la formación de otras sales. Por ejemplo, el cloruro de sodio, que es la sal de mesa, estará compuesto por Na^+ (grupo 1, que perdió un electrón) y Cl^- (grupo 17, que lo ganó).

Hasta acá todo muy lindo, pero hay una cosa medio rara: el flúor, después de ganar un electrón, ya no le sigue quitando electrones al cesio, que repentinamente está muy estable. Para entender esto, tenemos que saber que **los átomos no ganan o pierden electrones basándose sólo en su capacidad de atraerlos, sino que hay que tener en cuenta también qué lugar va a ocupar el nuevo electrón.** En otras palabras, tenemos que pensar dónde están los electrones en cada átomo para ver cuántos pueden acomodarse. **A la manera en la que se distribuyen los electrones alrededor del núcleo atómico se la llama “configuración electrónica”.** Eso hace que el oxígeno pueda ganar dos electrones mientras que el flúor se conforma con uno solo. En general decimos que los átomos pueden acomodar bien 8 electrones en su última capa, y cuando están bien acomodados son más estables. Entonces, al oxígeno (con 6 electrones en su última capa) le faltan dos electrones para estabilizarse, mientras que al flúor (con 7 electrones en su última capa) le falta uno. Un caso particular es el de los gases nobles (grupo 18), que tienen configuraciones electrónicas muy estables, sus nubes electrónicas están ordenadas y no les sobra ni les falta nada, por lo tanto, no incorporan ni pierden electrones. Podemos imaginar a los gases nobles como elementos envidiables a los que todo el resto de la tabla intenta parecerse. El que le dio esta vuelta de tuerca al modelo de ganadores y perdedores fue un tal Gilbert Lewis, a principio del siglo XX, cuando todavía era un estudiante y la química cuántica estaba en pañales. **A esta regla de que los gases nobles con 8 electrones en la última capa son el modelo a seguir para cualquier otro elemento que va a perder o ganar**

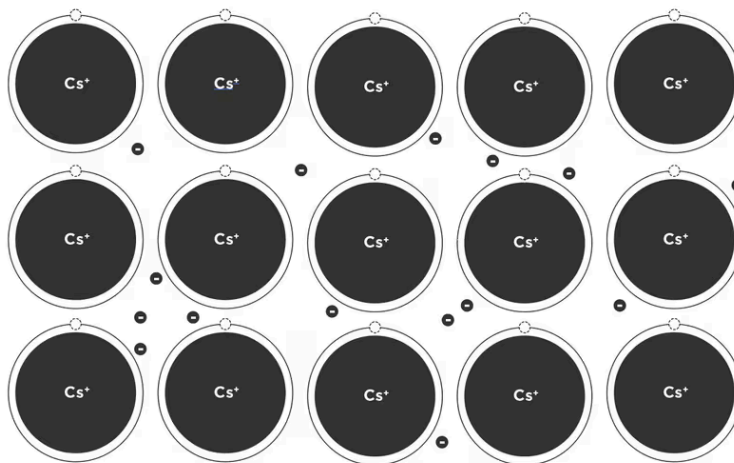
electrones la conocemos como regla del octeto, y los elementos más conocidos no la desafían.

Lo importante es competir

Ya sabemos qué pasa si se juntan un ganador y un perdedor; ahora la pregunta del millón es qué pasa si se juntan dos perdedores (por ejemplo, si el bario se acerca al cesio). Las propiedades periódicas dicen que el cesio es *re loser* (grupo 1, bien abajo) y que cualquiera puede hacerle perder un electrón, pero el bario es de la misma calaña (está al ladito, en el grupo 2). Este tipo de átomos puede organizarse en el espacio en una red muy parecida a las de las sales (flúor + cesio), pero con una particularidad: esta vez no hay nadie que tenga los electrones muy agarrados, como sí pasaba en las sales. Entonces **lo que sucede es que al juntarse sueltan todos los electrones que necesitan perder hasta tener la configuración electrónica de un gas noble**. Todos estos electrones pueden moverse libremente, siempre y cuando se queden dentro de las redes formadas por estos elementos enlazados; no se asocian exclusivamente a ninguno de los núcleos de ese nuevo compuesto químico. La libertad de esos electrones explica una de sus propiedades más características: como tienen cargas moviéndose libremente, pueden conducir la electricidad. Esto es porque la electricidad no es más que un montón de electrones moviéndose en una misma dirección tironeados por alguna fuerza externa. Esa propiedad viene acompañada por otras, como el brillo y la conducción de calor. **Todo esto hace que a estos elementos perdedores los llamemos “metales”, por los compuestos que forman cuando se combinan entre ellos, a los que también llamamos “metales”. Por oposición, a los elementos ganadores, que no pueden formar ninguno de estos compuestos, los llamamos “no metales”.**

Pero ¿qué es en definitiva un enlace metálico? Es un arreglo de núcleos positivos precisamente ordenados con algunos electrones fuertemente atraídos y otros electrones libres. Ahí no hay iones ni positivos ni negativos. Las interacciones que servían para explicar las sales resultan poco útiles y casi confusas en el caso de los metales. Los átomos metálicos que pierden el control de los electrones, ahora

libres, se mantienen cerca de otros átomos que también son positivos porque los electrones libres actúan como una especie de pegamento que minimiza la repulsión electrostática.



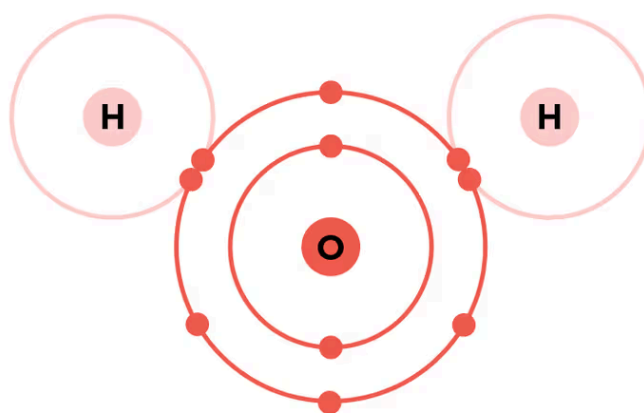
“Somos libres”, dijeron un montón de electrones esa vez que metí la mano en un enchufe.

Los dos a la final

Una vez que aprendimos a usar la tabla periódica para entender cómo son los compuestos iónicos y metálicos, viene la pregunta obligada: ¿qué pasa cuando dos elementos de la derecha de la tabla se juntan? ¿Qué pasa cuando un montón de codiciosos como el flúor se juntan? Quizás arman un partido, ganan las elecciones y todavía no sabemos cómo. Por suerte, la química es más sencilla que la política de ciertos países, y lo que pasa cuando los átomos no metálicos forman un compuesto químico es algo que sí podemos explicar. La idea es muy parecida a la de los metales: si nadie quiere perder, nadie pierde. Lo que va a pasar es que los elementos de la derecha de la tabla (los no metales) van a compartir el control de los electrones. Al hacerlo, ganan estabilidad tratando de acercarse a la configuración electrónica de un gas noble, pero a diferencia de las sales (metal + no metal) y los enlaces metálicos (exclusivamente entre metales), **los no metales cuando se juntan no necesitan formar redes, no necesitan empaquetarse.**

Empecemos con un ejemplo: el oxígeno y el hidrógeno son bastante ganadores, así que ninguno va a perder nada. Una asumiría que no habría posibilidad de que se quedaran juntos por mucho tiempo, pero si un oxígeno y dos hidrógenos se

juntan, se enfrentan con la realidad de que pueden tener los tres más estabilidad si comparten electrones. Esto suena medio raro, pero al contar los electrones compartidos en el H_2O el resultado tiene la misma cantidad de electrones que el neón, un gas noble sumamente estable: el neón tiene 8 electrones en su última capa; el hidrógeno, 1; el oxígeno, 6. 6 electrones del oxígeno + 2 electrones del hidrógeno (uno de cada uno) = 8. Lo mismo pasa cuando dos átomos de flúor comparten electrones: entre los dos tienen la misma cantidad que otro gas noble, el argón.



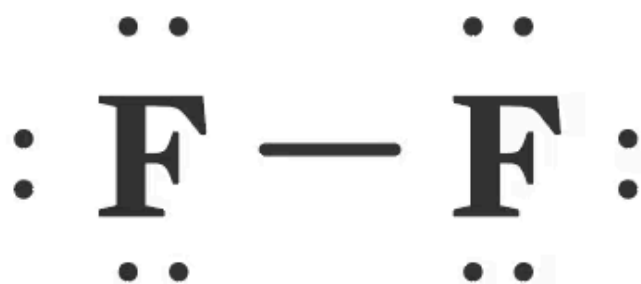
Molécula de agua a lo Walt Disney.

Es importante recordar que toda esta supuesta solidaridad con los electrones que tienen los no metales (los ganadores) es porque les permite parecerse a los gases nobles, les permite tener su estabilidad. Estos elementos no van a perder electrones. Es más, sólo van a compartir los que les queden menos agarrados, los que están más lejos del núcleo: los electrones de valencia. **Por eso, los enlaces que están en estos compuestos químicos se llaman en general “enlaces covalentes” (de ahí precisamente viene *covalente*: de compartir los electrones de valencia).** Es tentador decir que los compuestos químicos formados por enlaces covalentes se comportan un poco como un único átomo: son algo muy chiquito que nos parece indivisible, o una *molécule* (“roca diminuta” en francés).

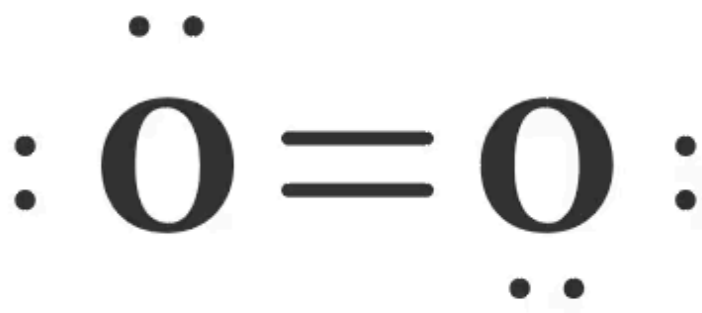
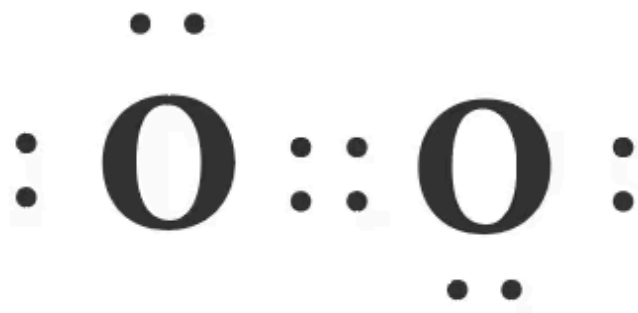
2 y 2 son 4, 4 y 2 son 6, 6 y 2 son 8, y 8... ESTABILIDAD

Hasta acá, una clasificación de elementos como ganadores y perdedores que define tres tipos de enlaces químicos: los iónicos, los metálicos y los covalentes. Estamos a tan solo una observación de la primera teoría completa del enlace químico. A Gilbert Lewis, el mismo que a principio del siglo XX describió la regla del octeto, le gustaba mucho dibujar y, muy influenciado por sus clases de física, se imaginaba los electrones como pequeñas bolitas organizadas en forma de cubos o cuadrados en cada átomo que formaba parte de un compuesto. Fue en sus años de estudiante cuando finalmente pudo reconciliar las ideas de cómo los elementos se combinaban y cómo estaban hechos los átomos por dentro. Así fue como terminó de formalizar un modelo de interacciones con dos observaciones claves: **los electrones se comparten de a pares y los electrones de valencia, contando los compartidos, tienen que ser ocho** (regla del octeto). El modelo de ganadores y perdedores, junto con la regla del octeto y la observación de que los electrones sólo pueden compartirse de a pares, da lugar a la primera versión de lo que se llama “teoría del enlace de valencia”. Todavía más conocida que su teoría de enlace es la manera que Lewis eligió para representarla:

-en el F₂, entre los dos átomos de flúor (grupo 17, con 7 electrones de valencia cada uno) comparten un par de electrones y los dos quedan con 8. Cada puntito representa un electrón; cada raya, dos electrones.



-en el O₂, entre los dos átomos de oxígeno (grupo 16, con 6 electrones de valencia cada uno) tienen que compartir dos pares de electrones.



-en el N₂, entre los dos átomos de nitrógeno (grupo 15, con 5 electrones de valencia cada uno) tienen que compartir tres pares de electrones.



Así describe Lewis los enlaces simples, dobles y triples.

El modelo de enlace de Lewis es muy poderoso, ya que explica bien por qué dos átomos de flúor se quedan juntos: los une el par de electrones compartidos. Su

representación también nos sirve para pensar los enlaces iónicos, cuya interacción ya había sido explicada por Newton como cien años antes.



El modelo de Lewis incorporaba mucha de la física de los elementos que se discutía en su momento y podía explicar casi todas las propiedades de los compuestos que se conocían bien, pero no dice por qué los electrones tienen que compartirse de a pares. Además, tiene un problema muy grave: sólo sirve para explicar los enlaces de los elementos que siempre ganan o siempre pierden. Para el momento en el que finalmente se formalizó el modelo de Lewis, ya era claro que había muchos elementos que podían compartir, ganar o perder dependiendo de cómo fuera el otro elemento con el que se estuvieran combinando. Quizá fue por estos problemas que jamás pudo resolver o porque nunca le dieron un premio Nobel (a pesar de haber sido nominado unas módicas 41 veces), pero lo cierto es que Lewis terminó suicidándose en su oficina.

Ganar, perder o las dos a la vez

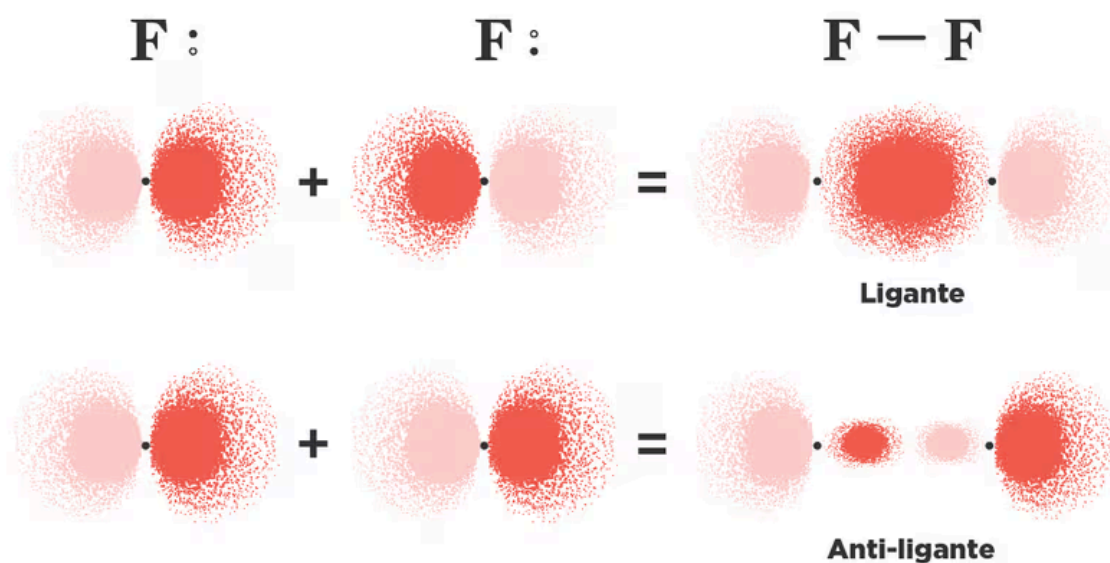
Fue Linus Pauling el primero que pudo explicar con detalle cuántico cómo se combinan los átomos y por qué los electrones se comparten de a pares. A ese sí le dieron un Nobel, y además, de yapa, unos años más tarde le dieron el de la Paz por cinco años de dedicación a algo a lo que Ava Helen Pauling se había dedicado toda la vida, pues bueno, tristemente *Nobel* y *mujeres* no son dos palabras que suelen ir juntas. Acá es importante resaltar que por más lindo y práctico que parezca el modelo de Lewis, **representar los electrones como bolitas en lugares fijos e idénticos en cada átomo no es muy consistente con lo que se sabe de los modelos cuánticos del átomo:**

1. Los electrones no pueden estar en cualquier lugar, sino en lugares muy definidos respecto del núcleo (orbitales).
2. En cada uno de esos lugares no caben más de dos electrones. Los protones son del tipo de partículas que pueden quedarse todas en el mismo lugar, mientras que los electrones sólo pueden estar en el mismo lugar si miran uno para cada lado.
3. Cuanto más lejos del núcleo, más energía necesita el electrón para mantenerse ahí (la energía del último orbital aumenta al aumentar el tamaño del átomo).
4. No podemos saber exactamente dónde son esos lugares porque cuando tratamos de localizar al electrón medio que lo molestamos lo suficiente como para que ya no esté donde estaba antes (las cosas cuánticas son tan frágiles que cualquier medición las altera).

¿Qué significa que dos átomos comparten electrones? ¿Qué es lo que están compartiendo? Eso es lo que trató de responder Pauling con la idea de explicar con cuántica las cosas que el modelo de Lewis no podía (los enlaces de los elementos que no siempre ganan o pierden, el capricho de los electrones de sólo compartirse de a pares y por qué el carbono no puede hacer un enlace cuádruple).

Para entenderlo, volvamos al F₂. Lewis decía que cada flúor tenía que compartir un par de electrones. Pauling empezó por otro lado: dijo que cada flúor tiene 7 electrones de valencia y que como 7 es un número impar, seguro tiene un orbital en el que hay un electrón solito (porque entran dos por orbital), y, además, ese electrón solito tiene que estar en el orbital más lejano al núcleo. Cuando dos átomos de flúor se acercan, lo que va a pasar es que los dos orbitales se van a superponer. Entonces, dijo Pauling, a los fines prácticos **podemos pensar que estos orbitales se comparten entre los dos átomos, se combinan y forman dos orbitales nuevos. Por un lado, un orbital en el que esos electrones estén ubicados entre los dos núcleos, y por el otro, un orbital vacío que tenga todo el espacio en el que esos electrones no quieren estar.** Como los electrones

ahora pasan la mayor parte del tiempo entre los dos núcleos, van a mantenerlos juntos, van a ser como un pegamento: los van a ligar. Por eso llamamos a este nuevo orbital ocupado “ligante”. Por oposición, al otro orbital vacío, donde a los electrones les cuesta más trabajo estar y que no ayuda a que los átomos se queden juntos, lo llamamos “antiligante”. Pauling, cuando se imagina esto, trata de hacerlo con toda la precisión del modelo de Schrödinger, entonces le da a ese último orbital del flúor el nombre “ $2p$ ” y lo dibuja tal como le dijo su amigo.



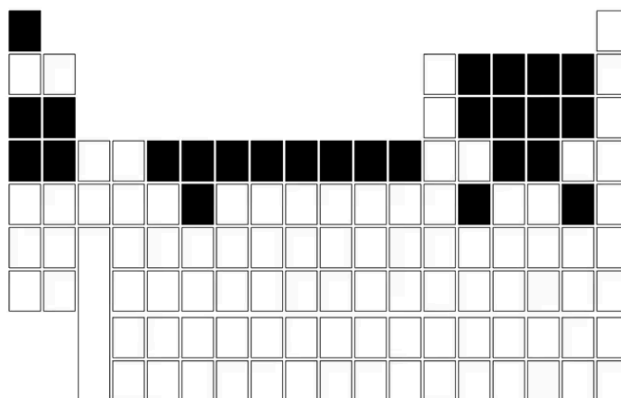
Así es como Pauling explica que el F_2 se encuentra unido: hay dos electrones en un orbital ligante lleno que pegan los dos núcleos de flúor y un orbital antiligante vacío que es como si no existiera. **En cada orbital ligante sólo puede haber dos electrones, y eso explica la observación de Lewis de que los electrones se comparten de a pares.**

El modelo de Pauling se llama también “modelo de orbitales moleculares”, pero no sólo explica los compuestos covalentes (moléculas), sino también las relaciones en los compuestos iónicos. Lo que pasa ahí es que los átomos más ganadores se quedan con todos los orbitales ligantes, medio que tienen el electrón todo el tiempo. Es como una tenencia compartida, sólo que el 99,9% del tiempo el electrón se queda con el átomo ganador. El poder del modelo sigue: nos explica también los compuestos formados entre los metales. **Lo que pasa ahí es que los orbitales de los electrones perdidos, una vez que se combinan, pierden la**

forma redondeadita alrededor de los núcleos, ya no les importan los núcleos y tienen la misma probabilidad de estar en cualquier lado en cualquier momento.

Este modelo no apela a que un elemento sea metal o no metal, entonces nos permite explicar enlaces químicos que no son ni metálicos, ni covalentes, ni iónicos, sino un poquito de cada cosa. Tiene la gran ventaja de que no necesita clasificar los elementos de una manera tan binaria. **Esta teoría nos permite explicar el hecho de que tanto no metales como metales pueden compartir, ganar o perder dependiendo de cómo sea el otro elemento con el que se combinan.** La manera de enlazarse es resultado de cómo van a combinarse los orbitales y cuánto tiempo va a pasar el electrón en cada lugar, porque como aprendimos de la cuántica, **un electrón no es una monedita que se puede ganar o perder, sino algo que tenemos una cierta probabilidad de encontrar en algún lado.**

Hay una cosa más que termina de hacer del modelo de orbitales moleculares de Pauling mi modelo de enlace preferido: nos ayuda a entender la reactividad de los metales de transición, que son mis elementos favoritos. Lo que sucede con estos elementos es que no caen en ninguna de las categorías. No son ni súper ganadores ni súper perdedores. Para ellos, la regla del octeto no tiene ningún valor, ya que para alcanzar la estabilidad desafían las normas que había puesto Lewis. Son, para mí, elementos revolucionarios, que me ayudaron a entender que a veces tratar de poner todo en dos cajitas no nos sirve, que a veces hay que dejar atrás las teorías que ya no están vigentes y entender que hay muchas maneras de alcanzar la estabilidad. Estos elementos de transición logran que hasta los elementos muy electronegativos suelten sus electrones: así, el tacaño oxígeno puede ceder sus electrones a un hierro (que todavía muchos llaman simplemente “metal”, pero que en general hace un tipo de enlaces que se llama “de coordinación”).



La vida está hecha de los elementos marcados. Es clave que muchas veces no se comportan como ganadores o perdedores, sino que cambian según con quién estén interactuando.

Hoy, muchos años después de aquel día en el que no supe cómo responderle a mi mamá qué es lo que me gusta de la química, puedo decir, algo orgullosa, que me dedico a entender cómo los auténticos responsables de la química de las cosas vivas son esos electrones que logran compartir los elementos de transición con los elementos más codiciosos de la tabla, que no siempre ganan. Porque la química (porque la vida) es, por suerte, mucho más que sólo ganar o perder.

elgatoylacaja.com/no-binarios

Sumate en 
eglc.ar/bancar