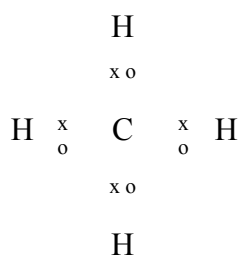


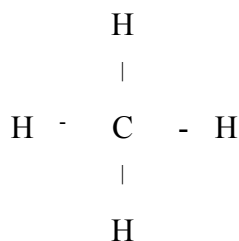
## Estructuras de Lewis

Las estructuras de Lewis no son más que una forma de representar sobre el papel la distribución de electrones que se da en las uniones covalentes entre dos átomos. La idea se la debemos a Gilbert N. Lewis, que la vio como una forma sencilla e ilustrativa de presentar dichos enlaces. Recuerda que los enlaces covalentes son aquellos en los que dos átomos comparten un par o más de electrones para poder completar así sus últimas capas. Simplificando un poco las cosas, todos los átomos completan su última capa cuando tienen en esta ocho electrones, salvo los átomos más ligeros, como el hidrógeno, el litio o el berilio, que la completan con dos.

¿Cómo se representan los enlaces covalentes con los diagramas de Lewis? Cojamos de ejemplo una molécula sencilla, como el metano ( $\text{CH}_4$ ). En primer lugar, nos fijamos cuántos átomos tiene cada átomo en su última capa. En nuestro caso, el carbono tiene cuatro electrones, y cada átomo de hidrógeno, uno. El carbono buscará completar su última capa con 8 electrones, y cada hidrógeno, con 2. Así, la cosa es tan sencilla como lo que sigue:



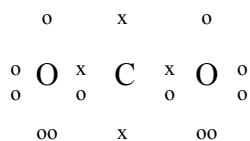
Normalmente se simbolizan de forma distinta los átomos de cada elemento, por ejemplo, usando círculos y aspas. Cuenta los electrones que tiene cada átomo alrededor de él: el carbono tiene ocho y cada hidrógeno dos. Todos contentos. Esto es lo que se llama un enlace simple y se simboliza también como una línea sustituyendo cada par de electrones compartidos:



Este era un caso fácil, para calentar. Veamos qué pasa con otra molécula muy conocida, el  $\text{CO}_2$ .

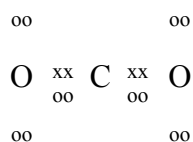
En este caso, el carbono vuelve a tener cuatro electrones en la última capa, y cada oxígeno seis. El carbono necesita compartir un total de cuatro electrones, y cada oxígeno dos. Esto supone un problema. Esta ordenación, por ejemplo, no sería válida:

## Cajón de Ciencias



No es solo que cada átomo no tenga sus ocho deseados electrones, es que las reglas de la representación de Lewis no nos permiten dejar electrones sueltos, desapareados, como los que se ven en el esquema.

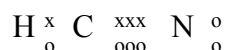
Así, la única solución es la siguiente: que el carbono comparta con el oxígeno *cuatro* electrones, dos suyos y dos del oxígeno:



Ahora sí cuadra todo, cuenta electrones y verás que carbonos y oxígenos están completos, con su última capa llena. Lo que tenemos aquí son *enlaces dobles*, que se pueden representar como una línea doble:



Pero aún podemos ir más allá. Fijémonos ahora en la molécula de cianuro de hidrógeno, HCN. Ya conocemos los electrones del carbono y el hidrógeno; el nitrógeno, por su parte, tiene cinco. Ahora no nos valen enlaces simples ni dobles (pruébalo si quieres, cuando te canses sigue leyendo), ahora hay que probar algo nuevo que (sí, has adivinado) son los *enlaces triples*.



Y efectivamente, se simbolizan con una línea triple:



La notación con estructuras de Lewis no es complicada cuando entiendes las reglas básicas. Más allá de eso, son todo un pasatiempo que consiste en ver cómo encajar los electrones para que todo el mundo esté satisfecho. ¡Practica ahora con las siguientes moléculas!

