

El concepto de valencia

Desde que los científicos supieron que las sustancias estaban formadas por átomos unidos entre sí, comenzaron a preguntarse: ¿cómo se producirá esa unión? ¿Cuál será la capacidad de enlace de los átomos de cada elemento?

Como vimos en el capítulo anterior, el inglés John Dalton describió los átomos como "partículas materiales indivisibles", que tenían puntos de unión por medio de los cuales se enlazaban y formaban "átomos compuestos". Estos átomos compuestos -después llamados, simplemente, "compuestos"-eran el producto de la combinación de átomos de distintos elementos en proporciones numéricas definidas y sencillas. Por ejemplo, la proporción de átomos de carbono y de oxígeno en el monóxido de carbono (CO) es 1:1; en el dióxido de carbono (CO₂) es 1:2, pero en ningún caso es, por ejemplo, 1:3 o 2:3.

La única manera de explicar la inexistencia de algunas proporciones era afirmar que un número determinado de átomos de un elemento se une a un número determinado de átomos de otro elemento, a través de esos "puntos de unión" que mencionaba Dalton. Para él, esos puntos eran característicos de los átomos de cada elemento y, además, variaban de un elemento a otro. Así, el hidrógeno (H) tenía un punto de unión y el oxígeno (O) tenía dos.

El químico Edward Frankland (1825-1899) sugirió que cada elemento formaba compuestos con cantidades definidas de otros elementos, porque cada uno tenía una atomicidad fija. Así llamó a la capacidad de combinación de los átomos del elemento en cuestión, en comparación con la capacidad de combinación del hidrógeno, cuya atomicidad es siempre uno. Frankland dedujo, por ejemplo, que el nitrógeno (N), el fósforo (P), el arsénico (As) y el antimonio (Sb), tenían dos atomicidades diferentes.

El "átomo cúbico"

En su artículo El átomo y la molécula (1916), el químico y físico estadounidense Gilbert Newton Lewis (1875-1946) dio a conocer su teoría del "átomo cúbico", que ya había esbozado algunos años antes cuando daba clases en el Harvard College. Basándose en el modelo atómico de Bohr y en la regla de Abegg, Lewis postuló las siguientes ideas.

- En cada átomo hay una parte esencial denominada kernel. En esta porción del átomo se encuentran el núcleo y los electrones más cercanos a él, que no alcanzan a neutralizar la carga positiva del núcleo.
- Como los protones tienen carga positiva, y los electrones carga negativa, el kernel de cualquier átomo tiene una carga neta (siempre positiva), que corresponde a la diferencia entre la cantidad de protones y electrones que lo componen. Por ejemplo, el kernel del berilio tiene dos electrones y cuatro protones; la carga neta es +2.
- Los átomos poseen un nivel energético externo, donde están ubicados los electrones de valencia. Este nivel energético tiene tantos electrones como la carga neta positiva del kernel. En el caso del berilio, este nivel posee dos electrones (porque el kernel tiene dos cargas positivas). Ese valor coincide con el número del grupo de la tabla periódica a la cual pertenece cada elemento (según la numeración antigua). El berilio, entonces, pertenece a grupo 2 (antes IIA) de la tabla periódica.
- En general, los átomos tienden a adquirir electrones hasta que su nivel energético externo alcanza los ocho electrones. De acuerdo con esta idea, Lewis decidió representar a los átomos como cubos, y a los electrones del nivel más externo como esferas en sus vértices. Luego, dijo que la estabilidad de un átomo dependía de cuán lejos estaba de conseguir que su nivel energético externo tuviera ocho electrones, cuanto más cerca, más estable. Los gases nobles, que son elementos especialmente estables, poseen ocho electrones en este nivel.
- Los últimos niveles de energía de dos átomos son mutuamente interpenetrables. Lewis postuló que un electrón puede formar parte del nivel energético externo de dos átomos diferentes, sin pertenecer a ninguno de ellos en forma "exclusiva". Esto le sirvió para explicar que los enlaces químicos se forman cuando los átomos comparten electrones.

Los símbolos de Lewis

Alumno:

Profesor: Walter Gauna

Para simplificar la representación de su "átomo cúbico", Lewis propuso usar los símbolos de los elementos para simbolizar el kernel. Cada símbolo estaba rodeado por puntitos. ¿Cuántos? Tantos como electrones tenga ese elemento en el nivel energético externo. Los puntos se colocan de a uno en los cuatro "puntos cardinales" del símbolo (a excepción del helio -He-, en el cual los únicos dos electrones aparecen formando un par), y luego se completan los pares hasta llegar a un máximo de ocho en los gases nobles.

Las fórmulas de Lewis

En Química, al igual que en otras disciplinas, necesitamos utilizar el mismo lenguaje para poder entendernos. Por eso, cuando veamos escrita una fórmula química, tenemos que darnos cuenta de cuál es la sustancia representada. La representación más conocida para una molécula cualquiera es su fórmula molecular; esta fórmula indica el número de átomos presentes en la molécula. La fórmula molecular del agua, por ejemplo, es H_2O , porque está constituida por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Sin embargo, hay otra manera de representar la molécula de agua: la fórmula electrónica o fórmula de Lewis. Esta nos muestra cuáles son los pares de electrones compartidos y cuáles los pares no compartidos o no enlazantes de la molécula. Utilizando los símbolos de Lewis del oxígeno y el hidrógeno, podemos construir la fórmula de Lewis para la molécula del agua:



Existen algunas reglas que nos ayudan a escribir las fórmulas de Lewis para diferentes moléculas. Veamos cuáles son, con el ejemplo del dióxido de carbono (CO_2).

1. Sumamos los electrones de valencia de cada uno de los átomos que forman la molécula.

$$C = 4 \quad O = 6 \times 2 = 12 \quad \text{Total} = 16 \text{ electrones de valencia}$$

2. Elegimos el átomo central, lo dibujamos, y colocamos los otros átomos alrededor. En general, el átomo central es el menos electronegativo (la electronegatividad es la mayor o menor capacidad que tiene un átomo para atraer electrones). La única excepción es el hidrógeno que nunca se coloca en el centro.



3. Conectamos los pares de átomos con un par de puntos o una línea



4. Ubicamos los electrones en los átomos externos de modo que cada uno tenga ocho, incluyendo los de enlace



5. Restamos el número de electrones asignados al total calculado en el paso 1. El valor obtenido será el número de electrones no enlazantes que colocaremos en el átomo central. En este caso la diferencia es cero. ($16 - 16$)

6. Si el átomo central tiene menos de ocho electrones como en este caso, es probable que haya un doble o triple enlace. Si es así, hay que desplazar uno o más pares de electrones no enlazantes de un átomo externo y formar otro enlace con el átomo central. En el caso del CO_2 hay que desplazar un par de electrones de cada uno de los átomos de oxígeno.

Teoría del octeto de valencia

Alumno:

Profesor: Walter Gauna

Si analizamos el nivel de energía más externo de los gases nobles, encontraremos el argumento que daba Lewis para explicar por qué los átomos ganaban estabilidad cuando adquirían una cantidad de electrones igual a la de estos elementos. Con excepción del helio, que posee dos electrones, todos ellos tienen ocho electrones en el último nivel de energía, que resulta ser una disposición muy estable.

En 1919, el físico y químico Irving Langmuir (1881-1957) propuso la teoría del octeto de valencia. Esta teoría dice que, cuando los átomos reaccionan entre sí, cada uno alcanza, en general, una configuración electrónica de octeto en el nivel energético externo. Esta configuración corresponde al gas noble más próximo en la tabla periódica.

Los iones monoatómicos

Según Kossel, cuando un átomo cede uno o más electrones a otro átomo se originan dos iones: el que ha cedido el electrón (catión), con carga positiva, y el que ha aceptado el electrón (o anión), con carga negativa. Estos iones se denominan simples o monoatómicos. Por ejemplo, el magnesio tiene tendencia a ceder dos electrones y convertirse en un catión magnesio, con dos cargas positivas (Mg^{2+}). En los elementos de los grupos 1, 2 y 13 de la tabla periódica, la cantidad de electrones cedidos coincide con el número de electrones que estos poseen en el nivel energético externo. Pero en otros grupos de la tabla, especialmente en los elementos de transición, se forman cationes con cargas diferentes. Por ejemplo, el hierro (Fe) puede dar lugar a dos cationes que se denominarán catión hierro (II) cuando cede dos electrones y catión hierro (III) cuando cede tres electrones. Estos dos cationes se simbolizan Fe^{2+} y Fe^{3+} . El cloro (Cl), por el contrario, tiene tendencia a aceptar un electrón y convertirse en un anión cloruro, con una carga negativa (Cl^-).

TRABAJO PRACTICO N°4

Responder:

- 1) ¿Qué es la valencia de un átomo?
- 2) ¿Qué es el kernel?
- 3) ¿Dónde están ubicados los electrones de valencia?
- 4) ¿Por qué Lewis representa a los átomos como cubos?
- 5) ¿Cómo se representan las fórmulas de Lewis? Explicar
- 6) ¿Qué postula la teoría del octeto de valencia?
- 7) ¿Qué es un ión?
- 8) ¿Qué es un catión?
- 9) ¿Qué es un anión?

Alumno:

Profesor: Walter Gauna