

Capítulo 2

Átomos, moléculas y iones

En este capítulo se estudian los conceptos de átomos, moléculas y iones: la construcción de bloques de toda materia. Al terminar este capítulo, el estudiante podrá:

1. Reiterar los aspectos de la teoría atómica de Dalton.
2. Distinguir entre la ley de proporciones definidas y la de proporciones múltiples.
3. Argumentar cómo la tercera hipótesis de Dalton es otra manera de presentar la ley de la conservación de la masa.
4. Explicar cómo se descubrieron los electrones y cómo el experimento de la gota de aceite de Millikan determinó la carga del electrón.
5. Predecir el camino de las partículas alfa, partículas beta y rayos gamma cuando pasan entre dos placas cargadas eléctricamente opuestas.
6. Exponer cómo el experimento de Rutherford concluyó que los átomos son principalmente un espacio vacío con conglomerados centrales muy pequeños que son conocidos como núcleos.
7. Predecir el camino de los protones, electrones, y neutrones cuando pasan entre dos placas cargadas eléctricamente opuestas.
8. Calcular el número de electrones, protones, y neutrones en los átomos y iones.
9. Dar ejemplos de isótopos.
10. Recordar de memoria los nombres para los tres isótopos de hidrógeno.
11. Indicar si un elemento es un metal, no metal, o metaloide.
12. Clasificar los elementos como metales alcalinos, metales alcalinotérreos, o gases nobles.
13. Listar varios ejemplos de moléculas diatómicas.
14. Clasificar los iones en términos de iones monoatómicos, iones poliatómicos, cationes, y aniones.
15. Distinguir entre fórmulas moleculares y empíricas.
16. Predecir las fórmulas correctas para los compuestos iónicos.
17. Nombrar los compuestos iónicos comunes, compuestos moleculares, ácidos binarios, oxiácidos, bases, e hidratos dadas sus respectivas fórmulas químicas .
18. Predecir las fórmulas químicas de los compuestos iónicos comunes, compuestos moleculares, ácidos binarios, oxiácidos, bases, e hidratos dados sus respectivos nombres.

2.1 La teoría atómica

La teoría atómica de John Dalton es la base de la química moderna. Dicha teoría se resume de la siguiente manera:

- 1) Los elementos están compuestos de partículas sumamente pequeñas llamadas átomos.
Los átomos de un elemento dado son idénticos, pero son diferentes de los átomos de un elemento diferente.
- 2) Los compuestos están formados de átomos de más de un elemento. En todos los compuestos, la relación de números de átomos de cualquiera de los dos elementos presentes es un entero o una fracción sencilla.
- 3) Una reacción química implica sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos. Éste es un resultado directo de la ley de la conservación de la masa.

Como resultado del segundo punto de Dalton, Joseph Proust formuló la *ley de las proporciones definidas* que establece que muestras diferentes del mismo compuesto siempre contienen sus elementos constitutivos en la misma proporción de masa. Por ejemplo, en todo el metano, CH_4 , las muestras tienen un carbono por un hidrógeno en la proporción de 3/1 por masa. La *ley de las proporciones múltiples* establece que si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, las masas de un elemento que se combina con una masa fija del otro elemento, está en la relación de números enteros pequeños. Por ejemplo, el cloro se combinará con el fósforo para formar PCl_3 y PCl_5 . La ley de proporciones múltiples sugiere que para una masa dada de fósforo (diga 30.97 g, la masa de un mol de P) la proporción de masas de cloro que se combinará con esta cantidad de fósforo debe estar en la proporción de números enteros pequeños. Para PCl_3 la masa de cloro que se combinará con 30.97 gramos de fósforo es 106.35 gramos. La masa de cloro que se combina con 30.97 g de fósforo en PCl_5 es 177.25 g. La proporción de estas dos masas de cloro es 0.6 o 3/5. Esto demuestra el concepto de la ley de proporciones múltiples.

2.2 La estructura del átomo

Las tres partículas fundamentales en la composición de átomos son el electrón, protón y neutrón. Aunque el electrón tiene una masa que es alrededor de 1/1840 la masa de un protón o neutrón, nosotros sabemos que el electrón juega una función sumamente importante en la química de las reacciones cotidianas. Es interesante hacer notar que materiales radiactivos fueron importantes en el descubrimiento de estas partículas. J. J. Thomson utilizó el tubo de rayos

catódicos y R. A. Millikan llevó a cabo el experimento de la gota de aceite para caracterizar el electrón.

Ernest Rutherford con el famoso experimento de la lámina de oro estableció la existencia de un núcleo y James Chadwick encontró el neutrón.

2.3 Número atómico, número de masa e isótopos

Es importante que los estudiantes entiendan que el número de protones en un núcleo determina cuál es el elemento estudiado. El número de protones es conocido como *número atómico* y se simboliza por z . Esto difiere del número de neutrones en los resultados del núcleo en el *número de masa* (simbolizado por A) que varía los resultados en los isótopos.

El hidrógeno es el único elemento cuyos isótopos diferentes tienen nombres específicos. Ellos son hidrógeno, deuterio y tritio. Los efectos de la masa usando H (masa = 1 uma), D (masa = 2 uma) y T (masa = 3 uma) tiene influencia significativa en algunas reacciones. Por otro lado, ${}_{92}^{235}\text{U}$ y ${}_{92}^{238}\text{U}$ tendrían efectos de masa insignificantes. Chang emplea ${}_{Z}^A\text{X}$ para describir isótopos específicos de un elemento dado.

2.4 La tabla periódica

Casi siempre los estudiantes conocen en forma general la tabla periódica. Deben recordar los nombres comunes como los metales alcalinos (Grupo 1A), los metales alcalinotérreos (Grupo 2A), halógenos (Grupo 7A) y los gases nobles (ya no llamados gases inertes, y que están en el Grupo 8A). Otro grupo que es útil reconocer son los tres metales: cobre (Cu), plata (Ag), y oro (Au) llamados "metales de acuñación". Este grupo será importante cuando discutamos las excepciones a las configuraciones del electrón de estos elementos en un capítulo posterior.

2.5 Moléculas y iones

Los seis gases nobles son los únicos gases monoatómicos (lo que significa un solo átomo). Hay muchas moléculas diatómicas.

Por ejemplo, las moléculas diatómicas homogéneas (homonuclear) incluyen N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , y I_2 . Asimismo existen otros tantos ejemplos de moléculas diatómicas heterogéneas (heteronuclear). Algunas comunes incluirían CO , NO , HCl , HBr , y HI . Esas moléculas que contienen más de dos átomos serían clasificadas como poliatómicas. Las moléculas poliatómicas homogéneas son bastante

raras; sin embargo, el ozono, O_3 , es un ejemplo bastante bien conocido. Debe apuntarse que las moléculas poliatómicas no requieren tener sólo dos elementos como se muestra en los ejemplos de agua y amoníaco. El etanol, C_2H_6O , por ejemplo, es también una molécula poliatómica.

En el ejemplo de átomos de sodio y iones de sodio, debe señalarse que la carga neta de +1 (11 protones - 10 electrones) es la carga en el ion de sodio. De manera similar la carga en el ion de cloruro es -1. Los iones pueden ser monoatómicos o poliatómicos. Note que usamos monoatómicos, diatómicos, y poliatómicos para describir los átomos y moléculas neutros, pero el término ion poliatómico incluye el término diatómico.

Por consiguiente, OH^{--} y HPO_4^{2-} , ambos serían clasificados como iones poliatómicos.

2.6 Fórmulas químicas

Los químicos pueden escribir en varias notaciones. Por ejemplo, el etileno puede escribirse como C_2H_4 (su fórmula química) o CH_2 (su fórmula empírica que se usará con más detalle en el siguiente capítulo) o H_2CCH_2 (su fórmula estructural) para dar un poco más de información. Por lo común usamos la fórmula química cuando escribimos las reacciones químicas.

2.7 Nomenclatura de los compuestos

A los estudiantes debe animárseles para que inviertan tiempo aprendiendo los nombres correctos de compuestos comunes, puesto que, en general, ven a esta actividad como una pérdida de tiempo. Sin embargo, si no pueden "hablar" con dominio el lenguaje técnico, no serán capaces de comunicarse eficazmente cuando entremos al estudio de las reacciones químicas. Así pues, si ellos aprenden a tiempo los nombres correctos de los compuestos, tendrán una barrera menos cuando se estudie los temas de balanceo de ecuaciones, reacciones de combustión, etcétera.

Se debe hacer énfasis en la importancia de los sufijos *ico* y *oso*.

El sistema empleado es el Stock, que incluye el número de oxidación en el nombre del compuesto.

A la mayoría de los estudiantes la tabla 2.3 le es útil. El profesor debe ayudarles indicando que las cargas en los iones de metal alcalino (Grupo 1A) sólo pueden ser +1 y que las cargas en los iones de metal alcalinotérreos (Grupo 2A) sólo pueden ser +2. Otro punto importante es que en la tabla 2.4 se usan prefijos para

compuestos moleculares y no para compuestos iónicos. Una excepción a eso es la denominación de oxianiones tal como dihidrógeno fosfato **H_2PO_4^-** .

Otra dificultad para los estudiantes es entender que HCl, como un gas, es molecular, pero HCl disuelto en agua forma iones. Por consiguiente, HCl tiene dos nombres diferentes que dependen de su estado. Un desafío para los estudiantes con más talento incluso es preguntarles la fórmula del ácido hidrosulfúrico. La mayoría de ellos responderá que es H_2SO_4 . Sin embargo, si usted les pregunta entonces qué ácido sulfúrico es, ellos se darán cuenta de que H_2SO_4 no es la respuesta correcta para el nombre de H_2S .

La figura 2.14 es muy útil pues con ella se ayuda al estudiante a nombrar oxiácidos y su correspondiente oxianión. Otro reto para los estudiantes, después de que estudian introducción a ácidos hipocloroso, cloroso, clórico y perclórico, es preguntarles qué es HIO.