

OBJETIVOS.

Al terminar la presente unidad, el alumno deberá ser capaz de:

1.- Definir, así como diferenciar entre sí, los términos:

- a) Reacción química.
- b) Ecuación química.

2.- Representar las reacciones químicas por medio de ecuaciones.

3.- Explicar en qué consisten cada uno de los siguientes tipos de reacciones:

- a) De neutralización.
- b) Endotérmicas.
- c) Exotérmicas.
- d) De oxidación.
- e) De reducción.

4.- Definir, así como diferenciar entre sí, los términos:

- a) Reactivos.
- b) Productos.

en una reacción química.

5.- Diferenciar los significados de los términos:

- a) Cinética química.
- b) Termodinámica.

Estudio de los mecanismos de reacción
→ cambios de energía

6.- Mencionar cuando menos 3 de las técnicas usadas para la medición de las velocidades de reacción.

7.- Identificar el paso que determina la velocidad de una reacción cuando ésta está dada en varios pasos.

8.- Explicar la importancia de las colisiones moleculares en la ecuación de una reacción química.

9.- Definir y explicar la importancia de los mecanismos de reacción.

10.- Diferenciar, así como reconocer la expresión de la ley de la velocidad de reacción.

11.- Explicar la relación que hay entre las rupturas de enlace y la velocidad de una reacción.

12.- Explicar los efectos de la temperatura y la concentración de los reaccionantes en la velocidad de reacción.

13.- Definir a qué llamamos umbral de energía de activación.

14.- Explicar la teoría del complejo activado.

15.- Explicar la importancia del uso de catalizadores en una reacción, así como diferenciar entre catalizadores heterogéneos y homogéneos.

16.- Definir el término quimioadsorción.

17.- Explicar el concepto: enzima.

PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

- 1.- Leer íntegramente el capítulo 2.
- 2.- Practicar la escritura de ecuaciones químicas que tu maestro exponga en el salón de clase.

REQUISITO.

Para esta unidad tu maestro te pedirá que realices un trabajo, el cual le entregarás un día antes de la evaluación, de lo contrario no tendrás derecho a examen.

CAPITULO III.

REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS.

3-1 FÓRMULAS QUÍMICAS.

Para poder comprender la química, es absolutamente indispensable que el alumno conozca, en primera instancia, los símbolos que representan a los elementos que ya se vio en el primer capítulo del curso de primer semestre. Posterior a esto y a otros conocimientos básicos que ya se han proporcionado a los alumnos en capítulos anteriores, el siguiente paso consiste en que el alumno identifique una **fórmula química**.

Si bien un **símbolo** representa a un átomo de determinado elemento, una **fórmula** representa la molécula de un compuesto*. Por lo tanto, una **fórmula** de un compuesto estará formada por los símbolos de los elementos que dan lugar a la formación de dicha molécula, y además, contarán con números pequeños colocados a la derecha en forma de subíndices que a su vez indicarán la proporción en que están combinados estos elementos para formar ese compuesto. En el caso de que sólo se encuentre un átomo de un elemento en la molécula, se debe sobreentender que le corresponde el número 1, pero éste se omite. El ejemplo universal del agua hará más fácil entender lo anterior.

* Consultar en el libro de primer semestre las definiciones de átomo y molécula.
en compues.

Elemento

El agua se representa por la fórmula H_2O . Desglosando lo expuesto, primero nos damos cuenta que los elementos que forman el agua son el hidrógeno y el oxígeno. Seguidamente observamos que en dicha fórmula existen 2 átomos de hidrógeno y uno solo de oxígeno. En algunos casos nos encontraremos con fórmulas que contienen paréntesis, por ejemplo $Cu(NO_3)_2$. En estos casos, el número de átomos y a la derecha del paréntesis estará multiplicando a todos los elementos que se encuentren dentro del paréntesis.

3-2 DETERMINACIÓN DEL ESTADO DE OXIDACIÓN

El estado de oxidación es un concepto útil para diagnosticar rápidamente el estado de oxidación o reducción de átomos particulares en especies compuestas como MnO_2 , H_3AsO_3 y $HAsO_4^{2-}$. El estado de oxidación de un átomo en alguna combinación química es la carga eléctrica asignada a ese átomo de acuerdo con un conjunto prescrito de reglas. Con frecuencia se utilizan otras expresiones para referirse al estado de oxidación, como el número de oxidación o el estado de oxidación.

Debe señalarse que el estado de oxidación no es lo mismo que la carga formal. La carga formal está basada en el mapeo de la distribución de carga real de una molécula o ion entre los átomos componentes, de acuerdo con el conocimiento detallado de la estructura y del enlace electrónico. Sin embargo, el estado de oxidación es una asignación más simple que no requiere de información acerca de variables electrónicas como el enlace sencillo o múltiple y las estructuras que siguen la regla del octeto contra las que no siguen. El estado de oxidación se calcula directamente a partir de la fórmula de composición, como MnO_2 , H_3AsO_3 . Las dos reglas básicas para asignar el estado de oxidación son las siguientes:

1.- En los compuestos iónicos binarios el estado de oxidación es la carga por átomo.

Ejemplo: El $CdCl_2$ es un compuesto iónico y puede designarse como $Cd^{2+}Cl_2$ para indicar su carácter iónico. El cadmio posee una carga real de +2 y un estado de oxidación de +2. Cada ion cloruro posee una carga real de -1 y un estado de oxidación de -1.

2.- En los compuestos covalentes o no iónicos, los electrones que participan en la formación del enlace no se transfieren completamente de un elemento al otro, pero están compartidos más o menos en la misma forma por los átomos enlazados. Sin embargo, para calcular el estado de oxidación se acostumbra asignar cada electrón de enlace a algún átomo particular. Si los átomos son del mismo tipo, la mitad de los electrones de enlace se asigna a cada uno de los dos átomos. Si los átomos son diferentes, todos los electrones en el enlace se asignan al átomo que tiene mayor electronegatividad.

- a) El estado de oxidación de un elemento libre y sin combinar es cero.
- b) El estado de oxidación del hidrógeno en compuestos es generalmente +1, excepto en el caso de los hidruros metálicos, en donde es -1.
- c) El estado de oxidación del oxígeno en los compuestos es generalmente -II excepto en los peróxidos, en donde es -I, o en los compuestos fluorados, en donde puede ser positivo.
- d) La suma algebraica de los estados de oxidación positivos y negativos de todos los átomos en una molécula neutra es igual a cero.
- e) La suma algebraica de los estados de oxidación positivos y negativos de todos los átomos en un ion es igual a la carga del ion.

A continuación, exponemos algunos ejemplos donde se muestran los estados de oxidación de algunos elementos que se combinan para formar compuestos.

+1 -2
 H₂O
 Agua

El oxígeno actúa con un estado de oxidación de -2 y el hidrógeno con +1, pero al existir 2 átomos de hidrógeno los estados de oxidación se equilibran.

+1 -1
 NaCl
 cloruro de sodio

En este caso, claramente se observa que el cloro posee un estado de oxidación de -1 y el sodio de +1, por lo tanto, la proporción es de 1 a 1 y no se necesita subíndices (o sea que un átomo de sodio se combina con uno de cloro).

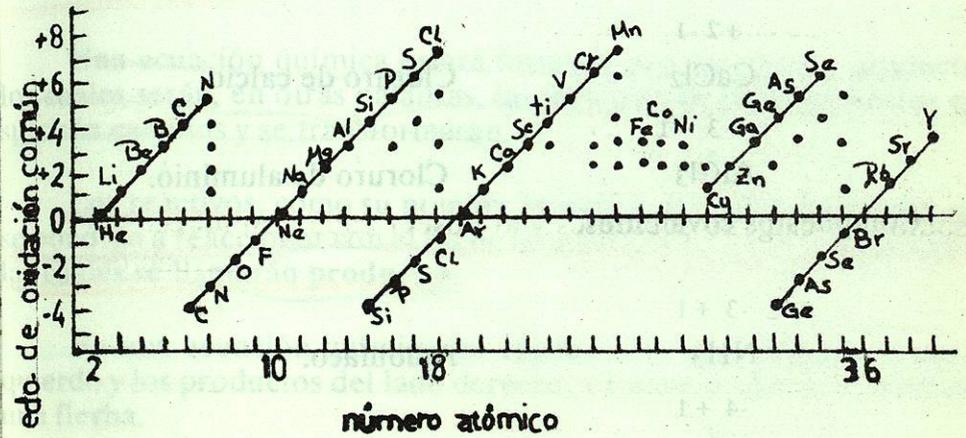
+1 +6 -2
 Na₂SO₄
 Sulfato de sodio

Aquí, como siempre, el oxígeno posee un estado de oxidación de -2, pero como ésta posee un subíndice 4, significa que en esta fórmula hay 4 átomos de oxígeno presentes y al poseer cada uno un estado de oxidación de -2, los estados de oxidación negativos serán de $4 \times -2 = -8$.

En la misma fórmula existen 2 átomos de sodio, cada uno con un estado de oxidación de +1, lo que da un total de +2 por lo que el azufre, que posee un solo átomo, deberá poseer un estado de oxidación de +6 para que los estados de oxidación positivos sumen $+2 + 6 = +8$ y así equilibren los -8.

Para una mayor información, el alumno deberá recordar la unidad concerniente a la tabla periódica en donde entre otras cosas, se mencionó que había una relación entre los diferentes grupos de la tabla con la valencia (o número de oxidación de los elementos).

Grupo	I	II	III	IV	V	VI	VII
Número de oxidación	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
				-4	-3	-2	-1



Por otro lado, para escribir la fórmula de un compuesto electrovalente o iónico, se acostumbra colocar primero el símbolo del elemento que posee un número de oxidación positivo y en seguida el del elemento con número de oxidación negativo. En otras palabras, primero el elemento más metálico de los dos y en seguida el no metal.

Para los compuestos covalentes, esta regla anterior del orden de los componentes NO siempre se aplica.