

Universidad de los Andes.
Departamento de Química
Prácticas de Laboratorio de Química

Estequiometría y nomenclatura

1. Objetivos:

1. Reconocer la importancia de la nomenclatura en química.
2. Familiarizarse con algunos tipos de reacciones.
3. Identificar y emplear la ley de conservación de la materia.
4. Realizar cálculos estequiométricos.

2. Introducción:

La nomenclatura química básicamente es una serie de reglas que son empleadas para poder dar nombre a todos los elementos y compuestos químicos. En la actualidad la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), es la autoridad máxima que regula dichas reglas.

Por otra parte, en química, la estequiometría hace referencia a el cálculo de las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos en el transcurso de una reacción química.

3. Definiciones:

El **número de oxidación** de un elemento es un concepto empírico definido como la carga iónica efectiva obtenida por exagerar el desplazamiento de los electrones en un enlace covalente y suponiendo que la transferencia es completa.

Hay que tener presente que:

- El número de oxidación de los elementos químicos en los compuestos no tiene por qué ser siempre el mismo.
- El número de oxidación de un elemento químico, en un determinado compuesto, se asigna aplicando las reglas que vamos a ver posteriormente. Las reglas, se basan en las ideas que los químicos han desarrollado sobre el proceso que siguen los átomos en las moléculas compartiendo sus electrones.

Las reglas se aplican en el orden dado y debemos parar cuando se halla obtenido el número de oxidación, ya que una regla posterior podría contradecir una anterior.

Las reglas llevan implícitos los dos puntos siguientes:

- El número de oxidación de una sustancia elemental o elemento químico es cero.
- El número de oxidación de un ion monoatómico es igual al número de carga del ion.

Reglas para asignar el número de oxidación:

1ª) La suma de los números de oxidación de todos los átomos, en las especies químicas, es igual a su carga total.

2ª) Los átomos en su forma elemental tienen un número de oxidación 0.

3ª) Para los elementos: a) del grupo 1 (I) tienen número de oxidación +1; b) del grupo 2 (II) tienen número de oxidación +2; c) del grupo 13 (excepto el B) tienen número de oxidación +3 para iones M^{3+} ; d) del grupo 14 (excepto C y Si) tienen número de oxidación +4 para M^{4+} y +2 para M^{2+} .

4ª) Para el H el número de oxidación es +1 en su combinación con los no metales y -1 en su combinación con metales.

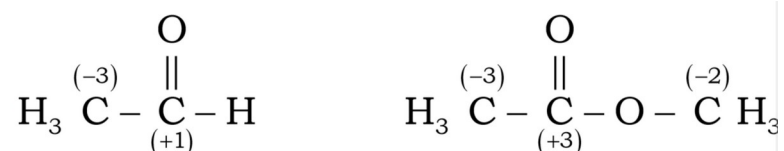
5ª) Para el F el número de oxidación es -1 en todos sus compuestos.

6ª) Para el O los números de oxidación son: a) -2 a menos que se combine con el F; b) -1 en los peróxidos (O_2^{2-}); c) $-1/2$ en superóxidos (O_2^{1-}); d) $-1/3$ en ozónidos (O_3^{1-}).

El número de oxidación del carbono en los compuestos formados por la unión de varios átomos de C se determina de la siguiente forma: el C es cero respecto a otro C, negativo respecto al H y positivo respecto a los grupos que contengan O y N. Así, el H tiene un número de oxidación +1, el O tiene -2 y en los peróxidos -1, el N tiene -3 en aminas y +3 en nitrocompuestos.

Podemos establecer una serie de reglas para escribir los números de oxidación para los átomos de carbono:

1ª) Para obtener el número de oxidación del átomo de carbono, restamos el número de enlaces al hidrógeno del número de enlaces al oxígeno. Esto significa que por ejemplo para el carbono carbonilo, que tiene un doble enlace C=O, debemos contar los dos enlaces. Así para el acetaldehído, el átomo de carbono carbonilo tiene un número de oxidación de +1, y el carbono metílico tiene un número de oxidación de -3. Es importante hacer notar que los dos carbonos metílicos en el acetato de etilo no tienen el mismo número de oxidación, uno es de -3 y el otro de -2



2ª) Los enlaces entre carbono y nitrógeno son tratados exactamente como enlaces entre carbono y oxígeno, ya que son más electronegativos que el carbono. En un enlace entre dos átomos de igual electronegatividad, como dos átomos de carbono, los electrones se considera que están compartidos por igual.

Representación de las fórmulas:

En los compuestos binarios, la fórmula del compuesto está formada por dos elementos, y se escribe como se encuentran en la Tabla Periódica de los Elementos, es decir, a la izquierda el que tiene número de oxidación positivo y a la derecha el negativo.

Combinaciones binarias del hidrógeno:

Son las combinaciones del H con otro elemento de la tabla periódica. Se dividen en tres tipos: hidrácidos, hidrógeno con otros no metales y hidruros metálicos.

Hidrácidos: combinaciones del H con los elementos no metálicos F, Cl, Br, I, S, Se y Te, ejemplo: HF ácido fluorhídrico.

Hidrógeno con otros no metales:

NH₃ amoníaco, PH₃ fosfina, AsH₃ arsina, SbH₃ estibina, CH₄ metano.

Hidruros metálicos:

LiH hidruro de litio, NaH hidruro de sodio.

Los hidruros de los metales de transición, preferentemente los de los grupos IIIB (grupo del Sc ó 3) a VIII (grupo del Ni ó 10), difieren bastante de los hidruros anteriores. La mayoría de ellos más que tratarse de verdaderos hidruros suelen ser compuestos de oclusión del H dentro de las redes metálicas y no llegan a tener una composición estequiométrica razonable, a excepción de algunos casos como el UH_3 .

Combinaciones binarias del oxígeno: El oxígeno es un elemento químico que se combina con casi todos los elementos de la tabla periódica. El número de oxidación del O en los óxidos es -2 (excepto con el F que es +2) y en los peróxidos es -1. (CaO ; BaO_2). Sus combinaciones binarias se conocen con el nombre de óxidos y se formulan escribiendo el oxígeno a la derecha de la fórmula.

Otras combinaciones binarias:

Metales y no metales: La fórmula se escribe colocando el metal a la izquierda y el no metal a la derecha. Igual que se encuentran en la tabla periódica, es decir, los metales a la izquierda y los no metales a la derecha. Se nombran empezando por el no-metal con el sufijo -uro, ejemplo cloruro de sodio NaCl .

No metal con no metal: Estas combinaciones se nombran igual que las anteriores, es decir, añadiendo la terminación -uro al elemento que esté escrito a la derecha. Debe colocarse a la derecha el que esté más a la derecha en la siguiente secuencia (más a la derecha en la Tabla Periódica) o más arriba en un grupo:

Rn, Xe, Kr, Ar, Ne, He, B, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te, Se, S, At, I, Br, Cl, F

Ajemplo: As_2Se_3 triseleniuro de diarsénico

Ácidos Inorgánicos:

Los ácidos inorgánicos los podemos dividir en hidrácidos, ya vistos, y oxoácidos. Los oxoácidos tienen de fórmula general HaXbOc siendo X un elemento no metálico y a veces un metal de transición que se encuentra en estado de oxidación elevado. Para calcular el número de oxidación del elemento X, en el oxoácido, que ha de ser positivo, consideramos que cada átomo de O tiene

número de oxidación -2 y que cada átomo de H tiene +1. Es decir: nº de oxidación del átomo $X = (2 \cdot c - a) / b$

Sufijos (-oso, -ico) y prefijos (hipo-, per-, meta- y orto-):

- Cuando un elemento presenta dos estados de oxidación, se utiliza la terminación -oso para señalar aquel compuesto en el que el elemento principal actúa con el número de oxidación menor, y se añade la terminación -ico cuando es la superior.
- Cuando un elemento puede actuar con más de dos estados de oxidación se utilizan los prefijos hipo- (del griego hypo que significa inferior) para la más inferior y per- (del griego hyper que significa superior) para la más superior.
- Los prefijos meta- y orto- no indican diferencias en los estados de oxidación sino la cantidad de agua que contienen. El prefijo meta- se utiliza para indicar que el ácido es el que tiene menor contenido en agua y el prefijo orto- para indicar el que tiene mayor contenido en agua. Los ácidos HIO_4 y H_5IO_6 se diferencian en el contenido de agua, el primero se llama metaperyódico y el segundo ortoperyódico.
- El prefijo di- se utiliza cuando el número de átomos del elemento principal es el doble.

Ácidos con enlaces carbono-nitrógeno:

$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$ ácido cianhídrico; $\text{H}-\text{O}-\text{C}\equiv\text{N}$ ácido ciánico; $\text{H}-\text{N}=\text{C}=\text{O}$ ácido isociánico

Reglas para ayudar a formular: Una vez conocidos los estados de oxidación más usuales.

a) Prestar atención al sufijo (-oso, -ico) y al posible prefijo (hipo-, per-) del compuesto que nos da el estado de oxidación del elemento. Por ejemplo, el ácido perclórico es un ácido en el que el Cl tiene el estado de oxidación superior (VII ó +7).

b) Tener en cuenta que los prefijos meta- y orto- indican distinto grado de hidratación y que los prefijos di- o piro-, tri-, tetra-, etc., nos indican el grado de polimerización.

Iones: cationes y aniones.

- Cationes: Son las especies químicas cargadas positivamente. Cuando un átomo pierde electrones de la capa de valencia adquiere una carga neta positiva.
- Aniones: Son las especies químicas cargadas negativamente. Los más simples son los monoatómicos que proceden de la ganancia de uno o más electrones.

Hidróxidos.

Son compuestos formados por combinación del anión hidróxido (HO^-) y un catión metálico o un catión poliatómico que se comporta como tal

Sales de ácidos inorgánicos.

Se denominan sales a los compuestos formados por la unión de un catión con un anión diferente de los aniones hidruro, óxido y hidróxido.

Sales ácidas: Se denominan sales ácidas a las que contienen en su molécula átomos de hidrógeno capaces de ser sustituidos por cationes.

Reacciones químicas**Estequiometría.****Conceptos de mol, número de Avogadro y constante de Avogadro.**

El mol es una unidad fundamental del sistema internacional de unidades (S.I.) y es la unidad de la magnitud fundamental llamada “cantidad de sustancia”.

En el SI de unidades, las unidades kg y m se usan para expresar propiedades como la masa y la longitud. Las recomendaciones oficiales nos dicen que el mol expresa la “cantidad” de sustancia presente en una muestra. La “cantidad” de sustancia de un sistema es una magnitud ligada al número de entidades elementales del sistema. Es decir, es una magnitud propia de una visión atómico-molecular de la materia. Así, dos muestras de materia tienen igual “cantidad” de sustancia cuando tienen igual número de átomos o de moléculas, aunque las masas sean distintas. Los químicos se han opuesto a adoptar el término “cantidad” de sustancia y prefieren hablar del “número de moles” de sustancia.

Definición de mol en el SI: “Un mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales, es decir, átomos, moléculas, iones, etc., como átomos hay en 0,012 kg del isótopo de Carbono-12”. Es decir, un mol es el número de átomos que hay en 0,012 kg de carbono-12.

Número de Avogadro: Es el número de entidades elementales que contiene 1 mol. Las determinaciones más recientes le dan el valor de $N_0 = 6,02205 \times 10^{23}$. El número es adimensional.

Constante de Avogadro: $N_A = 6,02205 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. Es una constante que nos da la proporcionalidad entre el número de entidades elementales de un sistema N y la “cantidad” de sustancia n , o número de moles de sustancia del mismo. $N = n \times N_A$

Definición de unidad de masa atómica (u): “La unidad de masa atómica es la doceava 1/12 parte de la masa de un átomo de Carbono-12”

El peso molecular de un compuesto químico determinado es la suma de los pesos atómicos de los elementos que formen el compuesto multiplicados por su coeficiente estequiométrico.

Fórmula empírica de un compuesto. La fórmula empírica de un compuesto químico nos expresa las proporciones en la que se encuentran los elementos químicos que lo forman. Para determinar la fórmula empírica, hemos de seguir los siguientes pasos:

- 1º) tomamos una masa determinada del compuesto.
- 2º) determinamos las masas de los elementos químicos que forman el compuesto.
- 3º) calculamos el número de moles de cada elemento químico.
- 4º) obtenemos la relación, en números enteros, entre los elementos que constituyen el compuesto.

Estequiometría de las reacciones químicas.

Consideremos la reacción química: $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$

Las letras A y B representan las sustancias llamadas reactivos. Las letras C y D las sustancias llamadas productos de la reacción. Y las letras a, b, c y d representan los coeficientes estequiométricos de la reacción. Que son números

adimensionales y se utilizan para que la ecuación química cumpla la ley de conservación de la masa y la ley de conservación de la carga.

Composición de las disoluciones:

Análisis del concepto de magnitud molar: El adjetivo “molar” significa “por unidad de cantidad de sustancia”. La masa de un mol y el volumen de un mol son magnitudes molares, que no cantidades de sustancia. Son magnitudes molares: la masa molar ($M.m.=m/n$, kg/mol), el volumen molar (m^3/mol). No es una magnitud molar la concentración molar o molaridad.

Puesto que el término “molar” significa “por unidad de cantidad de sustancia” y la concentración no es una magnitud molar, está mal dicho concentración molar o molaridad. La IUPAC no acepta el término concentración molar o molaridad, recomendando que se utilice el de concentración.

Concentración: “cantidad de sustancia de soluto contenida en una unidad de volumen de disolución”.

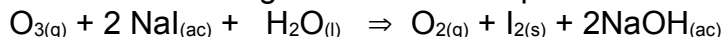
Nombre: _____ Código: _____

Nombre: _____ Código: _____

1. Determine los pesos fórmula de cada uno de los siguientes compuestos:
 - a) monóxido de dinitrógeno, N_2O .
 - b) ácido benzoico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$.
 - c) hidróxido de magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$,
 - d) urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$,
 - e) acetato de isopentilo, $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_5\text{H}_{11}$.
2. Calcule las siguientes cantidades:
 - a) masa, en gramos, de 5.76×10^{-3} moles de CdS (sulfuro de cadmio).
 - b) Número de moles de NH_4Cl (cloruro de amonio) en 112.6 g de esta sustancia.
 - c) Número de moléculas en 1.305×10^{-2} moles de benceno (C_6H_6).
 - d) Número de átomos de O en 4.88×10^{-3} moles de $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ (nitrato de aluminio).
 - e) Cuántos moles de iones cloruro hay en 0.2550 g de cloruro de aluminio (AlCl_3)?
 - f) Cuál es la masa en gramos, de 7.70×10^{20} moléculas de cafeína, $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$?
 - g) Cuál es la masa molar del colesterol ($\text{C}_{27}\text{H}_{46}\text{O}$) si 0.000105 moles pesan 0.406 g?
 - h) Cuántos moles de iones amonio hay en 8.776 g de carbonato de amonio (NH_4CO_3)?
3. La sosa para lavar, es un compuesto utilizado para acondicionar aguas duras empleadas para el lavado de ropa. La sosa es un hidrato, lo que significa que existe cierto número de moléculas de agua incluidas en su estructura sólida. Su fórmula se puede escribir como $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, donde x es el número de moles de H_2O por mol de Na_2CO_3 . Al calentar 2.558 g de una muestra de sosa para lavar a 25°C , se pierde toda el agua de hidratación, lo que deja 0.948 g de Na_2CO_3 , ¿cuál es el valor de x?
4. La epinefrina (adrenalina), una hormona secretada al flujo sanguíneo en situaciones de peligro o estrés contiene 59% de C, 7.1% de H, 26.2% de O y 7.7% de N en masa; su peso molecular es de alrededor de 180 uma. Determine su fórmula empírica y molecular.

5. Diversas marcas de antiácidos utilizan $\text{Al}(\text{OH})_3$ para que reaccione con el ácido estomacal, el cual contiene principalmente HCl :
- $$\text{Al}(\text{OH})_{3(s)} + \text{HCl}_{(ac)} \Rightarrow \text{AlCl}_{3(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$$
- a) balancee la reacción.
- b) Calcule el número de gramos de HCl que pueden reaccionar con 0.500 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$.
- c) Calcule el número de gramos de AlCl_3 y el número de gramos de H_2O formados al reaccionar 0.500 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$.
- d) Muestre que sus cálculos en los incisos (b) y (c) son consistentes con la ley de conservación de la masa.
6. El hidruro de calcio reacciona con agua para formar hidróxido de calcio e hidrógeno gaseoso.
- a) Escriba la ecuación química balanceada para esta reacción.
- b) Cuántos gramos de hidróxido de calcio se obtienen a partir de 14.2 g de Hidruro de calcio?
7. La detonación de la nitroglicerina se lleva a cabo de la siguiente manera:
- $$\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9(l) \Rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$$
- a) Si se detona una muestra que contiene 2.00 mL de nitroglicerina (densidad=1.592 g/mL), cuántos moles totales de gas se producen?
- b) Si cada mol de gas ocupa 55 L bajo las condiciones de la explosión, ¿cuántos litros de gas se producen?
- c) Cuántos gramos de N_2 se producen durante la detonación?
8. El hidróxido de sodio reacciona con dióxido de carbono de la siguiente manera:
- $$2 \text{NaOH}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)} \Rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_{3(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$$
- a) Cuál reactivo es el limitante cuando permitimos la reacción de 1.85 moles de NaOH y 1.00 mol de CO_2 ?
- b) Cuántos moles de Na_2CO_3 se producen?
- c) Cuántos moles del reactivo en exceso quedan, una vez concluida la reacción?
9. Cuando se burbujea sulfuro de hidrógeno gaseoso en una disolución de hidróxido de sodio, la reacción forma sulfuro de sodio y agua. ¿Cuántos gramos de sulfuro de sodio se forman? si 2.00 g de sulfuro de hidrógeno se burbujean en una disolución que contiene 2.00 g de hidróxido de sodio. Suponga que el rendimiento de producción de sulfuro de sodio es del 92.0%
10. Un método utilizado por la Agencia de Protección Ambiental de Estados Unidos (EPA) para determinar la concentración de ozono en el aire consiste en hacer pasar la muestra de aire a través de un "generador de

burbujas” que contiene yoduro de sodio, el cual elimina el ozono de acuerdo con la siguiente ecuación química:



- a) Cuántos moles de yoduro de sodio son necesarios para eliminar 5.95×10^{-6} moles de O_3 ?
 - b) Cuántos gramos de yoduro de sodio son necesarios para eliminar 1.3 mg de O_3 ?
11. El NO (monóxido de nitrógeno) reacciona inmediatamente con el oxígeno gaseoso para formar NO_2 . La reacción es:

$$2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow 2\text{NO}_{2(g)}$$

En un experimento se mezclaron 0.886 mol de NO con 0.503 mol de O_2 , calcule cuál de los dos reactivos es el limitante. Calcule también el número de moles de NO_2 producido.
 12. El contenido de hemoglobina en la sangre es aproximadamente 13.5 g/100 mL de sangre. Si la masa molar de la hemoglobina es 645 g/mol, y hay 4 átomos de hierro en una molécula de hemoglobina. ¿Cuántos átomos de hierro hay en los 5L, aproximadamente, de sangre de un adulto?
 13. La degradación metabólica de la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, en el cuerpo humano produce dióxido de carbono y agua.

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$$

El dióxido de carbono es eliminado por los pulmones como gas. Calcular el volumen de CO_2 seco producido cuando se consume 4.0 g de glucosa en esta reacción a la temperatura corporal (36°C) y 1 atm de presión.
 14. Se utiliza una probeta de 50 g de peso, para medir la densidad de un líquido. Luego de agregar 20 mL de líquido a la probeta se pesa de nuevo y su peso es de 75 g. ¿Cuál es la densidad del líquido?