

INGRESO A MEDICINA

CUADERNILLO DE QUÍMICA I

PROFESORA: CARINA RUFANACHT

TABLA DE CONTENIDO

| | |
|--|----|
| INTRODUCCIÓN | 5 |
| OBJETIVOS..... | 6 |
| UNIDAD I: Sistemas materiales: aspectos físicos y químicos | 7 |
| Materia, Sistemas Materiales y sus propiedades | 7 |
| Propiedades de los sistemas materiales | 7 |
| Propiedad física y propiedad química | 8 |
| Propiedad intensiva y propiedad extensiva | 8 |
| Clasificación de los sistemas materiales | 8 |
| Sistemas homogéneos..... | 9 |
| Sistemas heterogéneos | 9 |
| Separación en fases de un sistema heterogéneo | 10 |
| Fraccionamiento de la fase de un sistema homogéneo | 11 |
| Sustancia pura y solución | 11 |
| Transformaciones físicas y químicas | 12 |
| Reacciones químicas | 12 |
| Clasificación de las reacciones químicas | 13 |
| Reacciones reversibles e irreversibles..... | 14 |
| Ecuación química | 14 |
| Interpretación de una ecuación química..... | 14 |
| Sustancias compuestas y sustancias simples | 16 |
| Elementos químicos | 16 |
| Clasificación de los elementos químicos | 16 |
| Metales | 16 |
| No metales | 16 |
| Gases inertes | 17 |
| Símbolos de los elementos | 17 |
| Leyes fundamentales de la química..... | 17 |
| Leyes gravimétricas | 18 |
| Actividades de la Unidad 1 | 19 |
| UNIDAD II: Estructura de la materia..... | 24 |

| | |
|---|----|
| Átomos y moléculas..... | 24 |
| Atomicidad | 25 |
| Fórmula química | 26 |
| Estructura atómica..... | 26 |
| Naturaleza eléctrica de la materia | 26 |
| Partículas fundamentales del átomo..... | 27 |
| Nº atómico y Nº másico..... | 28 |
| La materia y su masa..... | 29 |
| Unidad de masa atómica | 29 |
| Peso atómico y peso molecular | 30 |
| Peso atómico relativo..... | 30 |
| Peso atómico absoluto..... | 30 |
| Peso molecular | 30 |
| Número de Avogadro y Mol | 31 |
| Modelo atómico actual | 31 |
| Orbital atómico | 32 |
| Niveles de energía en el átomo..... | 33 |
| La tabla periódica de los elementos | 34 |
| Períodos y grupos | 35 |
| Propiedades periódicas..... | 36 |
| Radio atómico | 36 |
| Electronegatividad | 36 |
| Enlaces químicos..... | 37 |
| Teoría del octeto electrónico de Lewis | 37 |
| Estados de oxidación..... | 38 |
| Reglas para calcular los números de oxidación | 39 |
| Tipos de enlace químico..... | 39 |
| Unión iónica o electrovalente..... | 39 |
| Enlace covalente | 40 |
| Atracciones intermoleculares..... | 43 |
| Actividades de la Unidad 2..... | 46 |
| UNIDAD III: Compuestos inorgánicos | 54 |
| Reacciones Redox - Soluciones Acuosas | 54 |
| Clasificación de los compuestos..... | 54 |
| Nomenclatura de los compuestos | 55 |

| | |
|--|----|
| Óxidos Básicos | 55 |
| Iguación de ecuaciones..... | 56 |
| Óxidos ácidos..... | 56 |
| Hidróxidos (bases o álcalis)..... | 57 |
| Disociación de hidróxidos..... | 57 |
| Concepto de ion..... | 57 |
| Ácidos | 58 |
| Ácidos Oxácidos..... | 58 |
| Ácidos (hidrácidos) | 59 |
| Disociación de ácidos (en solución) | 59 |
| Aniones | 60 |
| Neutralización | 60 |
| Tipos de sales | 61 |
| Sales neutras..... | 61 |
| Teoría Ácido Base de Bronsted y Lowry | 62 |
| ¿Qué es el pH y cómo se calcula? | 63 |
| Escala de pH | 64 |
| ¿Cuál es el pH sanguíneo?..... | 64 |
| Reacciones de óxido-reducción | 65 |
| Oxidación y Reducción: Conceptos | 66 |
| Agentes oxidantes y reductores | 67 |
| Oxidaciones y reducciones biológicas..... | 67 |
| Soluciones Acuosa..... | 67 |
| Soluto y Solvente..... | 68 |
| Solubilidad y Saturación | 68 |
| Expresión de la concentración de una solución | 68 |
| Actividades de la Unidad 3..... | 70 |
| BIBLIOGRAFÍA..... | 76 |
| UNIDAD I: Sistemas Materiales: Aspectos Físicos y Químicos | 76 |
| UNIDAD II: Estructura de la materia | 76 |
| UNIDAD III: Compuestos Inorgánicos. Reacciones. Soluciones Acuosa..... | 76 |

INTRODUCCIÓN

Este texto es una introducción a algunos conceptos de la Química, no como fines en sí mismos, sino como medios para entender mejor el mundo que nos rodea.

Las autoras te proponen encarar el aprendizaje de esta ciencia, a través de un mecanismo de razonamiento, de modo tal, que encuentres en la Química una ciencia accesible y, como consecuencia lógica e interesante.

En las primeras unidades explorarás sobre la intimidad de la materia, examinando la estructura básica del átomo y considerando brevemente la formación de las moléculas y los iones.

Se presentan, además, los procedimientos sistemáticos que se emplean para dar nombre a los compuestos y cómo reaccionan estos entre sí, para formar la variedad de sustancias que conocemos actualmente.

Estos temas, que abarcan las unidades 1, 2 y 3 (Química General e Inorgánica) son una introducción necesaria para que comprendas mejor la segunda parte, las unidades 4 a 6. En esas unidades se te ofrece un panorama breve de algunos de los aspectos elementales de la Química Orgánica y la Bioquímica.

*Ten siempre presente que: **“Jehová da la sabiduría, y de su boca viene el conocimiento y la inteligencia”**. Proverbios 2:6*

Autora: Mónica Pereyra

Adaptado por: Carina Rufanacht

OBJETIVOS

Se espera que, a partir del desarrollo del presente curso, puedas lograr:

- Adquirir un vocabulario científico propio que te permita interpretar los conceptos y hechos de la Química.
- Interpretar las propiedades físicas y químicas de las diferentes sustancias en relación con la estructura que las mismas presentan.
- Resolver situaciones problemáticas utilizando el razonamiento y la metodología adecuados para ello.
- Reconocer e identificar los compuestos tanto inorgánicos como orgánicos.
- Establecer diferencias estructurales y funcionales de las familias de compuestos orgánicos y macromoléculas biológicas expuestos en este texto.
- Reconocer la evidencia de un Creador inteligente y ordenado, que estableció leyes naturales por las cuales sostiene el universo

UNIDAD I: Sistemas materiales: aspectos físicos y químicos

Todos somos químicamente dependientes. Nuestro organismo es una compleja fábrica química. Miles de reacciones químicas constituyen el factor preponderante del origen, el desarrollo y la progresión de la vida.

Todos los tejidos y órganos realizan una serie de procesos químicos para mantener la homeostasis del organismo: los pulmones proporcionan el oxígeno para las células, los riñones mantienen la concentración de los iones, el sistema gastrointestinal aporta los nutrientes, etc.; todo a expensas de la actividad química.

Como futuro profesional de la salud, necesitas tener un conocimiento básico de química que te permitirá entender mejor el funcionamiento del organismo y, por ende, saber cuidarlo adecuadamente.

Materia, Sistemas Materiales y sus propiedades

El examen atento de los diversos cuerpos existentes nos muestra algunas características coincidentes en todos ellos: tienen masa, ocupan un lugar en el espacio (volumen), son impenetrables, son divisibles, tienen inercia, etc. Estas características generales de los cuerpos se deben a un componente común a todos ellos: la **materia**.

En la actualidad, ante la complejidad y diversidad del universo, se torna conveniente referirse a Sistemas Materiales, más que hablar de materia.

Un **sistema material** es una porción limitada de la realidad circundante, constituida por una cierta cantidad de materia.

Propiedades de los sistemas materiales

Para estudiar un sistema material, debemos comprender sus propiedades.

Una propiedad se manifiesta cuando se efectúa un estímulo o cambio sobre un determinado cuerpo.

Por lo tanto, **propiedad** se define como el comportamiento de la materia frente a la acción de un cambio o fenómeno.

Cualquier descripción de la materia constituye una propiedad.

Si digo que el agua es líquida, incolora, inodora, insípida, cada una de estas descripciones constituye una propiedad.

Las propiedades de la materia pueden ser clasificadas en: físicas y químicas. Y otra clasificación las divide en propiedades intensivas y propiedades extensivas.

Propiedad física y propiedad química

Si el cambio no altera internamente a la materia, manifestará una **propiedad Física**: el color, el cambio de estado, el sabor, el desplazamiento, etc.

En cambio, hablamos de una **propiedad química** cuando se manifiesta modificando internamente a la materia. Son aquellas propiedades distintivas de las sustancias que se observan cuando reaccionan: la combustión de la materia, su cambio de color, su fermentación, la formación de sustancias nuevas diferentes a las originales, etc.

Propiedad intensiva y propiedad extensiva

Las **propiedades intensivas** no dependen de la masa de que se dispone: 10gr de agua pura, a 4°C, tienen una densidad de 1gr/ml, igual que 100gr en las mismas condiciones.

Son propiedades intensivas las siguientes: color, olor, sabor, punto de fusión, punto de ebullición, densidad, dureza, etc. Son las que describen al tipo de materia.

De estas propiedades, las que se expresan cuantitativamente y se miden con exactitud en laboratorios especializados, reuniendo los datos en tablas, se denominan a su vez, **propiedades específicas**, y las mismas dependen de las condiciones exteriores prefijada (Punto de Fusión, Punto de Ebullición, densidad, Peso específico, etc.).

Las **propiedades extensivas** dependen de la masa con que se cuenta, como es el caso del volumen, el peso, la superficie, la longitud, etc.

Clasificación de los sistemas materiales

Las propiedades intensivas nos permiten clasificar a los sistemas materiales en homogéneos y heterogéneos.

Sistemas homogéneos

Son **sistemas homogéneos** aquellos cuyas propiedades intensivas son idénticas en toda su masa. Estos sistemas están constituidos por una sola **fase**.

FASE: es toda porción homogénea de un sistema material.

Son ejemplos de sistemas homogéneos los siguientes: agua destilada, azúcar, aceite, sal de mesa, nafta, salmuera, agua azucarada, etc., es decir, las distintas soluciones y sustancias puras que existen en la naturaleza.

En el caso de las soluciones, por ejemplo, el agua azucarada, el agua y el azúcar son componentes miscibles (que se mezclan entre sí)

Esto nos permite definir el concepto de componente como:

COMPONENTE: toda sustancia que forma la fase única de un sistema material homogéneo.

Sistemas heterogéneos

Son **sistemas heterogéneos** aquellos cuyas propiedades intensivas varían en por lo menos dos puntos de su masa. Estos sistemas están constituidos por dos o más fases. Comúnmente se denomina **mezclas** a los sistemas heterogéneos.

INTERFASE: se define como la zona comprendida entre dos fases.

Son ejemplos de sistemas heterogéneos: granito, sal de mesa y arena, agua y aceite, agua en sus tres estados dentro de un mismo recipiente, etc.

Existen sistemas heterogéneos de varias fases, formado por un solo componente, como ocurre cuando tenemos agua líquida en equilibrio con hielo y vapor de agua. Hay tres fases: sólida, líquida y gaseosa, pero solo un componente: agua. Por otro lado, existen sistemas homogéneos constituidos por numerosos componentes.

Podemos disolver NaCl, NaNO₃ y KNO₃ (**sales**) en un vaso de precipitados con agua, se formará una solución homogénea y tendremos 4 componentes y una sola fase.

Homogeneidad y heterogeneidad son conceptos relativos, que dependen de las condiciones experimentales. Sangre humana y leche son sistemas homogéneos a simple vista. Observados con un microscopio revelan heterogeneidad: en la sangre se aprecian glóbulos rojos, diferenciados del suero, y en la leche, gotitas de grasa.

En consecuencia, todo depende de cómo se ha practicado la determinación, y qué instrumento se ha empleado. Dado que los instrumentos son numerosos (lupa, microscopio óptico, microscopio electrónico, equipo de rayos X, etc.), se ha convenido lo siguiente: **homogeneidad y heterogeneidad serán establecidas mediante el microscopio óptico.**

Resumiendo, podemos decir que:

| Según el n° de componentes Según n° de fases | Sustancia pura (1 solo componente) | Mezcla (2 o más componentes) |
|---|---------------------------------------|---------------------------------|
| Sistema homogéneo | Agua, calcio, sal etc. | Azúcar + agua |
| Sistema heterogéneo | Agua + hielo | Aceite + agua |

Separación en fases de un sistema heterogéneo

Este proceso se realiza mediante métodos físicos, considerados así debido a que no alteran internamente a los materiales. Se trata de procedimientos sencillos cuya finalidad es aislar cada una de las diferentes fases que constituyen el sistema material heterogéneo. Los criterios para la separación pueden ser: diferencias de peso, de tamaño, de solubilidad, etc.



Decantación: se aplica cuando una fase es sólida, insoluble y de mayor densidad que una fase líquida, dejando el sistema en reposo, el sólido sedimenta y el líquido

sobrenadante se trasvasa. También se aplica a dos fases líquidas insolubles. En este caso se utiliza una ampolla de decantación.

- **Centrifugación:** corresponde a realizar una decantación acelerada.
- **Filtración:** se usa un filtro que retiene una fase sólida insoluble y deja pasar una fase líquida filtrable.

Fraccionamiento de la fase de un sistema homogéneo

Los métodos de fraccionamiento son los siguientes:

- **Destilación Simple:** esta operación consiste en transformar un líquido en vapor y luego condensar el vapor por enfriamiento. La destilación puede ser simple (separa un sólido del disolvente), y fraccionada (fracciona dos o más líquidos mezclados, de diferentes puntos de ebullición).
- **Cristalización:** fracciona sólidos que cristalizan de la solución en la que se hallan disueltos. Se aplica a soluciones, consiste en evaporar el líquido para que quede el componente sólido.

La diferencia entre este método y la destilación simple está en que en este caso el líquido no se recupera.

- **Cromatografía:** este método se puede emplear para identificar los componentes de la tinta.

Se traza una línea a 2,5cm de un extremo en un papel de filtro con el marcador cuyos componentes se quieren identificar, el otro extremo del papel se cuelga de una varilla, sostenido con cinta adhesiva. Se introduce en un recipiente alto de vidrio, en donde se coloca un solvente (alcohol- agua), quedando la varilla apoyada en el borde del recipiente. El extremo libre del papel debe quedar sumergido en el solvente, sin que este llegue a tocar la marca. Se espera unos minutos y se observará como los diferentes pigmentos son arrastrados por el solvente.

Sustancia pura y solución

Entre los sistemas homogéneos debemos diferenciar aquellos que están constituidos por una **sustancia pura** (agua destilada), de otros que están formados por dos o más sustancias (agua salada) y que se denominan **soluciones**. Solamente estas últimas se pueden fraccionar, es decir, separar en

las sustancias que la componen (componentes).

Entonces:

Solución es todo sistema homogéneo fraccionable.

y

Sustancia pura es todo sistema homogéneo no fraccionable.

Transformaciones físicas y químicas

Las transformaciones observables que sufre la materia se clasifican en dos tipos:

- **Transformaciones físicas**

Cuando se producen, las sustancias intervinientes no se alteran. Solo cambia su estructura externa.

Ejemplo: Un cambio de estado, arrojar una piedra, destilar una solución, etc.

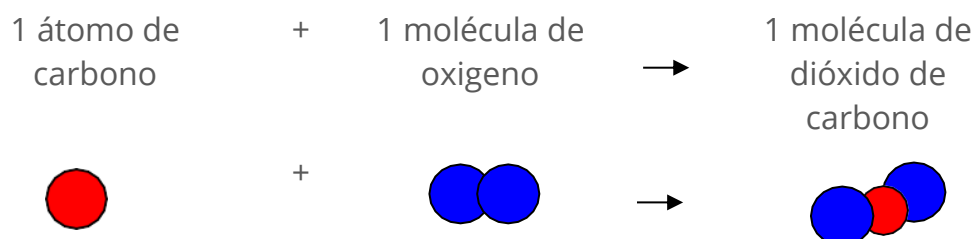
- **Transformaciones químicas**

Cuando se producen, los reactivos se convierten en productos distintos, cambia la estructura interna de la materia, y este cambio es permanente.

Ejemplo: La cocción de una torta, la oxidación de un metal, las reacciones químicas, la respiración celular, la combustión de un papel, etc.

Reacciones químicas

En toda reacción química los átomos que constituyen las moléculas se reagrupan formando nuevas moléculas. Así, en el caso de la combustión del carbón.



En las reacciones químicas se distinguen dos estados:

- un estado inicial, constituido por las sustancias que intervienen en la reacción, denominadas reactivos (en el caso anterior, carbono y oxígeno).
- un estado final, representado por las sustancias que se producen en la reacción, llamadas productos (en el ejemplo mencionado, el dióxido de carbono).

Clasificación de las reacciones químicas

Existen básicamente, dos clases de reacciones químicas: las de combinación (dos o más sustancias se unen para formar sustancias nuevas), y las de descomposición (una sustancia se descompone en dos o más sustancias diferentes).

| Nombre | Descripción | Representación |
|--|--|-------------------------------------|
| Reacción de síntesis o combinación | Elementos o compuestos sencillos se unen para formar un compuesto más complejo. | $B+C \rightarrow BC$ |
| Reacción de descomposición | Un compuesto se fragmenta en elementos o compuestos más sencillos. | $BC \rightarrow B+C$ |
| Reacción de desplazamiento simple o sustitución | Un elemento reemplaza a otro en un compuesto. | $C + AB \rightarrow AC + B$ |
| Reacción de doble desplazamiento | Los iones en un compuesto cambian lugares con los iones de otro compuesto para formar dos sustancias diferentes. | $AB + CD \rightarrow CB + AD$ |
| Reacción de neutralización | Es una reacción entre un ácido y una base, con formación de agua. | $HA + BOH \rightarrow AB + H_2O$ |
| Reacción Exotérmica | Cualquier reacción química que desprende calor, es decir con una variación negativa de entalpía. | $BC \rightarrow B+C + \text{calor}$ |
| Reacción Endotérmica | Cualquier reacción química que absorbe calor. | $B+C + \text{calor} \rightarrow BC$ |

Reacciones reversibles e irreversibles

Las reacciones químicas también se dividen en dos grandes grupos

a) Reversibles: cuando el proceso químico se da en ambos sentidos. Se representa con una doble flecha, o con una flecha con dos puntas, representando un equilibrio químico entre reactivos y productos (que se comportarán como unos y otros según sea el desplazamiento de la reacción hacia un lado o el otro).

b) Irreversibles: aquellas reacciones que se dan en un solo sentido, por lo tanto, la flecha indica la dirección en que se produce el fenómeno. Los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha

REACCIONES REVERSIBLES E IRREVERSIBLES

• REVERSIBLES



• IRREVERSIBLES



Ecuación química

Una ecuación química es una descripción simbólica de una **reacción química**. Muestra las sustancias que reaccionan (reactivos) y las sustancias o productos que se obtienen. También nos indican las cantidades relativas de las sustancias que intervienen en la reacción. Las ecuaciones químicas son el modo de representarlas.

La ecuación química nos ayuda a visualizar los reactivos que son los que tendrán una reacción química y los productos que son lo que se obtiene de este proceso. Además, podemos ubicar los símbolos químicos de cada uno de los elementos que estén dentro de la ecuación y poder balancearlos con mayor facilidad y gran rapidez.

Interpretación de una ecuación química

Un caso general de ecuación química sería: $a A + b B \rightarrow c C + d D$

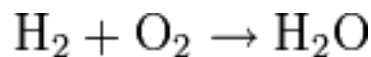
- **A, B, C, D**, representan los símbolos químicos de las moléculas o átomos que reaccionan (lado izquierdo) y los que se producen (lado derecho).
- **a, b, c, d**, representan los coeficientes estequiométricos, que deben ser ajustados de manera que sean reflejo de la ley de conservación de la masa.

La interpretación física de los coeficientes estequiométricos, si estos son números enteros y positivos, puede ser en átomos o moles:

Así, se diría de la ecuación anterior:

- a. Cuando "a" átomos (o moléculas) de A reaccionan con "b" átomos (o moléculas) de B producen "c" átomos (o moléculas) de C, y "d" átomos (o moléculas) de D.
- b. Cuando "a" moles de átomos (o moléculas) de A reaccionan con "b" moles de átomos (o moléculas) de B producen "c" moles de átomos (o moléculas) de C, y "d" moles de átomos (o moléculas) de D.

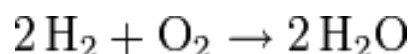
Ejemplo: el hidrógeno (H₂) puede reaccionar con oxígeno (O₂) para dar agua (H₂O). La ecuación química para esta reacción se escribe:



El símbolo "+" se lee como "reacciona con", mientras que el símbolo "→" significa "irreversible" o "produce". Para ajustar la ecuación, ponemos los coeficientes estequiométricos.

Estos deben ser tales que la ecuación química esté balanceada, es decir, que el número de átomos de cada elemento de un lado y del otro sea el mismo.

Los coeficientes deben ser enteros positivos, y el uno se omite. En las únicas reacciones que esto no se produce, es en las reacciones nucleares.



La ecuación está ajustada y puede ser interpretada como 2 moles de moléculas de Hidrógeno reaccionan con 1 mol de moléculas de Oxígeno, produciendo 2 moles de moléculas de Agua. Adicionalmente, se pueden agregar (entre paréntesis y como subíndice) el estado de cada sustancia participante: sólido (S), líquido (l), acuoso (Aq) O gaseoso (g).

En el ejemplo del agua: $2\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(g)$

Sustancias compuestas y sustancias simples

Todas las sustancias descomponibles químicamente, por un método o por otro, reciben el nombre de **sustancias compuestas**, o sencillamente compuestos. Pero existen también sustancias químicamente no descomponibles, cualquiera fuera el procedimiento ensayado en el laboratorio, estas sustancias se denominan **sustancias simples** o elemento químico, o sencillamente elemento. También las moléculas formadas por la misma clase de elemento son simples. Ej.: Cl₂, H₂, O₂, O₃, etc.

Elementos químicos

En la tierra y en las muestras procedentes de la luna, del sol y de las estrellas, se han localizado 92 elementos naturales. A esta nómina, la química nuclear ha incorporado otros elementos artificiales.

Clasificación de los elementos químicos

Los elementos químicos se clasifican, de acuerdo con sus propiedades, en tres grandes grupos:

Metales

Conducen el calor y la electricidad, son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio que es líquido, poseen brillo característico, sus moléculas son monoatómicas, son dúctiles y maleables, forman iones positivos y se combinan con el oxígeno para formar óxidos.

Ejemplo: Sodio, calcio, hierro, oro, aluminio, plomo, cromo, plata, etc.

No metales

Son malos conductores del calor y la electricidad, se presentan en los tres estados de agregación, no presentan brillo, sus moléculas son bi o poliatómicas, en estado sólido son quebradizos, forman iones negativos y se combinan con el oxígeno para formar los óxidos ácidos y con el hidrógeno para formar los hidruros no metálicos.

Ejemplo: Carbono, nitrógeno, cloro, oxígeno, fósforo, azufre, yodo, hidrógeno, etc.

Gases inertes

Son malos conductores del calor y la electricidad, son gases a temperatura ambiente, sus moléculas son monoatómicas, no se ionizan, se caracterizan por su inactividad química.

Ejemplo: Helio, neón argón, etc.

Símbolos de los elementos

Cada elemento se caracteriza por un símbolo, los que en algunos casos coinciden con la primera letra del nombre del elemento. En otros casos se utilizan dos letras (la primera en mayúscula y la segunda en minúscula). En otros su símbolo guarda relación con la raíz latina de sus nombres originales:

Ejemplo: carbono=**C** / calcio=**Ca** / hierro=**Fe**, del latín Ferrum.

| Elemento | Símbolo químico | Nombre en latín |
|-----------|-----------------|-----------------|
| Nitrógeno | N | nitrum |
| Azufre | S | sulphur |
| Cobre | Cu | cuprum |
| Sodio | Na | natrium |
| Plata | Ag | argentum |
| Fósforo | P | phosphorous |

La **IUPAC** (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) es el ente internacional que regula todas las cuestiones relacionadas con la Química. Propone leyes y normas, cuyo cumplimiento es obligatorio en el ámbito científico.

Leyes fundamentales de la química

Son las que permiten establecer relaciones entre las masas (gravimétricas) o entre los volúmenes (volumétricas) de las sustancias que intervienen en una reacción química.

Leyes fundamentales de la Química

Gravimétricas

Volumétricas

Leyes gravimétricas

Establecen la relación entre las masas de las sustancias que participan en una reacción química.

- Ley de la Conservación de la Masa (Lavoisier)
- Ley de las Proporciones Definidas (Proust)
- Ley de las Proporciones Múltiples (Dalton)
- Ley de los pesos equivalentes. (Richter)

(En este curso sólo veremos las dos primeras).

Ley de la conservación de la masa (Lavoisier)

"En todo sistema material aislado, la masa permanece constante, independientemente de las transformaciones físicas o químicas que se produzcan en el mismo".

Antoine-Laurent Lavoisier



Ejemplo: 2 gr de hidrógeno + 16 gr de oxígeno = 18 gr de agua ($mH + mO = mH_2O$)

En general, en toda reacción química la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos.

Ley de las proporciones definidas (Proust)

"La relación entre las masas de los elementos que forman una sustancia compuesta es constante".

Joseph Louis Proust



Ejemplo: Entre el hidrógeno y el oxígeno, para formar agua, tenemos $mH/mO = 1/8$, entre el carbono y el oxígeno para producir dióxido de carbono, es $mC/mO = 3/8$

Actividades de la Unidad I

1. Dar por lo menos un ejemplo de:

- Sistema heterogéneo formado por tres fases y dos componentes.
- Sistema heterogéneo formado por 2 fases y cuatro componentes.
- Sistema homogéneo formado por tres componentes.
- Una solución formada por 3 sustancias

2. ¿Qué es el aire? – *Tacha las afirmaciones incorrectas:*

- Un sistema material (sí) (no)
- Una sustancia (sí) (no)
- Un sistema homogéneo (sí) (no)
- Un sistema heterogéneo (sí) (no)
- Una solución en fase gaseosa (sí) (no)

3. Identifica en la siguiente lista las propiedades intensivas y las extensivas. Menciona cuáles de las intensivas, además son específicas.

Una sustancia desconocida es:

- rojiza
- Dura
- Tiene un volumen de $0,2 \text{ cm}^3$
- quebradiza
- Insoluble en agua

- f. PF: 165 °C
- g. Olor ácido
- h. Pesa 12 gramos
- i. Densidad: 5,2 gr/cm³

4. Se demuestra experimentalmente que la relación gravimétrica entre azufre y cobre, cuando se combinan dando sulfuro cúprico es: $m_{\text{azufre}} / m_{\text{cobre}} = \frac{1}{2}$ (**1 parte de azufre S por 2 de cobre Cu**)

Calcula (considerando las leyes gravimétricas estudiadas en esta unidad):

- a. La masa de azufre que reacciona con 25 gr de cobre.
- b. La masa de cobre necesaria para preparar 150 gr de sulfuro cúprico.
- c. La masa de reactivo excedente cuando se intenta hacer reaccionar 10gr de azufre con 10gr de cobre.

5. Según las leyes gravimétricas de la materia: Si 50 gramos de una sustancia A se combinan con 30 gr de una sustancia B para producir C: marca cuál de las siguientes opciones es correcta:

- a. Se producen 100 gramos de C
- b. Si se combinan 100 gramos de A con 60 gramos de B, también se obtiene C
- c. Combinando 50 gramos de A con la misma cantidad de B, se producen 100 gramos de C

6. Coloca "F" (falso) o "V" (verdadero) según corresponda a cada afirmación:

- a. () Una sustancia que está experimentando la fusión, es un sistema heterogéneo.
- b. () Un sistema heterogéneo posee necesariamente dos o más componentes.
- c. () La destilación fraccionada corresponde a un fenómeno químico.
- d. () La cromatografía se usa para fraccionar un sistema homogéneo
- e. () La sangre se puede separar en fases por centrifugación
- f. () El agua se podría separar del aceite por filtración

7. Señala las diferencias entre solución y sustancia pura.

8. Clasifica en soluciones y sustancias puras los siguientes sistemas homogéneos:
- hierro
 - alcohol absoluto
 - alcohol al 70%
 - oxígeno
 - aire
 - agua de mar
 - azúcar
9. Dado el siguiente sistema: **agua-aceite-cuarzo**
- ¿Es homogéneo o heterogéneo?
 - ¿Cuáles son sus componentes?
 - ¿Cuántas fases hay y cuáles son?
10. Clasifica en homogéneos o heterogéneos los siguientes sistemas:
- gas contenido dentro de un cilindro
 - azúcar, agua y carbón
 - granito
 - agua destilada
 - humo
 - niebla
 - carbón y kerosene
 - leche
 - sangre
11. Indica cuál de las opciones es la adecuada para describir un sistema formado por: vapor de agua, agua y carbón en polvo.
- dos fases y tres componentes
 - tres fases y tres componentes
 - tres fases y dos componentes
 - dos fases y dos componentes

12. Se dispone de las siguientes sustancias: sal (NaCl), agua, vinagre, alcohol etílico, hielo dióxido de carbono (CO₂), un trozo de cobre y arena. Propone sistemas que cumplan con las siguientes condiciones:

- a. tres fases y tres componentes
- b. tres fases y cinco componentes
- c. dos fases y cuatro componentes

13. Dispones de los siguientes materiales: un trozo de madera, sal, aceite, hielo, agua, dióxido de carbono. Construye sistemas materiales con las siguientes características:

- a. dos fases y dos componentes
- b. dos fases y tres componentes
- c. tres fases y cuatro componentes
- d. dos fases y un componente

14. Un recipiente contiene agua, arena, hielo y alcohol:

- a. ¿Cuántas fases hay en el sistema dado?
- b. ¿Cuántos componentes tiene el sistema dado?
- c. Escribe los nombres de los componentes de la fase líquida.
- d. ¿Qué ocurre si extremos el hielo del vaso?
 - aumenta el número de componentes
 - disminuye el número de componentes
 - no varía el número de fases ni de componentes
 - disminuye el número de fases
 - aumenta el número de fases
- e. ¿Qué ocurre si se disuelve sal en la fase líquida?
 - aumenta el número de componentes
 - disminuye el número de componentes
 - no varía el número de fases ni de componentes
 - disminuye el número de fases

15. Las siguientes proposiciones se refieren a un sistema formado por tres trozos de hielo flotando en una solución de sal en agua. Marca los ítems correctos y justifícalos:

- a. Es un sistema homogéneo.
- b. El sistema tiene dos fases.
- c. El sistema tiene tres fases sólidas y una líquida.
- d. El sistema tiene tres componentes.
- e. El sistema tiene dos componentes.

16. Indica con **F** o **V** según corresponda a cada afirmación dada.

- a. () La homogeneidad y la heterogeneidad serán establecidas con el microscopio común
- b. () Un sistema formado por agua líquida, hielo y vapor de agua, posee 3 componentes
- c. () Las soluciones son sistemas heterogéneos que pueden fraccionarse en componentes más sencillos
- d. () Un sistema heterogéneo posee necesariamente dos o más fases
- e. () Una sustancia pura se puede fraccionar mediante la cristalización
- f. () La combustión y la decantación son fenómenos químicos
- g. () Todas las propiedades específicas son expresables cuantitativamente.

17. Clasifica las siguientes reacciones según lo aprendido en esta unidad (recuerda que hay más de una forma de clasificarlas, por lo cual una reacción puede ser de combinación, endotérmica e irreversible al mismo tiempo (según los datos que se tengan)

- a. $\text{Cl}_2 + 2 \text{FeCl}_2 \longrightarrow 2 \text{FeCl}_3$
- b. $\text{H}_2 + \text{CuO} + \text{calor} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$
- c. $2 \text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$
- d. $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{NaCl}$
- e. $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
- f. $\text{Zn} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- g. $\text{NaOH} + \text{HCl} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- h. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- i. $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2 + 2 \text{O}_2$
- j. Gas metano $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \longrightarrow \text{calor} + \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- k. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \longleftrightarrow 2 \text{HCl}$

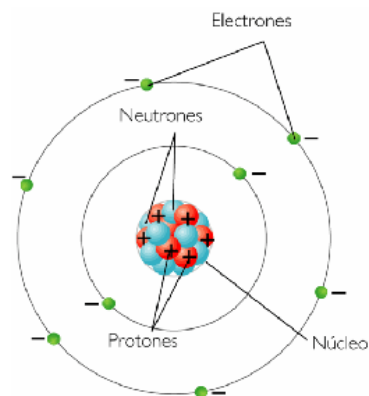
UNIDAD II: Estructura de la materia

Átomos y moléculas

Desde la última década del siglo XIX hasta hoy, se ha podido demostrar que existen más de treinta partículas en el átomo, y es probable que en el futuro se descubran más.

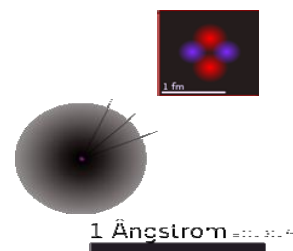
Pero para considerar en primera instancia la estructura atómica son suficientes tres partículas fundamentales: protón, neutrón y electrón.

En el núcleo se hallan los protones y neutrones. Los protones poseen carga eléctrica positiva, mientras que los neutrones no tienen carga. En la corteza se hallan los electrones, girando alrededor del núcleo y poseen carga eléctrica igual a la de los protones, pero de signo negativo. Los átomos tienen una estructura definida, según se observa en esta imagen.



Ahora sabemos que al dividir una muestra de materia en trozos cada vez más pequeños, finalmente se encuentra una unidad básica, el átomo, divisible en partículas subatómicas, no obstante, esta división cambia la naturaleza del elemento.

Los átomos son extremadamente pequeños, ya que el diámetro de un átomo es del orden de 10^{-8} cm, se necesitarían 100 millones de átomos en una línea recta para alcanzar una longitud de 1 cm.



Representación aproximada del átomo de Helio. En el núcleo los protones están representados en rojo y los neutrones en azul. En la realidad el núcleo también

es simétricamente esférico.

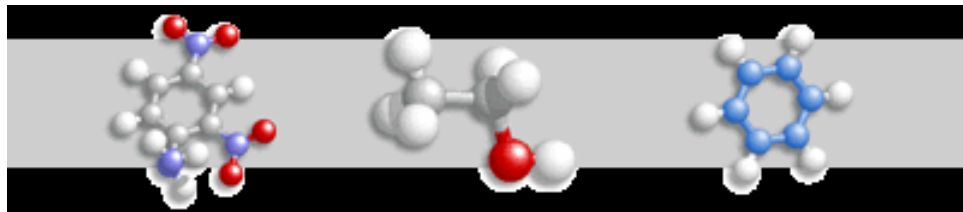
Cuando dos o más átomos se unen entre sí, forman unidades muy pequeñas (partículas) que son eléctricamente neutras, y constituyen las moléculas.

La **Molécula** es la partícula más pequeña de una sustancia o elemento que tiene existencia estable o independiente.

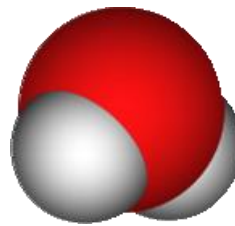
El oxígeno que se conoce es una molécula **biatómica** O_2 , formada por dos átomos de oxígeno.

Existen otras moléculas más complejas;

el fósforo formado por cuatro átomos y el azufre formados por ocho átomos en condiciones de presión y temperatura normales.









La molécula de agua.



Atomicidad

Se puede decir que atomicidad es el subíndice que acompaña a cada símbolo químico en una molécula y que indica la cantidad de veces que se encuentra dicho átomo en la molécula. La atomicidad o su sumatoria determina la clase a la que pertenece una determinada molécula: diatómica, triatómica, etc.

| SUSTANCIAS | Moléculas | Monoatómicas | Diatómicas | Triatómicas | Poliatómicas |
|------------|-----------|--------------|---|---|--|
| | SIMPLES | | He  | N ₂  | O ₃  |
| COMPUESTAS | | No existen | NaCl  | H ₂ O  | CH ₄  |

Fórmula química

La noción de fórmula fue desarrollada por Avogadro, quien dejó aclarado que:

“Toda sustancia, simple o compuesta está constituida por moléculas”. Desde un punto de vista estructural una molécula está constituida por una agrupación de átomos, según una relación numérica y entera. Esa relación queda establecida mediante lo que llamamos fórmula química.

Por lo tanto, la fórmula química o fórmula molecular, expresa la composición de la molécula de una sustancia.

La escritura de las fórmulas químicas es sencilla: se colocan los símbolos de los elementos que componen una determinada sustancia y subíndices que se refieren a la cantidad de átomos presentes en dicha sustancia.

Estructura atómica

Naturaleza eléctrica de la materia

En la última década del siglo XIX y comienzos del XX se descubrió que los átomos no son indivisibles, sino que están formados por distintos tipos de partículas, las que difieren en masa y propiedades.

Muchos fenómenos muestran la relación entre la materia y la electricidad:

- Algunos cuerpos al ser frotados adquieren carga eléctrica.
- La electricidad descompone algunas sustancias en otras más simples (este proceso se denomina electrólisis).

Esto motivó el estudio de la naturaleza eléctrica de la materia. La primera partícula descubierta fue el electrón. En 1897, el físico J. J. Thomson (1856- 1940) demostró con experiencias basadas en tubos de vidrio y grandes descargas eléctricas, la emisión de partículas cargadas negativamente, a las que llamó: **electrones**.

Esta partícula, de carga eléctrica negativa y de masa tan pequeña que se considera despreciable, permitió explicar el comportamiento eléctrico de la materia que, algo que ya habían postulado los griegos dos mil años antes.

Esto indicaba la necesidad de revisar el modelo de átomo indivisible de Dalton. Si el átomo no era indivisible: ¿cómo era «por dentro»? Si el átomo era eléctricamente neutro y en su interior había cargas negativas, se suponía que tendría que haber también cargas positivas para neutralizarlas.

Así, en 1911, Ernest Rutherford (1871-1937) descubrió la partícula positiva que constituye la materia. A la cual llamó **protón**. Su masa era dos mil veces la del electrón y tenía exactamente la misma carga, pero de signo contrario.

En conclusión: la materia está constituida por átomos. Los mismos están formados por electrones y protones en igual cantidad, lo que le confiere neutralidad.

¿De dónde procede la masa restante del átomo? Sabemos que con los protones solamente no se consigue toda la masa atómica y que, además, los electrones tienen masa despreciable. Existe otra partícula subatómica. En 1932, Chadwick descubrió el **neutrón**, una partícula con masa apreciable y sin carga eléctrica.

Partículas fundamentales del átomo

En la actualidad se conocen más de dos docenas de partículas subatómicas, y nada impide que en el futuro se descubran más. Pero para considerar en primera instancia la estructura atómica son suficientes tres partículas fundamentales:

electrón – protón – neutrón

Algunas características de estas partículas son las siguientes:

Masa del electrón = $9,1 \times 10^{-28}$

Masa del protón = $1,670 \times 10^{-24}$

Masa del neutrón = $1,672 \times 10^{-24}$

Nº atómico y Nº másico

Los átomos de los distintos elementos se diferencian porque contienen diferente número de estas partículas. Es por ello, que para describir la estructura del átomo necesitamos definir los conceptos de: **Nº ATÓMICO** y **Nº MÁSIKO**.

Los trabajos iniciados por Rutherford, se encaminaron hacia la determinación de las cargas eléctricas positivas existentes en los núcleos. Se demostró experimentalmente que: “en el núcleo de un elemento, cuyo número atómico es Z, hay Z cargas positivas. Es decir, el nº atómico es el nº de protones que hay en el núcleo del átomo.

El número atómico del hidrógeno es $Z=1$, el del oxígeno es $Z=8$, el del carbono es $Z=6$, etc.

Debido a la neutralidad eléctrica del átomo, el nº atómico también nos indicará el nº de electrones que se encuentran en la corteza.

El nº másico (A) es la suma de protones y neutrones presentes en el núcleo del átomo.

El número de masa (másico) es aproximadamente igual al peso atómico del elemento, en cifras redondeadas.

Entonces:

$$A = Z + N \text{ (número de neutrones)}$$

La masa atómica del oxígeno es 16gr y su número atómico es 8, entonces:

$16 = 8 + \text{número de neutrones (N)}$, en consecuencia: Número de neutrones $N = 16 - 8 = 8$

De esta manera se puede calcular el número de neutrones de un núcleo atómico.

Los elementos con mayor N° Másico tienen mayor tamaño.

Isótopos: son los elementos con igual número atómico (Z) pero distinto número másico (A)

Los isótopos tienen diferente número másico porque varía el número de neutrones de cada uno.

Formación de iones:

Un átomo puede perder o ganar algunos electrones, transformándose en un **ion** (especie química con carga eléctrica).

Si el átomo pierde electrones se convierte en un ion positivo: **cation**. Si el átomo gana electrones se convierte en un ion negativo: **anión**

Se utiliza en general el término partícula, para referirse a moléculas, átomos, iones, electrones, etc.

La materia y su masa

Unidad de masa atómica

Expresar las masas de los átomos en forma relativa, significa tomar una determinada masa como patrón de referencia. Luego la masa de un átomo nos dirá cuánto más pesado es con respecto al patrón de referencia. La citada masa patrón, actualmente aceptada por la I.U.P.A.C. (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), corresponde a la doceava parte de la masa del átomo más común de carbono (^{12}C).

Así las masas de todos los átomos de los diferentes elementos quedan expresadas con relación a esta unidad, la que se conoce como UMA (unidad de masa atómica). La escala de masas atómicas así obtenidas se denomina escala de *masas atómicas relativas*.

Peso atómico y peso molecular

Peso atómico relativo

Es el número que expresa cuántas veces es mayor, el peso de un átomo de un elemento, que la UMA

Peso de un átomo de oxígeno/peso de la UMA. = 15,9994.

Por tratarse de un cociente, los pesos atómicos relativos no tienen unidades, es decir, son números adimensionales.

De una manera análoga podemos definir los pesos moleculares relativos: "es el número que expresa cuántas veces es mayor el peso de una molécula que la UMA."

Peso atómico absoluto

Es el peso real de un átomo aislado del elemento. Podríamos decir que es el peso atómico relativo expresado en gramos. De la misma manera podemos definir al peso molecular relativo. Este se calcula sumando los pesos atómicos de los elementos que forman un compuesto.

PA del oxígeno = 16gr, PA del hidrógeno= 1gr

La fórmula del agua es la siguiente: H₂ O, en consecuencia, el peso molecular sería: (2 × 1gr) + 16gr = 18gr

Peso molecular

El Peso Molecular de un compuesto resulta de la sumatoria de los Pesos Atómicos de los átomos constituyentes de la molécula afectados por su atomicidad, entendiendo por **atomicidad** al número de átomos de cada elemento presentes en la molécula.

Así por ejemplo el agua cuya fórmula es H₂ O tendrá un Peso Molecular igual a: 2x1 umas + 1x16 umas = 18 umas y el MOL será 18 gramos.

A pesar de que se sigue diciendo popularmente *peso molecular*, el término correcto es *masa molecular*.

Si se necesita la masa molecular de varios componentes, se multiplican por separado los átomos de cada componente y se multiplican por la masa atómica. Luego se suman los dos.

Vamos a determinar, por ejemplo, la masa molecular del componente C_3H_8 :

Elemento = Átomos * Peso atómico $C = 3 * 12 = 36 + H = 8 * 1 = 8$

Número de Avogadro y Mol

Es el número que expresa la cantidad de moléculas que hay en una molécula gramo (mol) de una sustancia, o el número de átomos que hay en un átomo gramo de esa sustancia.

Este número se designa con la letra N y su valor es:

$$N = 6,02 \times 10^{23}$$

Esto significa que en:

32 gr de oxígeno

2,016 gr de hidrógeno

28 gr de nitrógeno

hay $6,02 \times 10^{23}$ moléculas

En resumen, podemos decir que:

Mol: expresa cantidad de materia, por lo tanto: 1 mol de moléculas de oxígeno (molécula gramo) contiene el número de Avogadro de moléculas y su peso corresponde al peso molecular del oxígeno.

Modelo atómico actual

El modelo de Bohr funcionaba muy bien para el átomo de hidrógeno. Pero en los espectros realizados para otros átomos se observaba que los electrones de un mismo nivel energético tenían distinta energía. La conclusión fue que dentro de un mismo nivel energético existían subniveles.

En el año 1923 Louis De Broglie, sugirió que los electrones tenían tanto propiedades de ondas, como propiedades de partículas, esta propuesta constituyó la base de la "Mecánica Cuántica".

A consecuencia de este comportamiento dual de los electrones (como onda y como partícula), surgió el principio enunciado por **Heisenberg**, conocido también como:

"PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE": es imposible determinar simultáneamente y con exactitud, la posición y la velocidad del electrón"

La propuesta de De Broglie fue generalizada por Erwin Schrödinger en 1926, con lo cual se actualizó nuevamente el modelo del átomo.

Orbital atómico

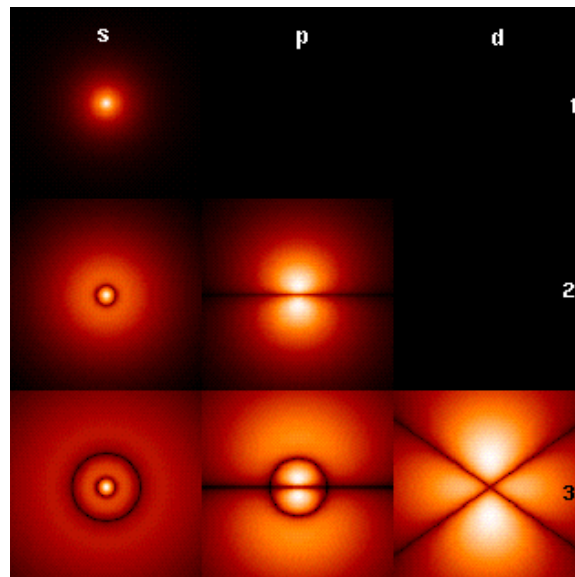
En el modelo de Schrödinger se sustituye el concepto de órbita por el de **orbital atómico**.

Por lo tanto, órbita y orbital son conceptos diferentes:

La **Órbita** era la trayectoria seguida por un electrón (según los primeros modelos atómicos). Para Rutherford, el electrón describía una circunferencia alrededor del núcleo.

El **Orbital** determina un volumen, en las inmediaciones del núcleo, donde quedan encerrados los electrones en constante movimiento, siempre que su energía no varíe.

La gráfica siguiente muestra los orbitales para los primeros niveles de energía disponibles en el átomo de hidrógeno y oxígeno.



Niveles de energía en el átomo

En el átomo, los electrones giran alrededor del núcleo formando capas o niveles. En cada una de ellas, la energía que posee el electrón es diferente. En las capas muy próximas al núcleo, la fuerza de atracción entre éste y los electrones es muy fuerte, por lo que estarán fuertemente ligados.

Ocurre lo contrario en las capas alejadas, en las que los electrones se encuentran débilmente ligados, por lo que resultará más fácil realizar intercambios electrónicos en las últimas capas.

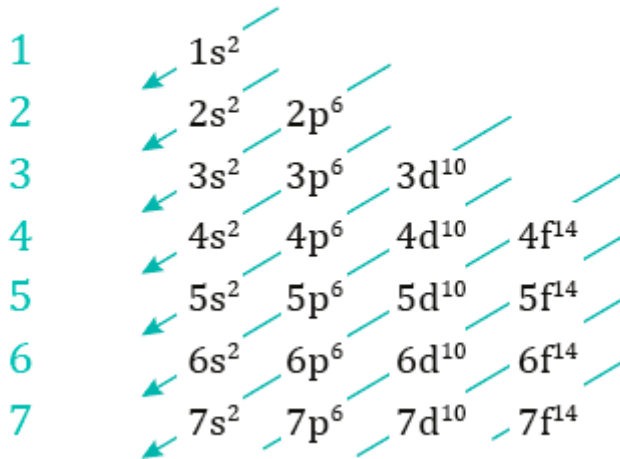
Existen 7 niveles de energía o capas donde pueden situarse los electrones, numerados del 1, el más interno, al 7, el más externo. Se expresa con la letra n al número del nivel o capa de energía. K(1), L(2), M(3), N(4), O(5), P(6), Q(7) o **número cuántico principal**.

La cantidad de orbitales atómicos, para un nivel de energía, es como sigue:

| Nivel de energía del átomo. | n | n^2 | Cantidad de Orbitales atómicos | Nº de electr. $2xn^2$ |
|-----------------------------|-----|-------|---|-----------------------|
| Primer nivel | 1 | 1 | Hay un solo orbital Atómico(s) | 2 |
| Segundo nivel | 2 | 4 | Hay 4 orbitales atómicos (s, px, py, pz) | 8 |
| Tercer nivel | 3 | 9 | Hay 9 orbitales atómicos (s, tres p, cinco d) | 18 |

Desde el nivel 5, la cantidad de electrones se va reduciendo (siendo el máximo posible: 32). Y recuerda que a partir del subnivel 3p, los niveles "se cruzan", ya que el átomo comienza a llenar orbitales de niveles superiores, antes de completar el nivel anterior. Se sigue el siguiente diagrama:

Niveles



La tabla periódica de los elementos

La **tabla periódica de los elementos** es la organización que, atendiendo a diversos criterios, distribuye los distintos elementos químicos conforme a ciertas características.

Suele atribuirse la tabla a Dimitri Mendeleiev, quien ordenó los elementos basándose en la variación manual de las propiedades químicas, si bien Julius Lothar Meyer, trabajando por separado, llevó a cabo un ordenamiento a partir de las propiedades físicas de los átomos.

La historia de la tabla periódica está íntimamente relacionada con varias cosas, clave para el desarrollo de la química y la física:

- el descubrimiento de los elementos de la tabla periódica,
- el estudio de las propiedades comunes y la clasificación de los elementos,
- la noción de masa atómica (inicialmente denominada "peso atómico") y, posteriormente, ya en el siglo XX, de número atómico, y
- las relaciones entre la masa atómica (y, más adelante, el número atómico) y las propiedades periódicas de los elementos.

Tabla periódica de los elementos

| Grupo | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | | | | | | | | | | | | | | |
|------------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|
| | I | II | | | | | | | | | | | III | IV | V | VI | VII | VIII | | | | | | | | | | | | | | |
| Periodo | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 1 | 1 H | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He | | | | | | | | | | | | | | |
| 2 | 3 Li | 4 Be | | | | | | | | | | | 5 B | 6 C | 7 N | 8 O | 9 F | 10 Ne | | | | | | | | | | | | | | |
| 3 | 11 Na | 12 Mg | | | | | | | | | | | 13 Al | 14 Si | 15 P | 16 S | 17 Cl | 18 Ar | | | | | | | | | | | | | | |
| 4 | 19 K | 20 Ca | 21 Sc | 22 Ti | 23 V | 24 Cr | 25 Mn | 26 Fe | 27 Co | 28 Ni | 29 Cu | 30 Zn | 31 Ga | 32 Ge | 33 As | 34 Se | 35 Br | 36 Kr | | | | | | | | | | | | | | |
| 5 | 37 Rb | 38 Sr | 39 Y | 40 Zr | 41 Nb | 42 Mo | 43 Tc | 44 Ru | 45 Rh | 46 Pd | 47 Ag | 48 Cd | 49 In | 50 Sn | 51 Sb | 52 Te | 53 I | 54 Xe | | | | | | | | | | | | | | |
| 6 | 55 Cs | 56 Ba | 57 La | 58 Ce | 59 Pr | 60 Nd | 61 Pm | 62 Sm | 63 Eu | 64 Gd | 65 Tb | 66 Dy | 67 Ho | 68 Er | 69 Tm | 70 Yb | 71 Lu | 72 Hf | 73 Ta | 74 W | 75 Re | 76 Os | 77 Ir | 78 Pt | 79 Au | 80 Hg | 81 Tl | 82 Pb | 83 Bi | 84 Po | 85 At | 86 Rn |
| 7 | 87 Fr | 88 Ra | 89 Ac | 90 Th | 91 Pa | 92 U | 93 Np | 94 Pu | 95 Am | 96 Cm | 97 Bk | 98 Cf | 99 Es | 100 Fm | 101 Md | 102 No | 103 Lr | 104 Rf | 105 Db | 106 Sg | 107 Bh | 108 Hs | 109 Mt | 110 Ds | 111 Rg | 112 Uub | 113 Uut | 114 Uuq | 115 Uup | 116 Uuh | 117 Uus | 118 Uuq |
| Lantánidos | | | 57-70 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Actínidos | | | 89-102 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |

| | | | | |
|----------------------|-----------------|------------|-----------|-----------------------|
| Alcalinos | Alcalinotérreos | Lantánidos | Actínidos | Metales de transición |
| Metales del bloque p | Metaloides | No metales | Halógenos | Gases nobles |

Ver la Tabla periódica en tamaño grande más adelante

La estructura electrónica de los átomos, guarda estrecha relación con la clasificación periódica.

La tabla periódica se ordenó teniendo en cuenta la segunda ley periódica que decía lo siguiente: "Las propiedades químicas y físicas de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos".

Se han propuesto tablas de diversas formas, pero la que está vigente en la actualidad es la denominada "extendida".

Períodos y grupos

Las filas horizontales se llaman **períodos** y las verticales, **grupos**.

Cada período comienza con un metal alcalino y termina con un gas noble. La tabla tiene siete períodos, el primer período con dos elementos, el segundo y el tercero, cada uno con ocho elementos, el cuarto y el quinto, con dieciocho elementos cada uno, el sexto con treinta y dos y el séptimo con diecinueve

elementos. Aquí se ve la relación con la estructura electrónica, ya que la ubicación de cada elemento en la tabla periódica es consecuencia inmediata de su configuración electrónica.

Los elementos de un mismo grupo poseen el mismo número de electrones en el último nivel (electrones de valencia) y ese número coincide con el grupo al cual pertenecen. Esto es válido para los elementos del grupo A.

Todos los elementos alojados en un mismo período contienen el mismo número de niveles, y ese número coincide con el del período al cual pertenecen. Esto es válido para todos los períodos.

Propiedades periódicas

Radio atómico

Se define como la mitad de la distancia entre 2 núcleos de un mismo elemento unidos entre sí. Se puede definir también como la distancia que existe entre el núcleo del átomo de un elemento y el electrón de su última orbita; esa distancia es el radio atómico. En los periodos disminuye al aumentar el número atómico, hacia la derecha, debido a la atracción que ejerce el núcleo sobre los electrones de los orbitales más externos, disminuyendo así la distancia núcleo- electrón. Paralelamente a esto, en cada grupo aumenta en una unidad el número de capas en el que se distribuyen los electrones del átomo, de manera que los átomos de los elementos de mayor grupo tienen mayor radio. Como conclusión a esto, el radio atómico de un elemento aumenta de arriba a abajo y de derecha a izquierda en la tabla periódica.

Electronegatividad

Hacia 1940, Pauling definió esta propiedad atómica de los elementos.

“La electronegatividad de los elementos, EN, es la capacidad del átomo neutro para atraer electrones. Los no metales son más electronegativos que los metales”.

Los metales, principalmente en el ángulo inferior izquierdo, son poco electronegativos, mientras que los no metales, en el ángulo superior derecho, son fuertemente electronegativos.

La EN suministra un instrumento cuantitativo, aplicable a las uniones químicas. Y, como el enlace depende no tanto de una EN como de la diferencia entre las EN de los reactivos, se deduce que el comportamiento químico de un elemento no es un atributo propio, sino que depende del otro elemento con el cual reacciona.

El elemento de mayor electronegatividad en la tabla periódica es el flúor.

Enlaces químicos

Un **enlace químico** es el proceso físico responsable de las interacciones atractivas entre átomos y moléculas, y que confiere estabilidad a los compuestos químicos.

La formación de enlaces requiere de una alteración de la estructura electrónica del elemento. Los enlaces varían ampliamente en su fuerza. Generalmente, el enlace covalente y el enlace iónico suelen ser descriptos como "fuertes", mientras que el enlace de hidrógeno y las fuerzas de Van der Waals son consideradas como "débiles" (los enlaces intramoleculares son más fuertes que los intermoleculares)

Teoría del octeto electrónico de Lewis

Las ideas modernas para explicar las uniones químicas tienen su origen en la **teoría del octeto electrónico de Lewis**, cuyas proposiciones pueden resumirse así:

- Los gases inertes, por tener ocho electrones en su capa externa, son estables, es decir que no presentan actividad química. Sus átomos permanecen libres e independientes (no se combinan).
- Los metales y los no metales con menos de ocho electrones en su capa externa tienen actividad química. Sus átomos se unen entre sí formando moléculas constituidas por dos o más átomos.
- La actividad química de los metales y los no metales se debe a la necesidad de adquirir una configuración electrónica similar a la del gas inerte más próximo, para alcanzar así estabilidad. A estos efectos ganan, ceden o comparten electrones.

- En el caso de los elementos próximos al helio, que tiene dos electrones en su capa externa, procuran adquirir la configuración eléctrica de este gas inerte.

Estados de oxidación

El **estado de oxidación** es la cantidad de electrones que tiende a ceder o adquirir un átomo en una reacción química con otros átomos para poder -de esa manera- adquirir cierta estabilidad química. Conocido antiguamente como “valencia”, se relaciona con la configuración electrónica de los átomos-libres o combinados- y los iones. Interviene también en la electronegatividad de cada elemento.

La electrovalencia, valencia en la formación de compuestos iónicos, es el número de electrones que el átomo tiene que ganar o perder para conseguir la configuración de los gases nobles.

La covalencia, número de enlaces covalentes que puede formar un átomo, es el número de electrones desapareados que tiene dicho átomo. Hay que tener presente que un átomo puede desaparecer sus electrones al máximo siempre que para ello no haya de pasar ningún electrón a un nivel energético superior.

Se trata de un número algebraico, que va acompañado de un signo positivo o negativo. El mismo se conoce también como **número de oxidación**

Cuando un átomo -A- necesita -por ejemplo- 3 electrones para obedecer la regla del octeto, entonces dicho átomo tiene un número de oxidación de -3. Por otro lado, cuando el átomo -B- tiene 3 electrones que necesitan ser cedidos para que el átomo B cumpla la ley del octeto, entonces este átomo tiene un número de oxidación de +3.

El hierro puede estar como Fe^{+2} o como Fe^{+3} y el azufre como S^{-2} , S^{+4} o S^{+6}

Un mismo elemento puede presentar más de un estado de oxidación.

Reglas para calcular los números de oxidación

Aplicando estas sencillas reglas siempre se asigna un número de oxidación a cada átomo.

1. Para el hidrógeno, el número de oxidación es +1.
2. Para el oxígeno, el número de oxidación es -2.
3. El número de oxidación de un ion monoatómico coincide con su carga iónica.
4. En la molécula de una sustancia simple el número de oxidación del elemento es 0.
5. En la molécula de cualquier compuesto la suma algebraica de todos los números de oxidación de sus átomos componentes es igual a 0.

Agua: H₂O

Número de oxidación del hidrógeno = +1

Como hay dos átomos de hidrógeno: 2 . (+1) = +2 Número de oxidación del oxígeno = -2

Suma algebraica de los números de oxidación = +2-2=0

Tipos de enlace químico

Los principales son:

1. Unión iónica o electrovalente.
2. Unión covalente.
3. Unión metálica.
4. Unión puente-hidrógeno.

Unión iónica o electrovalente

Es característico de los compuestos formados por un metal y un no-metal, (NaCl, cloruro de sodio o sal de mesa).

El átomo de sodio tiene la siguiente configuración: Z=11, entonces: 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹.

Este átomo es electropositivo (tendencia a ceder electrones), por lo tanto, trata de perder el electrón de su capa externa para parecerse al gas noble más próximo, que es el neón, Z=10, en cuyo caso se transforma en un catión de sodio con una carga positiva, es decir Na⁺.

En el caso del cloro, su $Z=17$, por lo tanto, su configuración será: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

El átomo de cloro, por su parte, es muy electronegativo, por lo que trata de captar un electrón y así tener una configuración similar al gas noble argón, cuya $Z=18$, convirtiéndose en un anión cloruro con una carga negativa, es decir, Cl^- .

Cuando se produce el contacto entre un átomo de sodio y uno de cloro, ocurre la transferencia del electrón desde el sodio hacia el cloro, convirtiéndose en catión sodio y anión cloruro, respectivamente. Como estos iones tienen cargas de signo contrario, se atraen y queda formado el cloruro de sodio.

En resumen:

La unión iónica es aquella en que hay transferencia de electrones de un metal a un no-metal, (entre los cuales la diferencia de EN es > 1,7) formándose cationes y aniones, que se mantienen unidos entre sí por fuerzas electrostáticas.

Enlace covalente

Se da entre los no metales. Ambos elementos son electronegativos (diferencia de EN < 1,7), por lo tanto, comparten los electrones de la unión.

Cuando en un compuesto, los átomos comparten electrones lo hacen de tal forma que cada uno de ellos posea 8 (salvo hidrógeno que posee 2 y se asemejen al gas noble más cercano (**Teoría del Octeto**)). Estos compuestos no se disocian en iones. Todos los gases nobles, salvo el Helio (dos electrones), tienen en su capa más externa ocho electrones.

Tal es el caso de las moléculas biatómicas de los siguientes gases: hidrógeno, oxígeno y nitrógeno.

Molécula de hidrógeno: H_2

El átomo de hidrógeno, cuya $Z=1$ se estabiliza pareciéndose al gas noble helio, $Z=2$, la configuración electrónica del hidrógeno es: $1s^1$, si comparte un electrón con el otro átomo de Hidrógeno entonces ambos se estabilizan, de la siguiente manera: $H^* \cdot H$

Este enlace se representa así: **H-H** y se denomina **enlace covalente simple**, pues se comparte un **par de electrones**.

En el caso de la molécula del oxígeno **O₂**, como los dos átomos tienen seis electrones de valencia (en el nivel 2), deben compartir dos pares para completar el octeto, pareciéndose al gas noble neón.

El oxígeno, cuyo $Z=8$ tiene la siguiente configuración: **1s² 2s² 2p⁴**, entonces comparte dos pares de electrones



Se representa así: **O=O** y se denomina **enlace covalente doble**, ya que se comparten **dos pares de electrones** (completando así el octeto, ya que el O tiene 6 electrones en su último nivel, y quedando 4 electrones de cada átomo de O sin compartir)

En el caso de la molécula de nitrógeno, cuyo $Z=7$ y su configuración: **1s² 2s² 2p³**, debe compartir tres pares de electrones con el otro átomo para completar el octeto y asemejarse al gas noble más próximo, neón, cuyo $Z=10$.

Sería entonces de la siguiente manera:

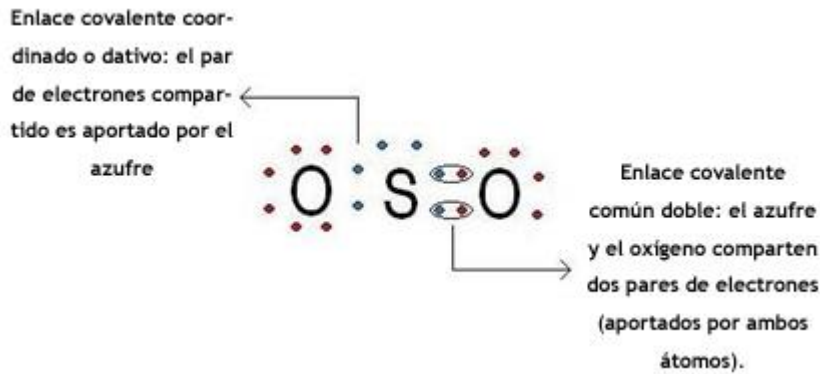


Se representa de la siguiente manera **N≡N** y se denomina **enlace covalente triple**, ya que comparten **tres pares de electrones**.

En algunos compuestos se observa otra forma de enlace covalente, en el cual el par de electrones que comparten es aportado por uno solo de los átomos. Este enlace se denomina: **enlace covalente dativo**.

Analicemos un caso: la molécula de dióxido de azufre, **SO₂**. En este compuesto se observan un enlace covalente doble y un enlace covalente dativo.

Ambos elementos tienen seis electrones en su última capa, por lo tanto, necesitan dos para completar el octeto. La molécula se ve según Lewis de esta forma:



El azufre se denomina átomo dador y el oxígeno átomo aceptor.

Se representa así: $O \leftarrow S = O$

Polaridad del enlace covalente

En los casos vistos anteriormente, como los átomos que forman las moléculas son iguales, sus núcleos atraen con igual intensidad al par de electrones que comparten y, en consecuencia, la distribución de las cargas eléctricas es uniforme. Las moléculas no presentan zonas o polos con cargas eléctricas y por ello se llaman **moléculas no polares**.

En cambio, cuando los átomos que constituyen la molécula son diferentes (H_2O), el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno y, por lo tanto, atraerá con mayor fuerza a los electrones de la unión, lo que determina que los electrones permanezcan más tiempo cerca del oxígeno, generando así una región con carga negativa (δ^-) y por el contrario, la zona del hidrógeno tiene una carga igual pero de signo positivo (δ^+). Por lo tanto, la molécula tiene una distribución desigual de las cargas eléctricas, presentando un polo negativo y un polo positivo.

Es una **molécula polar**. Estas moléculas son parcialmente iónicas y también se las denomina dipolos. Pudiendo representarse del siguiente modo:



Atracciones intermoleculares

Los enlaces vistos anteriormente se denominan **enlaces intramoleculares**, ya que se dan dentro de la misma molécula: iónica, covalente, etc.

Las fuerzas de atracción entre moléculas reciben el nombre de **enlaces intermoleculares**.

Generalmente, las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles que las intramoleculares. Así, por ejemplo, se requiere menos energía para evaporar un líquido que para romper los enlaces de las moléculas de dicho líquido.

Las atracciones moleculares son más débiles que los enlaces covalentes porque no son el resultado de compartir pares de electrones entre átomos; es decir, son **interacciones no covalentes**: fuerzas de atracción que no son enlaces iónicos y que son diferentes de los enlaces covalentes. Las interacciones no covalentes entre moléculas (fuerzas *intermoleculares*) explican el punto de fusión, el punto de ebullición y otras propiedades de las sustancias que no son iónicas.

Las interacciones no covalentes entre diferentes partes de una molécula grande (fuerzas *intramoleculares*) mantienen las moléculas de importancia biológica con la forma exacta que requieren para desempeñar sus funciones.

Por ejemplo, un gran número de interacciones no covalentes entre las cadenas de ADN establecen la estructura de doble hélice de esta molécula de gran tamaño. Sin embargo, las interacciones no covalentes individuales dentro del ADN son bastante débiles como para que sean vencidas en condiciones fisiológicas, lo cual hace posible la separación de las dos cadenas del ADN para copiarlos.

Estos tipos de interacciones no covalentes, conocidas en conjunto como fuerzas de Van der Waals (fuerzas de London, atracciones dipolo-dipolo) y puentes de hidrógeno.).

Fuerzas de Van der Waals

Fuerzas de London o de dispersión. Las fuerzas de London se presentan en todas las sustancias moleculares. Son el resultado de la atracción entre los extremos positivo y negativo de dipolos inducidos en moléculas adyacentes. Cuando los electrones de una molécula adquieren momentáneamente una

distribución no uniforme, provocan que en una molécula vecina se forme momentáneamente un *dipolo inducido*.

La intensidad de las fuerzas de London depende de la facilidad con que se polarizan los electrones de una molécula, y eso depende del número de electrones en la molécula y de la fuerza con que los sujeta la atracción nuclear. En general, cuantos más electrones haya en una molécula más fácilmente podrá polarizarse. Así, las moléculas más grandes con muchos electrones son relativamente polarizables. En contraste, las moléculas más pequeñas son menos polarizables porque tienen menos electrones. Las fuerzas de London varían entre aproximadamente 0.05 y 40 kJ/mol.

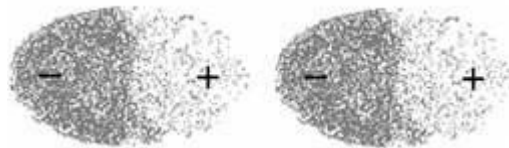


Figura 4. Origen de las fuerzas de London

Atracciones dipolo-dipolo. Una **atracción dipolo-dipolo** es una interacción no covalente entre dos moléculas polares o dos grupos polares de la misma molécula si ésta es grande. En la sección anterior explicamos cómo se forman moléculas que contienen dipolos permanentes cuando se enlazan simétricamente con átomos con electronegatividad diferente. Las moléculas que son dipolos se atraen entre sí cuando la región positiva de una está cerca de la región negativa de la otra (figura 5).

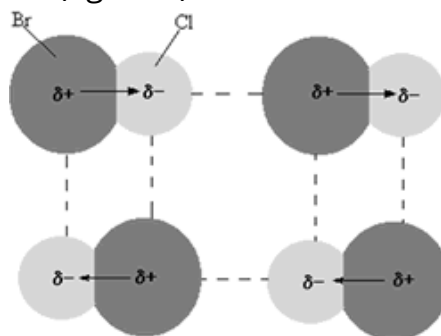


Figura 5. Atracciones dipolo-dipolo (líneas punteadas) entre moléculas de BrCl.

Unión puente de hidrógeno

La unión puente de hidrógeno es una unión intermolecular (entre moléculas), y se encuentra entre sustancias que contienen hidrógeno y que son además

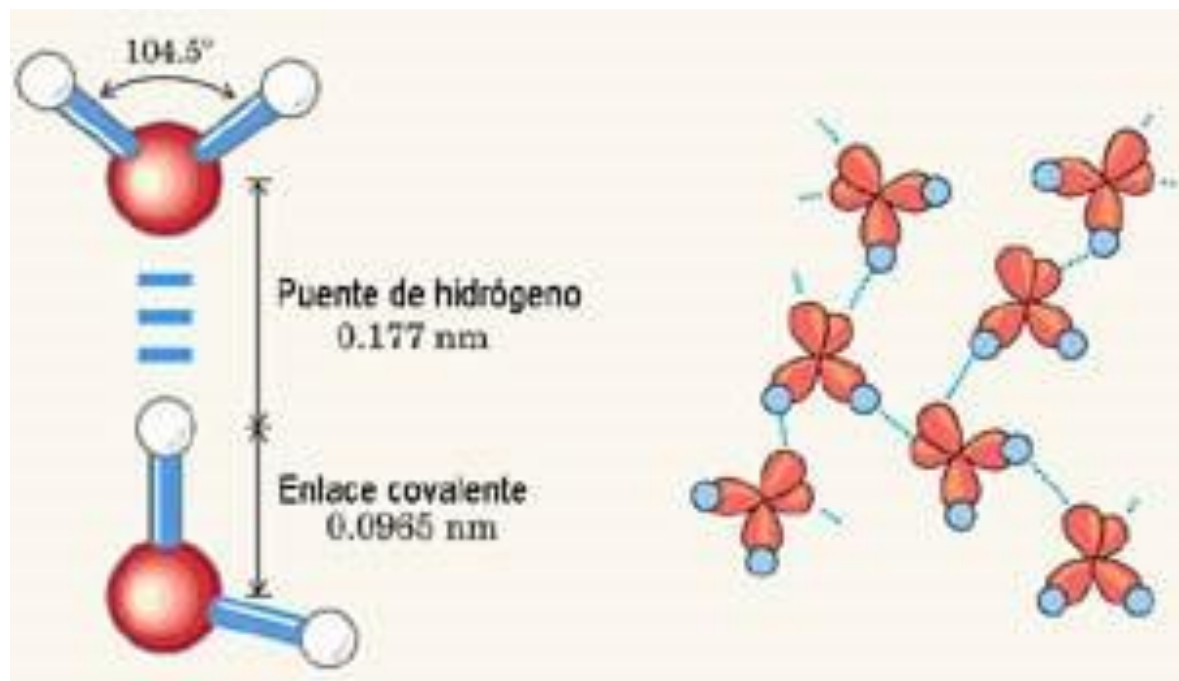
covalentes polares, esta polarización provoca la atracción de la zona positiva de una molécula con la zona negativa de la otra. De este modo el hidrógeno forma un puente entre las dos moléculas, formando cadenas moleculares.

Estos enlaces son muy importantes en las moléculas biológicas como las proteínas y el ADN. En este caso son los responsables de mantener unidas las cadenas antiparalelas de la doble hélice, mediante la atracción de las bases nitrogenadas.

Se produce entre los átomos de H y los de elementos altamente electronegativos, especialmente el F, N y O.

Las sustancias que presentan puentes de hidrógeno entre sus moléculas, muestran propiedades especiales. Por ejemplo, en el H_2O : baja el Punto de Fusión, sube el Punto de ebullición, aumenta la densidad, aumenta su capacidad como solvente, etc. (en comparación con compuestos similares como el H_2S)

Un ejemplo de esta unión, que se muestra a continuación, la presenta el agua, en donde el oxígeno, muy electronegativo atrae los electrones de la unión de otra molécula de agua que se halle en su cercanía.



Actividades de la Unidad II

- Se poseen 0,5 moles de dióxido de carbono. Se desea saber:
 - La masa en gramos del compuesto que representan esos moles.
 - El número de moléculas que contienen.
- Dados los números atómicos de los siguientes elementos, plantea sus correspondientes configuraciones electrónicas, además identifícalos usando la tabla:
 - Z=15
 - Z=11
 - Z=25
 - Z=3
 - Z=30
 - Z=47
- Dadas las siguientes configuraciones de las capas de valencia correspondientes a 4 elementos representativos, identifícalos usando la tabla e indica si se trata de metales o no-metales:
 - $3s^2 3p^5$
 - $4s^2$
 - $6s^1$
 - $6s^2 6p^2$
- Calcula los pesos moleculares de las siguientes sustancias:
 - ácido nítrico (HNO_3)
 - trióxido de azufre (SO_3)
 - ácido ortofosfórico (H_3PO_4)
 - perclorato de calcio [$\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$]
 - Sulfato de aluminio [$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$]

5. La diferencia de EN entre dos elementos unidos en un compuesto es de 1,8. ¿Qué clase de unión presentan?
6. La configuración electrónica de un catión bivalente (X^{+2}) muestra que tiene 2 electrones en el primer nivel y 8 en el segundo (2- 8). Se puede decir que se trata de:
 - a. ¿un metal? (sí) o (no)
 - b. ¿un no-metal? (sí) o (no)
 - c. ¿un gas inerte? (sí) o (no)
 - d. ¿pertenece al grupo II? (sí) o (no)
 - e. ¿pertenece al segundo período? (sí) o (no)
 - f. ¿es un metal de transición? (sí) o (no)
7. Calcula el número de oxidación de cada elemento que se encuentra en los siguientes compuestos:
 - a. Hg Cl_2
 - b. I_2O_7
 - c. P_2O_5
 - d. Ag_2O
 - e. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
8. ¿Qué nombre y fórmula le darías al compuesto formado por F, fluoruro de yodo o yoduro de flúor? Fundamenta.
9. Calcula el número de neutrones que poseen los siguientes elementos:
 - a. Aluminio ($Z=13$, $A=27$)
 - b. Calcio ($Z=20$, $A=40$)
 - c. Carbono ($Z=6$, $A=12$)
 - d. Bromo
 - e. Fe

10. Indica con "F" o "V" según sean falsas o verdaderas las siguientes afirmaciones, y justifica las falsas.
- El concepto de orbital es equivalente al concepto de órbita propuesto por Bohr.
 - El concepto de orbital se relaciona con el Principio de Incertidumbre
 - Los electrones, dentro de los orbitales giran sobre sí mismos.
 - En un mismo átomo, no puede haber dos electrones con sus cuatro números cuánticos iguales.
 - Los electrones de valencia son los que se encuentran en el nivel más cercano al núcleo.
 - La unión que se da en el compuesto cloruro de calcio es una unión covalente doble.
 - La molécula de agua puede establecer uniones puente hidrógeno debido a la fuerte electronegatividad del oxígeno.
 - La unión que se produce entre dos elementos metálicos se denomina iónica.
 - En la molécula de N_2 existe un enlace iónico
 - Se denominan isótopos a dos elementos que posee igual Z pero distinto A.
 - El peso molecular de un compuesto se obtiene sumando los pesos atómicos de los elementos que forman dicho compuesto multiplicado por las veces en que está presente cada elemento.

11. Consultando la Tabla Periódica escribe:

- a. El símbolo correspondiente a los siguientes elementos.

| | | | |
|---------|-------|-------|--------|
| potasio | Argón | litio | sodio |
| carbono | bromo | Iodo | hierro |

- b. Da el nombre de los elementos correspondientes a los siguientes símbolos:

Ca - S - Ne - N - Ni - Co - Br - Se - Zn

12. Utilizando la Tabla Periódica, busca y escribe los números atómicos de:

| | | | | |
|----|----|----|-----------|----|
| Ca | Au | Mg | Pt | Si |
| Mo | U | Sb | <u>Na</u> | Hg |
| Ag | Ni | P | Sr | W |

¿Cuál es el significado que tiene dicho número?

13. Completa la siguiente tabla:

| Nombre del elemento | Símbolo | Grupo | Metal | No metal |
|---------------------|---------|-------|-------|----------|
| | Na | | | |
| | K | | | |
| Níquel | | | | |
| Calcio | | | | |
| | Mg | | | |
| Aluminio | | | | |
| Hierro | | | | |
| | Cu | | | |
| | C | | | |
| Azufre | | | | |
| Fósforo | | | | |
| Flúor | | | | |
| | Cl | | | |
| | Mn | | | |

14. Nombra los elementos del tercer período, escribe el símbolo de cada uno de ellos y clasifícalos como metal, semimetal o no metal.

15. Dado el siguiente esquema de la tabla periódica en forma genérica, lee las siguientes afirmaciones indicando si son verdaderas o falsas.

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|--|--|---|--|---|---|--|--|--|----|----|----|----|----|----|
| | 1 | 2 | | | | | | | | | | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
| 1 | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 2 | A | B | | | | | | | | | | C | | | J | L | Q |
| 3 | D | | | | | | | | | | | | | | K | M | R |
| 4 | E | | | | P | | W | | | | | | | | | N | S |
| 5 | F | Z | | | X | | | Y | | | | T | | | | | |
| 6 | G | | | | | | | | | | | | H | I | | | |
| 7 | U | | | | | | | | | | | | | | | | |

- A y B son elementos no metálicos.
- Z pertenece al quinto período.
- C es un elemento del segundo grupo.
- Los elementos A, D, E, F, G y U se denominan halógenos.
- Los elementos J y K tienen un marcado carácter metálico.
- R es un gas noble.
- Los elementos H e I son no metales.
- T es un elemento de transición.
- Z y B son elementos alcalino-térreos.
- L, M y N tienen propiedades químicas muy semejantes.
- F es un metal alcalino.
- W y P son elementos de transición.
- El elemento S forma una gran cantidad de compuestos con oxígeno.

16. ¿A qué grupo y período pertenecen los siguientes elementos?

Mg
Tl

He
O

Ag
Cr

Pt
I

Escribe el nombre del elemento

17. Investiga y escribe los símbolos de los elementos cuyas moléculas son diatómicas. ¿En qué estado de agregación aparecen en CNPT (condiciones normales de presión y temperatura)?
18. Escribe el símbolo de los elementos y sus números de oxidación más comunes:
Hidrógeno – aluminio – nitrógeno – fósforo – cromo – potasio bario – cinc – cloro
– hierro – carbono – azufre - plomo
19. Dados los elementos A, B y C de números atómicos 9, 19 y 29, respectivamente, calcula:
- Sus configuraciones electrónicas.
 - Situación aproximada dentro de la tabla periódica.
 - Tipo de enlace que formarían: (A-B).
 - ¿Sería el enlace (A-B) soluble en agua?
20. Responde:
- ¿Qué se modificó en el modelo atómico actual, con respecto al modelo de Bohr?
 - Describe las partículas fundamentales del átomo teniendo en cuenta masa y carga.
21. Calcula el número de protones, electrones y neutrones que poseen los siguientes elementos:
- Ca
 - Ca^{+2}
 - Ni
 - Cl^{-1}
 - Al^{+3}
 - Ar

22. Calcula la masa (en gramos) de las siguientes sustancias

- a. 5 moles de ácido sulfúrico (H_2SO_4)
- b. 2,8 moles de NaCl
- c. $8,4 \times 10^{24}$ moléculas de H_2O
- d. $1,5 \times 10^{24}$ moléculas de O_2

23. Calcula la cantidad de moles y moléculas (en a y b) presentes en:

- a. 100 gramos de Ca
- b. 25 gramos de hidróxido de calcio $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- c. $4,5 \times 10^{24}$ moléculas de ácido nítrico HNO_3

Tabla periódica de los elementos

| Grupo | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|------------|----------|----------|-----------------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|
| | I | II | | | | | | | | | | | III | IV | V | VI | VII | VIII |
| Periodo | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 1 | 1 H | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He |
| 2 | 3 Li | 4 Be | | | | | | | | | | | 5 B | 6 C | 7 N | 8 O | 9 F | 10 Ne |
| 3 | 11 Na | 12 Mg | | | | | | | | | | | 13 Al | 14 Si | 15 P | 16 S | 17 Cl | 18 Ar |
| 4 | 19 K | 20 Ca | 21 Sc | 22 Ti | 23 V | 24 Cr | 25 Mn | 26 Fe | 27 Co | 28 Ni | 29 Cu | 30 Zn | 31 Ga | 32 Ge | 33 As | 34 Se | 35 Br | 36 Kr |
| 5 | 37 Rb | 38 Sr | 39 Y | 40 Zr | 41 Nb | 42 Mo | 43 Tc | 44 Ru | 45 Rh | 46 Pd | 47 Ag | 48 Cd | 49 In | 50 Sn | 51 Sb | 52 Te | 53 I | 54 Xe |
| 6 | 55 Cs | 56 Ba | * 71 Lu | 72 Hf | 73 Ta | 74 W | 75 Re | 76 Os | 77 Ir | 78 Pt | 79 Au | 80 Hg | 81 Tl | 82 Pb | 83 Bi | 84 Po | 85 At | 86 Rn |
| 7 | 87 Fr | 88 Ra | ** 103 Lr | 104 Rf | 105 Db | 106 Sg | 107 Bh | 108 Hs | 109 Mt | 110 Ds | 111 Rg | 112 Uub | 113 Uut | 114 Uuq | 115 Uup | 116 Uuh | 117 Uus | 118 Uuc |
| Lantánidos | - | | 57 La | 58 Ce | 59 Pr | 60 Nd | 61 Pm | 62 Sm | 63 Eu | 64 Gd | 65 Tb | 66 Dy | 67 Ho | 68 Er | 69 Tm | 70 Yb | | |
| Actínidos | - | | 89 Ac | 90 Th | 91 Pa | 92 U | 93 Np | 94 Pu | 95 Am | 96 Cm | 97 Bk | 98 Cf | 99 Es | 100 Fm | 101 Md | 102 No | | |

| | | | | |
|----------------------|-----------------|------------|-----------|-----------------------|
| Alcalinos | Alcalinotérreos | Lantánidos | Actínidos | Metales de transición |
| Metales del bloque p | Metaloides | No metales | Halógenos | Gases nobles |

| | bloque s | | bloque d | | | | | | | | | | bloque p | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--------------|--------------------------------------|--|---|---|---------------------------------------|--|---|---------------------------------------|---|--|---|---|--|--|--|---|--|---|--------------------------|--------------------------------|-------------------------------------|---|--|--------------------------------------|---------------------------------------|---------------------------------------|---|--------------------------------------|---|--------------------------------------|-------------------------------------|-------------------------------------|---------------------------------------|---------------------------------------|--------------|-----------------------------------|---|-----------------------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|-----------------------------------|---------------------------------------|--|---------------------------------------|-------------------------------------|---|--------------------------------------|--|
| GRUPO | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| PERÍODO | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| n = 1 | 1 H Hidrógeno 1,008 | TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He Helio 4,003 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| n = 2 | 3 Li Litio 6,941 | 4 Be Berilio 9,012 | <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;"> <p>número atómico</p> <p>configuración electrónica</p> <p>valencias</p> <p>masa atómica</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>7</p> <p>N</p> <p>Nitrógeno</p> <p>-3,2,3,4,5</p> <p>14,007</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>electronegatividad (Allred y Rochow)</p> <p>simbolo químico</p> <p>nombre</p> </div> </div> | | | | | | | | | | 5 B Boro 10,812 | 6 C Carbono 12,011 | 7 N Nitrógeno 14,007 | 8 O Oxígeno 15,999 | 9 F Flúor 18,999 | 10 Ne Neón 20,179 | Metales alcalinos | Metales alcalinotérreos | Metales de transición | Metales del bloque p | Metaloides | No metales | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| n = 3 | 11 Na Sodio 22,989 | 12 Mg Magnesio 24,305 | | | | | | | | | | | 13 Al Aluminio 26,982 | 14 Si Silicio 28,086 | 15 P Fósforo 30,974 | 16 S Azufre 32,066 | 17 Cl Cloro 35,453 | 18 Ar Argón 39,948 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| n = 4 | 19 K Potasio 39,098 | 20 Ca Calcio 40,078 | 21 Sc Escandio 44,956 | 22 Ti Titanio 47,867 | 23 V Vanadio 50,942 | 24 Cr Cromo 51,996 | 25 Mn Manganeso 54,938 | 26 Fe Hierro 55,845 | 27 Co Cobalto 58,933 | 28 Ni Níquel 58,693 | 29 Cu Cobre 63,546 | 30 Zn Cinc 65,389 | 31 Ga Galio 69,723 | 32 Ge Germanio 72,611 | 33 As Arsénico 74,922 | 34 Se Selenio 78,963 | 35 Br Bromo 79,904 | 36 Kr Criptón 83,798 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| n = 5 | 37 Rb Rubidio 85,468 | 38 Sr Estroncio 87,621 | 39 Y Itrio 88,906 | 40 Zr Circonio 91,224 | 41 Nb Niobio 92,906 | 42 Mo Molibdeno 95,942 | 43 Tc Tecnecio (98) | 44 Ru Rutenio 101,072 | 45 Rh Rodio 102,905 | 46 Pd Paladio 106,421 | 47 Ag Plata 107,868 | 48 Cd Cadmio 112,411 | 49 In Indio 114,818 | 50 Sn Estaño 118,711 | 51 Sb Antimonio 121,760 | 52 Te Teluro 127,603 | 53 I Yodo 126,904 | 54 Xe Xenón 131,293 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| n = 6 | 55 Cs Cesio 132,905 | 56 Ba Bario 137,327 | 57 La Lantano 138,906 | 72 Hf Hafnio 178,492 | 73 Ta Tántalo 180,948 | 74 W Tungsteno 183,841 | 75 Re Renio 186,207 | 76 Os Osmio 190,233 | 77 Ir Iridio 192,217 | 78 Pt Platino 195,078 | 79 Au Oro 196,966 | 80 Hg Mercurio 200,592 | 81 Tl Talio 204,383 | 82 Pb Plomo 207,21 | 83 Bi Bismuto 208,980 | 84 Po Polonio (209) | 85 At Astatino (210) | 86 Rn Radón (222) | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| n = 7 | 87 Fr Francio (223) | 88 Ra Radio (226) | 89 Ac Actinio (227) | 104 Rf Rutherfordio (261) | 105 Db Dubnio (262) | 106 Sg Seaborgio (266) | 107 Bh Bohrio (264) | 108 Hs Hassio (277) | 109 Mt Meitnerio (268) | 110 Ds Darmstadtio (281) | 111 Rg Roentgenio (272) | 112 Cn Copernicio (285) | 113 Uut Ununtrio (284) | 114 Uuq Ununquadio (289) | 115 Uup Ununpentio (288) | 116 Uuh Ununhexio (293) | 117 Uus Ununseptio (294) | 118 Uuo Ununoctio (294) | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| | | | <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="text-align: center;">* Lantánidos</td> <td>58 Ce Cerio 140,116</td> <td>59 Pr Praseodimio 140,908</td> <td>60 Nd Neodimio 144,243</td> <td>61 Pm Prometio (145)</td> <td>62 Sm Samario 150,363</td> <td>63 Eu Europio 151,964</td> <td>64 Gd Gadolinio 157,253</td> <td>65 Tb Terbio 158,925</td> <td>66 Dy Disprobio 162,500</td> <td>67 Ho Holmio 164,930</td> <td>68 Er Erbio 167,259</td> <td>69 Tm Tulio 168,934</td> <td>70 Yb Iterbio 173,043</td> <td>71 Lu Lutecio 174,967</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">** Actinidos</td> <td>90 Th Torio (232)</td> <td>91 Pa Protactinio (231)</td> <td>92 U Uranio (238)</td> <td>93 Np Neptunio (237)</td> <td>94 Pu Plutonio (244)</td> <td>95 Am Americio (243)</td> <td>96 Cm Curio (247)</td> <td>97 Bk Berquelio (247)</td> <td>98 Cf Californio (251)</td> <td>99 Es Einstenio (252)</td> <td>100 Fm Fermio (257)</td> <td>101 Md Mendelevio (258)</td> <td>102 No Nobelio (259)</td> <td>103 Lr Laurencio (262)</td> </tr> </table> | | | | | | | | | | | | | | | | | * Lantánidos | 58 Ce Cerio 140,116 | 59 Pr Praseodimio 140,908 | 60 Nd Neodimio 144,243 | 61 Pm Prometio (145) | 62 Sm Samario 150,363 | 63 Eu Europio 151,964 | 64 Gd Gadolinio 157,253 | 65 Tb Terbio 158,925 | 66 Dy Disprobio 162,500 | 67 Ho Holmio 164,930 | 68 Er Erbio 167,259 | 69 Tm Tulio 168,934 | 70 Yb Iterbio 173,043 | 71 Lu Lutecio 174,967 | ** Actinidos | 90 Th Torio (232) | 91 Pa Protactinio (231) | 92 U Uranio (238) | 93 Np Neptunio (237) | 94 Pu Plutonio (244) | 95 Am Americio (243) | 96 Cm Curio (247) | 97 Bk Berquelio (247) | 98 Cf Californio (251) | 99 Es Einstenio (252) | 100 Fm Fermio (257) | 101 Md Mendelevio (258) | 102 No Nobelio (259) | 103 Lr Laurencio (262) |
| * Lantánidos | 58 Ce Cerio 140,116 | 59 Pr Praseodimio 140,908 | 60 Nd Neodimio 144,243 | 61 Pm Prometio (145) | 62 Sm Samario 150,363 | 63 Eu Europio 151,964 | 64 Gd Gadolinio 157,253 | 65 Tb Terbio 158,925 | 66 Dy Disprobio 162,500 | 67 Ho Holmio 164,930 | 68 Er Erbio 167,259 | 69 Tm Tulio 168,934 | 70 Yb Iterbio 173,043 | 71 Lu Lutecio 174,967 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| ** Actinidos | 90 Th Torio (232) | 91 Pa Protactinio (231) | 92 U Uranio (238) | 93 Np Neptunio (237) | 94 Pu Plutonio (244) | 95 Am Americio (243) | 96 Cm Curio (247) | 97 Bk Berquelio (247) | 98 Cf Californio (251) | 99 Es Einstenio (252) | 100 Fm Fermio (257) | 101 Md Mendelevio (258) | 102 No Nobelio (259) | 103 Lr Laurencio (262) | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |

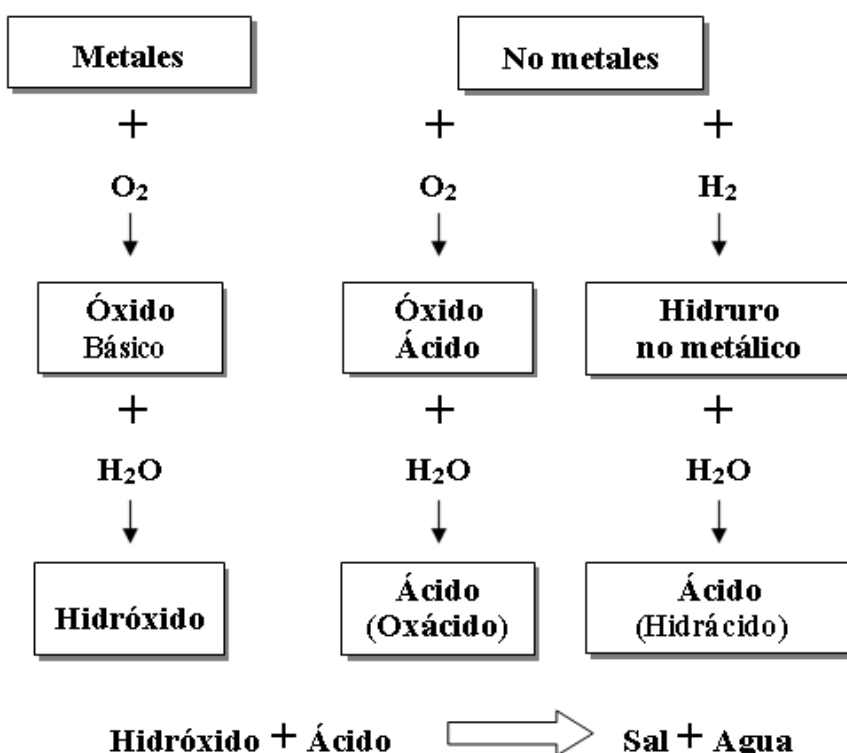
UNIDAD III: Compuestos inorgánicos

Reacciones Redox - Soluciones Acuosas

En esta unidad se presentará la forma de escribir las fórmulas de los compuestos inorgánicos y su correspondiente nomenclatura. Este aprendizaje se desarrolla en gran parte asentado sobre una metodología sistemática que surge de los estados de oxidación de los elementos, y que conduce a la **deducción** del nombre o fórmula de un compuesto, aunque en parte debe recurrirse también a la memoria, indudablemente. Sin embargo, una intensa ejercitación permitirá familiarizarse rápidamente con el simbolismo y vocabulario químicos.

Clasificación de los compuestos

Podemos clasificar a los compuestos en: **binarios** (formados por dos elementos), óxidos, hidruros y ciertos ácidos, compuestos **ternarios** (formados por tres elementos), hidróxidos, ácidos y algunas sales y compuestos **cuaternarios** (formados por cuatro elementos), algunas sales. El siguiente diagrama muestra los distintos compuestos que pueden formarse:



Cuando los átomos se unen entre sí logran una situación de mínima energía y por lo tanto de máxima estabilidad. Al producirse la unión, se libera cierta cantidad de energía llamada **energía de enlace**. Si quisiéramos destruir este sistema, deberíamos suministrarle exactamente la misma cantidad de energía que se requirió para formarlo.

Nomenclatura de los compuestos

Las reglas usadas aquí, son las establecidas por la I.U.P.A.C. y se acuerda que **la porción más positiva de un compuesto se escribe en primer término en las fórmulas, pero se nombra último** y generalmente está constituida por un metal (en óxidos, hidróxidos y sales), el hidrógeno (en los ácidos) o un no-metal combinado con otro no-metal más electronegativo.

Para dar nombre a los compuestos químicos existen distintos sistemas de nomenclatura.

- Sistema de prefijos griegos:** que tiene en cuenta el número de átomos de cada elemento que forma la molécula. Así, por ejemplo, el compuesto cuya fórmula molecular es N_2O_3 , se denomina trióxido de dinitrógeno, por estar formado por tres átomos de oxígeno y dos de nitrógeno.
- Sistema de Stock:** que consiste en agregar al nombre del compuesto su número de oxidación en números romanos y entre paréntesis. Entonces, el caso anterior se denomina óxido de nitrógeno (III), porque el nitrógeno actúa con estado de oxidación +3.
- Sistema antiguo (o tradicional):** agrega la terminación 'OSO' o 'ICO' al elemento electropositivo según actúe con el menor o el mayor número de oxidación, respectivamente. **Este es el sistema más usado** (excepto para **óxidos ácidos** donde se prefiere el **sistema de prefijos griegos**. Ej. común: CO_2 se lo llama dióxido de Carbono).

Óxidos Básicos

Surgen de la combinación de un metal con el oxígeno

- a) Óxido de Sodio



El 4 surge de multiplicar 2×2 , e indica la cantidad de veces que el elemento está presente en los productos.

En el producto, los números de oxidación de los dos reactivos se intercambian convirtiéndose en subíndices, y si al hacerlo resultan ser iguales o múltiplos se deben simplificar. Ej: $Fe^{+2} O^{-2}$ si cruzamos los estados de oxidación quedará $Fe_2 O_2$, que al simplificar (dividiendo por 2 en este caso) se convierte en $Fe O$ (óxido ferroso)

Igualación de ecuaciones

Se lleva a cabo lo que se denomina igualación de ecuaciones químicas, y es necesaria, ya que la masa total de los reactivos debe ser igual a la masa total de los productos (según Lavoisier). Se iguala primero el oxígeno y después el metal.



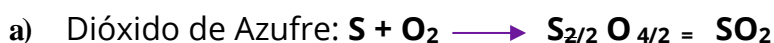
Como se ve, la manera de nombrarlos es anteponiendo la palabra óxido y luego el nombre del metal (si éste tiene una sola valencia).

Ahora bien, cuando nos encontramos con metales que poseen más de un número de oxidación, recurrimos al uso de los prefijos **OSO** (para el número de oxidación menor) e **ICO** (para el número de oxidación mayor).

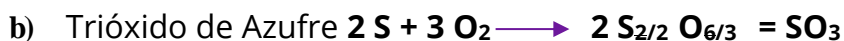
Tal es el caso del hierro (Fe), cuyos números de oxidación son 2 y 3, entonces se llamará óxido ferroso (2) y óxido férrico (3).

Óxidos ácidos (es el único grupo de compuestos en los que se prefiere nombrarlos con el sistema de prefijos griegos)

Surgen de la combinación de un no-metal con el oxígeno.

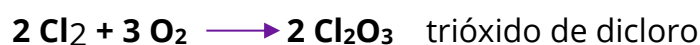
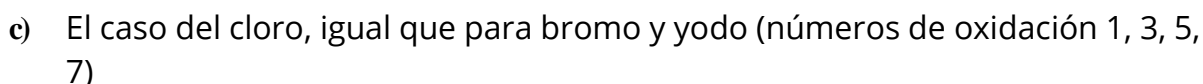


Aquí no es necesario igualar pues se iguala como resultado de la simplificación.



Aquí se usa el sistema de 'prefijos griegos' para nombrarlos.

Existen casos en que el no-metal posee más de un número de oxidación, como en el caso visto, o aún más como veremos a continuación:



Observaciones:

- El cloro lleva atomicidad 2 porque es un gas diatómico.
- Se ha usado aquí el sistema de nomenclatura de prefijos griegos.

Hidróxidos (bases o álcalis)

Surgen de la combinación de un óxido básico con el agua.



Estos compuestos se caracterizan por el grupo oxhidrilo (OH), y se coloca siempre el número de oxidación del metal al pie de dicho grupo. **La manera de nombrarlos es similar a los óxidos básicos**, ya que se cambia la palabra óxido por la palabra hidróxido.



En estos casos es conveniente igualar primeramente el metal y después los demás elementos.

No se utiliza para los hidróxidos el sistema de prefijos griegos, sino el sistema tradicional.

Disociación de hidróxidos

Disociación en química es un proceso general en el cual sustancias complejas (ácidos, hidróxido, sales, etc.) se separan en moléculas más pequeñas, iones o radicales, usualmente de manera reversible.



Concepto de ión

Un ion es un átomo o una molécula cargada eléctricamente. Esto se debe a que ha ganado o perdido electrones de su dotación, originalmente neutra, fenómeno que se conoce como ionización (también disociación).

Los iones cargados negativamente, producidos por la ganancia de electrones, se conocen como **aniones** (que son atraídos por el ánodo) y los cargados positivamente, consecuencia de una pérdida de electrones, se conocen como **cationes** (los que son atraídos por el cátodo).

Ácidos

Se obtienen al combinar óxidos ácidos o hidruros no metálicos con el agua.

Ácidos Oxácidos

Surgen de la combinación de un óxido ácido con el agua y se denominan ácidos oxigenados debido a la presencia del oxígeno en la molécula del ácido.



Aquí el azufre actúa con el mayor número de oxidación.



En estos casos, sencillamente **se suman** los elementos en los reactivos y se colocan los resultados como subíndices en los productos. Después se procede a la simplificación, siempre y cuando se deba realizar en todos los elementos, caso contrario, no se efectúa.

Para los halógenos Cl, Br y I, que tienen 4 valencias con las que pueden formar 4 ácidos diferentes se usa para cada valencia:

- +1: ácido hipo....oso (Ej: ácido hipobromoso) HBrO
- +3: ácidooso (Ej: ácido bromoso) HBrO_2
- +5: ácidoico (Ej: ácido brómico) HBrO_3
- +7: ácido per...ico (Ej: ácido perbrómico) HBrO_4

Existen ciertas excepciones dentro de este tipo de compuestos, las que se mencionan a continuación.

Casos Especiales

- a. **Arsénico y fósforo:** Estos elementos actúan con número de oxidación 3 y 5 frente al oxígeno, dando compuestos del tipo X_2O_3 y X_2O_5 , donde X representa al As o al P.

Cuando estos compuestos se combinan con el agua, lo hacen con una, dos y tres moléculas respectivamente.

- $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{HPO}_2$ Ácido metafosforoso
- $\text{P}_2\text{O}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$ Ácido pirofosforoso
- $\text{P}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{H}_6/2 \text{P}_2/2 \text{O}_6/2$ Ácido ortofosforoso

Lo mismo ocurre cuando actúa con valencia 5. El ejemplo es representativo también para el arsénico.

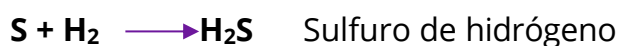
El más común es el que lleva el prefijo Orto, por tal motivo se denomina

directamente ácido fosforoso o fosfórico, según el caso. El H_3PO_4 es el ácido ortofosfórico (o simplemente ácido fosfórico) que forma parte de los nucleótidos (en ADN y ARN, en ATP, etc). Al disociarse produce 3H^+ y un anión fosfato $(\text{PO}_4)^{3-}$ que formará los enlaces fosfato.

Como se ve a través de los ejemplos, se usa el **sistema antiguo** de nomenclatura.

Ácidos (hidrácidos)

Surgen del contacto entre un **hidruro no metálico** (combinación entre un no metal y el hidrógeno) con el agua y se denominan ácidos no oxigenados pues su molécula no posee oxígeno, como en el caso de los oxácidos.



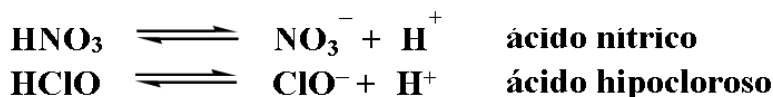
El ácido formado se llama ácido sulfhídrico (terminación **hídrico**). Si bien en la segunda etapa no se observa combinación química, existe una ionización que convierte el hidruro en ácido.

Los no metales que forman estos compuestos son: los halógenos del grupo 17, con valencia -1, y los del grupo 16 (S y Se) con estado de oxidación -2.

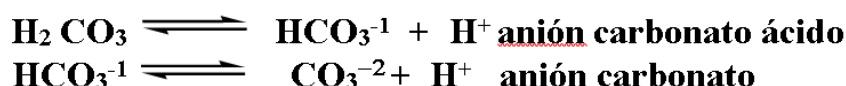
El azufre en este caso actúa con número de oxidación 2 (el menor que posee).

Los no metales que intervienen en la formación de los hidruros y posteriormente hidrácidos, actúan siempre con el menor número de oxidación que poseen (y negativo)

Disociación de ácidos (en solución)



Los ácidos que tienen dos hidrógenos tienen dos procesos de disociación:



Podemos observar que existe un anión intermedio, en este caso es el ion carbonato ácido (o ion bicarbonato)

Ejemplos de disociación:

| Nombre del ácido / base | Sin disociarse | En solución acuosa disociado como: | |
|-------------------------|--------------------------------|------------------------------------|-------------------------------|
| | | cación | anión |
| Ácido Sulfúrico | H ₂ SO ₄ | 2 H ⁺ | SO ₄ ⁻² |
| Hidróxido de Calcio | Ca (OH) ₂ | Ca ⁺² | 2 OH ⁻ |

Aniones

Los aniones se generan como consecuencia de la separación de uno o más iones hidrógeno de las moléculas de los ácidos (propiedad que caracteriza a estos compuestos). El nombre de un anión deriva del ácido correspondiente, modificándose su terminación, el sufijo **"OSO"** se reemplaza por **"ITO"** y cuando el ácido termina en **"ICO"** su anión termina en **"ATO"**.

Algunos ejemplos:

Nombre del ácido

Ácido sulfuroso
 Ácido sulfúrico
 Ácido perclórico
 Ácido hipocloroso
 Ácido carbónico
 Ácido nítrico
 Ácido ortofosfórico
 Ácido nitroso
 Ácido clórico
 Ácido metaarseñoso
 Ácido cloroso

Nombre del anión

anión sulfito
 anión sulfato
 anión perclorato
 anión hipoclorito
 anión carbonato
 anión nitrato
 anión ortofosfato
 anión nitrito
 anión clorato
 anión metaarsenito
 anión clorito

Neutralización

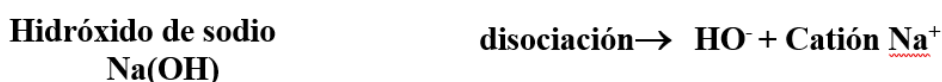
Las reacciones de **neutralización** son aquellas en las que un ácido neutraliza a una base o hidróxido produciendo una sal y agua. La neutralización puede ser total o parcial.



Ácido sulfúrico + hidróxido de sodio \rightarrow sulfato de sodio + agua



Ácido sulfúrico hidróxido de sodio \rightarrow sulfato ácido de sodio + agua



Ácido + Hidróxido (Neutralización) \rightarrow Sal + H₂O

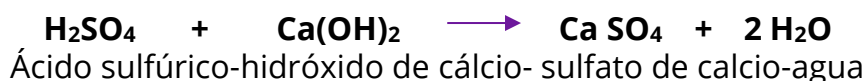
En este ejemplo se forma el nitrato de sodio NaNO₃

Tipos de sales

Las sales pueden ser: neutras, ácidas, básicas y mixtas. En este módulo sólo se estudiarán las **sales neutras**.

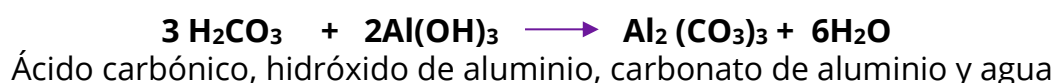
Sales neutras

Se producen mediante el **reemplazo total** de los hidrógenos del ácido por el metal del hidróxido.



El anión sulfato (**SO₄²⁻**) con sus dos cargas negativas se une al catión calcio (**Ca²⁺**), con sus dos cargas positivas y entonces se produce la neutralización. En este caso el número de cargas negativas del anión coincide con el número de cargas positivas del catión, si así no fuera, deben colocarse subíndices en ambos grupos, de tal manera que el número de cargas positivas y negativas se iguale y por lo tanto se compense.

Un ejemplo para ilustrar lo dicho anteriormente:



Los **coeficientes** colocados adelante de cada compuesto surgen de aplicar el método de igualación o ajuste de ecuaciones, y expresan la cantidad de moles de la

sustancia que reaccionan.

Los **subíndices** que se colocan al pie de los diferentes elementos se refieren a la **atomicidad** del mismo, es decir, la cantidad de átomos de ese elemento presentes en el compuesto.

Los ejemplos de sales que se dieron anteriormente corresponden a **sales oxigenadas** (poseen oxígeno en su molécula), cuando los ácidos que forman las sales son los hidrácidos, las sales se denominan **sales no oxigenadas o Hidrasales** (carecen de oxígeno en su molécula).

Casi todas las sales se nombran anteponiendo el nombre del anión, luego la palabra “de” y al final el nombre del catión (nombre del metal) en cuestión. Cuando el metal que interviene posee más de un número de oxidación, se usan los sufijos “oso” o bien “ico”, según corresponda al número de oxidación menor o mayor, respectivamente. Ejemplo: Sulfato ferroso (Fe II) y Sulfato férrico (Fe III).

HIDRASALES: formadas por la neutralización entre un hidróxido y un hidrácido. El ejemplo más común es: $\text{Na(OH)} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. El anión termina en “uro” y el catión igual al hidróxido (sistema antiguo). En este caso sería **cloruro de sodio**.



Teoría Ácido Base de Bronsted y Lowry

En 1923, Johannes Nicolaus Brønsted, químico danés y Thomas Martin Lowry, químico inglés, propusieron que:

Un ácido es una sustancia que cede H^+ y una base es aquella que acepta H^+ (un protón es un átomo de H que ha perdido su electrón, lo que queda es el catión H^+)

Para que un ácido ceda protones debe necesariamente existir otra especie química que los acepte.

La fuerza de un ácido o una base estará dada por el grado de disociación que presenten las especies químicas. Cuantos más iones hidrógenos u oxhidrilo haya en solución más fuerte será el ácido o la base y, en caso contrario, más débiles serán.

Los ácidos y bases fuertes están disociados totalmente y el equilibrio de la reacción está desplazado hacia los productos. Los ácidos y bases débiles están disociados parcialmente y el equilibrio de la reacción está desplazado hacia los reactivos.

Conociendo la concentración de iones $[\text{H}^+]$ o $[\text{OH}^-]$ se puede conocer el pH de la solución y su grado de disociación.

¿Qué es el pH y cómo se calcula?

El pH es una forma de medir la acidez o alcalinidad de las soluciones. Recordemos que el agua es una sustancia neutra, porque si bien se disocia muy poco, produce iones protones (hidronios) y oxhidrilos:



Puede demostrarse que para el agua la cantidad de protones y oxhidrilos disociados es la misma:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

Para poder medir si una sustancia es neutra, ácida o alcalina se ha establecido una escala denominada **pH** en función de la concentración de protones presentes en un medio y que se define como:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Si el agua tiene una $[\text{H}^+] = 10^{-7}$, su pH es 7 y es neutra, si el pH es menor que 7 la sustancia es ácida y si es mayor que 7 es alcalina.

De la misma manera, podemos aplicar una fórmula similar para calcular el pOH de una sustancia alcalina

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

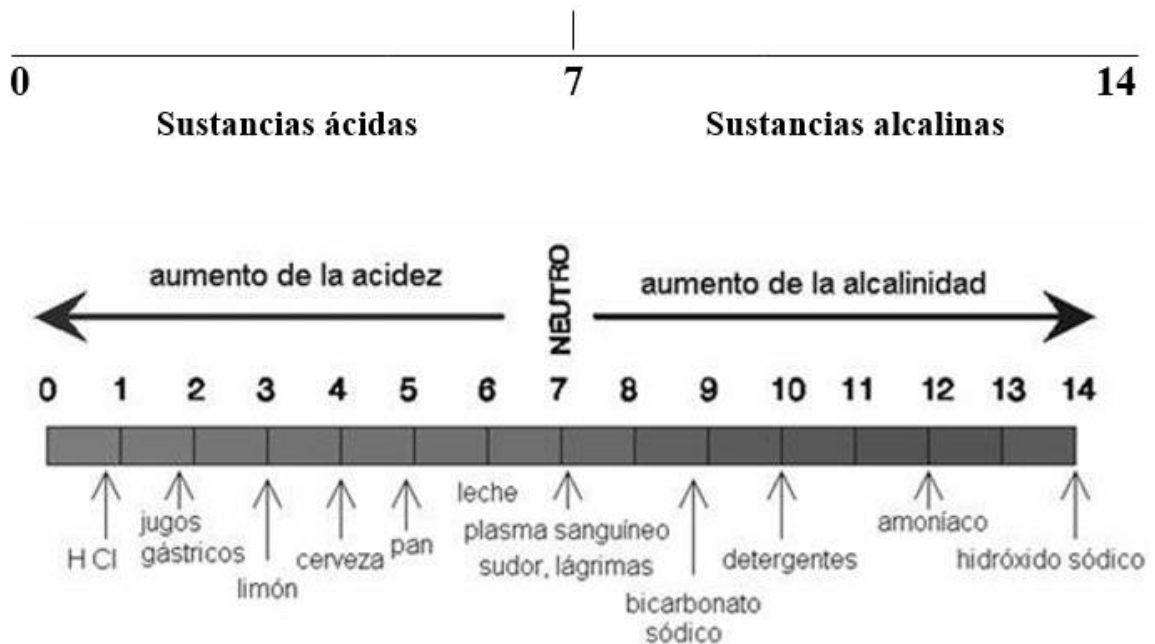
Y es necesario recalcar que siempre la suma de **pH + pOH = 14**. Por lo tanto, se puede calcular uno conociendo el otro.

Si realizamos estas operaciones matemáticas, reemplazando en las ecuaciones anteriores distintas concentraciones de iones hidrogeniones (o protones) y de iones oxhidrilo (o hidroxilo), obtendremos valores como números enteros en la escala de pH que abarca desde 0 hasta 14, siendo 7 la neutralidad (el agua destilada y desmineralizada posee este pH).

Aclaraciones:

- 1- NUNCA un pH puede ser negativo
- 2- Estas fórmulas se pueden utilizar cuando se trata de ácidos y bases fuertes, que se disocian totalmente, liberando iones H^+ o iones $(\text{OH})^-$ respectivamente. En otros casos se usará la Constante de equilibrio (K_a) y se calculará el pH de otra manera que no se verá en este curso.

Escala de pH



Ejemplo 1: Calcular el pH de una solución que está a 25°C y posee $[H^+] = 3,4 \times 10^{-3} \text{ M}$. Señale también si es ácida o básica (recordemos que M significa Molaridad, son los moles de soluto por litro de solución) Los corchetes representan la concentración.

Anteriormente se mencionó que: $\text{pH} = -\log [H^+] \longrightarrow \text{pH} = -\log [3,4 \times 10^{-3} \text{ M}]$
 $\longrightarrow \text{pH} = 2,47$

Con un pH de 2,47 podemos asegurar que la solución es un ácido fuerte, muy disociado.

Ejemplo 2: Calcular el pH de una solución de NaOH de concentración de 0,1 M. Como se trata de una base que se disocia dando cationes Na^+ y aniones OH^- , usaremos la fórmula:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Entonces $\text{pOH} = -\log 0,1 = 1$. O sea que el pH de esta solución será $14 - 1 = 13$ (altamente alcalina)

¿Cuál es el pH sanguíneo?

El pH de la sangre oscila entre 7,35 y 7,45. Por lo tanto todos los líquidos biológicos son ligeramente alcalinos. Su medición es de interés en medicina, ya que variaciones bruscas pueden producir alteraciones importantes, e incluso la muerte. Por eso

existen sistemas reguladores que mantienen el pH dentro de esos valores de referencia. El riñón es un ejemplo.

Cuando el pH es menor a 7,35 el estado se llama Acidosis, y cuando es superior a 7,45 se denomina Alcalosis. Ambas son situaciones patológicas, producidas por diferentes causas. Ej: intoxicaciones con ácidos o álcalis (producen acidosis o alcalosis metabólica), falta de Oxígeno (acidosis respiratoria) o hiperventilación (alcalosis respiratoria).

Reacciones de óxido-reducción

En la unidad I se mencionaron las diferencias entre fenómenos físicos y fenómenos químicos (las reacciones químicas están comprendidas en este tipo de fenómenos), también se explicó cuáles son los reactivos y cuáles los productos dentro de una reacción química determinada.

Ahora daremos un concepto, que, si bien lo hemos usado antes, no lo hemos definido. Se trata de las ecuaciones químicas.

Podríamos decir entonces que:

Las reacciones químicas son fenómenos químicos que se producen, mientras que las ecuaciones químicas constituyen la manera de representar dicho fenómeno. La ecuación química se escribe colocando las fórmulas de los reactivos separada de los productos por una flecha que simboliza la transformación. Los reactivos entre sí, (al igual que los productos) se separan mediante un signo +.



Las reacciones químicas pueden dividirse en dos grandes grupos:

- Aquellas en las que los átomos de las sustancias intervinientes conservan invariantes sus estados de oxidación.
- Aquellas en las que intervienen átomos que modifican sus estados de oxidación

en la formación de productos. Este tipo de reacciones son las denominadas de **óxido-reducción** (o simplemente **Redox**).

Oxidación y Reducción: Conceptos

Al producir la reacción entre el óxido cúprico caliente y el hidrógeno, se observó, luego de unos minutos, que el óxido cúprico de color negro quedaba convertido en cobre metálico de color rojo.

El hidrógeno redujo al cobre, según esta ecuación:



Este es el concepto típico de **reducción**: el oxígeno es eliminado de un compuesto. En forma semejante, se interpreta el concepto de **oxidación**: consiste en la toma de oxígeno por un elemento o por un compuesto.

Así, el cobre se ha reducido y el hidrógeno se ha oxidado. El cobre actuó como oxidante y el hidrógeno como reductor.

Observemos que es lo que sucede **electrónicamente** con el hidrógeno al oxidarse o con el cobre, al reducirse:



El hidrógeno, en el primer miembro se halla como molécula libre (número de oxidación = 0). En el segundo miembro se encuentra combinado: **2 H⁺**, ha aumentado su valencia positiva (de 0 a +1).

Eso lo ha logrado por pérdida de dos electrones:



El cobre, en el primer miembro se halla como ión cobre **Cu⁺⁺** y en el segundo miembro, como elemento **Cu⁰**, ha disminuido de valencia positiva (de +2 a 0), pues ha adquirido dos electrones:



De acuerdo con esto, podemos dar definiciones más amplias y exactas de ambos procesos:

La oxidación consiste en el aumento de la carga positiva de un ion, átomo o grupo de átomos, por cesión de uno o varios electrones.

La reducción es la disminución de la carga positiva de un ion, átomo o grupo de átomos por la captación de uno o varios electrones.

El número de electrones cedidos en la oxidación es igual al número de electrones captados en la reducción.

Agentes oxidantes y reductores

El ion, átomo o molécula que capta electrones es un **oxidante**, pero a sí mismo se reduce, y el ion, átomo o molécula que cede electrones es un **reductor**, aunque a sí mismo se oxida.

Resumiendo:

| Cuando la sustancia: | Electrones | Cargas | Valencia positiva | Actúa como: |
|----------------------|------------|-------------------|-------------------|-------------|
| Se oxida | cede | adquiere cargas + | aumenta | reductor |
| Se reduce | adquiere | adquiere cargas - | disminuye | oxidante |

Ambos procesos son inseparables, debido a ello estas reacciones se denominan **redox**. Toda reacción redox se compone de dos **hemirreacciones**: una constituida por el proceso de oxidación y la otra, por el de reducción.

Estas reacciones se dan permanentemente en la naturaleza, y en gran medida en cada célula de nuestro organismo.

Oxidaciones y reducciones biológicas

En nuestro metabolismo, los procesos redox tienen una importancia capital, ya que están involucrados en la cadena de reacciones químicas de la respiración aeróbica. En estas reacciones existe una cadena transportadora de electrones formada por una serie de complejos enzimáticos, entre los que destacan los citocromos; estos complejos enzimáticos aceptan (se reducen) y ceden (se oxidan) pares de electrones de una manera secuencial, de tal manera que el primero cede electrones al segundo, éste al tercero, etc., hasta un aceptor final que se reduce definitivamente; durante su viaje, los electrones van liberando energía que se aprovecha para sintetizar enlaces de alta energía en forma de ATP.

Soluciones Acuosas

Las soluciones son sistemas homogéneos formados por dos o más especies químicas o sustancias puras.

Una de las propiedades más importantes del agua es su capacidad para disolver una amplia variedad de sustancias. Las soluciones en las que el agua es el medio de

disolución se denominan **soluciones acuosas**. En muchas de las reacciones químicas que ocurren a diario en torno nuestro intervienen sustancias disueltas en agua. Los nutrientes disueltos en la sangre son transportados a nuestras células, donde participan en reacciones que nos mantienen vivos. Igual que la sangre, todos los líquidos biológicos, inclusive el citoplasma celular, son soluciones acuosas.

Soluto y Solvente

Los componentes de la solución se hallan, cuando están separados, en estado sólido, líquido o gaseoso. La solución también puede hallarse en cualquiera de estos tres estados. Al componente más abundante en la solución se lo llama **solvente** y al menos abundante **soluto**.

Por ejemplo, en una solución de sal en agua, la sal es el soluto y el agua es el solvente.

Solvente es aquella sustancia cuyo estado físico es el mismo que el que presenta la solución.

Solubilidad y Saturación

Obviamente, hay dos tipos de sustancias: las solubles (que se disuelven en el solvente), y las insolubles (que no se disuelven en el solvente).

La solubilidad de una sustancia, en un determinado solvente y a una temperatura dada, queda definida por la concentración de su **solución saturada** (aquella que alcanzó la concentración máxima a una temperatura prefijada). Las soluciones cuya concentración es menor a su Solubilidad (por lo tanto, se puede agregar más soluto y este se seguirá disolviendo) se llaman **insaturadas**. Aquellas en las que el soluto ya no se disuelve, porque la concentración es mayor a su solubilidad, se llaman **sobresaturadas**.

Expresión de la concentración de una solución

La concentración de una solución es la relación entre la cantidad de soluto y la de solvente o de solución a una determinada temperatura.

Se puede expresar la concentración de una solución de muchas formas:

- a) Porcentajes (gramos de soluto en 100 gr de solución= %P/P, gr de soluto en 100 ml de solución (%P/V) o ml de soluto en 100 ml de solución (%V/V)

- b) Molaridad (moles de soluto/litro de solución)
- c) Molalidad (moles de soluto/1000 gr de solvente)
- d) Normalidad (equivalentes de soluto/litro de solución)
- e) g/l (gramos de soluto/litro de solución)
- f) mg/dl (miligramos de soluto/decilitro de solución)
- g) Muchas más.

Actividades de la Unidad III

1. De acuerdo con el nombre registra la correspondiente fórmula:

| NOMBRE | FÓRMULA |
|-----------------------|---------|
| Óxido Cúprico | |
| Hidróxido de Aluminio | |
| Óxido de Magnesio | |
| Oxido de Sodio | |
| Ácido Sulfúrico | |
| Ácido Carbónico | |
| Ácido Clorhídrico | |
| Ácido Nítrico | |
| Ácido Perclórico | |
| Carbonato de Potasio | |
| Sulfuro de Litio | |
| Sulfuro Férrico | |
| Óxido Áurico | |
| Ortofosfato Cuproso | |

2. Escribe el nombre de los siguientes compuestos:

- a. **HF**
- b. **CO₂**
- c. **Rb₂O**
- d. **I₂O**
- e. **SO₃**
- f. **Br₂O₇**
- g. **Na₂O**
- h. **ZnO**
- i. **HI**
- j. **Br₂O**

- k. **CuO**
- l. **Cl₂O₃**
- m. **HBr**
- n. **HNO₂**
- o. **NaI**
- p. **FeBr₂**
- q. **HClO₄**
- r. **H₂SO₃**
- s. **HBrO**

3. Encuentra el error y reescribe correctamente la fórmula o el nombre. Clasifica de acuerdo con el tipo de sustancia (óxido básico, óxido ácido, etc).

- a. CaO₂ óxido de calcio
- b. HS₂ sulfuro de hidrógeno
- c. MgS sulfuro magnésico
- d. ClO óxido de cloro
- e. HI hidruro de yodo
- f. H₂SO₄ ácido sulfuroso
- g. ZnO dióxido de zinc
- h. Cl₃Fe cloruro ferroso
- i. (OH)₃Co hidróxido de cobalto
- j. BrH bromuro de hidrógeno
- k. NO₂ monóxido de nitrógeno
- l. HClO₃ ác. perclórico
- m. H₃N ác. nítrico
- n. O₃ oxígeno
- o. NO₃H ácido nítrico
- p. HCl_(g) ácido clorhídrico
- q. KBr bromuro potásico
- r. FeO óxido férrico
- s. Sr(OH) hidróxido de estroncio

- t. H_3PO_3 ácido fosfórico
- u. CuO óxido de cobre
- v. H_2CO_3 ácido carbonoso
- w. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ hidróxido férrico
- x. Al_2O_3 trióxido de aluminio
4. Nombra las siguientes sales e identifica si son oxasales o hidrasales:
- KBr
 - KClO_4
 - $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
 - Ni_2S_3
 - CoS
 - $\text{Co}_2(\text{SO}_4)_3$
 - $\text{Ca}(\text{CO}_3)$
 - AlF_3
5. Señala los números de oxidación de los elementos en las siguientes reacciones y clasifícalas.
- $\text{Cl}_2 + 2 \text{FeCl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_3$
 - $\text{H}_2 + \text{CuO} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$
 - $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$
 - $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$
 - $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
6. Indica cuál de las siguientes reacciones son de tipo redox:
- $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
 - $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}$
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{CO}_3$

7. Resuelve las siguientes ecuaciones, haciendo las fórmulas correspondientes:
- Ácido clorhídrico + Hierro \rightarrow Cloruro ferroso + Hidrógeno.
 - Sulfato cúprico + Aluminio \rightarrow Sulfato de aluminio + Cobre.
 - Ácido nítrico + Potasio \rightarrow Nitrato de potasio + Hidrógeno
 - Ácido sulfúrico + Zinc \rightarrow Sulfato de zinc + Hidrógeno.
 - Ácido nítrico + Cobre \rightarrow Dióxido de nitrógeno + agua + nitrato cúprico
8. Clasifica las siguientes reacciones (según lo visto en la Unidad 1), y reconoce si son, o no, Redox:
- $2 \text{Li} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{LiOH} + \text{H}_2$
 - $\text{SrCO}_3 \rightarrow \text{SrO} + \text{CO}_2 + \text{calor}$
 - $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
 - $2 \text{Al} + 6 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2$
 - $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl(s)} + \text{KNO}_3$
 - $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + 2 \text{HCl}$
9. Escribe las fórmulas correspondientes de las siguientes reacciones
- Nitrato de plata + Cloruro de Bario \rightarrow Cloruro de plata + Nitrato de bario
 - Bromuro de calcio + Carbonato de amonio \rightarrow Carbonato de calcio + Bromuro de amonio
 - Carbonato de magnesio + Ácido ortofosfórico \rightarrow Ortofosfato de Magnesio + dióxido de carbono + agua
 - Ácido sulfhídrico + Hidróxido de potasio \rightarrow Sulfuro de potasio + agua
10. Calcula el pH de las siguientes soluciones, y fundamenta si son ácidas, ligeramente ácidas, alcalinas o poco alcalinas:
- Solución de ácido clorhídrico de concentración 0,2 M
 - Solución de K(OH) de concentración $1 \cdot 10^{-3}$ M
 - Solución acuosa de pOH= 11,5
 - Solución desconocida cuya $[\text{H}^+] = 0,05$ M
 - Solución de hidróxido de litio, de concentración 0,025 M
 - Solución de $[\text{HNO}_3] = 0,4$ M

11. Ordena las soluciones del punto anterior (calculando el pH de cada una, aplicando la fórmula correspondiente en cada caso):
- De menor a mayor acidez
 - De menor a mayor pH
 - De menor a mayor alcalinidad
12. Si el pH de una muestra de sangre es 7,29, calcula la concentración de hidrogeniones de la muestra y evalúa si ese pH se considera normal. (Rta: $[H^+] = 5,12 \cdot 10^{-8}$).
13. Calcula el pH del agua de una red domiciliar que tiene una concentración de $H^+ = 3,74 \cdot 10^{-8} M$ (Rta: 7,42)
14. ¿Cuál es el pH del jugo gástrico si contiene 0,015 M de HCl? (Rta: 1,82)

Marca la respuesta correcta:

15. En una solución el responsable del estado de agregación es:
- El soluto
 - El solvente
 - La presión ambiental
 - El volumen de la solución
16. Una solución cuya concentración es igual a su solubilidad se considera:
- Insaturada
 - Saturada
 - Sobresaturada
 - No saturada
17. Un paciente presenta un pH sanguíneo de 7,2. Se considera que se encuentra en una situación de:
- Normalidad
 - Alcalosis
 - Acidosis
 - Es incompatible con la vida
18. En un proceso redox la sustancia oxidante es la que:
- Pierde electrones
 - Aumenta su estado de oxidación
 - Se reduce
 - Comparte electrones

19. Con respecto a las reacciones redox es cierto que:
- Quien capta los electrones se oxida y por lo tanto es un reductor
 - Quien capta los electrones se reduce y por lo tanto es un reductor
 - Quien capta los electrones se oxida y por lo tanto es un oxidante
 - Quien capta los electrones se reduce y por lo tanto es un oxidante
20. El solvente más importante en los líquidos biológicos es:
- El citoplasma
 - El plasma
 - El agua
 - Ninguno de los anteriores

BIBLIOGRAFÍA

UNIDAD I: Sistemas Materiales: Aspectos Físicos y Químicos

- Holum, J. R. (2011). *Fundamentos de química general, orgánica y bioquímica para ciencias de la salud. 2º edición*. Editorial Limusa
- Solís Correa, H. (2015). *Nomenclatura química*. Grupo Editorial Patria. <https://elibro.net/es/ereader/bibliotecauap/39457> (disponible en Biblioteca UAP)
- Daub, W. y Seese, W (2005). *Química*. Octava edición. Pearson Educación, México, ISBN: 970-26-0694-2
- Gutiérrez, M. López, L. Arellano (2014) *Química inorgánica. Aprende haciendo...* Tercera edición. Pearson Educación. México. ISBN: 978-607-442-512-3

UNIDAD II: Estructura de la materia

- Holum, J. R. (2011). *Fundamentos de química general, orgánica y bioquímica para ciencias de la salud. 2º edición*. Editorial Limusa
- Solís Correa, H. (2015). *Nomenclatura química*. Grupo Editorial Patria. <https://elibro.net/es/ereader/bibliotecauap/39457> (disponible en Biblioteca UAP)
- Daub, W. y Seese, W (2005). *Química*. Octava edición. Pearson Educación, México, ISBN: 970-26-0694-2
- Gutiérrez, M. López, L. Arellano (2014) *Química inorgánica. Aprende haciendo...* Tercera edición. Pearson Educación. México. ISBN: 978-607-442-512-3

UNIDAD III: Compuestos Inorgánicos. Reacciones. Soluciones Acuosas

- Holum, J. R. (2011). *Fundamentos de química general, orgánica y bioquímica para ciencias de la salud. 2º edición*. Editorial Limusa
- Solís Correa, H. (2015). *Nomenclatura química*. Grupo Editorial Patria. <https://elibro.net/es/ereader/bibliotecauap/39457> (disponible en Biblioteca UAP)
- Daub, W. y Seese, W (2005). *Química*. Octava edición. Pearson Educación, México, ISBN: 970-26-0694-2
- Gutiérrez, M. López, L. Arellano (2014) *Química inorgánica. Aprende haciendo.* Tercera edición. Pearson Educación. México. ISBN: 978-607-442-512-3