

APUNTES DE QUÍMICA

PROFESOR:

JOSÉ ARNULFO VELÁZQUEZ RODRÍGUEZ

CECYT:

"GONZALO VÁZQUEZ VELA"

TURNO:

MATUTINO

APUNTES DE QUÍMICA I

QUÍMICA:

Ciencia que estudia los materiales que forman el universo y los cambios que sufren dichos materiales

Algunos historiadores de la ciencia creen que la palabra química deriva del vocablo griego khémeia, que significa el arte del trabajo de los metales., obviamente la química moderna incluye mucho más que esto. La química ha llegado a ser una ciencia interdisciplinaria y a la fecha ningún trabajo científico le es ajeno.

UNIDAD I

MATERIA Y ENERGÍA

MATERIA:

Las palabras continuamente empleadas en la vida diaria a menudo adquieren un significado nuevo en el contexto científico. Así que materia se definía como cualquier cosa que ocupa espacio y tiene masa. Y en la actualidad se define como todo lo que nos rodea, ya sea que se le pueda ver, sentir o tocar (como agua, tierra, papel, comida, arboles, y aire); aunque no siempre se pueda ver.

Propiedades fundamentales de la materia

- **Masa.** Medida de cantidad de materia en un objeto, y esta se determina empleando una balanza.
- **Energía.** Es la capacidad para realizar un trabajo. Al igual que la materia, la energía se encuentra en una diversidad de formas. El calor es una forma de

energía y la luz es otra. También hay formas de energía química, eléctrica y mecánica. Y la energía puede cambiar de una forma a otra. De hecho, la materia también puede cambiar de forma o transformarse en energía, y la energía puede cambiar a materia, aunque no fácilmente.

- **Espacio.** Es el lugar en el que se encuentra o que ocupa la materia.
- **Tiempo.** Intervalo existente entre un suceso y otro.

LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA Y LA ENERGÍA

Ley de conservación de la masa

Nos dice esta ley que cuando ocurre un cambio químico, no se observa ninguna diferencia detectable en la masa no se crea ni se destruye sólo se transforma. Esta ley la postula el Químico- Físico francés Antoine Lavoisier.

Ley de conservación de la energía

Cuando ocurre un cambio químico, va acompañado por una transformación de energía. Así que el inglés James Joule y los alemanes Julius Von Mayer y Hermann Von Helmholtz proporcionaron evidencia experimental que llevó al descubrimiento de la ley de conservación de la energía. Ésta nos dice que cualquier cambio químico o físico la energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma.

Sustancia y mezcla

En el planeta la materia se encuentra de manera general en forma de mezclas. Y para entender esto es necesario saber la diferencia entre una mezcla y una sustancia.

Sustancia

Esta es una forma de materia que tiene una composición constante o definida (el número y tipo de unidades básicas presentes) y propiedades distintivas, algunos

ejemplos son: agua, amoníaco, azúcar, oro, oxígeno, etc.) Las sustancias difieren entre sí por su composición y se pueden identificar por su aspecto, olor, sabor y otras propiedades.

Entonces las sustancias sólo son los elementos y los compuestos (sustancias simples y sustancia compuestas respectivamente)

MEZCLA

Es una combinación de dos o más sustancias en el cual estas mantienen su identidad. Algunos ejemplos son: aire, leche, jugo y refresco entre muchas otras.

Estas mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas. Cuando se disuelven un poco de sal en agua, la composición de la mezcla es la misma en toda la solución, y parece ser un solo componente; a esta mezcla se le conoce como homogénea. Sin embargo si se juntan arena y agua los componentes permanecen físicamente separados, se distingue uno del otro, entonces se tiene una mezcla heterogénea.

Propiedades físicas y químicas

Las sustancias se clasifican por sus propiedades individuales y algunas veces únicas. El color, punto de fusión, punto de ebullición y densidad son ejemplos de propiedades físicas de una sustancia. Una propiedad física se puede medir y observar sin modificar la composición o identidad de la sustancia. A diferencia de una propiedad química en donde la sustancia sufre un cambio que modifica su composición o identidad.

Todas las propiedades medibles de la materia pertenecen a dos categorías:

Propiedades generales (extensivas) y propiedades específicas (intensivas). El valor medido de una propiedad extensiva depende de la cantidad de la materia considerada. Ejemplos: longitud, masa, volumen y energía.

A mayor cantidad de materia mayor masa, por consiguiente los valores de una misma propiedad extensiva se pueden sumar.

El valor medido de una propiedad intensiva no depende de cuanta materia se considere. Ejemplos: viscosidad, densidad, olor, color, pH, punto de ebullición, punto de fusión etc.

Los valores de una misma propiedad intensiva no se pueden sumar.

ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

Para este punto es necesario saber que toda sustancia está formada por átomos de diferentes clases combinados de diversas maneras. Los átomos son las unidades más pequeñas de una sustancia y las moléculas están constituidas por átomos enlazados mediante fuerzas especiales.

ELEMENTOS Y COMPUESTOS

Como ya se mencionó las sustancias son los elementos o compuestos. Un elemento es una sustancia que no se puede separar en sustancias más simples, por medios químicos. Estos se representan mediante símbolos que son combinaciones de letras. La primera letra de un símbolo de un elemento es siempre mayúscula. Y un compuesto es una sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en porciones definidas, ejemplo: en cualquier cantidad de agua, hay siempre una proporción de dos átomos de hidrógeno por uno de agua.

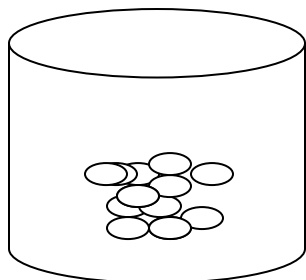
ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

Todas las sustancias pueden existir, al menos en principio de los tres estados, sólido, líquido y gaseoso.

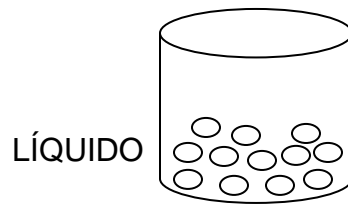
Un **sólido** tiene volumen y forma definida. Las partículas que lo componen se mantienen unidas rígidamente, y tienen una escasa libertad de movimiento.

Un sólido que presenta una estructura interna fija se considera cristalino y si la estructura interna no está bien definida se denomina amorfo.

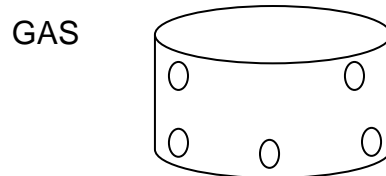
SÓLIDO



Un **líquido**. Tiene volumen definido pero no forma propia pues adquiere la forma del recipiente que lo contiene. Sus partículas se adhieren entre sí firmemente, pero no con rigidez, de modo que las partículas de un líquido tienen una gran movilidad.



En un **gas** las partículas están separadas por distancias que son grandes en comparación a ellas mismas. Debido a esto el gas no tiene forma ni volumen definido y pueden ser comprensibles. Las partículas chocan con las paredes del recipiente que las contiene causando una presión.



La materia está sujeta a sufrir cambios. Considerando como fenómeno químico al cambio que sufre la materia en su estructura íntima y que da origen a sustancias nuevas. Y fenómeno físico al cambio que sufre la materia sin alterar su naturaleza íntima.

Ejemplos de fenómenos químicos: Evaporación, destilación, condensación, filtración, sublimación, fusión, etc.

Ejemplos de fenómenos físicos: Saponificación, combustión, digestión, reducción, oxidación, nitración, etc.

CAMBIOS DE ESTADO DE AGREGACIÓN

Es el cambio que sufre una sustancia mediante la aplicación de una determinada temperatura o presión.

De sólido a líquido aumentando la temperatura se denomina **fusión** . De manera contraria; de líquido a sólido al disminuir la temperatura se denomina **solidificación** .

En cambio de un líquido a vapor comúnmente por elevar la temperatura se denomina **evaporación** y de manera contraria, es decir, de vapor a líquido se denomina **condensación** .

Cuando un gas se transforma a líquido por incremento de presión se denomina **licuefacción** .

Sublimación . Es el cambio de un sólido a gas sin pasar por el estado líquido. Y el proceso contrario es llamado **deposición** .

MÉTODO DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS

Como ya se mencionó una mezcla es la unión entre dos o más sustancias. Estas sustancias se logran separar aprovechando sus propiedades individuales y aplicando cambios físicos.

FILTRACIÓN

En mezclas heterogéneas sólido-líquido utilizando un medio poroso se logran separar los componentes.

DECANTACIÓN

Es una mezcla heterogénea sólido-líquido y/o líquido-líquido sólo por escurrimiento se logran separar los componentes.

CENTRIFUGACIÓN

Es una mezcla sólido-líquido en donde el sólido permanece suspendido es necesario someter la mezcla a la acción de la fuerza centrífuga, la cual provoca la sedimentación del sólido para posteriormente decantar.

DESTILACIÓN

En mezclas generalmente líquido-líquido homogéneos en donde los componentes tienen una diferencia mayor a 20 ° C en sus puntos de ebullición y posteriormente condensarla.

TAMIZADO

Mediante la utilización de una maya se separan sólidos de diferentes tamaños de partículas.

IMANTACIÓN

Se separa materiales sólidos con características magnéticas.

FLOTACIÓN

Se utiliza agua y se aprovecha la diferencia de densidad de los componentes.

EVAPORACIÓN

Este método se aplica para separar líquidos de sólidos elevando la temperatura.

Energía

Energía Esta se define como la capacidad de realizar un trabajo o producir un cambio. En química los efectos de la energía que revisten interés son los que implican cambios físicos y químicos. Las unidades derivadas del sistema inglés son los newton x metro (Nm) o $\text{kg m}^2/\text{s}^2$; llamada de modo más común joule (J).

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kgm}^2/\text{s}^2$$

Al igual que la materia la energía se encuentra en una diversidad de formas. El calor es una forma, y la luz es otra. Y la energía puede cambiar de una forma a otra de hecho la materia también puede cambiar de una forma a otra. De hecho la materia también puede cambiar de forma o transformarse en energía, y la energía puede cambiar a materia, pero no fácilmente.

“Ley de la conservación de la masa y la energía”

Esta nos dice cuando ocurre un cambio químico que no se observa ninguna diferencia detectable en la masa y las sustancias. En otras palabras la masa no se crea ni se destruye sólo se transforma. Esta ley ha sido comprobada por experimentación en el laboratorio; y el trabajo del brillante químico-físico francés Antoine Lavoisier. Proporciona bastante evidencia para esta conclusión.

Cuando ocurre un cambio químico, este va acompañado por una transformación de energía. En los años de 1840, tres científicos, el inglés James Joule y los alemanes Julius Von Mayer y Herman Von Helmholtz, digieran varios experimentos en los cuales estudiar las transformaciones de la energía. Proporcionaron evidencia experimental que llevo al descubrimiento de **la ley de la conservación de la energía. Esta nos dice que en cualquier cambio químico o físico la energía no se crea ni se destruye solo se transforma.**

ENERGÍA POTENCIAL Y ENERGÍA CINÉTICA

Energía potencial

Es la energía que esta almacenada en un objeto en virtud de su posición.

$E_p = mg\Delta h$. Donde; $\Delta h = h_2 - h_1$ = diferencia de alturas, m =masa, g =gravedad.

Energía cinética

Es la energía que un objeto posee en virtud de su movimiento. $E_c = \frac{1}{2} mv^2$.

Donde:

m= masa

V= velocidad.

La energía no se puede ver, ni sentir, ni tocar, más sin embargo las manifestaciones de ésta si. Y como ejemplos tenemos:

- ❖ ENERGÍA MECÁNICA: Que proviene del movimiento de los cuerpos.
- ❖ ENERGÍA CALORÍFICA: Es la que proviene de la suma de las energías cinética y potencial de las partículas de una sustancia.
- ❖ ENERGÍA EÓLICA: Energía proveniente del movimiento del aire.
- ❖ ENERGÍA GEOTÉRMICA: Energía que proviene del calor de la tierra.
- ❖ ENERGÍA NUCLEAR: Energía que proviene del núcleo del átomo.
- ❖ ENERGÍA SOLAR: Energía generada por el mismo sol la cual se manifiesta en calorífica y luminosa.
- ❖ ENERGÍA ELÉCTRICA: Energía proveniente del movimiento de los electrones en un conductor.

TEORÍA DE LA RELATIVIDAD

La teoría de la relatividad de Einstein dice que la pérdida de masa, muestra que libera energía (calor) hacia el entorno.

Quedando expresado mediante la siguiente ecuación:

$$E= mc^2$$

Donde: E= energía

m= masa

c= constante de velocidad de la luz

Ejercicios:

UNIDAD II

TEORÍA ATÓMICA

Los átomos no se comportan como nada conocido en el mundo macroscópico. El reconocimiento de los científicos de este hecho condujo al desarrollo de una nueva rama de la Física llamada teoría cuántica para explicar los comportamientos de estas partículas submicroscópicas.

La teoría cuántica permite predecir y entender el papel crucial que los electrones desempeñan en la química. En un sentido, estudiar los átomos implica el planteamiento de las siguientes preguntas:

1. ¿Cuántos electrones están presentes en un átomo específico?
2. ¿Qué energía poseen los electrones individuales?
3. ¿En qué parte del átomo se pueden encontrar los electrones?

Las respuestas a estas preguntas tienen una relación directa con el comportamiento de todas las sustancias en las reacciones químicas.

Entonces sepamos un poco de historia:

Alrededor del año 420 a.C. Demócrito desarrollo de que el átomo, indestructible e indivisible, era la partícula más pequeña de la materia. Dos mil doscientos años después, John Dalton reforzó esta idea, proponiendo una teoría atómica que decía:

- ✚ Todos los elementos están compuestos por partículas diminutas e indivisibles.
- ✚ Toda la materia está compuesta por combinaciones de estos átomos.
- ✚ Los átomos de elementos distintos son diferentes.
- ✚ Los átomos del mismo elemento tienen el mismo tamaño, masa y forma.

Posteriormente a Dalton, William Crookes inventó el tubo de rayos catódicos surgiendo así la idea de que en el átomo existían electrones.

El descubrimiento del electrón como parte del átomo y como una partícula negativa desató la pregunta de ¿cómo entonces no se recibía alguna descarga al tocar cualquier cosa?. Entonces el físico Británico J.J. Thomson sugirió una respuesta. Pensaba en el átomo como una esfera compuesta de electricidad

positiva en la cual estaban incrustados los electrones. El inglés llamo a esta teoría del budín de pasas.

Lord Rutherford intentó someter a prueba la teoría de Thomson, dándose cuenta que no era posible que el átomo tuviera la estructura propuesta por Thomson y dando origen a un nuevo modelo atómico, Rutherford decía un átomo debe tener un centro de carga positiva al cual llamo núcleo y es donde deben estar localizados todos los protones y que los electrones estaban en torno del núcleo en vez de estar dentro del mismo.

Así antes de 1920, los científicos había confirmado experimentalmente la existencia de dos partículas subatómicas, los electrones, que están cargados negativamente y tienen masa muy pequeña, y los protones, que están cargados positivamente y contienen la mayor parte de la masa del átomo.

Finalmente para explicar la masa extra en el átomo los científicos propusieron otra partícula, una que no tenía carga pero que tenía masa igual a la del protón. Teoría que James Chadwick logró probar.

- ✓ Masa del protón $1.0072766 \text{ uma} = 1.672 \times 10^{-24} \text{g}$
- ✓ Masa del electrón $0.0005486 \text{ uma} = 9.107 \times 10^{-28} \text{g}$
- ✓ Masa del neutrón $1.008665 \text{ uma} = 1.675 \times 10^{-24} \text{g}$

Número atómico

Lo que hace diferente a un elemento de otro es que los átomos de distintos elementos tienen diferentes números de electrones y protones. El número de protones en un átomo de un elemento se denomina número atómico de ese elemento y se simboliza con la letra **Z**.

El número atómico también es igual a la carga positiva sobre el núcleo y al número de electrones alrededor del núcleo.

Isótopo

Son formas diferentes de un mismo elemento que tienen el mismo número de electrones y protones pero de diferente número de neutrones.

Aunque los números de cargas negativas y positivas de isótopos son idénticos, los isótopos difieren en su masa.

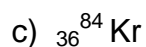
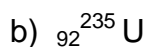
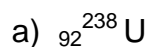
El hidrógeno, por ejemplo: existe en tres formas isotópicas. La forma común (llamada protio) contiene un electrón y un protón. Otra forma es el deuterio que contiene un electrón, un protón y un neutrón. Una tercera forma de hidrógeno (llamado tritio) contiene un electrón, un protón y dos neutrones.

Todos los isótopos de un elemento contienen el mismo número de protones y tienen por lo tanto el mismo número atómico, sin embargo es posible distinguir entre isótopos mediante los números de masa. El número de masa de un isótopo es sencillamente la suma de los protones y el número de neutrones.

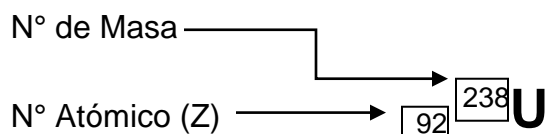
$$\text{N}^\circ \text{ de Masa} = \text{N}^\circ \text{ neutrones} + \text{N}^\circ \text{ protones.}$$

EJERCICIOS:

1. Proporcione el número de electrones, protones y neutrones en cada uno de los siguientes isótopos neutros.



Si:



Entonces para a)

$$\text{N}^\circ \text{ Masa} = 238$$

$$\text{N}^\circ \text{ Atómico} = 92$$

Como: $Z = \text{N}^\circ \text{ de protones} = \text{N}^\circ \text{ de electrones}$ y

$$\text{N}^\circ \text{ Masa} = \text{N}^\circ \text{ de neutrones} + \text{N}^\circ \text{ de protones}$$

Entonces: si despejamos el número de neutrones:

$$\text{N}^\circ \text{ neutrones} = \text{N}^\circ \text{ Masa} - \text{N}^\circ \text{ protones}$$

$$\text{N}^\circ \text{ neutrones} = 238 - 92 = 146$$

Resultados

	Nº de electrones	Nº de protones	Nº de neutrones
a)	92	92	146
b)	92	92	143
c)	36	36	48

MECÁNICA CUÁNTICA

Después del espectacular éxito Bohr, siguieron una serie de acuerdos. Su propuesta no podía explicar los espectros de emisión de los átomos que tenían más de un electrón, como los de helio y los de litio. Tampoco explicaba porqué aparecían las líneas en el espectro de emisión del átomo de hidrogeno cuando se aplicaba un campo magnético. Con el descubrimiento del comportamiento ondulatorio de los electrones surgió otro problema: ¿Cómo se podía precisar la posición de una onda? Es imposible saber su posición exacta debido a que se extiende en el espacio.

Para describir el problema que significa localizar una partícula subatómica que se comporta como onda Werner Heisenberg (físico alemán) formuló una teoría que ahora se conoce como “El principio de incertidumbre”. Es imposible conocer con certeza el momento P (definido como la masa por la rapidez) y la posición de una partícula simultáneamente.

Al aplicar el principio de incertidumbre al átomo hidrógeno, se puede ver que en realidad el electrón no viaja en la órbita alrededor del núcleo con una trayectoria bien definida como suponía Bohr. Si así fuera podría ser factible determinar simultáneamente y con exactitud la posición del electrón (a partir del radio de la órbita).

Sin duda, la contribución de Bohr fue importante para la comprensión de los átomos, y su sugerencia de que la energía de un electrón en un átomo esta cuantizada. Sin embargo, esta teoría no describe por completo el comportamiento electrónico en los átomos. En 1926, mediante un desarrollo matemático complejo, el físico austriaco Erwin Schrödinger formuló una ecuación que describe el comportamiento y la energía de las partículas subatómicas en general; Resolver la ecuación implica hacer cálculos avanzados que no se analizan aquí. Sin embargo

es importante saber que esta ecuación incorpora tanto el comportamiento de la partícula, en términos de masa, como el de onda, en términos de una función de onda Ψ (Psi), la cual depende de la ubicación del sistema en el espacio (como lo que guarda un electrón en un átomo).

Con la ecuación de Schrödinger comenzó una nueva era en la física y la química, ya que dio inicio a un nuevo campo: la mecánica cuántica (también conocida como mecánica ondulatoria)

Aunque con la mecánica cuántica queda claro que no se puede saber en qué parte del átomo se localiza un electrón, si se define la región en la que puede encontrarse en un momento dado. El concepto de densidad electrónica da la probabilidad de encontrar un electrón en cierta región del átomo.

Para distinguir entre la descripción de un átomo con la mecánica cuántica y el modelo de Bohr, el concepto orbita se sustituye con el de orbita atómico.

NÚMEROS CUÁNTICOS

La mecánica cuántica precisa de tres números cuánticos. Estos números se derivan de la solución matemática de la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno y son:

El número cuántico principal (n).

Este puede tomar números enteros 1, 2, 3, 4,5, etc ., y se define la energía de un orbital y se relaciona con la longitud promedio del electrón al núcleo en determinado orbital. Cuando más grande es el valor de n. mayor es la longitud entre un electrón en el orbital respecto del núcleo.

El número cuántico del momento angular (ℓ).

Este expresa la forma de los orbitales. Los valores de ℓ dependen del valor de n. para cierto valor de n, ℓ tiene todos los valores enteros posibles desde cero hasta (n-1).

Ejemplo:

Si n= 1

$$Y \quad \ell = n-1$$

$$\text{Entonces } \ell = 1-1 = 0$$

En caso de $n=4$

$$\ell = 4-1 = 3$$

Luego entonces los valores posibles para ℓ son: 0, 1, 2 y 3. Esto muestra que en el nivel n hay cuatro orbitales y en el nivel uno sólo uno.

Por cuestiones históricas dado que los físicos que estudiaron los espectros de emisión atómica intentaban relacionar las líneas espectrales detectadas con los orbitales. Observando que algunas líneas eran finas (Sharp, en inglés), otras eran más difusas, y algunas eran muy intensas y se refieren a ellas como principales. Por esta razón, asignaron las letras iniciales del objetivo que calificaba a cada línea. Sin embargo. Después de la letra d, el orbital se designa siguiendo un orden alfabético, comenzando con la letra f (fundamental).

Entonces el valor de ℓ se designa con las letras s, p, d,.... de la siguiente forma:

ℓ	0	1	2	3	4	5
Nombre del orbital	s	p	d	f	g	h

El número cuántico magnético (m).

Describe la orientación del orbital en el espacio. Dentro de un subnivel. El valor de m depende del valor que tenga el número cuántico ℓ . Para cierto valor ℓ de existen $(2\ell+1)$ valores enteros de m . teniendo como valor central el cero.

Ejemplos:

$$\text{Si } \ell = 0 \text{ y } m = 2\ell + 1$$

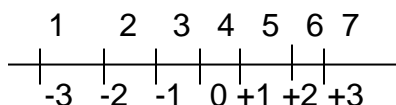
$$\text{Entonces: } m = 2(0) + 1 = 1$$

Esto quiere decir que cuando $l = 0$ sólo hay un valor de l y este debe ser cero.

Si $l = 3$ y $m = 2 + 1$

Entonces: $m = 2(3) + 1 = 7$

Esto quiere decir que cuando $l = 3$ existen 7 valores que deben ser:



El número cuántico de espín del electrón (m_s).

Los experimentos realizados con los espectros de emisión se podían separar aplicando un campo magnético externo. Los físicos sólo pudieron explicar estos resultados suponiendo que los electrones se comportan como pequeños imanes. Si nos imaginamos que los electrones giran sobre su propio eje como lo hace la tierra, es posible explicar sus propiedades magnéticas. Entonces existen dos posibles giros uno en el sentido de las manecillas del reloj y otro en sentido contrario. Para tomar en cuenta el espín del electrón es preciso añadir un cuarto número cuántico que toma valores de $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$.

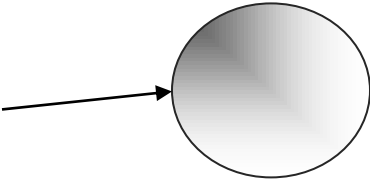
ORBITALES ATÓMICOS

Orbitales s.

Una de las preguntas importantes que surgen cuando se estudian las propiedades de los orbitales atómicos es: ¿Qué forma tienen los orbitales? En sentido estricto, un orbital carece de forma definida porque la función de onda que lo distingue se extendió desde el núcleo, hasta el infinito. En este sentido, es difícil decir que forma tendría un orbital. Por otra parte, conviene imaginar a los orbitales con una forma específica, sobre todo cuando se estudian los enlaces.

Aunque en principio se puede encontrar un electrón en cualquier lugar, ya se sabe que la mayor parte del tiempo está muy cerca del núcleo. Con respecto a la densidad electrónica y en términos poco estrictos, existe la posibilidad de 90% de encontrar el electrón de un átomo de hidrógeno dentro de una esfera de 100 pm de radio ($1 \text{ pm} = 1 \times 10^{-12} \text{ m}$). Así que los orbitales s están representados de manera práctica como una esfera.

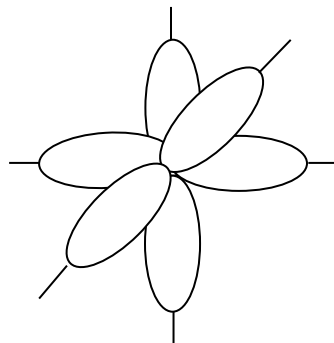
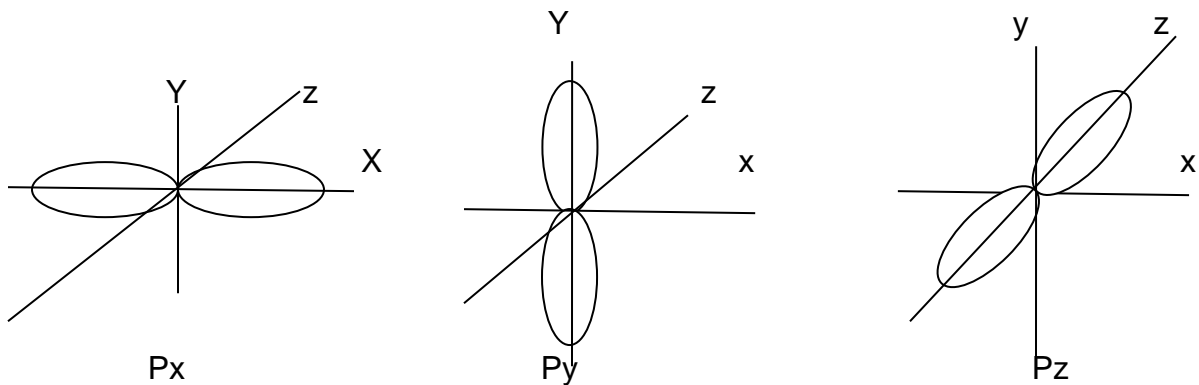
ORBITAL **s**



Orbitales **p**

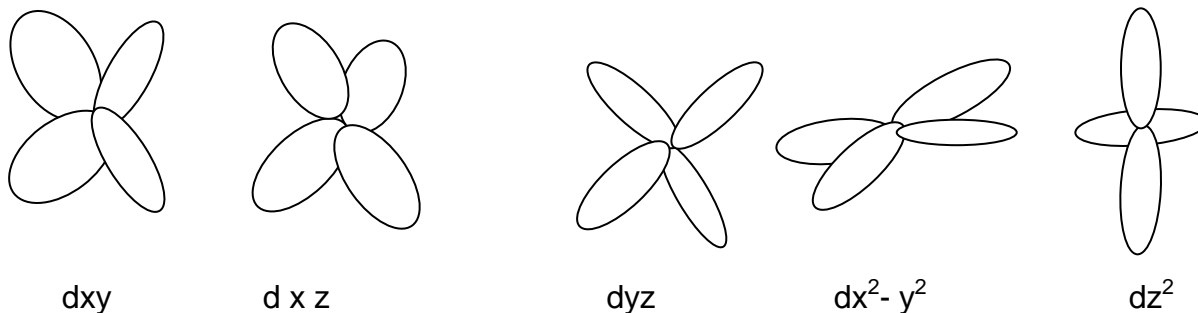
Cada subnivel **P** consiste en tres orbitales P que tienen la misma energía pero distintas orientaciones en el espacio. La representación de la nube de carga de cada orbital P tiene forma de mancuerna, con dos lóbulos, o regiones orientadas a lo largo del eje donde la densidad electrónica es máxima. Cada orbital sólo puede alojar dos electrones con espín opuesto.

REPRESENTACIÓN DE LOS 3 ORBITALES "P"



Orbitales **d** y **f**.

A partir del tercer nivel de energía, y para todos los niveles subsecuentes, hay también un subnivel “d” con un conjunto de cinco orbitales capaces de contener un total de cinco pares de electrones. Las formas que correspondan a los orbitales “d” son más complejas que la de los orbitales “s” y “p” puesto que hay un incremento en el número de orbitales y el correspondiente número de lóbulos por orbital.



ORBITALES d

A partir del cuarto nivel energético, y para todos los niveles subsecuentes, hay un nivel “f” con un conjunto de siete orbitales capaces de contener un total de siete pares de electrones las formas de los orbitales “f” son todavía más complejas puesto que casi todos tienen ocho lóbulos.

CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS Y DIAGRAMAS DE ORBITALES

Los electrones de los átomos en estado basal ocupan primero los subniveles de más baja energía; pero es conveniente disponer de alguna forma para representar esta distribución se le llama configuración electrónica. Con el propósito de ilustrar la escritura de configuraciones electrónicas.

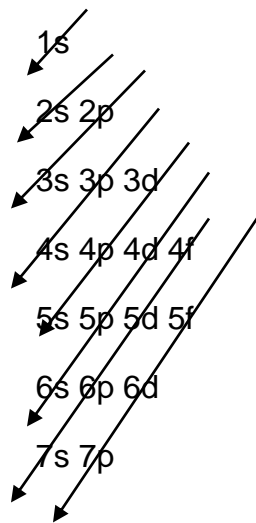
CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

Los cuatro números cuánticos, n , l , m , y m_s son suficientes para identificar por completo un electrón en cualquier orbital de cualquier átomo, en cierto átomo. En cierto modo, consideramos al conjunto de los cuatro números cuánticos como el “domicilio” de un electrón en un átomo, de la misma forma en que la calle, la ciudad, el estado y el código postal especifican el domicilio de una persona.

Una configuración electrónica del átomo muestra la manera en que están distribuidos los electrones entre los distintos orbitales atómicos.

Para mostrar las reglas básicas de escritura de las configuraciones electrónicas en los átomos que se encuentran en estado fundamental, es conveniente recordar que el número de electrones de un átomo es igual a su número atómico, Z .

Para construir una configuración se debe emplear el siguiente diagrama (de las diagonales):

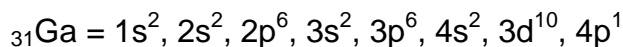


Se inicia con el nivel **1s** y se sigue la ruta de las flechas quedando el orden como sigue:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, hasta 7p

Ejemplo:

La configuración del átomo de Ga con $Z=31$.



Ya con anterioridad se había mencionado el N° máximo de electrones que acepta cada subnivel.

s	p	D	f
2	6	10	14

Observe que el nivel 4p sólo se coloca un electrón esto se debe que es el único que se requiere para completar 31 electrones.

PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

Este principio establece que no es posible que dos electrones de un átomo tengan los mismos cuatro números cuánticos. Si dos electrones deben tener los mismos valores de n , l y m (es decir, los dos electrones están en el mismo orbital atómico), entonces deben tener distintos valores de m_s . En otras palabras, sólo dos electrones pueden coexistir en el mismo orbital atómico y deben tener espines opuestos.

Este principio es fundamental de la mecánica cuántica y se comprueba con una simple observación. Si los dos electrones del átomo de helio tuvieran el mismo espín, o espines paralelos, sería atraído por un imán. Sin embargo es ligeramente repelido lo que quiere decir que sus espines son anti-paralelos.

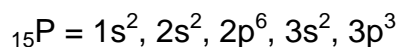
REGLA DE HUND

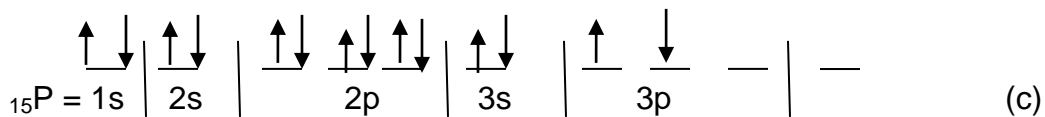
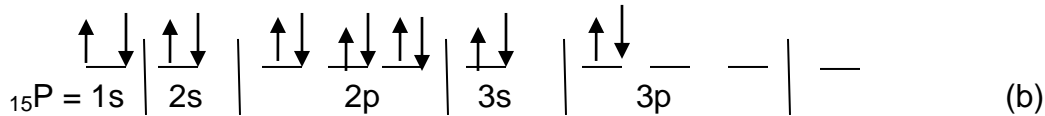
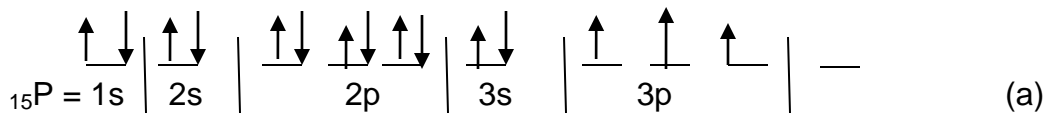
Este considera que para un subnivel en los orbitales de un mismo tipo, los electrones ocupan cada orbital separado con electrones de espín paralelo, antes de que los orbitales se ocupen con electrones de espín compuesto.

Ejemplo:

Realizar el diagrama energético del átomo que tiene 15 electrones.

Para este ejercicio es importante mencionar que un diagrama energético es la distribución electrónica sólo que más detallada, pues en este se representan los orbitales con líneas horizontales y los electrones con flechas.



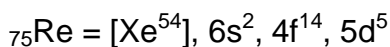
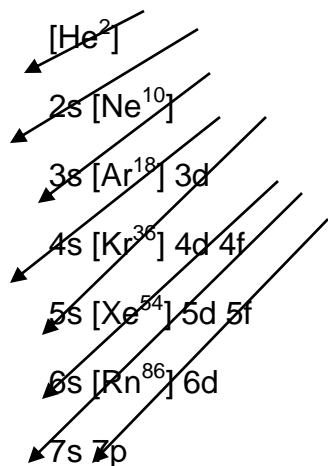


El ejemplo a es el único que cumple con la regla de Hund y los ejemplos b y c no cumplen con regla.

MÉTODO KERNEL

Este método permite simplificar el trabajo al construir una configuración. Para esto se debe utilizar el diagrama de las diagonales, en donde estén colocados los gases nobles. Las reglas son las mismas sólo que el punto de inicio es el gas que tenga el número atómico inmediato anterior a el número de electrones del átomo a configurar. Ejemplo:

Para el átomo de Re con 75 electrones su configuración queda como sigue:



UNIDAD III

TABLA PERIÓDICA

En el siglo XIX, cuando los químicos sólo tenían una vaga idea respecto de los átomos y las moléculas, y sin saber a un de la existencia de los electrones y protones, desarrollaron una tabla periódica utilizando el reconocimiento de las masas atómicas. Ordenar los elementos de acuerdo con sus masas atómicas en una tabla periódica parecía una idea lógica para los químicos de aquella época, quienes pensaban que el comportamiento químico debería estar relacionado, de alguna manera con las masas atómicas.

En 1864, el químico inglés John Newlands observó que cuando los elementos se ordenaban según sus masas atómicas, cada octavo elemento mostraba propiedades semejantes, Newlands se refirió a esta peculiar relación como la ley de las octavas. Sin embargo tal ley resultó inadecuada para elementos de mayor masa que el calcio.

En 1869 el químico ruso Dimitri Mendeléiev y el químico alemán Lothar Meyer propusieron de manera independiente una clasificación más amplia para los elementos, basada en la repetición periódica y regular de sus propiedades. Mendeléiev primero agrupó los elementos en forma más exacta, de acuerdo con sus propiedades y segundo porque hizo viable la predicción de las propiedades de varios elementos que aún no se descubrían.

La tabla periódica de Mendeléiev incluyó los 66 elementos que se conocían hasta entonces. En 1900 se ya se habían incorporado en la lista alrededor de 30 elementos más, con lo que se completaron algunos de los espacios vacíos.

A pesar de que esta tabla periódica tuvo gran éxito, sus primeras versiones mostraron algunas incongruencias. Por ejemplo, la masa atómica del Argón (39.95uma) es mayor que la del Potasio (39.10uma). Si los elementos se hubieran ordenado sólo de acuerdo con su masa atómica creciente, el Argón debería aparecer en la posición que ocupa el Potasio en la tabla periódica actual. Pero ningún químico colocaría el Argón, un gas inerte, en el mismo grupo que el Litio y el Sodio, dos metales muy reactivos. Dichas discrepancias sugirieron que otra propiedad diferente de la masa atómica debería ser la base de la periodicidad observada. Resultó que dicha propiedad se relacionaba con el número atómico.

En 1913 el físico inglés, Henry Moseley descubrió una relación entre lo que llamó número atómico y la frecuencia de los rayos x.

$$\sqrt{\nu} = a(Z - b)$$

Donde ν es la frecuencia de los rayos x emitidos y a y b son constantes para todos los elementos. Así, a partir de la raíz cuadrada de la frecuencia medida de los rayos x emitidos, es posible determinar el número atómico de un elemento.

Moseley encontró que el número atómico aumenta en el mismo orden que la masa atómica. Ahora cobran sentido las discrepancias que habían desconcertado a los antiguos científicos. El número atómico de Argón es 18, y el de Potasio, 19, por lo que este último debe colocarse después del Argón en la tabla periódica.

Por lo general una tabla periódica moderna indica el número atómico, junto al símbolo del elemento. Como ya se sabe, el número atómico también señala el número de electrones de los elementos, lo que ayuda a explicar la repetición de las propiedades físicas y químicas. La importancia y la utilidad de la tabla periódica radica en el hecho de que mediante conocimientos de las propiedades y las tendencias generales dentro de un grupo o periodo, se predicen, con bastante exactitud, aún cuando sea un elemento poco conocido.

CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

En la figura siguiente se muestra la tabla periódica junto con la configuración electrónica en estado basal de los electrones externos de los elementos.

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

De acuerdo con el tipo de subnivel que se ha llenado los elementos se dividen en categorías: los elementos representativos, los gases nobles, los elementos de transición, los lantánidos y los actínidos.

Elementos representativos (llamados también elementos del grupo principal). Estos son los elementos de los grupos IA y IIIA, todos los cuales tienen incompletos los subniveles "S" o "P" del máximo número cuántico principal (n). Los gases nobles con excepción del Helio tienen el subnivel "p" completamente lleno estos se encuentran en el grupo VIIIA

Los metales de transición son los elementos de los grupos I, III al VIII “B” los cuales tienen incompletos el subnivel “d” y son capaces de formar cationes fácilmente gracias a estar incompleto dicho subnivel.

El grupo III “B” obedece a la correspondencia que existe entre la configuración electrónica externa de estos elementos representativos. Un ejemplo es Escandio (Sc), que como el Galio (Ga) tiene tres electrones externos. Sin embargo, como se encuentran en diferentes tipos de orbitales atómicos, se colocan en distintos grupos (IIIA y IIIB), los metales Hierro (Fe), Cobalto (Co) y Níquel (Ni) no cumplen con esta clasificación y los tres se colocan en el grupo VIII B, Zinc, Cadmio y Mercurio, no son elementos representativos, ni metales de transición. Este grupo de metales no tiene un nombre especial, cabe hacer notar que la designación de los grupos A y B no es universal. La IUPAC recomienda numerar las columnas de manera secuencial con números arábigos desde 1 hasta 18, pero se están analizando por la comunidad química internacional. Así que por lo mientras se utiliza el convenio de Estados Unidos.

Al observar una vez más las configuraciones de los elementos representativos, surge un patrón claro; todos los elementos en un grupo determinado tienen el mismo número y tipo de electrones de valencia. La similitud de configuraciones electrónicas de valencia es lo que hace que los elementos en un mismo grupo tengan un comportamiento químico parecido.

Como grupos, los gases nobles se comportan de manera muy similar. El Helio y el Neón son químicamente inertes; esta carencia de reactividad química se debe a sus subniveles ns y np completamente llenos, una condición que suele correlacionarse con una gran estabilidad.

Variaciones periódicas de las propiedades físicas

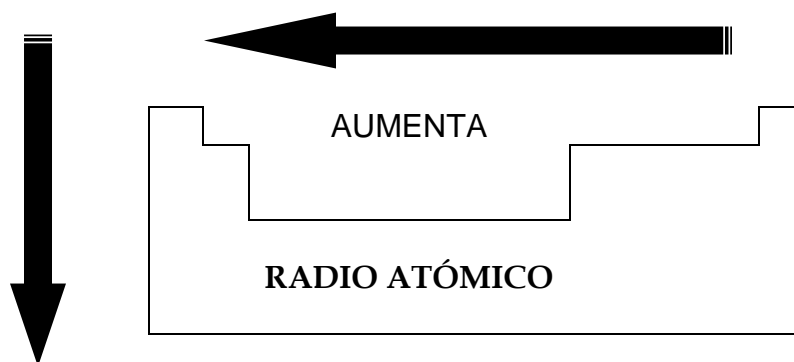
Como hemos visto, la configuración electrónica de los elementos señala una variación periódica al aumentar el número atómico. Como consecuencia los elementos también presentan variaciones periódicas en sus propiedades físicas y en su comportamiento químico. Comencemos entonces con algunas propiedades.

Radio atómico

Numerosas propiedades físicas, incluidas la densidad, los puntos de fusión y ebullición, se relacionan con el tamaño de los átomos. Y el tamaño de un átomo se

define en términos de su radio atómico, que es la mitad de la longitud entre los núcleos de dos átomos metálicos adyacentes o de una molécula diatómica.

El radio atómico dentro de un grupo aumenta con el número atómico y en un periodo aumenta de derecha a izquierda.



Reactividad

Al desplazarse de izquierda a derecha a lo largo de un periodo hay una transición de metales a metaloides y de estos a no metales. Considere los elementos del tercer periodo desde Sodio hasta Argón. El Sodio, primer elemento del tercer periodo, es un metal muy reactivo, en tanto que el Cloro, el penúltimo elemento del mismo periodo, es un no metal muy reactivo. Entre ellos, los elementos señalan una transición gradual desde las propiedades metálicas hasta las no metálicas. Dentro de un grupo, las propiedades físicas varían de manera más predecible, en especial si los elementos se encuentran en el mismo estado físico.

Energía de ionización

Esta es la energía mínima (en KJ/mol) necesaria para remover un electrón de un átomo en estado gaseoso, en su estado fundamental. En otras palabras, la energía de ionización es la cantidad de energía necesaria para desprender un mol de electrones de un mol de átomos en estado gaseoso.

La magnitud de la energía de ionización es una medida de que tan fuertemente se encuentra unido el electrón al átomo. Cuando mayor sea la energía, más difícil será desprender el electrón. La energía de ionización de los elementos de un periodo aumenta a medida que se incrementa el número atómico. Los elementos de un mismo grupo tienen configuraciones electrónicas externas semejantes. Sin

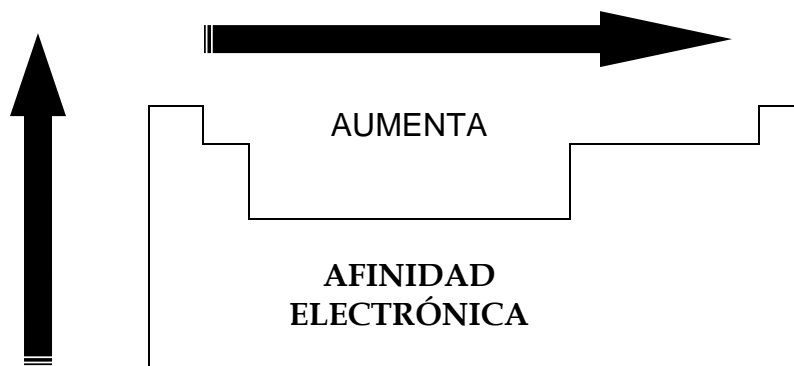
embargo, a medida que aumenta el número cuántico principal “n”, de igual manera se incrementa la longitud promedio entre los electrones de valencia y el núcleo. Una mayor separación entre el electrón y el núcleo significa que hay menor atracción, por lo que resulta más fácil desprender un electrón al ir de un elemento a otro hacia abajo del grupo.



Afinidad electrónica

Otra propiedad de los átomos que influye en su comportamiento químico es su capacidad para aceptar uno o más electrones. A esta propiedad se le denomina afinidad electrónica. También es el valor negativo del cambio de energía que se desarrolla cuando un átomo, en estado gaseoso, acepta un electrón para formar un anión.

Esta propiedad aumenta al moverse de izquierda a derecha en un periodo y de abajo hacia arriba en un grupo.



Es necesario recordar que la comparación de las propiedades de los elementos de un mismo grupo es más válida, si se trata de elementos del mismo tipo en relación con su carácter metálico. Estos lineamientos se aplican a los elementos de los grupos IA y IIA, ya que todos son metales y los elementos de los grupos VIIA y VIIIA, que son todos no metales. En el caso de los grupos IIIA al VIA, donde los elementos cambian de no metales a metales o de no metales a metaloides, es natural esperar una variación mayor en las propiedades químicas aun cuando los miembros del mismo grupo tengan configuraciones electrónicas externas semejantes.

Familias de los elementos representativos

No hay posición totalmente adecuada para el hidrógeno en la tabla periódica. Por tradición este elemento se ubica en el grupo IA, pero en realidad este forma una clase independiente.

Metales Alcalinos. Estos son los elementos del grupo IA a excepción del hidrógeno. Todos estos elementos tienen una baja energía de ionización, por tanto, gran tendencia a perder un electrón; lo que hace que estos metales sean muy reactivos y que nunca se encuentren libres en la naturaleza.

Metales Alcalinotérreos. Estos elementos son menos reactivos que los alcalinos, y su reactividad con el agua es muy variada pues no todos reaccionan con facilidad. Estos elementos corresponden al grupo IIA.

Familia del boro. Estos son los elementos del grupo IIIA en donde el primer miembro es el Boro, un metaloide y el resto son metales. El Boro no forma compuestos iónicos binarios, no reacciona con el oxígeno gaseoso ni con el agua.

Familia del carbono. Estos son los elementos del grupo IVA y estos forman compuestos con estados de oxidación de +2 y +4.

Familia del nitrógeno. En el grupo VA, el Nitrógeno y el Fósforo son no metales; el arsénico y el antimonio son metaloides, y el bismuto es un metal. Así que en este grupo es de esperarse una mayor variación en las propiedades.

Calcógenos. Los tres primeros miembros del grupo VIA (oxígeno, azufre y selenio) son no metales y los dos últimos (telurio y polonio) son metaloides. Los elementos de este grupo (en especial el oxígeno) forman una gran variedad de compuestos moleculares con los metales.

Halógenos. Todos los elementos del grupo VIIA son no metales con la fórmula general X_2 . Debido a su gran reactividad, los halógenos nunca se encuentran en estado elemental en la naturaleza. Estos elementos con hidrógeno forman halogenuros de hidrógeno y si se disuelven en agua forman los ácidos halogenhídricos.

Gases nobles. Todos estos elementos del grupo VIIIA existen como especies monoatómicas. Sus átomos tienen llenos por completo los subniveles externos, lo que les confiere una gran estabilidad. Durante años, a estos elementos se les llamó gases inertes por su falta de reactividad. Hasta 1963 nadie había logrado preparar un compuesto que contuviera alguno de estos elementos. El químico británico Neil Bartlett expuso el xenón frente al hexafluoruro de platino, un reactivo muy oxidante y logró obtener un compuesto de xenón con flúor. Sin embargo los compuestos de xenón y kriptón que se han sintetizado no tienen aplicación industrial y no están implicados en procesos biológicos naturales.

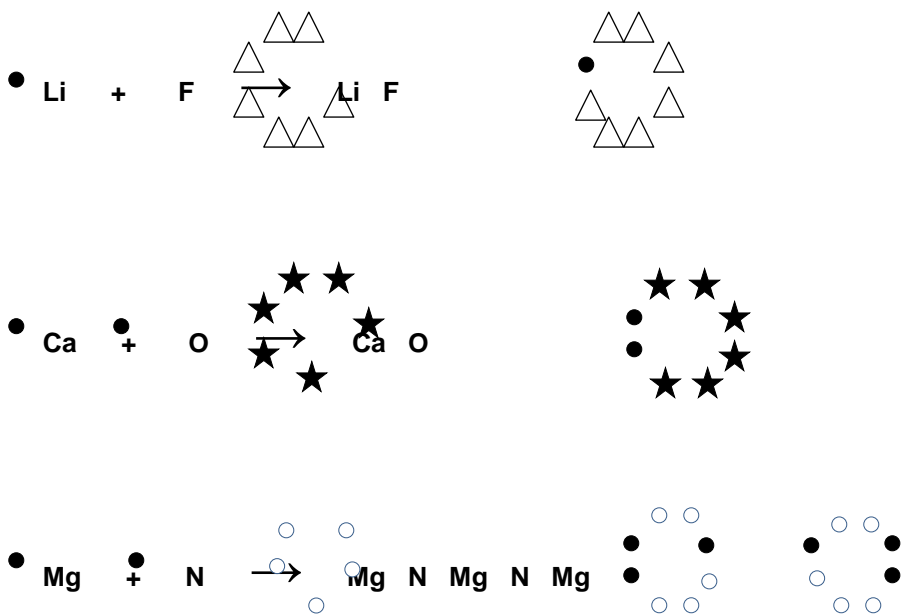
Alcalinos	Alcalinotérreos	Lantánidos	Actínidos	Metales de transición
Metales del bloque p	Metaloides	No metales	Halógenos	Gases nobles

H																			He
Li	Be											B	C	N	O	F			Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl			Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br			Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I			Xe
Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At			Rn
Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus			Uuo
		Lantánidos	*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
		Actínidos	**	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Enlace iónico

Como se vio con anterioridad los átomos con bajas energías de ionización tienden a formar cationes, en cambio los que tienen alta afinidad electrónica tienden a formar aniones. En consecuencia, la composición de una gran variedad de compuestos iónicos resulta de la combinación de un metal y un no metal. La fuerza electrostática que une a los iones en un compuesto se denomina enlace.

Ejemplos:

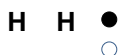


Como se puede ver en los ejemplos anteriores los elementos metálicos transfieren sus electrones y los reciben los elementos no metálicos.

Enlace covalente

Aunque el concepto de molécula se remonta al siglo XVII, no fue sino a principios del siglo XX que los químicos empezaron a comprender ¿cómo y por qué se forman las moléculas?. Y de acuerdo a Lewis la formación de un enlace covalente implica que los átomos compartan electrones.

Ejemplo:

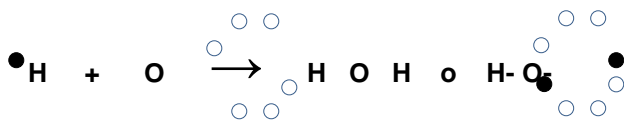


Para simplificar el par de electrones compartidos se representa a menudo con una sola línea. Así el enlace covalente de la molécula de hidrógeno se escribe como: H-H. en el enlace covalente, cada electrón del par compartido es atraído por los núcleos de ambos átomos.

Regla del octeto

Ésta también es propuesta por Lewis y dice que un átomo no metálico diferente del hidrógeno tiende a formar enlaces hasta que se rodea de ocho electrones de valencia.

Ejemplos:

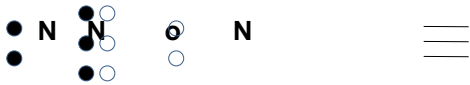


Los átomos pueden formar distintos tipos de enlace covalentes. En un enlace sencillo dos átomos se unen por medio de un par de electrones. En muchos compuestos se forman enlaces múltiples, es decir, cuando dos átomos comparten dos o más pares de electrones. Si dos átomos comparten dos pares de electrones, el enlace se denomina doble.

Ejemplos:



Un enlace triple surge cuando dos átomos comparten tres pares de electrones, como en la molécula del nitrógeno:



Comparación de las propiedades de los compuestos covalentes y los compuestos iónicos

Los compuestos iónicos y covalentes exhiben marcadas diferencias en sus propiedades físicas de manera general debido a que sus enlaces son de distinta naturaleza. Como las fuerzas intermoleculares en los compuestos covalentes suelen ser más débiles que las fuerzas que mantienen unidos a los átomos de una molécula. En consecuencia, los compuestos covalentes casi siempre son gases, líquidos o sólidos, de bajo punto de fusión. Por otro lado, las fuerzas electrostáticas que mantienen unidos a los iones en un compuesto iónico, por lo común son muy fuertes, de modo que este tipo de compuestos son sólidos a temperatura ambiente y tienen puntos de fusión elevados. Muchos compuestos iónicos son solubles en agua, y sus diluciones acuosas conducen electricidad debido a que estos compuestos son electrolitos fuertes. La mayoría de los compuestos covalentes son insolubles en agua, o si llegan a disolverse, por lo general no conducen electricidad. Los compuestos iónicos fundidos conducen electricidad porque contienen cationes y aniones que se mueven libremente; los compuestos covalentes líquidos o fundidos no conducen electricidad porque no hay iones presentes.

Electronegatividad

Un enlace covalente es el que forman dos átomos que comparten un par de electrones. En una molécula como H_2 , donde los átomos son idénticos, cabe esperar que los electrones se compartan de forma equitativa, es decir, que los electrones pasen al mismo tiempo alrededor de cada átomo. Sin embargo, en el enlace covalente de la molécula de HF, los átomos de H y de F no comparten por igual los electrones porque son átomos distintos.

Cuando los electrones pasan más tiempo alrededor de un átomo que del otro, es cuando se tiene un enlace covalente polar.

0.7 Cs	0.9 Ba	*	1.3 Hf	1.5 Ta	1.7 W	1.9 Re	2.2 Os	2.2 Ir	2.2 Pt	2.4 Au	1.9 Hg	1.8 Tl	1.9 Pb	1.9 Bi	2.0 Po	2.2 At	- Rn
0.7 Fr	0.9 Ra	**															

Aunque no hay una distinción tajante entre un enlace polar y un enlace iónico, la siguiente regla ayuda a distinguirlos. El enlace iónico se forma cuando la diferencia de electronegatividad entre dos átomos enlazados es de 1.7 o más.

Ejemplo:

Clasifique los siguientes enlaces como iónicos, covalentes polares o covalentes puros.

- HCl
- KF
- El enlace CC en H_3CCH_3

De la tabla de electronegatividades obtenemos:

H= 2.1 Pauling

Cl= 3.0 Pauling

K= 0.8 Pauling

C= 2.5 Pauling

F= 4.0 Pauling

Para HCl

$dE = 3.0 - 2.1 = 0.9$ Pauling. Como este valor es menor a 1.7, entonces el enlace presente es covalente.

Para KF

$dE = 4.0 - 0.8 = 3.2$ Pauling. Como este valor es mayor a 1.7, entonces el enlace presente es iónico.

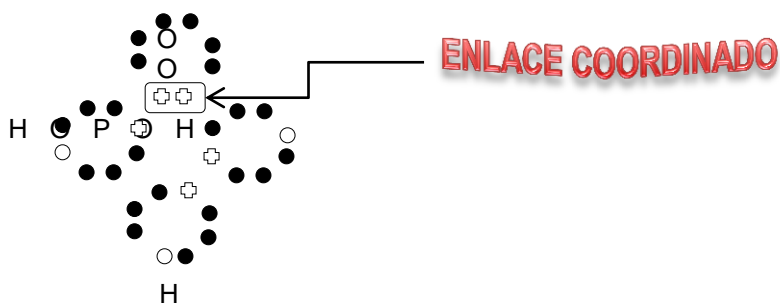
Para CC en H_3CCH_3

$dE = 2.5 - 2.5 = 0.0$ Pauling. Como este valor es cero, entonces el enlace presente es covalente no polar.

Enlace covalente coordinado

En los ejemplos de enlaces covalentes que se han visto hasta el momento, ambos átomos proporcionan sus electrones para formar el enlace. Sin embargo hay un enlace covalente en el cual un átomo proporciona los electrones para formar el octeto, entonces aquí se tiene el enlace coordinado.

Ejemplo:



UNIDAD V

NOMENCLATURA

Cuando la química era una ciencia joven y el número de compuestos conocidos pequeño, era posible memorizar todos los nombres. Muchos nombres se derivan de su aspecto físico, sus propiedades, su origen o sus aplicaciones, por ejemplo: la leche de magnesia, el gas hilarante, la piedra caliza, la sosa cáustica, la lejía y el polvo para hornear.

En la actualidad el número de compuestos conocidos sobrepasa los 20 millones. Por fortuna no es necesario memorizar sus nombres. A través de los años, los químicos han diseñado un sistema claro para nombrar las sustancias químicas. Las reglas propuestas son aceptadas mundialmente, lo que facilita la comunicación y proporciona una forma útil para trabajar con la abrumadora variedad de sustancias. El aprendizaje de estas reglas proporciona un beneficio casi inmediato a medida que se avanza en el estudio de la química.

Para iniciar el estudio de la nomenclatura química es necesario, primero, distinguir entre compuestos inorgánicos y orgánicos. Los compuestos orgánicos son los que contienen carbono, comúnmente combinado con elementos como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre. El resto de los compuestos se clasifica como inorgánico. Sólo que por conveniencia, algunos compuestos que contienen carbón como: CO, CO₂, CS₂ y H₂CO₃ se consideran inorgánicos.

Para organizar y simplificar el estudio de la nomenclatura, los compuestos inorgánicos se divide en cuatro categorías: compuestos iónicos, compuestos moleculares, ácidos y bases e hidratos.

COMPUESTOS IÓNICOS

Los nombres de los cationes metálicos provienen del nombre de los elementos. Por ejemplo:

ELEMENTO		NOMBRE DEL CATIÓN	
Na	Sodio	Na ⁺	ion sodio (o catión sodio)
K	Potasio	K ⁺	ion potasio(o catión potasio)
Mg	Magnesio	Mg ²⁺	ion magnesio(o catión potasio)
Al	Aluminio	Al ³⁺	ion aluminio(o catión aluminio)

Muchos compuestos iónicos son compuestos binarios, o compuestos formados solamente por dos elementos. Para los compuestos binarios, primero se nombra el anión no metálico seguido por el catión metálico. De esta manera, el NaCl es cloruro de sodio.

La nomenclatura del anión se forma tomando la primera parte del nombre del elemento (cloro) y agregando el sufijo “uro”. También son compuestos binarios el bromuro de potasio (KBr), el yoduro de zinc (ZnI_2) y el óxido de aluminio (Al_2O_3). En la tabla siguiente se muestra la nomenclatura con “uro” de algunos aniones monoatómicos comunes, según su posición en la tabla periódica.

Grupo 4A	Grupo 5A	Grupo 6A	Grupo 7A
C carburo (C^{4-})*	N nitruro (N^{3-})	O óxido (O^{2-})	F fluoruro (F^-)
Si siliciuro (Si^{4-})	P fosfuro (P^{3-})	S sulfuro (S^{2-})	Cl cloruro (Cl^-)
		Se seleniuro (Se^{2-})	Br bromuro (Br^-)
		Te telururo (Te^{2-})	I yoduro (I)

El sufijo “uro” también se utiliza para algunos grupos de aniones que contienen elementos diferentes, como el hidróxido (OH^-) y el cianuro (CN^-). Así los compuestos LiOH y KCN se nombran Hidróxido de litio y cianuro de potasio, respectivamente. Estas, así como algunas otras sustancias iónicas, se denominan compuestos ternarios, lo que significa que son compuestos formados por tres elementos. En la siguiente tabla se enumeran en orden alfabético los nombres de algunos cationes y aniones comunes.

CATIÓN	ANIÓN
Aluminio (Al^{3+})	Bromuro (Br^-)
Amonio (NH_4^+)	Carbonato (CO_3^{2-})
Bario (Ba^{2+})	Cianuro (CN^-)
Cadmio (Cd^{2+})	Clorato (ClO_3^-)
Calcio (Ca^{2+})	Cloruro (Cl^-)
Cesio (Cs^+)	Cromato (CrO_4^{2-})
Cobalto (II) o cobaltoso (Co^{2+})	Dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$)
Cobre (I) o cuproso (Cu^+)	Dihidrogeno fosfato ($H_2PO_4^-$)
Cobre (II) o cúprico (Cu^{2+})	Fluoruro (F^-)

Cromo (III) crómico (Cr^{3+})	Fosfato (PO_4^{3-})
Estaño (II) o estanoso (Sn^{2+})	Hidrogeno carbonato o bicarbonato (HCO_3^-)
Estroncio (Sr^{2+})	Hidrogeno fosfato (HPO_4^{2-})
Hidrógeno (H^+)	Hidrogeno sulfato o bisulfato (HSO_4^-)
Hierro (II) o ferroso (Fe^{2+})	Hidróxido (OH^-)
Hierro (II) o férrico (Fe^{3+})	Hidruro (H^-)
Litio (Li^+)	Nitrato (NO_3^-)
Magnesio (Mg^{2+})	Nitrito (NO_2^-)
Manganeso (II) manganoso (Mn^{2+})	Nitruro (N^{3-})
Mercurio (I) mercurioso (Hg^{1+})	Óxido (O^{2-})
Mercurio (II) o mercúrico (Hg^{2+})	Permanganato (MnO_4^-)
Plata (Ag^+)	Peróxido (O_2^{2-})
Plomo(II) o plumboso (Pb^{2+})	Sulfato (SO_4^{2-})
Potasio (K^+)	Sulfito (SO_3^{2-})
Rubidio (Rb^+)	Sulfuro (S^{2-})
Sodio (Na^+)	Tiocianato (SCN^-)
Zinc (Zn^{2+})	Yoduro (I^-)

Algunos metales, en particular los metales de transición, pueden formar más de un tipo de catión. Considere el hierro como ejemplo. El hierro puede formar cationes Fe^{2+} y Fe^{3+} . El sistema antiguo de nomenclatura, que todavía tiene cierto uso, asignan el sufijo “oso” al catón con menor carga positiva, el sufijo “ico” al catión con mayor de carga positiva:

Fe^{2+} ion ferroso

Fe^{3+} ion férrico

Los nombres de los compuestos que forman estos iones hierro con cloro serían

FeCl_2 cloruro ferroso

FeCl_3 cloruro férrico

Este método para nombrar iones presenta algunas limitaciones. La primera es que sufijos “oso” e “ico” no proporcionan información con respecto a la carga real de los cationes involucrados. Así, el ion férrico es Fe^{3+} , pero el catión de cobre llamado cúprico tienen la fórmula Cu^{2+} . Además, las terminaciones “oso” e “ico” proporcionan el nombre sólo para cationes. Algunos elementos metálicos pueden adoptar tres o más diferentes cargas positivas en los compuestos. En consecuencia, cada vez más común designar los diferentes cationes mediante el empleo de romanos. Este método recibe el nombre de sistema Stock.¹³ de acuerdo con este sistema, el número romano I indica una carga positiva, II

significa dos cargas positivas, y así sucesivamente. Por ejemplo, los átomos de manganeso (Mn) pueden adoptar diferentes cargas positivas:

Mn^{2+} : MnO óxido de manganeso (II)

Mn^{3+} : Mn_2O_3 óxido de manganeso (III)

Mn^{4+} : MnO_2 óxido de manganeso (IV)

Los nombres de estos compuestos se leen “óxido de manganeso dos”, “óxido de manganeso tres” y “óxido de manganeso cuatro”. Al emplear el sistema de stock, el ión ferroso y el ión férrico se designan como hierro(II) y hierro(III), respectivamente; el cloruro ferroso se denominará cloruro de hierro(II), en tanto que el cloruro férrico será cloruro de hierro(III).

COMPUESTOS MOLECULARES

A diferencia de los compuestos iónicos, los compuestos moleculares están formados por unidades moleculares discretas, por lo general están formados por elementos no metálicos. Muchos compuestos moleculares son compuestos binarios. La nomenclatura de los compuestos moleculares binarios se hace de manera similar a la de los compuestos iónicos binarios. Se nombra primero el segundo elemento de la fórmula, a cuya raíz se adiciona el sufijo-uro y después se nombra el primer elemento. Algunos ejemplos son:

HCl cloruro de hidrógeno

HBr bromuro de hidrógeno

SiC carburo de silicio

Es muy común que un par de elementos forme diferentes compuestos. En estos casos se evita la confusión en la nomenclatura de los compuestos mediante el uso de prefijos griegos que se denotan en el número de átomos de cada uno de los elementos presente.

PREFIJO	SIGNIFICADO
MONO-	1
DI-	2
TRI-	3
TETRA-	4
PENTA-	5
HEXA-	6
HEPTA-	7
OCTA-	8
NONA-	9
DECA-	10

Ejemplos:

CO monóxido de carbono

CO₂ dióxido de carbono

SO₂ dióxido de azufre

SO₃ trióxido de azufre

NO₂ dióxido de nitrógeno

N₂O₄ tetróxido de dinitrógeno

Las siguientes pautas son útiles para nombrar compuestos con prefijos:

- ✚ El prefijo “mono-” puede omitirse para el primer elemento de la fórmula. Por ejemplo, PCl₃ se nombra tricloruro de fósforo y no tricloruro de mono-fósforo. Así, la ausencia de un prefijo para el primero de los elementos de la fórmula generalmente significa que sólo hay un átomo de ese elemento en la molécula.
- ✚ Para el caso de los óxidos, en algunas ocasiones se omite la terminación “a” del prefijo. Por ejemplo, N₂O₄ se denomina tetróxido de dinitrógeno y no tetraóxido de dinitrógeno.

La excepción para el uso de prefijos griegos es el caso de compuestos moleculares que contienen hidrógeno. Tradicionalmente, muchos de estos

compuestos se llaman por sus nombres comunes no sistemáticos, o bien mediante nombres que no indican el número de átomos de H presentes:

B_2H_6 diborano

CH_4 metano

SiH_4 silano

NH_3 amoniaco

PH_3 fosfina

H_2O agua

H_2S sulfuro de hidrógeno

Observe que el orden en que se escriben los elementos en las fórmulas es irregular para los compuestos que contienen hidrógeno. En el agua y el sulfuro de hidrógeno, se escribe primero el H, en tanto que en los otros compuestos aparece al final.

En general es muy sencillo escribir las fórmulas de los compuestos moleculares. Así, el nombre trifluoruro de arsénico indica que hay un átomo de As y tres átomos de F en cada molécula y que la fórmula molecular es AsF_3 . Observe que el orden de aparición de los elementos en la fórmula es el mismo que su nombre.

ÁCIDOS Y BASES

NOMENCLATURA DE ÁCIDOS

Un **ácido** se describe como una sustancia que libera iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelve en agua (H^+ es equivalente a un protón, y con frecuencia se nombra de esa forma.)

Las fórmulas de los ácidos contienen uno o más átomos de hidrógeno, así como un grupo amónico. Los aniones cuyo nombre termina en uno o más átomos de hidrógeno, así como un grupo aniónico. Los aniones cuyo nombre

termina en “uro” forman ácidos cuyo nombre termina en “hídrico” como se muestra en la siguiente tabla:

ANIÓN	ÁCIDOS CORRESPONDIENTES
F ⁻ (FLORURO)	HF(ácido fluorhídrico)
Cl ⁻ (CLORURO)	HCl (ácido clorhídrico)
Br ⁻ (BROMURO)	HBr (ácido bromhídrico)
I ⁻ (YODURO)	HI (ácido yodhídrico)
CN ⁻ (CIANURO)	HCN (ácido cianhídrico)
S ²⁻ (SULFURO)	H ₂ S (ácido sulfhídrico)

En algunos casos se pueden asignar dos nombres diferentes de la misma fórmula química.

HCl cloruro de hidrógeno

HCl ácido clorhídrico

El nombre asignado al compuesto depende de su estado físico. En estado gaseoso o en estado líquido puro. HCl es un compuesto molecular que recibe el nombre de cloruro de hidrógeno. Cuando se encuentra disuelto en el agua, sus moléculas separan en los iones H⁺ y Cl⁻; en esta forma, la sustancia se llama ácido clorhídrico.

Los **oxácidos** son ácidos que contienen hidrógeno, oxígeno y otro elemento (el elemento central). Las fórmulas de los oxácidos por lo general se escriben con el H en primer lugar, seguido por el elemento central y al final el O. Usamos los siguientes cinco ácidos comunes como referencia en la nomenclatura de oxácidos:

- H₂CO₃ ácido carbónico
- HClO₃ ácido clórico
- HNO₃ ácido nítrico
- H₃PO₄ ácido fosfórico
- H₂SO₄ ácido sulfúrico

Con frecuencia dos o más oxácidos tienen el mismo átomo central pero diferentes número de átomos de O. en relación con los oxácidos cuyos nombres terminan en “-ico”, se utilizan las siguientes reglas para nombrar estos compuestos:

1. Al agregar un átomo de O al ácido “-ico”, el ácido se llamará ácido “pér...ico”. Así, la adición de un átomo de O a HClO_3 cambia el nombre de ácido clórico a ácido perclórico, HClO_4 .
2. Al quitar un átomo de O al ácido “-ico”, el ácido se llama ácido “-oso”. Así, el ácido nítrico, HNO_3 , se transforma ácido nitroso, HNO_2 .
3. Al quitar dos átomos de O del ácido “-ico”, el ácido se llama ácido “hipo...oso”. Así, cuando HBrO_3 se convierte en HBrO , el ácido hipobromoso.

Las reglas para nombrar los oxianiones, que son los aniones de los oxiácidos, son las siguientes:

1. Cuando se quitan todos los iones H del ácido “-ico”, el nombre del anión termina en “-ato”. Por ejemplo, el anión CO_3^- , derivado de H_2CO_3 , se llama carbonato.
2. Cuando se quitan todos los iones H del ácido “-oso”, el nombre del anión termina en “-ito”. Así, el anión ClO_2^- , derivado de HClO_2 , se llama clorito.
3. Los nombres de los aniones a los cuales se han quitado uno o más iones hidrógeno, pero no todos, deben indicar el número de iones H presentes. Por ejemplo, considere los aniones derivados del ácido fosfórico:

H_3PO_4	ácido fosfórico
H_2PO_4^-	dihidrógeno fosfato
HPO_4^{2-}	hidrógeno fosfato
PO_4^{3-}	fosfato

Obsérvese que por lo general se omite el prefijo “mono-” cuando sólo hay un H en el anión.

La siguiente tabla muestra ejemplos de nombres de oxiácidos y oxianiones que contienen cloro.

Ácido	Anión
HClO_4 (ácido perclórico)	ClO_4^- (perclorato)
HClO_3 (ácido clórico)	ClO_3^- (clorato)
HClO_2 (ácido cloroso)	ClO_2^- (clorito)
HClO (ácido hipocloroso)	ClO^- (hipoclorito)

Nomenclatura de bases

Una base se describe como una sustancia que libera iones hidróxido (OH^-) cuando esta disuelta en agua. Algunos ejemplos son:

NaOH hidróxido de sodio

KOH hidróxido de potasio

Ba(OH)₂ hidróxido de bario

Hidratos

Los hidratos son compuestos que tienen un número específico de moléculas de agua unidas a ellos. Por ejemplo, en su estado normal, cada unidad de sulfato de cobre(II) tiene cinco moléculas de agua asociadas a él. El nombre sistemático para este compuesto es sulfato de cobre(II) pentahidratado, y su fórmula se escribe como CuSO₄·5H₂O. Las moléculas de agua se pueden eliminar por calentamiento. Cuando esto ocurre, el compuesto resultante es CuSO₄ que suele llamarse sulfato de cobre(II) “anhidro”; la palabra anhidro significa que el compuesto ya no tiene moléculas de agua unidas a él.

Algunos otros hidratos son:

BaCl₂·2H₂O cloruro de bario dihidratado

LiCl·H₂O cloruro de litio monohidratado

MgSO₄·7H₂O sulfato de magnesio heptahidratado

Sr(NO₃)₂·4H₂O nitrato de estroncio tetrahidratado

Algunos compuestos se conocen más por sus nombres comunes que por sus nombres químicos sistemáticos.

Fórmula	Nombre común	Nombre sistemático
H ₂ O	Agua	Monóxido de dihidrógeno

José Arnulfo Velázquez Rodríguez

NH_3	Amoniaco	Nitruro de hidrógeno
CO_2	Hielo seco	Dióxido de carbono sólido
NaCl	Sal de mesa	Cloruro de sodio
N_2O	Gas hilarante	Monóxido de dinitrógeno
CaCO_3	Mármol, greda, piedra caliza	Carbonato de calcio
CaO	Cal viva	Óxido de calcio
Ca(OH)_2	Cal apagada	Hidróxido de calcio
NaHCO_3	Polvo para hornear	Bicarbonato de sodio
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Sosa para lavar	Carbonato de sodio decahidratado
$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Sal de Epsom	Sulfato de magnesio heptahidratado
Mg(OH)_2	Leche de magnesia	Hidróxido de magnesio
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Yeso	Sulfato de sodio dihidratado

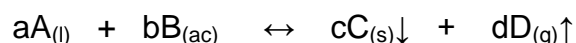
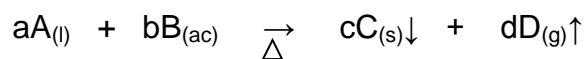
UNIDAD VI

REACCIONES QUÍMICAS

Una reacción química es un proceso en el que una sustancia o sustancias cambian para formar una o más sustancias nuevas. Con objeto de comunicarse entre sí con respecto a las reacciones químicas, los químicos han desarrollado una forma estándar para representarlas por medio de ecuaciones químicas. Una

ecuación química utiliza símbolos químicos para mostrar que sucede durante una reacción química.

Escritura de las ecuaciones químicas.



Donde:

Las letras a, b, c y d representan un coeficiente (número que se antepone a la fórmula de una sustancia).

El primer signo “mas” significa “reacciona con”.

A es el reactivo que reacciona con el reactivo B.

La flecha significa “produce”.

La (l) significa que el reactivo A está en estado líquido.

La (ac) significa que el reactivo B está en medio acuoso (disuelto en agua).

La C es el producto que se obtiene junto al producto D.

La (s) significa que el producto C está en estado sólido.

La (g) significa que el producto D está en estado gaseoso.

La ↓ indica que el producto C se está precipitando.

La ↑ indica que el producto D se está desprendiendo.

El símbolo Δ nos indica que se está aplicando calor.

Observe que en la segunda ecuación aparece una flecha de doble sentido (↔) esto nos indica que la reacción se efectúa en ambos sentidos, es decir, es reversible.

Tipos de reacciones

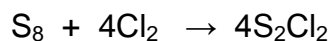
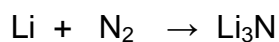
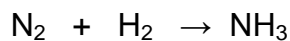
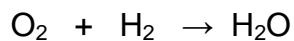
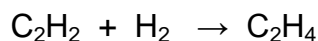
Los millones de reacciones químicas conocidas pueden clasificarse de muchas maneras. Usaremos un sistema de clasificación que es útil para predecir los productos de muchos procesos químicos. Hay cuatro clases básicas:

1. Reacciones de adición o síntesis.
2. Reacciones de descomposición o análisis.
3. Reacciones de sustitución simple.
4. Reacciones de doble sustitución.

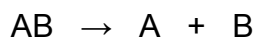
De adición o síntesis. Es donde una molécula se adiciona a otra para formar un solo producto.



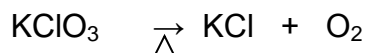
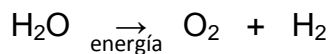
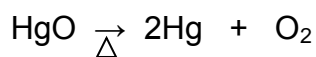
Ejemplos:

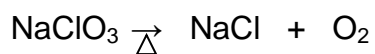
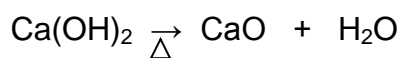


De descomposición o análisis. Son aquellas en las cuales una sustancia compleja es descompuesta en sustancias más simples.

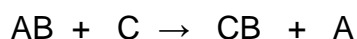


Ejemplos:

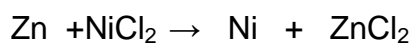
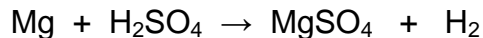
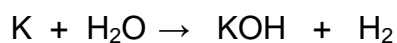
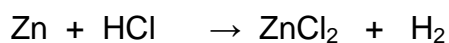
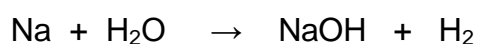
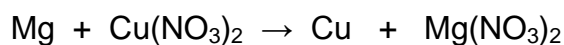




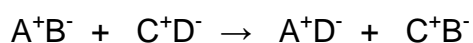
De desplazamiento simple. Es aquella en la que un elemento no combinado sustituye a otro elemento que está en un compuesto.



Ejemplos:

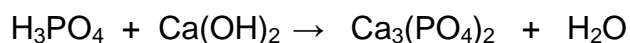
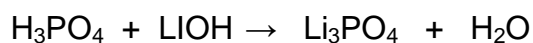
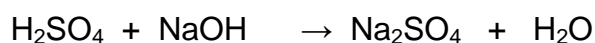
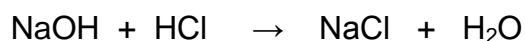
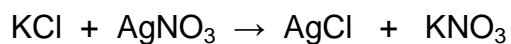


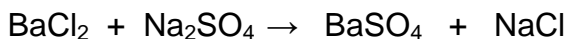
De desplazamiento doble. Es aquella en la cual dos compuestos intercambian iones entre sí.



Por lo general este tipo de reacciones se efectúan en medio acuoso.

Ejemplos:

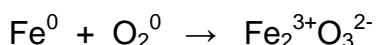




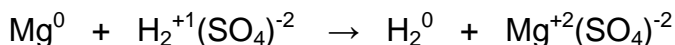
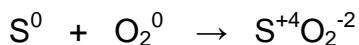
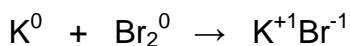
Reacciones de oxidación reducción (redox).

Otra forma para clasificar reacciones químicas es al dividir las en reacciones (redox) y en reacciones (no redox). La oxidación es el proceso químico donde una sustancia pierde electrones y por consiguiente ocurrirá una reducción que es el proceso en donde una sustancia gana electrones. Entonces una reacción en la que están presentes estos procesos se denomina una reacción (redox).

Ejemplos:



El número de oxidación del hierro cambia de cero a +3. Esto quiere decir que el hierro se está oxidando. Caso contrario con el oxígeno que su número de oxidación cambia de cero a -2; lo que quiere decir que este elemento se reduce.



REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS.

- QUÍMICA

Raymond Chang

Mc Graw Hill

- CONCEPTOS BÁSICOS DE QUÍMICA

Alan Sherman, Sharon J. Sherman, Leonel Russikoff

CECSA

- PRINCIPIOS DE QUÍMICA 1

José Mariano Bravo, José Luis Rodríguez

ÉXODO