

ÍNDICE

Índice	i
Introducción	ii
Objeto de Estudio de la Química.....	4
Relación entre materia energía y cambio	4
Fenómenos Físicos y Químicos Cotidianos	4
Materia	4
Estados de Agregación de la Materia	4
Conceptos de Elemento y Compuesto.....	4
Átomo	4
Estructura del Átomo.....	4
Tabla Periódica	6
Moléculas	6
Identificación de Fórmulas Químicas.....	7
Concepto y Cálculo de Masa Molar	8
Enlace Químico	8
Reacciones Químicas.....	8
Disoluciones	9
Ácidos y Bases	9
Oxígeno	10
Fenómenos de Óxido-Reducción.....	10
Conceptos de oxidación y reducción.....	10
Determinación del número de oxidación.....	10
Química del Carbono.....	10
Estructura de los hidrocarburos	10
Estructura de grupos funcionales.....	11
Ejercicios.....	11
Tabla Periódica	13
Soluciones.....	14

INTRODUCCIÓN

Desde que el CENEVAL consiguió la aprobación por parte de la SEP para la creación de un examen donde los mayores de 21 años obtuvieran su certificado de bachillerato, los sustentantes se encuentran con el problema de falta de material de estudio enfocado a sus necesidades, razón por la cual la gran cantidad de reprobados se ha vuelto un gran negocio no solo para esta institución, sino también para diversas escuelas que ofrecen cursos sin el compromiso a la enseñanza y la superación personal que se supone fue la razón por la que se creó este examen.

Esta guía fue escrita basándose en el temario que ofrece el CENEVAL en su página oficial, además de la experiencia de tres años dando un curso enfocado a las personas que desean obtener su certificado de bachillerato por este medio. Sin embargo, a pesar del esfuerzo realizado en su elaboración, este documento no pretende ser la guía máxima para tus estudios, ni tampoco sustituir la ayuda que un profesor dedicado pueda darte. En general no debes guiarte únicamente por la información proporcionada por una fuente, también busca información en otros libros o internet, diversas páginas ofrecen ayuda y libros gratuitos para cualquier persona dispuesta a aprender.

En caso de duda o comentario puedes escribir al correo electrónico alphabz@hotmail.com o dejarlo en la página www.arkanuz.com donde se encuentra alojada esta guía junto con otras que puedes descargar de forma gratuita.

Atte. (Casi lic. en Físico-Matemáticas)

Adolfo Lozada Serena

OBJETO DE ESTUDIO DE LA QUÍMICA

RELACIÓN ENTRE MATERIA ENERGÍA Y CAMBIO

Materia: Es todo lo que ocupa un lugar en el espacio

Energía: 1. Es la capacidad que tienen los cuerpos de realizar un trabajo. 2. Es la capacidad de cambio.

FENÓMENOS FÍSICOS Y QUÍMICOS COTIDIANOS

Un fenómeno es cualquier tipo de cambio. Hablando de los cambios que le pueden ocurrir a la materia, podemos clasificarlos en dos tipos:

Fenómenos {

- Físicos:** Es todo cambio que no altera la estructura interna de la materia. Ejemplo: Romper un lápiz, arrojar una piedra, etc.
- Químicos:** Es todo cambio en el que existe una alteración de la estructura interna de la materia. Ejemplo: Quemar papel, corrosión de un clavo, etc.

MATERIA

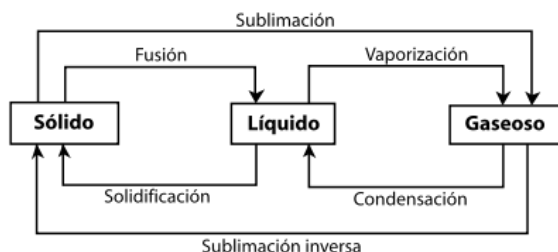
ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

Sólidos: Caracterizados por su rigidez; poseen forma y volumen definidos.

Líquidos: Adoptan la forma del recipiente que los contiene y ocupan un volumen determinado.

Gases: Ocupan la forma y todo el espacio del recipiente que los contiene.

El cambio de estado o fase de un material, tiene un nombre específico de acuerdo al siguiente diagrama.



CONCEPTOS DE ELEMENTO Y COMPUESTO

Elemento: Sustancia formada exclusivamente por átomos con el mismo número de protones. Sustancia que no puede separarse en sustancias más simples por métodos químicos. Ejemplos: O, Fe, C, etc.

Compuesto: Unión de dos o más elementos en una razón fija. Ejemplos: H₂O, NaCl, O₂, etc.

Mezcla: Unión de dos o más sustancias en proporciones variables que conservan sus propiedades; sus componentes se pueden separar por métodos físicos. Ejemplo: H₂O + NaCl (agua con sal).

Mezcla {

- Homogéneas:** Es aquella en la que no se distinguen a simple vista sus componentes o fases. Ejemplo: Sal diluida en agua.
- Heterogéneas:** Son aquellas en la que es posible distinguir a simple vista sus componentes o fases. Ejemplo: Agua y arena.

ÁTOMO

Átomo: I. Es la menor porción de un elemento capaz de interactuar en una reacción química. II. Es la menor porción de un elemento que mantiene sus propiedades químicas.

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

MODELO ATÓMICO DE DALTON

El químico inglés John Dalton imaginó que las sustancias estaban formadas por la unión de pequeñas partículas, denominadas por los griegos como átomos. Esta teoría se resume en los siguientes postulados:

- Los elementos están constituidos por átomos consistentes en partículas materiales indestructibles.
- Los átomos de un mismo elemento son idénticos.
- Los átomos de elementos distintos difieren en su masa y demás cualidades.
- Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica sencilla.

De estas suposiciones solo las últimas dos se mantienen vigentes.

MODELO ATÓMICO DE THOMPSON

Joseph J. Thomson descubrió el electrón y lo incorporó al modelo atómico que lleva su nombre.

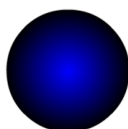
Thomson describió al átomo como una esfera con carga positiva en la que se encontraban incrustadas electrones. Este modelo atómico también es conocido como el modelo de pudín con pasas por su gran semejanza con este postre.

MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

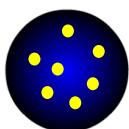
Los experimentos realizados por el físico británico Ernest Rutherford lo llevaron a deducir que la carga positiva del átomo y la mayor parte de su masa se encuentran depositadas en una pequeña región central llamada núcleo. En este modelo atómico los electrones giran alrededor del núcleo del átomo como planetas alrededor del Sol.

MODELO ATÓMICO DE BOHR

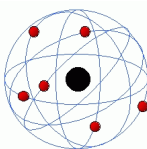
Niels Bohr fue alumno de Thomson y después trabajo con Rutherford. En sus estudios acerca de la estructura atómica descubrió que los electrones solo pueden tener determinados valores de energía relacionados con la distancia al núcleo, esto significa que los electrones solo giran alrededor del núcleo atómico en ciertas órbitas (concepto que después cambiaría por el de orbitales).



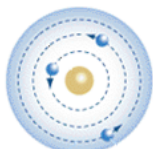
Átomo de Dalton



Átomo de Thomson



Átomo de Rutherford



Átomo de Bohr

Electrón: Partícula subatómica con carga negativa que orbita alrededor del núcleo del átomo.

Protón: Partícula subatómica con carga positiva que se encuentra en el núcleo del átomo.

Neutrón: Partícula subatómica sin carga que se encuentra en el núcleo del átomo.

Número atómico: Es el número de protones en el átomo.

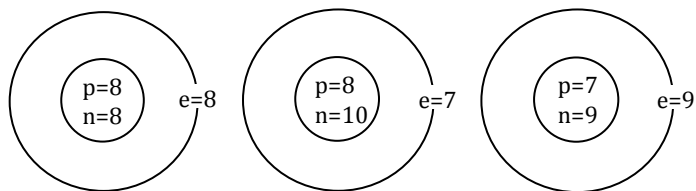
Número de masa: Es el número de nucleones (protones y neutrones) en el átomo.

Isótopo: Átomos con el mismo número atómico pero diferente número de masa, esto es, tienen el mismo número de protones pero difieren en la cantidad de neutrones.

Masa (Peso) atómico: Es la medida promedio de las masas de los átomos de un elemento. La masa atómica se mide en unidades de masa atómica (u. m. a.) y 1 u. m. a. equivale a la doceava parte del isótopo más común del carbono, el carbono-12.

Valencia: Es el número de electrones que comparte, cede o atrae un átomo con otro.

En los siguientes esquemas, están representados tres átomos distintos. La letra "p" representa los protones, la "e" a los electrones y la "n" a los neutrones.



Átomo I

Átomo II

Átomo III

- El átomo I es neutro pues posee el mismo número de protones y neutrones.
- El átomo II posee una carga positiva pues tiene más protones que electrones.
- El átomo III posee una carga negativa pues tiene más electrones que protones.
- Los átomos I y II representan al mismo elemento pues tienen el mismo número de protones. El átomo III representa a un elemento distinto. Los átomos I y II son isótopos.
- El número atómico de los átomos I y II es 8 (pues poseen 8 protones). El número atómico del átomo III es 7 (pues posee 7 protones).
- El número de masa del átomo I es 16 (8 protones más 8 neutrones). El número de masa del átomo II es 18 (8 protones más 10 neutrones). El número de masa del átomo III es 16 (7 protones más 9 electrones).

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La configuración electrónica es la disposición de los electrones alrededor del núcleo atómico.

El modelo atómico es producto del esfuerzo de varios científicos en diversos campos del conocimiento. En esta concepción del átomo, los electrones ya NO se entienden como partículas girando alrededor del núcleo atómico.

La imposibilidad de establecer la posición y velocidad exacta de los electrones alrededor del núcleo invita a pensar que los mismos se comportan como ondas, es decir, se encuentran en cierta región (orbital) ocupando toda esa porción de espacio al mismo tiempo, es por ello que su posición se describe a través de una nube de probabilidades establecida por 4 números conocidos como números cuánticos.

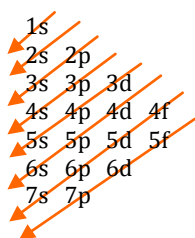
Número cuántico principal (n): Indica el nivel principal de energía donde se encuentra el electrón. Existen 7 niveles de energía en la tabla periódica actual.

Número cuántico secundario (*l*): Indica la magnitud del momento angular del electrón, aunque también podemos entenderlo como el subnivel de energía en el que se encuentra. El nivel principal de energía establece el número de subniveles dentro de este.

Número cuántico magnético (*m*): Indica la orientación magnética en el espacio del plano de la órbita del electrón, es decir, para diferenciar el giro del electrón alrededor del núcleo.

Número cuántico espín (*s*): Indica el momento angular intrínseco del electrón. Solo puede tomar los valores de $+1/2$ y $-1/2$.

El **principio de AUFFBAU** establece que los electrones en un átomo se acomodan para llenar los espacios con estados de energía inferiores antes de llenar los de energía mayor. Este principio genera la siguiente tabla que se llenará de acuerdo al número de electrones y la dirección de las flechas. La tabla también es conocida como *regla de las diagonales*:

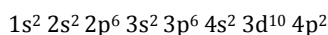


Donde los números del 1 al 7 indican el número cuántico *n* y las letras "s", "p", "d" y "f" el número cuántico *l*. Es necesario indicar que el número cuántico "s" puede albergar 2 electrones, el "p" 6 electrones, el "d" 10 electrones y el "f" 14 electrones, esto es debido a las posibles orientaciones magnéticas dentro de cada orbital.

El **principio de exclusión de Pauli** indica que algunas partículas como los electrones no pueden ocupar el mismo estado cuántico al mismo tiempo, es decir, en un átomo no pueden existir dos electrones con todos sus números cuánticos iguales.

Ejemplo: Hallar la configuración electrónica del Germanio (Ge_{32}).

El 32 indica que debemos acomodar 32 electrones con la regla de las diagonales. Según esta llenamos primero 1s donde caben 2 electrones y faltan 30 por reacomodar. Luego llenamos 2s donde caben otros 2 electrones y faltan 28 electrones. Ahora llenamos 2p donde caben 6 electrones y faltan 22 electrones. El proceso se repite y obtenemos lo siguiente:



Nótese que:

- Por la regla de las diagonales llenamos 4s antes que 3d.
- Los exponentes deben sumar el número atómico.
- El último número no necesariamente debe llenarse si faltan electrones.

TABLA PERIÓDICA

La tabla periódica de los elementos fue propuesta separadamente por Dimitri Mendeleiev y Julios Lothar Meyer quienes acomodaron a los elementos basándose en las propiedades físicas y químicas de cada elemento, así como su masa atómica.

En la tabla periódica podemos encontrar los siguientes componentes:

Periodos: Son las filas en la tabla periódica e indican el número de orbitales que ocupan los electrones del átomo. Existen 7 periodos en la tabla actual.

Grupos: Son las columnas de la tabla periódica e indica el número de electrones en el último orbital del átomo.

Familias: Son conjuntos de elementos con propiedades químicas semejantes. Antes de la creación de la tabla periódica los elementos ya se habían agrupado en familias que posteriormente, con la clasificación moderna, se descubrió su coincidencia con los grupos de la tabla periódica.

Los elementos se pueden clasificar en tres conjuntos de acuerdo a sus propiedades generales.

Elemento	Propiedades Físicas	Propiedades Químicas
Metal	<ul style="list-style-type: none"> • A excepción del mercurio (Hg) que a temperatura ambiente es líquido, los metales son sólidos. • Son buenos conductores de la energía eléctrica y el calor. • En su mayoría son brillantes, maleables (se pueden hacer láminas con ellos) y dúctiles (capacidad de elaborar hilos con ellos). 	<ul style="list-style-type: none"> • Al combinarse con el oxígeno generan óxidos; el radical hidroxilo (OH) forman bases. • Tienen a donar electrones (se oxidan).
No Metal	<ul style="list-style-type: none"> • Pueden presentarse en los tres estados de la materia. • Son malos conductores del calor y la electricidad. • No tienen brillo ni son maleables o dúctiles. 	<ul style="list-style-type: none"> • Con el oxígeno forman anhídridos, con el agua forman oxiácidos. • Tienen a aceptar electrones (se reducen).
Metales	<ul style="list-style-type: none"> • Son sólidos. • Son semiconductores de la electricidad. 	<ul style="list-style-type: none"> • Poseen propiedades de metales y no metales dependiendo del material y las condiciones con que se combine.

MOLÉCULAS

Molécula: Es la partícula más pequeña de una sustancia que conserva las propiedades químicas de la misma. Ésta se encuentra formada por un conjunto de átomos que funcionan como un solo ente químico.

IDENTIFICACIÓN DE FÓRMULAS QUÍMICAS

I. ÓXIDOS METÁLICOS

Compuesto que contiene un metal y oxígeno. Para metales que solo contienen una valencia, la nomenclatura es la palabra "metal" seguida del nombre del metal. Por ejemplo, el Litio (Li) tiene valencia +1 y el oxígeno tiene valencia -2. Al unirse intercambiamos las valencias (sin anteponer el signo) y así formamos el óxido, recordando que debemos suprimir el subíndice 1.



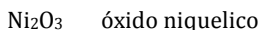
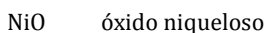
El Berilio tiene valencia +2, por lo que al intercambiar las valencias con el oxígeno obtenemos subíndices pares. Simplificando obtenemos subíndices 1 que suprimimos, obteniendo:



Cuando existe más de una valencia, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC por sus siglas en inglés) recomienda indicar con números romanos la valencia con que se combina el metal. Por ejemplo, el Níquel tiene las valencias 2 y 3, así que sus óxidos son:



La forma tradicional de nombrar un óxido es con las terminaciones "ico" y "oso" y con los prefijos "hipo" y "per". Cuando existen solo dos valencias, se ocupa la terminación "oso" para la valencia más pequeña e "ico" para la valencia más grande. Por ejemplo en el caso del Níquel, la nomenclatura de sus óxidos es:



Cuando existen tres valencias, empleamos el prefijo "hipo" con la terminación "oso" para la valencia más pequeña, la terminación "oso" para la valencia intermedia y la terminación "ico" para la valencia mayor. Por ejemplo, el titanio tiene valencias 2, 3 y 4; así que sus óxidos son:

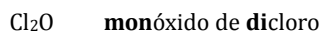
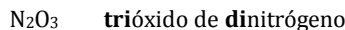
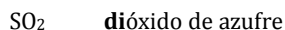


Para metales con 4 valencias empleamos el prefijo "hipo" con la terminación "oso" para la valencia más pequeña, la terminación "oso" para la valencia siguiente, la terminación "ico" para la siguiente y el prefijo "per" con la terminación "ico" para la valencia mayor. Por ejemplo, el vanadio tiene valencias 2, 3, 4 y 5; así que sus óxidos son:

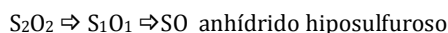


II. ÓXIDOS NO METÁLICOS (OXIÁCIDOS O ANHÍDRIDOS)

Resultan de la combinación de oxígeno con un no metal. La IUPAC recomienda nombrarlos empleando prefijos que indiquen el subíndice del elemento:



Otro método para nombrar los óxidos no metálicos es anteponiendo la palabra "anhídrido" al nombre del no metal, y empleando los prefijos "hipo" y "per", además de las terminaciones "ico" y "oso", siguiendo las reglas anteriormente expuestas. Por ejemplo, el azufre tiene valencias 2, 4 y 6 (aunque con el oxígeno solo se combina con las valencias 4 y 6). Así los anhídridos del azufre son:



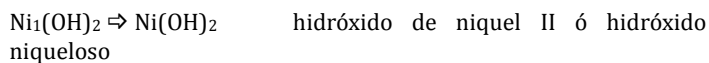
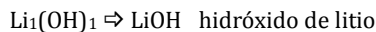
III. ÁCIDOS

Resultan de la combinación de un anhídrido (óxido no metálico u oxiácido) y agua. Su nomenclatura es cambiando el nombre "anhídrido" por "ácido". Por ejemplo:



IV. BASES O HIDRÓXIDOS

Desde el punto de vista de su fórmula química resultan de la combinación de un metal y el radical monovalente hidróxilo (OH). Su nomenclatura resulta semejante a la de los óxidos metálicos, simplemente cambiando la palabra "óxido" por "hidróxido". Por ejemplo.



V. SALES

Las sales mas sencillas resultan ser la unión de un metal y un no metal. La nomenclatura es con el nombre del no metal en terminación "uro" más el nombre del metal. Por ejemplo:

CONCEPTO Y CÁLCULO DE MASA MOLAR

Mol: Unidad básica del Sistema Internacional (SI) que mide la cantidad de sustancia. Un mol equivale a la cantidad de sustancia que contiene tantos entes elementales como átomos hay en 12g del carbono 12.

Masa Molar: Es la masa de un mol de un átomo o molécula expresada en gramos. Su unidad es el g/mol.

Ejemplo: Hallar la masa de un mol de O₂.

Observando en la tabla periódica, la masa atómica del oxígeno es 15.9994, es decir aproximadamente 16. Debido a que la molécula del gas oxígeno contiene dos átomos del mismo, entonces multiplicamos 16×2=32, por lo tanto, la masa de un mol de O₂ es 32g/mol.

Ejemplo: Hallar la masa de un mol de H₂SO₄.

Buscando en una tabla periódica las masas del hidrógeno, azufre y oxígeno, realizamos la siguiente tabla.

Elemento	Masa Atómica (aproximada)	Átomos en la molécula	Masa total
H	1	×2	2
S	32	×1	32
O	16	×4	64
			98

Por lo tanto la masa de un mol de H₂SO₄ es 98g.

Masa molecular (o peso molecular): Es la masa de una molécula de determinada sustancia, expresada en u. m. a. El cálculo de la masa molecular resulta de la suma de las masas atómicas de los átomos que componen la molécula.

Ejemplo: Calcular la masa molecular del H₂O.

Sumando la masa de los dos átomos de hidrógeno (1 u. m. a. × 2) y el oxígeno (16 u. m. a.), obtenemos que la masa molecular del H₂O es 18 u. m. a. Nótese que esta cantidad coincide con la masa molar de la misma molécula, solo que expresada en otra unidad.

ENLACE QUÍMICO

Es la unión de dos o más elementos para formar un solo ente químico como una molécula.

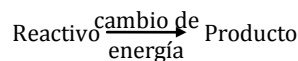
Enlace

Iónico: Enlace entre elementos metálicos y no metálicos. En esta unión el metal dona parte de sus electrones al no metal. Ejemplo: NaCl.

Covalente: Enlace entre no metales que comparten algunos de sus electrones. Ejemplo: CH₄.

REACCIONES QUÍMICAS

Una reacción química es la representación conceptual del proceso en el que una o más sustancias se convierten en otras. Las reacciones químicas están formadas por reactivos y productos. En todas las reacciones existe emisión o absorción de algún tipo de energía (por ejemplo calorífica o lumínica).



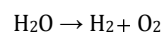
Tipos de reacción

Descomposición: Es aquella en donde un reactivo genera mas de dos productos. Ejemplo: 2H₂O → 2H₂+O₂

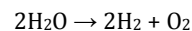
Síntesis: Es aquella donde dos o más reactivos generan un solo producto. Ejemplo: 2H₂+O₂ → 2H₂O

Ley de la conservación de la materia: La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma.

Si en el laboratorio descomponemos agua en sus componentes mediante electrólisis (aplicando una corriente eléctrica), entonces obtenemos la siguiente reacción.



Sin embargo notemos que existen 2 átomos de oxígeno en los productos y solo uno en los reactivos, lo cuál es una violación a la ley de la conservación de la materia. Para remediar esto, debemos agregar moléculas de H₂O en los productos y H₂ los reactivos de tal forma que no se viole esta ley.



Observamos entonces que la cantidad de átomos, tanto en los productos como en los reactivos, es la misma.

Algunos factores que afectan la velocidad de reacción son los siguientes:

Factores que afectan la velocidad de reacción

Temperatura: A mayor temperatura, mayor número de colisiones entre moléculas y mayor probabilidad de la creación de nuevos enlaces.

Presión: Semejante a la temperatura, mayor presión implica una mayor velocidad de reacción.

Naturaleza de los reactivos: Existen sustancias que reaccionan más rápido que otras.

Catalizadores: Sustancias que afectan la velocidad de reacción, sin alterar ellas mismas su composición.

DISOLUCIONES

Disolución: Es una mezcla homogénea formada por dos o más especies químicas que no reaccionan entre sí. Una disolución está formada por un solvente y dos o más solutos.

Solvente: Es la sustancia que se encuentra en mayor proporción en una disolución.

Soluto: Es la sustancia que se encuentra en menor proporción en una disolución.

Disoluciones

No Saturada o insaturada: Solución que aún puede disolver una mayor cantidad de soluto.

Saturada: Contiene la mayor cantidad de soluto que puede disolverse en la solución.

Sobresaturada: Contiene una mayor cantidad de soluto del que la solución puede disolver en condiciones normales, esto es, incrementando la temperatura o la presión de la solución.

Para calcular el número de moles que existen en una determinada cantidad de sustancia, lo calculamos con la siguiente fórmula.

$$n = \frac{m}{M.M.}$$

n : número de moles de soluto (mol)
 m : masa de la sustancia (g)
 $M.M.$: masa molar (g/mol)

Ejemplo: Hallar el número de moles que existen en 147g de H₂SO₄.

Por un ejercicio anterior, ya sabemos que la masa molecular del H₂SO₄ es 98g/mol. Luego:

$$n = \frac{m}{M.M.} = \frac{147g}{98g/mol} = 1.5mol$$

Concentración molar o molaridad: Es la cantidad de moles de soluto por litro de solución.

$$M = \frac{n}{L}$$

M = Molaridad (molar)
 n = Número de moles de soluto (mol)
 L = Volumen de solución (litros)

Ejemplo: Calcular la concentración molar de 147g de H₂SO₄ en 900ml de solución.

En el ejercicio anterior calculamos que el número de moles de H₂SO₄ que existen en 147g de esta sustancia es 1.5 mol, y también sabemos que 900ml = 0.9L. Entonces:

$$M = \frac{n}{L} = \frac{1.5mol}{0.9L} = 1.67molar$$

ÁCIDOS Y BASES

Ácido: Sustancia que disuelta en agua presenta un pH menor a 7. Los ácidos tienen un sabor agrio, colorean de rojo el tornasol (tinte rosa que se obtiene de determinados líquenes) y reaccionan con ciertos metales desprendiendo hidrógeno.

Base: Sustancia que disuelta en agua presenta un pH superior a 7. Las bases tienen sabor amargo, colorean el tornasol de azul y tienen tacto jabonoso.

Ácido según Arrhenius: Sustancias que en solución acuosa se disocian en iones hidrógeno (H⁺).

Base según Arrhenius: Sustancias que en solución acuosa se disocian en iones hidróxido (OH⁻).

pH (potencial hidrógeno): Es el logaritmo negativo de la concentración molar de iones hidrógeno. Esto es:

$$pH = -\log[H^+]$$

En la siguiente tabla se muestra el pH de algunas sustancias.

	pH	Conc. H ⁺	Conc. OH ⁻	pOH
	14	1 × 10 ⁻¹⁴	1 × 10 ⁰	0
NaOH, 0.1 M	13	1 × 10 ⁻¹³	1 × 10 ⁻¹	1
Blanqueador casero	12	1 × 10 ⁻¹²	1 × 10 ⁻²	2
Amoniaco casero	11	1 × 10 ⁻¹¹	1 × 10 ⁻³	3
Agua de cal	10	1 × 10 ⁻¹⁰	1 × 10 ⁻⁴	4
Leche de magnesia	9	1 × 10 ⁻⁹	1 × 10 ⁻⁵	5
Borax	8	1 × 10 ⁻⁸	1 × 10 ⁻⁶	6
Clara de huevo, agua de mar	7	1 × 10 ⁻⁷	1 × 10 ⁻⁷	7
Sangre humana, lágrimas	6	1 × 10 ⁻⁶	1 × 10 ⁻⁸	8
Punto de neutro	5	1 × 10 ⁻⁵	1 × 10 ⁻⁹	9
Lluvia	4	1 × 10 ⁻⁴	1 × 10 ⁻¹⁰	10
Café negro	3	1 × 10 ⁻³	1 × 10 ⁻¹¹	11
Plátanos, tomates	2	1 × 10 ⁻²	1 × 10 ⁻¹²	12
Vino	1	1 × 10 ⁻¹	1 × 10 ⁻¹³	13
CocaCola, vinagre	0	1 × 10 ⁰	1 × 10 ⁻¹⁴	14
Jugo de limón				
Jugo gástrico				

RELACIÓN DE pH, pOH y Concentración de H⁺ y OH⁻

Reacción de neutralización: Es la reacción entre un ácido y una base. El producto de estas reacciones es agua y sal.

OXÍGENO

El oxígeno es un elemento químico que en su forma molecular más frecuente, el O_2 , se encuentra en estado gaseoso, condensándose en un líquido azul pálido fuertemente magnético. El oxígeno representa aproximadamente el 20% del volumen del aire en la atmósfera.

Combustión: Es un tipo de reacción química entre un combustible y un comburente produciendo calor y un óxido.

Combustible: Sustancia que produce calor al combinarse químicamente con otra.

Comburente: Mezcla de gases que favorece la combustión. Esta mezcla de gases posee una parte de oxígeno.

FENÓMENOS DE ÓXIDO-REDUCCIÓN

CONCEPTOS DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN

Oxidación: Decimos que una sustancia se oxida cuando pierde electrones durante una reacción química.

Reducción: Decimos que una sustancia se reduce cuando gana electrones durante una reacción química.

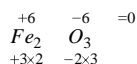
DETERMINACIÓN DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN

Para determinar el número de oxidación de los elementos de algún compuesto, debemos tomar en cuenta las siguientes reglas:

- I. Los compuestos tienen un número de oxidación de cero.
- II. El oxígeno generalmente tiene un número de oxidación de -2.
- III. El hidrógeno generalmente tiene un número de oxidación de +1.

Ejemplo: Determinar los números de oxidación de los elementos del Fe_2O_3 .

Sabemos que el oxígeno tiene un número de oxidación -2, pero en el compuesto existen 3 átomos de oxígeno por lo que el número de oxidación total de $-2 \times 3 = -6$. Luego, el hierro debe tener un número de oxidación total de -6 para que así el compuesto tenga un número de oxidación cero. Por lo tanto, al haber 2 átomos de hierro, cada uno debe tener un número de oxidación de -3.



Una reacción del tipo Redox u óxido-reducción es aquella en la que una sustancia se oxida y otra se reduce.

QUÍMICA DEL CARBONO

Hidrocarburo: Sustancia formada exclusivamente por carbono e hidrógeno.

Hidrocarburos

- Alcanos:** Hidrocarburos con enlaces sencillos entre sus carbonos. Ejemplo: CH_3-CH_3 (etano).
- Alquenos:** Hidrocarburos con algún enlace doble entre sus carbonos. Ejemplo: $CH_2 = CH_2$ (eteno).
- Alquinos:** Hidrocarburos con algún enlace triple entre sus carbonos. Ejemplo: $CH_3 \equiv CH_3$ (etino).

ESTRUCTURA DE LOS HIDROCARBUROS

Para realizar la nomenclatura de los alcanos, se utiliza la siguiente tabla.

Número de carbonos	Hidrocarburo	Fórmula semidesarrollada
1	Metano	CH_4
2	Etano	CH_3-CH_3
3	Propano	$CH_3-CH_2-CH_3$
4	Butano	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$
5	Pentano	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
6	Hexano	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
20	Eicosano	...

Cuando existen cadenas de alcanos con ramificaciones, la nomenclatura sigue las siguientes reglas.

I. Se busca la cadena más larga de carbonos y estos se numeran a partir del extremo que tenga la ramificación más cercana.

II. Las ramificaciones se nombran de acuerdo al número de carbonos que contenga y la tabla anterior, cambiando la terminación "ano" por la terminación "il".

III. El nombre se construye nombrado primero a las ramificaciones con menor número de carbonos hasta las mayores en longitud, mencionando el número del carbono en donde se encuentran localizadas. Cuando existen ramificaciones con el mismo número de carbonos entonces primero se indican los números de los carbonos de su localización seguido del nombre del tipo de la misma y utilizando un prefijo que indique el número de veces que aparece este tipo de ramificación en la cadena. Al final se indica el nombre de la cadena más larga de carbonos, de acuerdo a la tabla anterior.

Ejemplo: Indicar el nombre del siguiente hidrocarburo.

14 La masa de un mol de HNO_3 es:

- a) 93 b) 63 c) 33 d) 31

15 ¿Cuántos moles de NaCl hay en 29g de esta sustancia?

- a) 2.5 mol b) 0.5 mol c) 1.5 mol d) 1 mol

16 El enlace que mantiene unidos los átomos de la molécula CO_2 es un enlace:

- a) permanente b) iónico c) covalente d) metálico

17 Los coeficientes que balancean la reacción $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ son:

- a) 2, 1 2, 1 b) 1, 1, 1, 2 c) 1, 2, 1, 1 d) 1, 2, 1, 2

18 Indicar la concentración molar de AgI en 500ml de solución

- a) 0.04 molar b) 0.1 molar c) 0.4 molar d) 0.5 molar

19 Si una sustancia tiene un pH de 5 entonces es un:

- a) ácido b) base c) gas d) indicador

20 Si quemamos madera y agregamos petróleo para facilitar la combustión, entonces este último (el petróleo) es un:

- a) combustible b) comburente c) combustión d) oxidante

21 El número de oxidación del nitrógeno en la fórmula HNO_3 es:

- a) +5 b) +4 c) +3 d) +2

22 Indica el nombre del siguiente hidrocarburo $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3$

- a) pentano b) 2 penteno c) pentino d) 2 pentano

23 El grupo funcional del alcohol es:

- a) -ol b) OH c) COH d) COOH

24 ¿Cuál es el último término de la configuración electrónica del Selenio Se_{34} ?

- a) $4p^4$ b) $4p^3$ c) $4p^2$ d) $4p$

SOLUCIONES

1. b)	7. d)	13. a)	19. a)
2. b)	8. c)	14. b)	20. a)
3. d)	9. b)	15. b)	21. a)
4. c)	10. a)	16. c)	22. b)
5. d)	11. c)	17. d)	23. b)
6. a)	12. a)	18. c)	24. a)