



Lic. Alain Ruiz Cárdenas
Lic. Daniel Pinedo Ganoza
Lic. Jahir Ramírez Córdova
Lic. Migdol Espinoza Chávez

El área de Ciencia y Tecnología, es el medio por el cual los estudiantes aprenden ciencia, tiene la oportunidad de interactuar con su entorno y desarrollar actitudes favorables hacia su ambiente. Además, adquieren capacidades relacionados con el pensamiento reflexivo y crítico.

La enseñanza y aprendizaje de las ciencias permite al estudiante problematizar en relación a su entorno inmediato y a los fenómenos que en él se presentan, así como dar respuestas de manera efectiva a dichas situaciones. Por ello es indispensable el uso del método científico.

Asimismo, se debe tener en cuenta que el desarrollo de los procesos científicos comprende un conjunto de habilidades divididas en dos niveles: procesos científicos básicos: Observación, comparación, comunicación, inferencia, predicción, experimentación y planteo de problemas y procesos científicos integrados: formulación de hipótesis, control de variables, interpretación de datos, definición operacional.

Los primeros capacitan al estudiante para acceder a niveles de pensamiento de mayor complejidad. Los segundos capacitan para internalizar el método científico como herramienta para resolver problemas de su vida cotidiana.

Los contenidos que se abordan en este módulo han sido cuidadosamente seleccionados teniendo en cuenta el prospecto de admisión de la Universidad Nacional de Ucayali con datos actuales y confiables con rigurosidad científica.

Es importante indicar que el modulo está distribuido por capítulos en cada uno se definen las competencias a desarrollar y logros de aprendizaje específico a obtener así como, actividades, evaluación y meta cognición.

Durante el presente ciclo académico, los estudiantes desarrollarán competencias que le permitan aplicar los conocimientos científicos con la finalidad de dar razón de los hechos y fenómenos de la naturaleza, a partir de cuestionamientos de los mismos, resolver problemas que requieren una solución tecnológica y tomar una posición frente a aquellas situaciones que involucren el saber y el quehacer científicos y tecnológicos. Por tal razón, se han organizado nueve unidades didácticas que, a partir de situaciones significativas, abordan las competencias del área de Ciencia, Tecnología y Ambiente, tal como sigue:

Indaga, mediante métodos científicos, situaciones que pueden ser investigadas por la ciencia: el estudiante observa hechos y fenómenos de la naturaleza, realiza cuestionamientos sobre lo observado, examina fuentes de información relacionados al hecho o fenómenos de la naturaleza, diseña estrategias para llevar a cabo la experimentación, experimenta manipulando las variables de estudio, analiza datos del comportamiento de las variables, extrae conclusiones y finalmente comunica sus conclusiones, fruto de su indagación y experimentación.

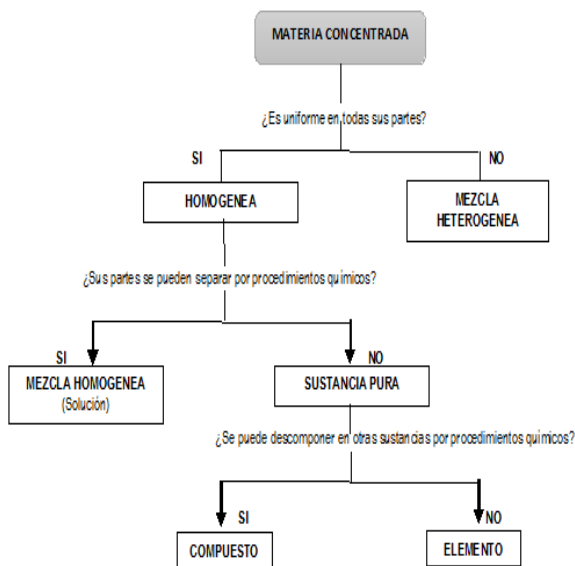
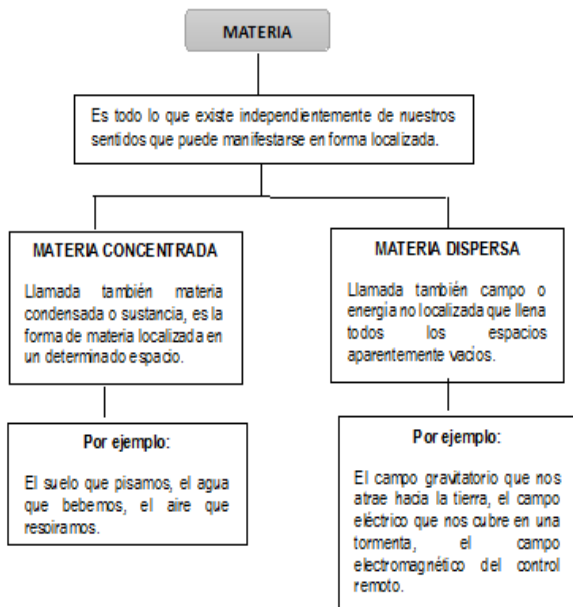
Explica el mundo físico, basado en conocimientos científicos: el estudiante establece relaciones y organiza los conceptos, principios, teorías y leyes que interpretan la estructura y funcionamiento de la naturaleza y de los productos tecnológicos, con el fin de comprender los conocimientos científicos y aplicarlos a diversas situaciones problemáticas planteadas con base en argumentos científicos.



MATERIA Y ENERGÍA

OBJETIVOS:

- Conocer y entender los conceptos de la materia y energía y la relación entre ellos.
- Conocer los diferentes tipos de materia, su clasificación, sus estados físicos y sus propiedades.
- Conocer los conceptos físicos para su correcto uso y aplicación.



SUSTANCIA PURA

Es la materia concentrada que que tiene una composición y propiedades características.

Simple: Llamada también elemento químico o sustancia simple, es un tipo de sustancia que no puede descomponerse en sustancias más simples. In, Na, Li, C, Fe, U (Monoatómicos); O₂, H₂, N₂, F₂, P₅, S₈. (Poli atómicos).

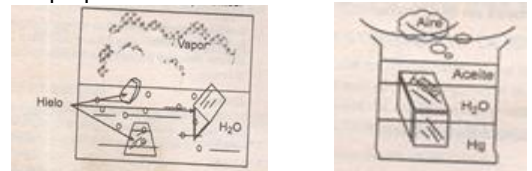
Compuesta: Llamado también compuesto químico, es un tipo de sustancia que se descompone de dos o más clases de átomos en una razón fija. (moléculas heteroatómicas), inorgánicos: HNO₃, HCl, NaCl, H₂O, H₂SO₄, CO, CO₂. Orgánicos: CH₄, C₂H₅OH, C₂H₅OC₂H₅, CH₃COOH, CH₃COOCH₃

MEZCLA

Homogénea: Es una reunión de 2 o más componentes, donde solo se aprecia un solo aspecto en cada punto, no se puede diferenciar sus componentes a simple vista. Se presenta en una sola fase.



Heterogénea: Es la materia donde se puede apreciar porciones que se diferencian de otras de las propiedades características.



La mezcla heterogénea según el tamaño de las partículas independientes puede ser:

| Propiedad | Solución | Coloide | Suspensión |
|---------------------|-----------|----------|------------|
| Tamaño de partícula | 0,1- 1 nm | 1- 100nm | > 100nm |

PROPIEDADES DE LA MATERIA

A. Propiedades Generales o Extensivas:

Dependen de la masa.

| Propiedad | Descripción |
|-----------|---|
| Masa | |
| | Es la fuerza que ejerce un cuerpo sobre otro que le sirve de apoyo o sustento |



| | |
|--------------------|---|
| | por efecto de la gravedad. |
| Volumen | |
| | Es la resistencia que opone la masa al reposo o movimiento. |
| Indestructibilidad | |
| | Propiedad de la materia de ocupar un lugar en el espacio. |
| Gravedad | |
| | Propiedad de la materia de dividirse en partes |
| Impenetrabilidad | |
| | Magnitud termodinámica |
| Entropía | |

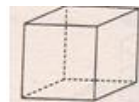
B. Propiedades Particulares o Intensivas: No dependen de la masa.

| Propiedad | Descripción |
|------------------|--|
| Elasticidad | |
| Densidad | |
| Porosidad | |
| | Cuando la materia sólida, puede convertirse en láminas delgadas. |
| Ductilidad | |
| Flexibilidad | |
| | Es la resistencia que ponen los cuerpos a ser rayados |
| Tenacidad | |
| | Mide la resistencia a fluir que ofrecen los cuerpos. |
| Comprensibilidad | |
| | Propiedad de los gases de aumentar su volumen. |
| Solubilidad | |
| | Es la fuerza acumulada en |

| | |
|-------------|---|
| | una unidad de longitud de superficie de un líquido. |
| Temperatura | |
| | Pigmentación que poseen los cuerpos. |
| Sabor | |

ESTADOS DE LA MATERIA

Estado sólido. Se caracteriza por tener forma y volumen definido, debido a la fuerza de atracción intermolecular es mayor que la repulsión.



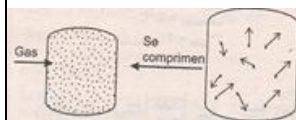
$F.A \gg F.R$

Estado líquido. Se caracteriza por tener volumen definido y forma variable según el recipiente que lo contiene debido al equilibrio existente entre la fuerza de atracción y repulsión.



$F.A = F.R$

Estado gaseoso. Estos carecen de forma y volumen definido debido a que la fuerza de repulsión intermolecular es mayor que la fuerza de atracción.

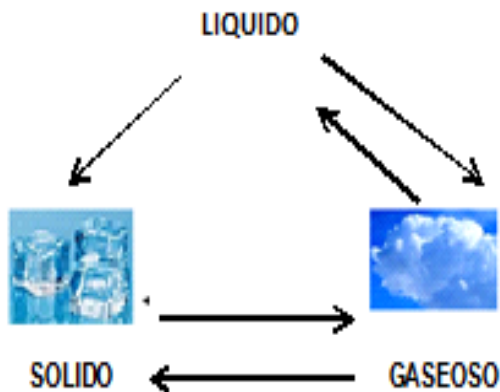


$F.A \ll F.R$

Estado plasmático. Es energético y se considera al plasma, conformado por moléculas, átomos, electrones y el núcleo. Se encuentra a temperaturas a 20 000 °C.

Estado condensado Bose – Einstein. Se considera el quinto estado, las moléculas se encuentran atraídas unas con otras reduciendo su volumen y en algunos casos fusionándose. Se encuentra a temperatura cercana al cero absoluto.

CAMBIO DE FASES



ENERGÍA.

Es todo aquello capaz de producir trabajo. También se define como materia dispersa. Clases: Energía Mecánica, Energía Eléctrica, Energía Química, Energía Radiante, Energía Luminosa y Energía Atómica.

LEY DE LA CONSERVACION DE LA MASA DE EINSTEIN, estableció 2 ecuaciones:

Albert Einstein, físico alemán, en 1905, en su obra **“Teoría de Especial de la Relatividad”** plantea que la masa y la energía son dos formas de la materia que están relacionados, mediante la siguiente expresión:

$$E=mc^2$$

Donde:

- E
- m.....
- C.....

RELATIVIDAD DE LA MASA

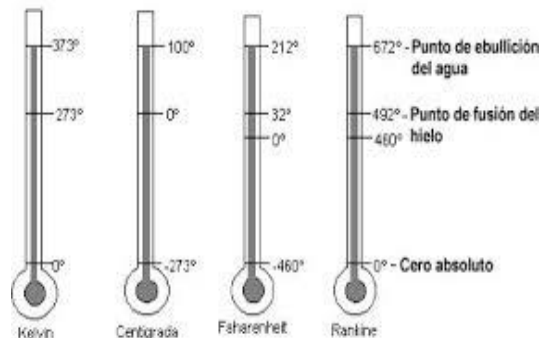
Dentro de la física clásica, la masa se considera invariable, pero se logra moverse a velocidades próximas a la luz, si sufre variaciones: de acuerdo a la ecuación planteada por Einstein:

$$m = \frac{m_0}{\sqrt{1 - \left(\frac{v}{c}\right)^2}}$$

Donde:

- m₀ :
- m_f :
- v :
- c :

ESCALAS TERMOMÉTRICAS



Formula General:

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} = \frac{\text{K} - 273}{5} = \frac{\text{R} - 492}{9}$$

DENSIDAD

$$d = \frac{m}{v}$$

masa D :
 m :
 v :

- D_{H2O} = 1g/ml S = sólido L = líquido
- D_{aceite} = 0,8 g/ml D_{Hg} = 13,6 g/ml

Densidad Relativa (D_R)

a. Sólidos y Líquidos

$$D_{R(S)} = \frac{DS}{D_{H2O}} \quad D_{R(L)} = \frac{DL}{D_{H2O}}$$

D_{H2O} = 1g/ml S= sólido L= líquido

b. Gases

$$D_{R(S)} = \frac{Dg}{D_{AIRE}} \quad D_{aire} = 1,293 \text{ g/l} \quad g =$$

Gas
 D_{aceite} = 0,8 g/ml D_{Hg} = 13,6 g/ml

Casos especiales

I. Para mezclas de volúmenes iguales de "n" componentes.

$$D_m = \frac{D_1 + D_2 + D_3 + \dots + D_n}{n}$$

II. Para mezclas de masas iguales de "n" componentes.

$$D_m = \frac{n}{\frac{1}{D_1} + \frac{1}{D_2} + \frac{1}{D_3} + \dots + \frac{1}{D_n}}$$

Considerando que se mezclan dos sustancias A y B entonces:

$$\text{Densidad} = \frac{m_A + m_B}{V_A + V_B}$$



PRÁCTICA SEMANA 01

- El análisis de aire del distrito de Campo Verde, el alcalde solicitó hacer un análisis sobre los gases que contenía la atmósfera de dicho distrito, obteniendo como resultado lo siguiente: nitrógeno (N_2), oxígeno (O_2), Argón (Ar), vapor de agua (H_2O), dióxido de carbono (CO_2), ozono (O_3), dióxido de azufre (SO_2), óxido nítrico (NO), 3 estos últimos en pequeñas cantidades. Identifique cuántas de las sustancias indicadas son elementos y cuántas son compuestos.
A) 4,3 **B) 3,4** C) 4,4 D) 5,3 E) 3,5
- El espacio ocupado por un cuerpo no puede ser ocupado por otro simultáneamente. Este concepto corresponde a la propiedad:
A) Masa
B) Inercia
C) Extensión
D) Maleabilidad
E) Impenetrabilidad
- La materia no se crea ni se destruye; solo se transforma. Este concepto corresponde a la propiedad de:
A) Inercia.
B) Extensión.
C) Masa.
D) Impenetrabilidad.
E) Indestructibilidad.
- Cuántas de las siguientes de las siguientes muestras materiales son mezclas.
I. Gaseosa Kola Real.
II. El mercurio de un termómetro.
III. Leche materna.
IV. Agua de mesa Roca Fuerte.
V. Chilcano.
A) 1 B) 2 C) 3 **D) 4** E) 5
- Indique cuál de las siguientes alternativas no hace referencia a la definición de la materia concentrada.
A) 200g de NaCl.
B) El gas natural del petróleo.
C) Gases nobles.
D) Un litro de aire.
E) La luz emitida por los fluorescentes.
- De la siguiente lista de especies químicas, indicar el número de sustancias simples, compuestas, y mezcla homogénea respectivamente.
Diamante () Hielo seco ()
Agua del río Ucayali () Leche ()
Amoniaco () Alcohol medicinal ()
Querosene () Aluminio ()
Uranio () Glucosa ()
A) 3,4,3 B) 2,3,3 C) 3,3,4
D) 4,2,4 E) 2,4,4
- El paso de un sólido a estado gaseoso y de un gas a estado líquido se les denomina respectivamente:
A) Vaporización, Licuación.
B) Solidificación, Condensación.
C) Fusión, Licuación.
D) Sublimación, Fusión.
E) Sublimación, Licuación.
- ¿Qué proceso explica la formación del dióxido de carbono gaseoso a partir del hielo seco?
A) Fusión
B) Evaporación
C) Deposición
D) Congelación
E) Sublimación.
- La mezcla de agua salada, éter, agua azucarada y un trozo de hielo seco es:
A) Quinario, trifásico.
B) Quinario, tetrafásico.
C) Hexario, trifásico.
D) Cuaternario, difásico.
E) Quinario, pentafásico
- Dada las siguientes propiedades de la materia, señalar la aseveración correcta.
I. Volumen.
II. Inercia.
III. Maleabilidad.
IV. Ductilidad.
V. Conductividad eléctrica específica.
VI. Índice de refracción de la luz.
A) Propiedades específicas: II, III, y IV.
B) Propiedades generales: I, II y V.
C) Propiedades extensivas: I, II y V.
D) Propiedades químicas: Todos.
E) Propiedades específicas: III, IV, V y VI



11. En un recipiente cerrado donde se ha practicado el vacío, se inyecta agua líquida pura hasta los $\frac{2}{3}$ partes de su volumen. ¿Cuántas fases y componentes tienen el sistema mostrado?
A) 2,2 B) 2,1 C) 1,1 D) 3,1 E) 1,2
12. Determinar la densidad de una mezcla formada por volúmenes iguales de agua y glicerina. Se sabe que la densidad de la glicerina es 1,25 g/ml.
A) 1,125 g/ml B) 1,1g/ml C) 1,2 g/ml
D) 1,05 g/ml E) 1,22 g/ml
13. El agua regia es una mezcla de ácido nítrico (HNO_3) y ácido muriático (HCl) en una proporción volumétrica de 1 a 3 respectivamente. ¿Cuál es la densidad del agua regia? Datos: $D_{\text{HNO}_3} = 1,4$ g/ml, $D_{\text{HCl}} = 1,2$ g/ml.
A) 1,25 g/ml B) 1,29 C) 1,3
D) 1,35 E) 1,34
14. Cuando un recipiente se llena con agua, el conjunto tiene una masa de 800g. cuando el recipiente vacío se llena con aceite, el conjunto tiene una masa de 700g. ¿Cuál es la masa del recipiente? Daceite= 0,75 g/ml
A) 400g B) 500 C) 700 D) 800 E) 600
15. La temperatura a la que coinciden las escalas Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$) y Celsius ($^{\circ}\text{C}$) es:
A) -33 B) -38 C) -40 D) -55 E) -62
16. En los meses de invierno la temperatura en la región Ucayali desciende hasta 20°C por lo que las personas tienen que utilizar ropa que les proteja de las bajas temperaturas. ¿A cuántos grados Fahrenheit y Kelvin equivale?
A) 68, $^{\circ}\text{F}$ 293 K B) 96,273 C) 100,253
D) 90,293 E) N.A
17. Se crean dos escalas A y B tal que 240°A equivalen a 300°B y 40°A a 30°B . ¿A cuántos grados las escalas coinciden?
A) 68,57 B) 58,50 C) 70,44
D) 65,79 E) 72,98
18. Se mide la temperatura de dos cuerpos A y B, tal que en $^{\circ}\text{C}$ la temperatura de A es el doble de B y en $^{\circ}\text{F}$ la temperatura de B es el triple de A. Indique la mayor temperatura en $^{\circ}\text{F}$.
A) $17,5^{\circ}$ B) $16,6^{\circ}$ C) $20,3^{\circ}$
D) $18,6^{\circ}$ E) $19,2^{\circ}$

19. Si una muestra de 50g se convierte totalmente en energía. Hallar el valor de la energía en Joules.
A) $4,5 \times 10^{15}$ J. B) 45×10^{15} J C) 45
D) 45×10^{14} J E) $4,5 \times 10^{14}$
20. En cierto proceso nuclear se emplea 10Kg de (U- 235) liberándose una energía de $2,7 \cdot 10^{17}$ J. ¿Qué masa de dicha muestra no se transforma en energía?
A) 3 B) 4 C) 7 D) 8 E) 10



EJERCICIOS A RESOLVER

01

1. De la lista siguiente de muestras, indicar el número de elementos y compuestos presentes respectivamente.
Paladio, Ácido sulfúrico, Plutonio, Metano, Oxido Férrico, Selenio.
A) 3,3 B) 4,2 C) 2,4 D) 5,1 E) 1,5
2. De las siguientes listas de propiedades. ¿Cuántas son físicas y químicas respectivamente?
I. Presión de vapor.
II. Fuerza Acida.
III. Conductividad térmica.
IV. Poder oxidante.
V. Peso específico.
VI. Punto de fusión.
A) 3,3 B) 4,2 C) 2,4 D) 5,1 E) 1,5
3. En el laboratorio de la UNU se analizó una muestra metálica para su identificación, obteniendo las siguientes propiedades: un volumen pequeño, posee una alta densidad, maleable, elevado punto de fusión, alta dureza, color característico. ¿Cuántas propiedades intensivas se cuentan?
A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5
4. De los procesos citados ¿Cuántos se pueden clasificar como químicos?
I. Formación de hielo.
II. Evaporación del agua del río Ucayali.
III. Putrefacción de una carachama.
IV. Estiramiento de una barra de hierro.
A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 0



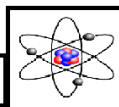
- Hallar la masa de 30ml de una sustancia cuya densidad es 2g/ml.
A) 55g B) 65 C) 60 D) 67 E) 70
- La masa de un cuerpo A es el doble de un cuerpo B y su volumen es el triple del otro. Hallar la densidad de A respecto a B.
A) 0,56 B) 0,35 C) 0,45
D) 0,83 E) 0,67
- ¿A cuántos grados Celsius se cumple que la relación entre °F y °C es 5 a 2?
A) 37,5° B) 45,7° C) 47
D) 48,5° E) 49
- Se dispone de 200g de una muestra de plutonio en cual se somete a fisión nuclear, obteniéndose como resultado la liberación de $1,8 \cdot 10^{15}$ J. ¿A qué porcentaje de la masa inicial corresponde esta cantidad de energía?
A) 1% B) 10% C) 20%
D) 2% E) 50%
- Determinar la cantidad de materia que al descomponerse genera 63×10^{20} ergios de energía.
A) 3g B) 4 C) 6 D) 7 E) 10
- En un proceso nuclear, un gramo de Uranio se transforma en energía. ¿Cuál es el valor de la energía en Joules?
A) 9×10^{20} J. B) 3×10^{20} J C) 3×10^{13} J
D) 9×10^{13} J e) 9×10^{14} J

“Nunca consideres al estudio como una obligación, sino como una oportunidad para penetrar en el bello y maravilloso mundo del saber”

ALBERT EINSTEIN



SEMANA 02



ESTRUCTURA ATÓMICA Y UNIDADES QUÍMICAS DE MASA

OBJETIVOS:

- Describir las partes de un sistema atómico y las partículas que lo conforman.

- Interpretar el concepto de una y su aplicación en átomos, moléculas y partículas subatómicas.
- Realizar cálculos con mol de átomos (átomo gramo) y con mol de átomos (mol gramo).

DEFINICIÓN MODERNA DE ÁTOMO

Es un sistema energético eléctricamente neutro que presenta una parte interna llamado núcleo atómico y otra externa conocida como zona nuclear o nube electrónica.

Partículas subatómicas fundamentales

Son aquellas que en general están presentes en cualquier átomo.

| Partícula | Notación | Descubridor | Masa | Carga absoluta |
|-----------|----------|-------------|----------------------------|---------------------------|
| PROTÓN | p^+ | RUTHERFORD | $1,6726 \cdot 10^{-27}$ Kg | $+1,602 \cdot 10^{-19}$ C |
| ELECTRÓN | e^- | THOMSOM | $9,1 \cdot 10^{-31}$ Kg | $-1,602 \cdot 10^{-19}$ C |
| NEUTRÓN | n^0 | CHADWICK | $1,672 \cdot 10^{-27}$ kg | 0 |

UNIDADES ATÓMICAS

Diagram illustrating the relationship between atomic mass (A), atomic number (Z), and the number of neutrons (N) for Sodium (Na):

$\#p^+ = Z = 11$
 $\#n^0 = A - Z = 23 - 11 = 12$
 $\#e^- = Z - 1 = 11 - 1 = 10$ (for a cation)

Applying the mnemonic AZNO Y PEZ:

$A = Z + N$
 $P^+ = e^- = Z$

$$Z = \text{número de protones} = \# p^+$$

$$Z = \text{número de protones} = \text{número de electrones} \# e^-$$

DEFINICIONES BÁSICAS

Número atómico (Z). Es el número de protones en el núcleo de cada átomo de un elemento. También se le conoce como carga relativa.

Número de masa (A). Es el número total de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento. También se le llama número másico o número de nucleones.

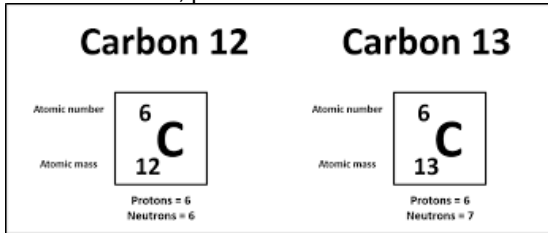
NUCLIDOS.

Definición. Son átomos de un mismo elemento o elementos diferentes que comparten una característica común, su número atómico, masa atómica, o números de neutrones.



TIPOS DE NUCLIDOS

Isótopos. Son átomos iguales que tienen el mismo número atómico, pero diferente número de masa.



Isóbaros. Son elementos diferentes que tienen el mismo número de masa.



Isótonos. Son elementos diferentes que tienen el mismo número de neutrones.



IÓN O ESPECIE ELECTRIZADA

Es una especie química monoatómica o poliatómica que posee carga eléctrica positiva o negativa. En esta oportunidad solo hablaremos de iones monoatómicos que se forman cuando un átomo neutro gana o pierde electrones durante las reacciones químicas. Cuando un átomo gana electrones, el proceso se llama reducción y cuando pierde electrones se llama oxidación.

Los iones poseen propiedades diferentes que sus respectivos átomos neutros. Los iones: Ca^{+2} , Mg^{+2} , Na^+ , K^+ , Cl^- , S^{2-} , Zn^{+2} , Fe^{+2} , etc.

$$\#e = Z - \text{carga}$$

UNIDADES QUÍMICAS DE MASA.

Unidad patrón. Los científicos de la química han elegido al átomo de carbono, específicamente al

isotopo C – 12 que es el más abundante, como el átomo patrón, es decir, es el átomo cuya masa se toma como referencia para medir las masas de los átomos de los demás elementos.

Unidad de masa atómica (uma). Es la unidad de masa que es empleada para expresar la masa de la materia microscópica como la que poseen los átomos, moléculas, protones, neutrones, entre otros.

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} \text{ masa}_{C-12}$$

Equivalencia:

$$1 \text{ uma} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} ; 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Masa Atómica Promedio O Peso Atómico (P.A). es la masa promedio de los isotopos expresado en unidad de masa atómica.

$$M.A._{(E)} = \frac{A_1 a\% + A_2 b\% + \dots + A_n n\%}{100}$$

Masa Molecular O Peso Molecular (P.M). Es la masa promedio de la molécula de una sustancia covalente, la cual se denomina sumando las masas atómicas de los elementos que lo conforman, multiplicadas por sus respectivas atomicidades.

$$P.M. = \sum P.A$$

- $O_2 \rightarrow 2(16) = 32$
- $H_2O \rightarrow 2(1) + 16 = 18$
- $CaSO_4 \cdot 2 H_2O \rightarrow 40 + 32 + 4(16) + 2(18) = 172$

El Mol. Es la unidad de medida de una cantidad física llamada cantidad de sustancia, que hace referencia a $6,023 \times 10^{23}$ partículas contables denominándose a este número el número de Avogadro.

- | | | |
|---------------|---|---|
| 1 mol H_2O | = | $6,023 \times 10^{23}$ molécula H_2O |
| 1 mol HNO_3 | = | $6,023 \times 10^{23}$ molécula HNO_3 |
| 1 mol plomo | = | $6,023 \times 10^{23}$ átomo Pb |

Átomo gramo (at-g). Un átomo de un elemento es la masa de una mol de átomos de ese elemento.

$$1 \text{ at-g} = \text{masa de 1 mol átomos} = \text{masa n}^\circ \text{ átomos}$$

Mol gramo (mol-g). Llamada molécula gramo o masa molar, de un elemento o compuesto.

$$1 \text{ mol-g} = \text{masa de 1 mol moléculas} = \text{masa n}^\circ \text{ moléculas}$$



Llamada también composición porcentual, se define como el porcentaje en masa de cada elemento que forma parte de un compuesto.

$$\% \text{ Composición} = \frac{\text{Peso del elemento}}{\text{Peso del compuesto}} \times 100$$

Fórmula Empírica (F.E). Es la mínima relación de combinación que hay entre los elementos químicos que forman un compuesto.

Fórmula Molecular. (F.M). Es aquella que muestra la cantidad total de los átomos de la sustancia (formula real).

Método para determinar FE y FM

- Se asume 100 g del compuesto y se determina el número de mol átomos. n° de mol átomos = $m/p.a$
- Como los números de moles de átomos deben ser enteros, a los valores obtenidos se les divide entre el menor valor de todos, y si todavía no resultara un entero se les multiplica por un mínimo factor.

Ejemplo:

$$0,5 \times 2 = 1$$

$$1,3 = 4/3 \times 3 = 4$$

$$1,5 \times 2 = 3$$

- Teniendo los números de mol de átomos en entero se elabora la formula empírica (FE).
- Para hallar la formula molecular (FM) se debe tener el dato de su masa molecular (M) y luego hallar "n".

Ejemplo:

Para el compuesto mostrado (NH_2) se encuentra un $M=32$. ¿Cuál es su fórmula molecular?

Solución:

$$\begin{aligned} FM &= (FE)_n \\ FM &= (\text{NH}_2)_n \quad (14+2)n=32 \\ n &= 2 \end{aligned}$$



PRÁCTICA SEMANA 02

1. En relación a las partículas subatómicas determina las proposiciones verdaderas (V) o falsas (F) y marque la alternativa que corresponda.
 - I. Los protones y neutrones están presentes en el núcleo atómico.
 - II. Los protones, neutrones y electrones tienen la misma carga.
 - III. Un haz de neutrones es desviado por un campo eléctrico.A) VVV B) VVF C) VFF D) FVF E) FFF

2. Las partículas positivas que se encuentran en el núcleo del átomo se denominan:
A) Nucleones D) Neutrones
B) Protones E) Electrones
C) Protones y electrones.
3. En el núcleo de un átomo puede contener:
a) Neutrones y electrones.
b) Neutrones y protones.
c) Neutrones, protones y electrones.
d) Solamente electrones.
e) Protones y electrones.
4. En un átomo el número de neutrones es el doble que el de los protones. Si presenta 90 como número de masa, calcular su número atómico.
A) 10 B) 20 C) 30 D) 90 E) 40
5. El cromo tiene número atómico de 24 y número de masa de 52, esto quiere decir que tiene.
A) 52 protones y 24 electrones.
B) 24 protones y 28 electrones.
C) 52 neutrones y ningún protón.
D) 28 protones y 24 neutrones.
E) 28 neutrones y 24 electrones.
6. Un catión trivalente posee un número de masa igual a 45 y tiene 18 electrones. El número total de las partículas elementales de este catión son:
A) 60 B) 62 C) 62 D) 63 E) 64
7. Se tiene 2 isótopos que presentan número atómico 6. Si poseen 13 neutrones en total, calcular la suma de sus números de masa.
A) 22 B) 23 C) 24 D) 25 E) 26
8. En cierto átomo neutro cumple que sus neutrones son 5 unidades más que su número atómico. Calcular el número atómico si presenta un número de masa igual a 63.
A) 30 B) 28 C) 29 D) 32 E) 40
9. La suma de los números de masa de dos isótopos es 42 y su diferencia es 2. Si además el número atómico es la mitad del menor número de masa, calcular la cantidad de neutrones del isótopo más liviano.
A) 10 B) 12 C) 16 D) 17 E) 20



10. La suma de los números de masa de 2 isótopos es 146 y la suma de sus neutrones es 74. ¿Cuántos electrones tiene el elemento en su estado fundamental?
A) 36 B) 45 C) 72 D) 54 E) 18
11. Los números másicos de isótonos se encuentran en relación numérica de 7 a 9. Si la diferencia entre sus cargas nucleares es 28, determine el número de masa del átomo más pesado.
A) 126 B) 132 C) 98 D) 117 E) 144
12. La diferencia de cuadrados del número de masa y número atómico de un átomo es igual a 133. Determine el número de protones del átomo si posee 7 neutrones.
A) 5 B) 6 C) 7 D) 8 E) 9
13. El peso atómico (P.A) de un elemento es el promedio ponderado de las masas atómicas relativas de los..... Del elemento, comparado con C al cual se le ha asignado el valor de unidades de masa atómica.
A) Isótono – 16
B) Isótopos – 14
C) Átomos – 12
D) Isobaros – 12
E) Isótopos - 12
14. El peso atómico del hierro es 55,85 y posee dos isótopos: Fe -54 y Fe -56. ¿Cuál es el porcentaje de abundancia del isótopo más pesado?
A) 94,5% B) 7,5 C) 92,5 D) 54 E) 56
15. La nicotina es un compuesto cuya composición centesimal es: C=74%, H=8,7% y N=17,3% ¿Qué porcentaje de átomos en la nicotina son átomos de carbono?
A) 38,46% B) 7,5 C) 35,5
D) 54 E) 36,1
16. Si por cada siete isótopos livianos (32,0 uma), existen tres pesados (39,5 uma). Hallar la masa atómica de E.
A) 32,24 B) 34,25 C) 22
D) 37,8 E) 36,5
17. A partir de una tonelada (1000Kg) de caliza, CaCO_3 con 20% de impurezas. ¿Qué peso de calcio se obtendrá teóricamente?
A) 384g B) 108 C) 160 D) 320 E) 96

18. Determine el peso de calcio en 500 g de un mineral que contiene el 80% de CaCO_3 . P.A. (Ca = 40, C = 12, O = 16)
A) 16g B) 1,6 C) 160 D) 32 E) 320
19. ¿Cuántos átomos existen en 230 g de sodio?
A) $60,23 \times 10^{23}$ B) $6,023 \times 10^{23}$ C) $12,46 \times 10^{23}$
D) $30,115 \times 10^{23}$ E) $18,096 \times 10^{23}$



EJERCICIOS A RESOLVER

02

1. En el ion L^{+1} , se verifica que el número de electrones es al número de neutrones como 1 es 2. Determinar la carga nuclear si el número de masa es 16.
A) 5 B) 6 C) 7 D) 8 E) 9
2. Se tiene dos isobaros cuya suma de cargas nucleares es 13 y la diferencia de sus neutrones es la unidad. Determinar la cantidad de electrones del anión tetravalente del isobaro de mayor cantidad de neutrones.
A) 8 B) 9 C) 10 D) 11 E) 12
3. Si dos átomos "A" y "B" tienen igual número de neutrones la suma de sus protones es 76 y la diferencia de sus números de masa es 4. ¿Cuántos protones tiene "B"?
A) 40 B) 18 C) 36 D) 76 E) N.A
4. En un átomo neutro se cumple $A^2 + Z^2 - N^2 = 1800$. Determine el número de protones si sabemos que este es al número de neutrones como 4 a 5.
A) 5 B) 20 C) 25 D) 45 E) 55
5. Cuatro isótopos de un mismo elemento tienen 446 neutrones en total. Si sus números másicos suman 746, ¿Cuántos electrones en total tiene su catión trivalente y su catión pentapositivo?
A) 142 B) 158 C) 140 D) 118 E) 153
6. El ion tetranegativo del átomo X es isoelectrónico con el catión pentavalente del átomo Y. Si el átomo Y tiene 93 electrones, ¿Cuántos electrones tiene el catión divalente del átomo X?
A) 82 B) 84 C) 88 D) 93 E) 96

7. Determinar la masa atómica de Y en Y_2O_3 SI 3 mole de dicho compuesto contiene una masa de 306g.
A) 25 g B) 26 **C) 27** D) 28 E) 29
8. ¿Cuántos átomos existen en 80g de calcio?
A) $60,23 \times 10^{23}$ B) $6,023 \times 10^{23}$ **C) $12,46 \times 10^{23}$**
D) $30,115 \times 10^{23}$ E) $18,096 \times 10^{23}$
9. ¿Cuántas moléculas existen en 392 g de ácido sulfúrico?
A) $12,46 \times 10^{23}$ B) 4×10^{23} C) 24×10^{22}
D) $2,4 \times 10^{24}$ E) $18,096 \times 10^{23}$
10. Determinar la masa de 3×10^{23} moléculas de agua destilada.
A) 5 B) 6 C) 7 D) 8 **E) 9**

“La educación es un arma más poderosa que una bazuca para hacer la guerra a la ignorancia”

DANIEL PINEDO GANOZA



SEMANA 03

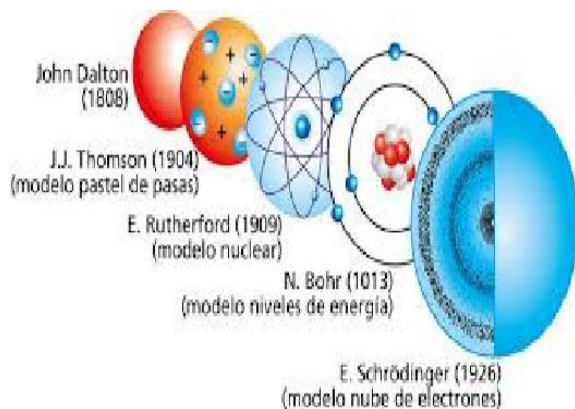


TEORÍA ATÓMICA Y CUÁNTICA

OBJETIVOS.

- Conocer el desarrollo histórico de las teorías y modelos atómicos.
- Entender la importancia de aquellos hechos experimentales que precedieron a los diferentes modelos atómicos.

TEORÍAS Y MODELOS ATÓMICOS



ETAPAS FILOSÓFICAS

Fueron los griegos los primeros en intentar dar una explicación filosófica e idealista (ya que no había forma de demostrar experimental) de la estructura interna de la materia, que consideraron discontinua, es decir presentaba un límite en su división ellos creían que poseían un componente básico o elemental.

Leucipo (450 a.c). Consideró que este componente básico de la materia era el átomo (en griego “átomo” significa indivisible), que será el límite de la división de la materia.

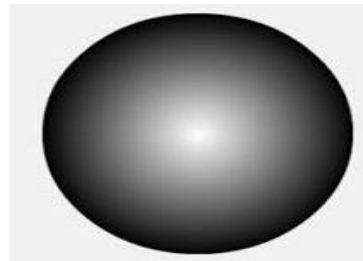
Demócrito (380 a.c). Que fue discípulo de Leucipo considero el átomo como la realidad ínfima de la materia, partícula, indivisible y eterna.

Empédocles y Aristóteles. Explicaban la composición de la materia en términos de objetos más complejos como: **Aire, Tierra, Fuego y Agua** que tuvieron mayor aceptación por ser dichos objetos observables, quedando así estancado ese periodo por casi 2000 años.

ETAPAS CIENTÍFICAS.

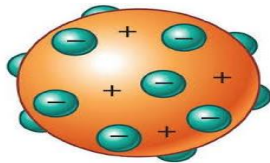
Teoría atómica de Dalton (1808). Diseño su teoría con miras a explicar varias observaciones experimentales la cual se resume en los siguientes postulados.

- Cada elemento se compone de partículas muy pequeñas llamadas átomos.
- Los átomos de un mismo elemento son idénticos, los átomos de elementos diferentes son diferentes y tienen propiedades físicas y químicas también distintas.
- Los átomos de un elemento no se transforman en tipos de átomos diferentes mediante reacciones químicas (los átomos no se crean ni se destruyen)
- Los compuestos químicos están formados por átomos de más de un elemento.



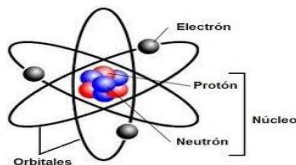
Teoría atómica de Thomson (1904). “Modelo del Budín de Pasas”. Al tener conocimiento de la existencia de partículas más pequeñas que el propio átomo, como los electrones, Thomson propuso un modelo átomo en el cual:

- El átomo consiste en una esfera de materia uniforme y cargada positivamente.
- En él se hallan incrustados los electrones de un modo parecido a como lo están las semillas en una chirimoya, un budín con pasas o como las pasas en el panteón.



Teoría atómica de Rutherford (1911). “Modelo semejante al sistema solar”. Descubrió el núcleo. Discípulo de Thomson, bombardeó láminas delgadas de oro y otras sustancias, utilizando como proyectiles las partículas alfa. Descubrió que algunas de ellas las cruzaban otras rebotaban como si chocaran con algo relativamente más grande o con carga de igual signo, así que concluyó:

- El átomo posee un núcleo central pequeño, con carga eléctrica positiva, que contienen casi toda la masa del átomo.
- Los electrones giran alrededor a grandes distancias alrededor del núcleo con orbitas circulares.
- La suma de sus cargas eléctricas negativas tiene que ser igual a la suma de sus cargas eléctricas positivas del núcleo, ya que el átomo es eléctricamente neutro.

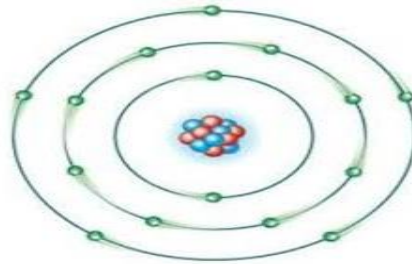


Modelo atómico de Bohr. “Modelo de los niveles energéticos estacionarios”. Aplicando los conceptos de la mecánica cuántica éste notable científico Danés, quiso determinar la distancia que existía del núcleo al electrón que giraba alrededor, Describió el átomo de hidrógeno con un protón en el núcleo, y girando a su alrededor un electrón llegó a la conclusión:

- **De la estabilidad de la órbita del electrón.** Un electrón en un átomo se mueve en una órbita

circular alrededor del núcleo bajo la influencia de la atracción eléctrica entre el electrón y el núcleo.

- **De las orbitas permitidas del electrón.** Los electrones solo pueden girar alrededor del núcleo.
- **De los niveles estacionarios de energía.** Un electrón que se mueva en una de esas orbitas permitidas no irradia energía electromagnética.
- **De las transiciones electrónicas.** Si un electrón cambia discontinuamente su movimiento de forma que pasa a otra órbita.



Modelo cuántico.

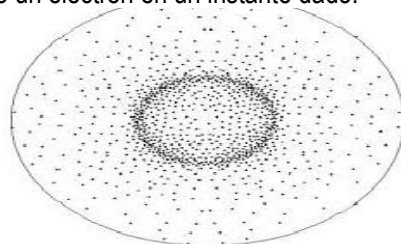
Principio de la naturaleza dual de una materia (Louis De Broglie). Razono así:

- La naturaleza es sorprendente simétrica de muchas maneras.
- Nuestro universo observable está compuesto totalmente de luz y materia.

Considero:

- Todo ocurre como si el electrón se encontrara, no en un punto determinado de su trayectoria sino simultáneamente sobre toda circunferencia de su órbita.

Principio de Incertidumbre (Werner Kart Heisenberg -1927). Nos dice que es inherentemente imposible conocer simultáneamente la trayectoria del electrón y su posición exacta en el espacio. Si consideramos que una onda se extiende en el espacio, debemos reconocer que su posición no está definida con precisión, por ello debemos esperar que esa imposible determinar exactamente donde está ubicado un electrón en un instante dado.





Modelo atómico actual. Llamado modelo cuántico. Con la hipótesis De Broglie y el principio de Heisenber permitieron elaborar una nueva teoría atómica abandonando la definición precisa de posición y momento lineal instantáneo incorporando en cambio el concepto de zonas espaciales de probabilidad para la ubicación del electrón estableciéndose así el modelo cuántico, ideado por **Schrodinger**.

Ecuación de Onda:(Erwin Schrodinger-1926). indica el movimiento del electrón en tres dimensiones del espacio, de ello se originan los números cuánticos n, l, m que definen el orbital atómico. Los números cuánticos son parámetros numéricos que describen los estados energéticos del electrón.

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V)\Psi = 0$$

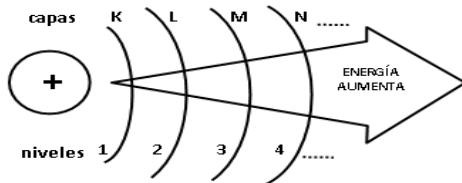
Donde:

- m = masa del electrón
- h = constante de Planck
- E = energía total
- V = energía potencial
- Ψ = función de onda

$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2}$ = Segunda derivada parcial de Ψ con respecto al eje x.

NÚMEROS CUÁNTICOS

a). Número Cuántico Principal (n): Nivel.



| | | | | |
|--------------------|---|---|---|---|
| Nº máx. e= $2n^2$ | 1 | 2 | 3 | 4 |
| Nº máx. orb= n^2 | | | | |

b). Número Cuántico Secundario (l). Subnivel. Llamado también número cuántico azimutal. Toma valores de números enteros positivos comprendidos entre 0 (valor mínimo de l) y (n-1) el valor máximo de l.

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

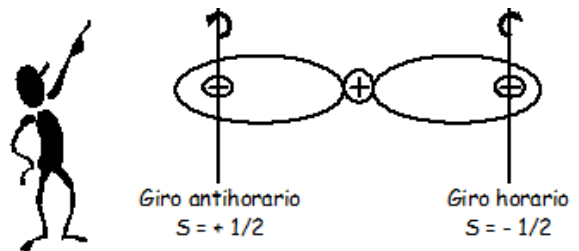
| Subnivel | Notación | Nº máx.e $2(2l+1)$ | Nº orbitales= $2l+1$ |
|-------------|----------|--------------------|----------------------|
| Sharp | l=0 (s) | | |
| Principal | l=1 (p) | | |
| Difuso | l=2 (d) | | |
| Fundamental | l=3 (f) | | |

c) Número Cuántico Magnético (ml)

$$m = -l, (-l + 1), \dots, 0, \dots, (+l - 1), +l$$

- Orbital:**
- ↑↓ Orbital apareado (lleno)
 - ↑ Orbital desapareado (semilleno)
 - Orbital vacío

d). Número Cuántico Spin Magnético (ms). Los únicos valores probables que toma son (+ 1/2) cuando rota en sentido anti horario y (- 1/2) cuando rota en sentido horario.



PRINCIPIO DE PAULI: Indica que ningún par de electrones de cualquier átomo puede tener los cuatro números cuánticos iguales.

■ **Primer electrón**

$$n=1 \quad l=0 \quad m=0 \quad s=+1/2$$

■ **Segundo electrón**

$$n=1 \quad l=0 \quad m=0 \quad s=-1/2$$



CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA. Es la distribución de los electrones en base a su energía relativa en orden creciente.

$$E_R = n + l$$

- E_R = Energía relativa
- n = Nivel
- ℓ = Subnivel



REGLA DE MOLLER: Determina la distribución en niveles y subniveles.

| Niveles | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |
|-------------------|----------------|----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|----------------|
| Subniveles | s ² | s ² | s ² | s ² | s ² | s ² | s ² |
| | | p ⁶ | p ⁶ | p ⁶ | p ⁶ | p ⁶ | p ⁶ |
| | | | d ¹⁰ | d ¹⁰ | d ¹⁰ | d ¹⁰ | |
| | | | | f ¹⁴ | f ¹⁴ | | |
| Capacidad real | 2 | 8 | 18 | 32 | 32 | 18 | 8 |
| Capacidad teórica | 2 | 8 | 18 | 32 | 50 | 72 | 98 |

Usando mnemotecnía

Si sopa sopa se da pensión
se da pensión se fue de paseo se fue de
paseo

Configuración Electrónica “Kernel”: Nos ayuda a realizar la distribución electrónica de manera simplificada.

| | | | | | | |
|-----------------|---------------------------------|---------------------------------|--|--|---|---|
| 1s ² | 2s ² 2p ⁶ | 3s ² 3p ⁶ | 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ | 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ | 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁶ | 7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7p ⁶ |
| ↓ | ↓ | ↓ | ↓ | ↓ | ↓ | ↓ |
| [He] | [Ne] | [Ar] | [Kr] | [Xe] | [Rn] | 118 e ⁻ |

Regla de Hund: Los electrones deben ocupar todos los orbitales de un subnivel dado en forma individual antes de que se inicie el apareamiento.

Excepciones a las reglas de configuración (estabilidad adicional)

Las excepciones más comunes lo presentan aquellos átomos neutros cuyas configuraciones culminan en subniveles tipo “d”, siendo estas excepciones en los casos:

- I. ns² (n-1)d⁴ se cambia por ns¹ (n-1)d⁵
- II. ns² (n-1)d⁹ se cambia por ns¹ (n-1)d¹⁰



PRÁCTICA SEMANA 03

1. Indicar el conjunto de números cuánticos n, l, m, s que es posible para un electrón en un átomo.
 A) 2,2,0,+1/2 B) 3,2,+2,-1/2 C) 3,3,-4,-1/4
 D) 5,4,-5,+1/2 E) 4,2,+3,+1/2
2. Borh explico su teoría en relación:
 A) Al átomo de Hidrogeno.
 B) Al núcleo del helio.
 C) Al núcleo del hidrogeno.
 D) A un neutrón aislado.
 E) A un electrón aislado.

3. Indicar cuantas proposiciones son correctas respecto a los números cuánticos:

- I. El N.C principal, determina el tamaño del orbital y el contenido energético de cada nivel.
- II. El N.C secundario determina la forma de la nube electrónica del orbital atómico.
- III. El N.C Magnético, indica la orientación espacial de los orbitales atómicos.
- IV. El N.C spin determina el sentido del giro de un electrón dentro de un orbital atómico.
- V. El N.C spin es deducido de la de la función de onda de Schrodinger.

A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

4. Ordene de menor a mayor energía, los siguientes subniveles: 4s,4f,3d,5p.

- A) 4s,3d,4f,5p B) 4s,3d,5p,4f C) 5p,4f,4s,3d
 D) 3d,4s,4f,5p E) 3d,4s,5p,4f

5. Para el átomo de 27Co, calcular la suma de los cuatro números cuánticos del último electrón configurado.

- A) 5/2 B) 9/2 C) 11/2
 D) 7/2 E) 3/2

6. El átomo de un elemento “Y” presenta 3 electrones “p” desapareados en el 5to nivel. ¿Cuál es su número atómico?

- A) 48 B) 45 C) 56 D) 51 E) 54

7. ¿Cuál es el número máximo y mínimo de electrones que puede tener un átomo conociendo los números cuánticos n=3, l=1; m=0l?

- A) 18 -12 B) 17-13 C) 16 -13

D) 18 -15 E) 17-14

8. Hallar los 4 números cuánticos para el último electrón de un átomo que posee 2 electrones desapareados en el subnivel 5d.

- A) 5, 2, 0, -1/2 D) 5, 0, 1, +1/2
 B) 5, 1, 2, -1/2 E) 5, 2, 0, +1/2
 C) 5, 1, 1, +1/2

9. El último electrón de la configuración de un átomo tiene los siguientes números cuánticos n=4, l=2, m=0,s= -1/2; Hallar cuantas partículas positivas tiene dicho átomo?

- A) 34 B) 40 C) 46 D) 50 E) 48



10. Un elemento diamagnético se encuentra en el cuarto periodo ¿cuál es su número atómico?
A) 18 B) 39 C) 32 **D) 30** E) 22
11. ¿Cuál es el número de protones de un átomo que posee 5 electrones en su cuarto nivel?
A) 25 **B) 33** C) 29 D) 30 E) 27
12. Determinar el valor máximo de la masa atómica del átomo de un elemento, si tiene 2 subniveles principal (p) llenos y los neutrones exceden a los electrones en 5
A) 72 B) 76 C) 80 **D) 75** E) 82
13. Un átomo neutro presenta 9 electrones en su órbita "M", sabiendo que tiene 50 neutrones en su núcleo. Indique cuántos electrones desapareados posee.
A) 0 **B) 1** C) 2 D) 3 E) 4
14. Un átomo posee 4 subniveles ¿Cuál es su Z máx. ¿Y A máx. si tiene 20 neutrones?
A) 12 - 32 B) 14 - 44 C) 11 - 35
D) 10 - 28 E) 13 - 54
15. Un átomo x es isótono con otro átomo y el cual posee una carga nuclear de 33 unidades electrónicas y de número de masa 70, además es isóbaro con el ^{66}Zn ¿Cuántos electrones posee el anión divalente del átomo X?
A) 32 B) 34 C) 35 **D) 31** E) 33
16. Un átomo presenta 10 electrones en la capa "M". Determine la carga nuclear.
A) 18 B) 21 C) 25 D) 26 **E) 22**
17. Determine respectivamente el número de orbitales y subniveles ocupados por los electrones de ^{26}Fe .
A) 11, 6 B) 11, 7 C) 15, 6
D) 15, 7 E) 7, 15
18. Determine el número de niveles, subniveles y orbitales que tiene un átomo con $Z=19$.
A) 3; 6; 9 **B) 4; 6; 10** C) 3; 6; 10
D) 4; 5; 9 E) 4; 5; 10



EJERCICIOS A RESOLVER

03

1. Determine respectivamente el número de orbitales y subniveles ocupados por los electrones del ^{26}Fe
A) 11; 6 B) 11; 6 C) 15; 6
D) 15; 7 E) 7; 15
2. El mínimo de electrones que puede tener un átomo neutro con su tercer nivel completamente lleno es:
A) 29 B) 16 C) 30
D) 25 E) 28
3. Un elemento Y posee 14 electrones en el cuarto nivel. Si su número de masa es 98. Determine la cantidad de neutrones.
A) 56 B) 53 **C) 54**
D) 51 E) 50
4. Hallar el número máximo de electrones para que un átomo tenga 3 subniveles p llenos y 10 electrones "s"
A) 53 B) 48 C) 55
D) 46 E) 51
5. Los números cuánticos del único electrón desapareados de un átomo son 4, 1, +1, +1/2. Si el valor de su número de masa es 80. ¿Cuántos neutrones posee?
A) 35 B) 40 C) 50
D) 45 E) 55
6. Si un átomo con 30 neutrones tiene su último electrón de representación cuántica (3, 2, +2, +1/2). Determine su número másico.
A) 48 B) 49 C) 52
D) 53 **E) 55**
7. Los números cuánticos del antepenúltimo electrón configurado del átomo de Hierro es:
A) 2; 2; -2, -1/2
B) 3; 2; +2; +1/2
C) 3; 2; +1; +1/2
D) 4; 0; 0; +1/2
E) 4; 2; +1; +1/2
8. Cuando la carga de un átomo es -3 su C.E. termina en $4p^6$. Determine el número de neutrones si el número de masa es 68.
A) 32 **B) 35** C) 29
D) 25 E) 42



MÓDULO DE QUÍMICA.

CEPRE – UNU PROCESO – 2020 – III

9. Calcular E ; si $E = x + y$ donde:
 x = número máximo de electrones de un átomo que solamente posee 3 subniveles "p"
 y = número máximo de electrones de un átomo que solamente posee 1 subnivel "p" lleno.
 A) 75 B) 85 C) 76
 D) 65 E) 79
10. Calcular el número atómico mínimo y máximo para un elemento si su átomo posee 2 niveles energéticos llenos
 A) 10 y 28 B) 10 y 27 C) 3 y 27
 D) 10 y 17 E) 10 y 29
11. Al desarrollar una distribución electrónica se logran 4 electrones desapareados en el 4 nivel. Señale el máximo valor posible del número atómico.
 A) 66 B) 53 C) 60
 D) 62 E) 56

*"Las raíces de la educación son amargas,
 pero sus frutos son dulces"*
ARISTÓTELES.



TABLA PERIÓDICA Y ENLACES QUÍMICOS

OBJETIVOS.

- Ubicar a un elemento químico en la tabla periódica actual.
- Conocer la tabla periódica su periodos y familias
- Conocer el concepto de enlaces químicos, además de su mecanismo de formación.

ANTECEDENTES HISTÓRICOS

Hipótesis de Proust (815).

Ejemplos: H= Generador. He= H + H

Li= H+H+H Be= H+H+H+H

Triadas de Johann W. Dobereiner (1817). Químico Alemán, en 1829 agrupó por "**TRIADAS**" (grupos de Tres) ordenó a los elementos de propiedades semejantes en grupos de tres y el

peso atómico del elemento central era aproximadamente igual a la media aritmética de los otros dos elementos.

| | | | | |
|----------------|----|----|----|----------------------------------|
| Primera triada | Li | Na | K | P.A. (Na) = $\frac{7 + 39}{2} =$ |
| Peso atómico | 7 | | 39 | |

| | | | | |
|----------------|----|----|-----|------------------------------------|
| Segunda triada | Ca | Sr | Ba | P.A. (Sr) = $\frac{40 + 137}{2} =$ |
| Peso atómico | 40 | | 137 | |

Octavas De Newlands (1864). Inglés en 1864 estableció la "**Ley de las Octavas**", ordenó a los elementos de menor a mayor peso atómico en grupos de 7 en 7, presentando propiedades similares después de cada intervalo de 8 elementos.

Hay 7 elementos

| | | | | | | | | | |
|---------------|--------------|----|----|----|----|-----|----|----|----|
| PRIMERA SERIE | Elemento | Li | Be | B | C | N | O | F | |
| | Peso Atómico | 7 | 9 | 11 | 12 | 14 | 16 | 19 | |
| SEGUNDA SERIE | Elemento | Na | Mg | Al | Si | P | S | Cl | |
| | Peso Atómico | 23 | 24 | 27 | 28 | 31 | 32 | 35 | |
| TERCERA SERIE | Elemento | K | Ca | Ti | V | ... | As | Se | Br |
| | Peso Atómico | 39 | 40 | 48 | 51 | ... | 75 | 79 | 80 |

14 elementos (no se cumple la ley de las octavas)

Tabla Periódica de Mendeleiev Y Lotar Meyer (1869). Se ordenó su clasificación de los elementos de acuerdo a la siguiente ley: **Las propiedades de los elementos son una función periódica de su peso atómico.** Colocó a cuerpos simples en líneas horizontales llamados PERIODOS (11). Formo familias naturales de propiedades semejantes. Consiguió de esta manera ocho columnas verticales que denominó GRUPOS (8).

Eka-Aluminio: Galio (Boisbandran, 1875)

Eka-Boro: Escandio (L. Nelson, 1879)

Eka-Silicio: Germanio (C. Winkler, 1886)

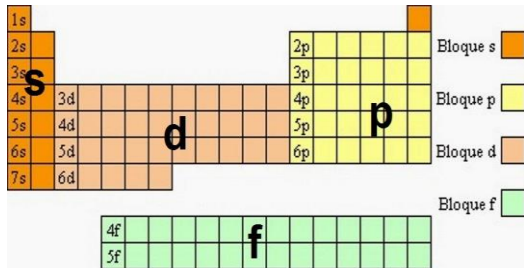
| | | | | | | | | | |
|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|
| I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII | | |
| H 1.01 | | | | | | | | | |
| Li 6.94 | Be 9.01 | B 10.8 | C 12.0 | N 14.0 | O 16.0 | F 19.0 | | | |
| Na 23.0 | Mg 24.3 | Al 27.0 | Si 28.1 | P 31.0 | S 32.1 | Cl 35.5 | | | |
| K 39.1 | Ca 40.1 | | Ti 47.9 | V 50.9 | Cr 52.0 | Mn 54.9 | Fe 55.9 | Co 58.9 | Ni 58.7 |
| Cu 63.5 | Zn 65.4 | | | As 74.9 | Se 79.0 | Br 79.9 | | | |
| Rb 85.5 | Sr 87.6 | Y 88.9 | Zr 91.2 | Nb 92.9 | Mo 95.9 | | Ru 101 | Rh 103 | Pd 106 |
| Ag 108 | Cd 112 | In 115 | Sn 119 | Sb 122 | Te 128 | I 127 | | | |
| Ce 133 | Ba 137 | La 139 | | Ta 181 | W 184 | | Os 194 | Ir 192 | Pt 195 |
| Au 197 | Hg 201 | Tl 204 | Pb 207 | Bi 209 | | | | | |
| | | | Th 232 | | U 238 | | | | |

Ley Periódica Moderna: En 1913, el Inglés Henry G. Moseley, estableció un método de obtención de valores exactos de la carga nuclear, y en consecuencia el número atómico de los elementos.



DESCRIPCIÓN DE LA TABLA ACTUAL.

- ❖ Esta ordenado en forma creciente a su número atómico.
- ❖ Su forma actual denominado forma larga fue sugerida por WERNER en 1905, separa en bloque los elementos según sus configuraciones electrónicas.



❖ Los La Unión internacional de Química pura y aplicada (IUPAC) admitió oficialmente a comienzos de 2016 la existencia de 118 elementos: 92 con presencia natural y 26 obtenidos en laboratorios a partir de los anteriores están ordenados según el número atómico creciente en 7 periodos y 16 grupos (8 grupos A y 8 grupos B).

❖ **Periodos.** Son las filas horizontales, nos indican el último nivel de energía del elemento. Existen 7 periodos o niveles

- Periodo 1,2 y 3, formados por 2,8, y 18 electrones respectivamente, son denominados “periodos cortos”
- Periodos 4,5 y 6. Son “periodos largos”, el 7 se halla incompleto.
- Los elementos cuyos números atómicos se hallan comprendidos entre el La (Z=57) y el Lu (Z=71), se llaman lantánidos
- Los elementos cuyos números atómicos superior a (Z=89), se denominan actínidos.
- Ellos se encuentran separados en 2 filas de la tabla periódica, con el objeto de no extender demasiado la figura.
- Los elementos después del ⁹²U (93...), se han obtenido en forma artificial del uranio denominado es estos, “transuránicos”

Grupos y familias.

En la tabla periódica esta ordenada en grupos A y B

Grupo A: Elementos Representativos. Situados en los extremos de la tabla periódica.

- Nos indican el número de electrones de la última capa y se representa en números romanos.
- Terminan en subnivel s y p.

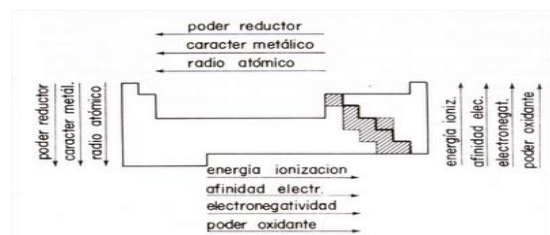
| |
|---|
| IA: Metales Alcalinos: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr |
| IIA: Metales Alcalinos Terrosos: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra |
| IIIA: Boroides: B, Al, Ga, In, Tl |
| IVA: Carbonoides: C, Si, Ge, Sn, Pb |
| VA: Nitrogenoides: N, P, As, Sb, Bi |
| VIA: Anfígenos o Calcógenos: O, S, Se, Te, Po |
| VIIA: Halógenos: F, Cl, Br, I, At |
| VIIIA: Gases Nobles: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn |
| Metales De Acuñación: Au, Ag, Cu |
| Elementos puente: Zn, Cd, Hg, Uub |

Grupo B: Elementos de transición. Situados en la zona central de la tabla periódica.

- Nos indica el grupo, el número de electrones de la última capa, debido a que su valencia es variable.
- La configuración electrónica termina en subnivel d

UBICACIÓN DE UN ELEMENTO EN LA TABLA Periódica. Teniendo en cuenta el número atómico (Z), con el cual se realiza la distribución electrónica: **Grupo = subnivel** (s, p =A); (d, f = B). **Periodo = nivel**

PROPIEDADES ATOMICAS (PERIÓDICAS) DE LOS ELEMENTOS.



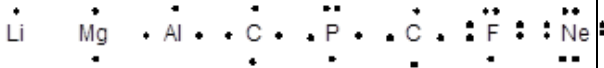


ENLACE QUIMICO: Es toda fuerza que actuando sobre los átomos los mantiene unidos, formando las moléculas o agregados atómicos.

Electrones de Valencia:

| I A | II A | III A | IV A | V A | VI A | VII A | VIII A |
|-----|-------|------------|------------|------------|------------|------------|--------------------------------------|
| • E | • E • | • E • • | • E • • | • E • • | • E • • | • E • • | • • • • • • • • |

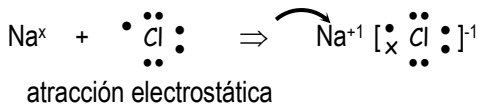
Regla de Octeto: (Newton Lewis).



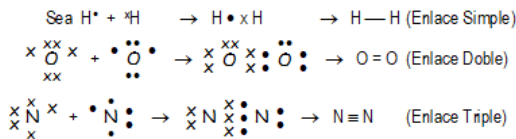
TIPOS DE ENLACE

Enlace Iónico o Electrovalente: Resulta de la transferencia de electrones entre un átomo y metálico y otro no metálico, donde el primero se convierte en un ión cargado positivamente y el segundo en uno negativo.

Sea: NaCl : Cloruro de Sodio

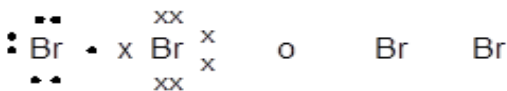


Enlace Covalente: Resulta de la compartición de par de electrones



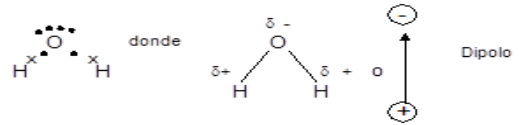
Clases de Enlace Covalente

Enlace Covalente Apolar: La diferencia de electronegatividades de los elementos participantes, es igual a cero.

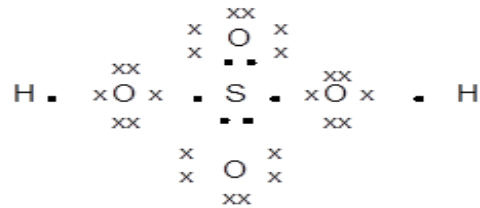


Covalente Polar: Se realiza entre átomos no metálicos y con una diferencia de electronegatividades siguiente:

0 < Δδ < 1,7

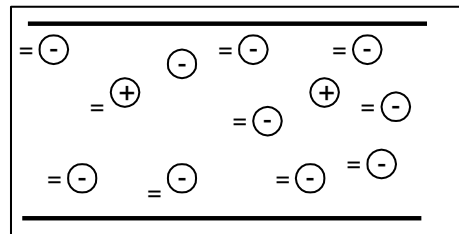


Enlace Covalente Coordinado o Dativo: Se da cuando el par de electrones compartidos pertenecen a uno sólo de los átomos. El átomo que contribuye con el par de electrones recibe el nombre de **DONADOR** y el que los toma recibe el nombre de **ACEPTADOR o RECEPTOR**.



Enlace Metálico: Se presentan en los metales y tiene ocurrencia entre un número indefinido de átomos lo cual conduce a un agregado atómico, o cristal metálico; el cual ésta formado por una red de iones positivos sumergidos en un mar de electrones.

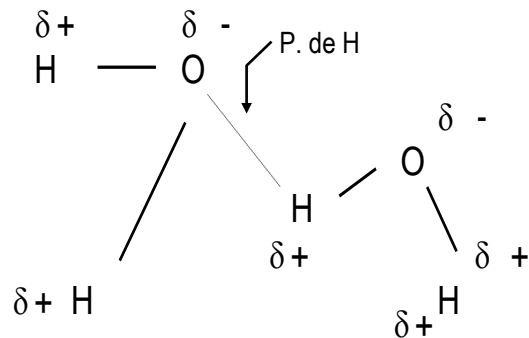
Estado basal → catión
Ag⁰ -1e- Ag⁺¹



“Mar de electrones”

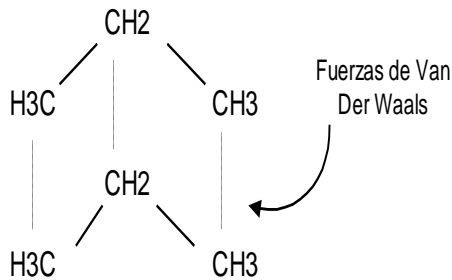
Puente de Hidrogeno: Se trata de fuertes enlaces eléctricos entre las cargas positivas de los núcleos del átomo de Hidrógeno y átomos de Flúor, Oxígeno o Nitrogênio.

Ejemplo: Molécula de agua (H₂O)





Fuerzas de Van Der Waals: Son uniones eléctricas débiles y se efectúan entre moléculas apolares.
Ejemplo: Propano ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$)



PRÁCTICA SEMANA 04

- Indicar la alternativa que no corresponde a las propiedades físicas o químicas del elemento.
A) Oxígeno – engendra ácidos
B) Cloro – amarillo
C) Cromo – color
D) Hidrogeno – formador de agua
E) Argón – activador
- La ley periódica de los elementos químicos de acuerdo a su:
A) Número de masa.
B) **Número atómico.**
C) Densidad.
D) Cantidad de capas.
E) Número de neutrones.
- Indique el grupo de elementos que no cumple con la agrupación de triada de Dobereiner.
A) ^{40}Ca , ^{88}Sr , ^{137}Ba D) ^{35}Cl , ^{80}Br , ^{127}I
B) ^7Li , ^{23}Na , ^{39}K E) ^{32}S , ^{79}Se , ^{127}Te
C) ^{12}C , ^{28}Si , ^{73}Ge
- Indique a quien corresponde la siguiente teoría: clasifico los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos, pero de tal manera que los elementos con propiedades físicas y químicas similares se encuentren en una misma familia o grupo y que para ello era necesario dejar casilleros vacíos para nuevos elementos aun no descubiertos.
A) Lothar Meyer B) Moseley C) **Mendeleiev**
D) Dobereiner E) Newland

- Las propiedades físicas y químicas de los elementos son función periódica de sus números atómicos, es decir, los elementos están ordenados en orden creciente de sus números atómicos. Ejem ^1H , ^2He , ^3Li , ^4Be , ^5B ...

La tabla periódica está formada por 18 grupos (columnas) y 7 periodos (filas)

En los enunciados se describe a la tabla periódica según:

- A) **Moseley** B) Mendeleiev C) Dobereiner
D) Berzelius E) Newland

- En forma general los elementos se dividen en metales, no metales y gases nobles. En estado natural de los elementos a 20°C , indicar el metal y no metal que se encuentran en estado líquido a esa temperatura
A) Fe, Cl B) Fr, I C) Al, O
D) **Hg, Br** E) Pb, F
- Completar los espacios en blanco según las alternativas en los siguientes enunciados.
 - El elemento más abundante de la corteza terrestres es el
 - El elemento metálico más abundante de la corteza terrestre es elA) H, Fe B) N, Si C) **O, Al**
D) C, Pb E) He, Cu
- La electronegatividad es la fuerza que tiene un átomo para atraer electrones. En la tabla periódica aumenta de izquierda hacia la derecha en un mismo periodo (\rightarrow) y de abajo hacia arriba en un mismo grupo (\uparrow). En un mismo periodo indicar la alternativa que no cumple con lo indicado.
A) Li, B, F B) Be, Ca, O C) Mg, Al, S
D) Na, Si, Cl E) **Mg, Sr, Ti**
- Los elementos del grupo IA de la tabla periódica terminan su configuración electrónica en ns^1 . De acuerdo con la siguiente relación: Fe, Ca, Na, Cl, Ag, Cu, Li, Be. Indicar aquellos que pertenecen a la familia de los metales alcalinos.
A) Fe, Ca B) Cl, Ag C) **Na, Li**
D) Cu, Be E) Fe, Ag



MÓDULO DE QUÍMICA.

CEPRE – UNU PROCESO – 2020 – III

10. Hallar el número atómico para un elemento que se encuentra en el tercer periodo y pertenece a la familia de los halógenos.

- A) 19 B) 35 C) 17 D) 16 E) 53

11. Son características de los metales de transición:

1. Los electrones de máxima energía se hallan en el orbital d.
2. Tienen $7e^-$ de valencia en su última capa
3. Son densos debido al pequeño volumen atómico siendo el más denso el osmio $22,587\text{g/cc}$
4. No se hallan libres en la naturaleza

- A) 1 y 2 B) 3 y 4 C) 1 y 4
D) 2 y 3 E) 1 y 3

12. Un metal de transición tiene 50 neutrones y su número de masa es igual a 98. ¿En qué grupo y período debe ubicarse dicho elemento?

- A) II A, 5 B) I B, 6 C) III B, 6
D) II B, 5 E) V B, 4

13. Determinar la ubicación del elemento cuyo número de masa excede en 6 unidades al doble del número atómico, si además el número de sus partículas neutras es 42.

- A) VII A, 3 B) VIII A, 4 C) VIII A, 3
D) VIII B, 4 E) VII A, 5

14. Principal característica de un enlace iónico es:

- A) Compartición de electrones.
B) **Transferencia de electrones.**
C) Compartición de protones.
D) Atracción de protones.
E) Transferencia de protones.

15. Las siguientes características pertenecen al enlace:

- En estado sólido son malos conductores del calor y la electricidad.
 - Al disolverlos en el agua son buenos conductores de la electricidad
- A) Iónico D) Enlace doble
C) Covalente polar E) Covalente Apolar
E) Enlace triple

16. Indicar a qué tipo de enlace pertenece las siguientes características

- El par de electrones se comparte en forma desigual debido a la diferencia de electronegatividades.
 - Se forman cuando están unidos dos átomos no metálicos diferentes
- A) Iónico D) Enlace doble
C) **Covalente polar** E) Covalente Apolar
E) Enlace triple



EJERCICIOS A RESOLVER

04

1. El átomo de un elemento del cuarto periodo, presenta cinco orbitales desapareados de energía relativa igual a 5, si además posee 30 neutrones ¿Cuál es su número de masa?

- A) 55 B) 52 C) 56 D) 50 E) 47

2. El átomo de un elemento presenta 10 electrones de valencia y presenta 4 niveles principales de energía. Indicar la suma del número de periodo y número de grupo de dicho elemento.

- A) 10 B) 12 C) 13 D) 15 E) 14

3. Un elemento del 4to periodo posee 8 electrones de valencia y presenta 60 nucleones fundamentales, es isótono con el núcleo ^{65}X . ¿A qué familia pertenece el elemento X?

- A) **Boroide**
B) Nitrogenoide
C) Anfígeno
D) Halógeno
E) Carbonoide



4. El átomo de elemento presenta 8 orbitales apareados en la capa "N" indicar el periodo y grupo a que pertenece.
A) 4, IIB B) 4, VIII B C) 5, IIB D) 5, IB E) 4, IB
5. El átomo de un elemento E posee 9 orbitales apareados cuya energía relativa es 6. ¿Cuál es su ubicación en la tabla periódica?
A) 5, IA B) 4, IA C) 6, IIB D) 5, IB E) 6, IIA
6. Indicar cuál de las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas
- En un cristal de NaCl, el ion Na^+ está rodeado de 2 iones Cl.....()
 - Los compuestos iónicos son buenos conductores de la electricidad.....()
 - En el enlace iónico existen fuerzas coulombicas.....()
- A) VVF B) VFV C) VVV D) FVV E) FFV
7. ¿Cuál de las siguientes moléculas no se cumple con la regla del octeto?
A) F_2 B) HCl C) N_2 D) NH_3 E) BF_3
8. No es una propiedad de los enlaces covalentes
- A) Se produce cuando se combinan no metales de electronegatividad parecida o alta
 - B) Entre los átomos se pueden observar enlaces simples dobles y triples.
 - C) Pueden formar moléculas individuales, como H_2O , O_2 , CO_2 , o cristales atómicos como el diamante y el cuarzo
 - D) La mayoría son solubles en agua, aunque otros son poco solubles
 - E) Pueden ser sólidos líquidos y gaseosos a temperatura ambiente
9. Son aquellos tipos de enlaces presentes en moléculas biológicas, favoreciendo su estabilidad y determinando su función, pues permiten: estabilizar proteínas como la queratina, estabilizar las estructuras del ADN uniendo las dobles hélices complementarios del ADN.
- A) Enlace iónico D) Enlace covalente
 - B) Enlace metálico E) Fuerza ion-dipolo
 - C) Puentes de hidrogeno

10. Cuando un compuesto iónico se disuelve en un solvente polar, las moléculas de este último se ordenan de modo que su parte positiva coloca en torno al ion negativo, y viceversa. Corresponde a:
- A) enlace iónico D) Fuerza dipolo-dipolo
 - B) Fuerza de London E) Fuerza ion dipolo
 - C) Puente de hidrogeno



SEMANA 05



NOMENCLATURA INORGÁNICA

OBJETIVOS.

- Conocer el valor y el significado de las valencias de los elementos químicos.
- Nombrar y formular los principales compuestos inorgánicos.

Valencia: Es la capacidad de un átomo para enlazarse a otro. No tiene signo (positivo o negativo).

Estado de oxidación (E.O.): Es la carga aparente que tiene un átomo en una especie química, indica el número de electrones que un átomo puede ganar o perder al romperse el enlace en forma heterolítica.

Reglas para hallar el estado de oxidación

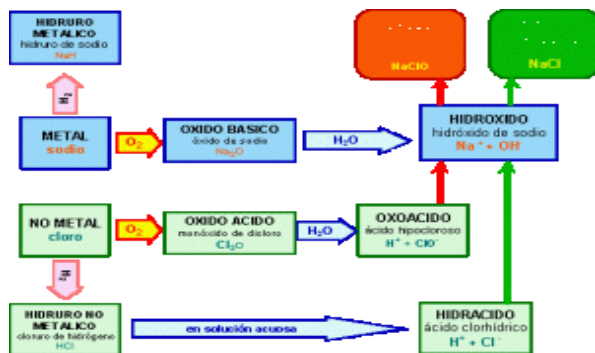
- ✓ El estado de oxidación de un átomo sin combinarse con otro elemento es cero
- ✓ El estado de oxidación de hidrógeno es +1 en hidruro metálico donde es -1.
- ✓ El estado de oxidación de oxígeno es -2 excepto en peróxidos donde es -1 y cuando está unido con el fluor +2.
- ✓ El estado de oxidación del grupo IA, plata es +1.
- ✓ El estado de oxidación del grupo IIA, cinc y cadmio es +2.
- ✓ En un compuesto neutro, la suma de los estados de oxidación es cero.
- ✓ En un radical, la suma de los estados de oxidación es la carga del radical
- ✓ Los halógenos cuando están unidos con un metal tienen estado de oxidación -1.
- ✓ Los anfígenos cuando están unidos con un metal tienen estado de oxidación -2.



Estados de Oxidación de los Principales Elementos

| I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII |
|---|--|-------------------------------------|--|---|---|--|-------------------------------|
| Li } Na } K } Rb } Cs } Ag } | Be } Mg } Ca } Sr } Ba } Zn } Cd } | B } Al } Ga } In } Sc } | C } +2 Si } +4 Ge } +2 Sn } +4 Pb } +4 Ti } +3 Zr } +4 | N } +1 P } +3 As } +3 Sb } +3 Bi } +3 N } +2 N } +3 N } +4 N } +5 | S } +2 Si } +4 Te } +4 Po } +6 | F } -1 Cl } +1 Br } +3 I } +5 I } +7 | Fe } +2 Co } +3 Ni } +3 |

Cuadro de funciones químicas inorgánicas



a) Nomenclatura tradicional o clásica

| Nº de E.O. | Tipo de E.O. | Prefijo | Sufijo |
|------------|--------------|---------|--------|
| 1 | Unico | | lco |
| 2 | Menor | | Oso |
| | Mayor | | lco |
| 3 | Menor | Hipo | Oso |
| | Intermedio | | Oso |
| | Mayor | | lco |
| 4 | Menor | Hipo | Oso |
| | Intermedio | | Oso |
| | Intermedio | | lco |
| | Mayor | Per | lco |

b) Nomenclatura de Stock.

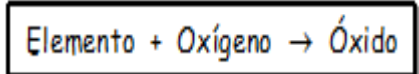
Los óxidos se nombran con la palabra óxido, seguida del nombre del elemento, y a continuación el número de oxidación del metal con números romanos entre paréntesis.

c) Nomenclatura Sistemática

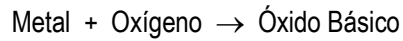
Según la I.U.P.A.C. (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) las proporciones en que se encuentran los elementos y el número de oxígenos se indican mediante prefijos griegos.

| Nº de oxígenos | 1 | 2 | 3 | 4 | 5... |
|----------------|------|----|-----|-------|----------|
| Prefijo | Mono | Di | Tri | Tetra | Penta... |

FUNCIÓN ÒXIDO



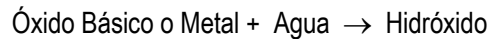
Óxidos Básicos:



Óxidos Ácidos o Anhídridos:



FUNCIÓN HIDRÓXIDO



FUNCIÓN ACIDOS:

Son compuestos binarios con elementos del VIA y VIIA de la TPM. Generalmente.

OBTENCIÓN:

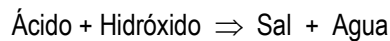


Ácidos oxácidos:

OBTENCIÓN:

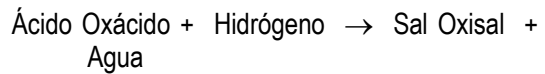


FUNCIÓN SAL

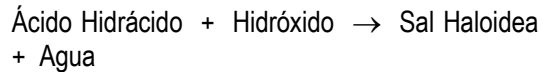


Tipos de Sales

Sal Oxisal



Sal Haloidea



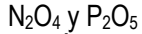
Se forman al extraer todos los hidrógenos de un ácido, la terminación del nombre cambia.

| Ácido | Radical |
|---------------|-----------|
| oso | ito |
| ico | ato |
| hidrico | uro |



PRÁCTICA SEMANA 05

1. Nombre los siguientes óxidos:



- A) Óxido de nitrógeno (IV), óxido de fósforo.
- B) **Tetróxido de dinitrógeno, pentóxido de difósforo.**
- C) Tetróxido de nitrógeno, pentóxido de fósforo
- D) Óxido de nitrógeno, óxido de fósforo
- E) Dinitruro de oxígeno, difósforo de oxígeno.

2. Formule los siguientes compuestos:

Pentóxido de dicloro, decaóxido de tetrafósforo.

- A) Cl_5O_2 , $P_{10}O_4$
- B) Cl_5O_2 , P_4O_{10}
- C) **Cl_2O_5 , P_4O_{10}**
- D) Cl_2O_{10} , P_4O_{10}
- E) ClO_5 , P_2O_{10}

3. La fórmula correcta del dicloruro de diazufre es:

- A) SCl_2
- B) **S_2Cl_2**
- C) S_2ClO_3
- D) $S(ClO_3)_2$
- E) $S_2(ClO_3)_2$

4. Indicar las proposiciones correctas:

- I. Los hidruros pueden ser metálicos y no metálicos.
- II. Los óxidos básicos, al ser disueltos en agua forman hidróxidos.
- III. Las sales haloideas neutras son binarias generalmente.
- IV. Las sales pueden ser ácidas o básicas, pero no neutras.

- A) Todas
- B) I y II
- C) III y IV
- D) **I, II y III**
- E) Solo IV

5. Un elemento X de valencia 4 (de estado de oxidación +4) forma parte del anión de una oxisal ácida de cobre II. ¿Cuál será la fórmula de dicha sal?

- A) Cu_2X
- B) $Cu_3(HX)_2$
- C) $CuXO_3$
- D) **$Cu(HxO_3)_2$**
- E) $CuH(XO_3)_2$

6. Indicar el grupo que forma óxidos dobles de forma M_3O_4 , donde: M= Metal.

- A) Fe, Mn, Sn
- B) Sn, Al, Na
- C) **Ca, Pb, Li**
- D) Cu, Sn, Be
- E) Ni, K, Ag

7. Indique el grupo de ácidos que presenta elementos con E. O= +5

- A) H_2SO_2 , H_2SO_4
- B) HCl, HF
- C) HNO_3 , HNO_2
- D) **H_3PO_4 , HNO_3**
- E) N.A

- 8. Indicar la relación incorrecta
 - A) MnO – Óxido manganoso
 - B) KOH – Potasa Caustica
 - C) Fe_3O_4 – Magnetita
 - D) Pb_3O_4 – Minio
 - E) **$Pb(OH)_2$ – Soda caustica**

- 9. Indicar el hidróxido que contiene estado de oxidación +3
 - A) $Ca(OH)_2$
 - B) $Pb(OH)_4$
 - C) $Sr(OH)_2$
 - D) **NH_4OH**
 - E) $Fe(OH)_2$

- 10. Indicar la relación incorrecta de los ácidos hidrácidos
 - A) Sulfuro de hidrógeno – H_2S
 - B) Ácido clorhídrico – HCl
 - C) Ácido Bromhídrico – HBr
 - D) Ácido Telurhídrico – H_2Te
 - E) **Ácido Carbonhídrico – H_2C**

- 11. Indicar el grupo de ácidos oxácidos que contengan estados de oxidación +6 y +7 respectivamente.
 - A) $HClO_2$, HNO_3
 - B) H_2SO_4 , $HClO_3$
 - C) H_3PO_4 , $HClO_4$
 - D) **$H_2Cr_2O_7$, $HMnO_4$**
 - E) H_2CO_3 , HNO_2

- 12. Nombrar las sustancias que participan en la reacción: $Cu(OH)_2 + H_2S \rightarrow CuS + 2H_2O$
 - A) Hidróxido de calcio, ácido sulfúrico, sulfuro de calcio
 - B) Hidróxido de cobre, ácido sulfuroso, sulfuro de cobre
 - C) Óxido de cobre, ácido sulfhídrico, sulfuro cuproso
 - D) Hidróxido de cromo, ácido sulfúrico, sulfato de cromo
 - E) **Hidróxido de cobre, ácido sulfhídrico, sulfuro cúprico**

- 13. Indicar la alternativa que no es una sal oxisal.
 - A) $CaSO_4$
 - B) **$Ca(HS)_2$**
 - C) KNO_3
 - D) $CaCO_3$
 - E) $Zn_3(PO_4)_2$

- 14. Indicar si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones:
 - I. El estado de oxidación del boro en el $H_2B_4O_7$ es +3
 - II. El nombre del Fe_2S_3 es sulfuro ferroso
 - III. El bariodil es el hidróxido de bario
 - A) VVF
 - B) **VFV**
 - C) FVV
 - D) VVV
 - E) VFF



15. Determinar el estado de oxidación del elemento subrayado correspondientemente.

I. $\text{H}\underline{\text{N}}\text{O}_3$ II. $\text{K}_2\underline{\text{C}}\text{r}_2\underline{\text{O}}_7$ III. $\text{K}\underline{\text{Mn}}\text{O}_4$

A) -4,+6,+7 B) +5 +6,+7 C) +3,+5,+6
D) +4,+6,+5 E) +2,+6,+6

16. Indique un óxido básico.

A) Na_2O_2 B) CrO_3 C) H_2O_2
D) BaO E) Cl_2O_7

17. La nomenclatura "STOCK" de los siguientes óxidos básicos.

I. Fe_2O_3 II. PbO_2

A) Óxido férrico; óxido plúmbico.
B) Trióxido de hierro; dióxido de plomo.
C) Óxido de hierro (III), óxido de plomo (IV)
D) Trióxido de hierro (III); Dióxido de plomo (IV)
E) Óxido ferroso; óxido plumboso.

18. No forma óxidos dobles de forma M_3O_4 , donde: M= Metal.

A) Fe B) Sn C) Cu D) Pb E) Pt

19. Nombre correcto del: Sn_3O_4

A) Óxido De estaño (II, IV)
B) Óxido doble de estaño II y IV
C) Óxido estañoso estánico
D) Óxido salino de estaño
E) T.A

20. Los peróxidos son compuestos que se caracterizan porque:

A) El oxígeno presenta estado de oxidación -2
B) El oxígeno interviene con estado de oxidación -1/2
C) Son donadores de hidrogeno ionizado.
D) Existe un enlace covalente entre dos átomos de oxígeno.
E) Todas las anteriores son correctas.



EJERCICIOS A RESOLVER

05

1. ¿Qué afirmación considera usted incorrecta:

A) El oxígeno tiene estado de oxidación -2
B) En los hidruros no metálicos, el hidrogeno tiene E.O = +1.
C) Los elementos en su estado libre tienen E:O = 0
D) El estado de oxidación puede ser fraccionario
E) En los hidruros metálicos, el hidrogeno actúa con E:O = +1

2. ¿Cuál de las siguientes proposiciones corresponde a una sal oxisal?

A) Es un compuesto resultante de la interacción de un ácido con el agua.
B) Es siempre un compuesto covalente.
C) Es un compuesto generalmente ternario.
D) Es siempre una sal básica
E) Es siempre una sal neutra

3. ¿Cuál de los siguientes ácidos contiene la mayor atomicidad por formula?

A) H_3PO_4 B) H_2SO_4 C) H_2CO_3
D) HClO_4 E) HNO_3

4. Indicar el grupo de óxidos que contiene la mayor suma de estados de oxidación del metal y no metal respectivamente.

A) Fe_2O_3 , CO_2 D) SnO , NO_2
B) FeO , Cl_2O_5 E) PbO_2 , Cl_2O_7
C) Al_2O_3 , Mn_2O_7

5. Un óxido metálico es triatómico ¿Cuál es la fórmula para su hidróxido respectivo?

A) MOH B) M(OH) C) M(OH)_2
D) M(OH) E) M(OH)_3

6. Un hidróxido es triatómico señala la fórmula de su óxido básico respectivo.

A) MO B) MOH_3 C) MO_2
D) M_2O E) M_2O_3

7. Indicar cuantas sales haloideas hay en la siguiente relación:

AuCl_3 , KCl , CH_4 , NH_3 , CuS , CuFeS_2
A) 2 B) 4 C) 6 D) 3 E) 1



8. El anhídrido sulfúrico es un gas toxico y uno de los causantes de la lluvia acida y la soda caustica es utilizada para desatorar cañerías de los baños. Indicar la alternativa que contenga las fórmulas de las sustancias mencionadas.

- A) SO, KOH
- B) SO₂, Al(OH)₃
- C) SO₃, NaOH
- D) H₂S, Fe(OH)₂
- E) H₂SO₄, Ca(OH)₂

9. El óxido de cobre II es irritante y al contacto con los ojos puede causar conjuntivitis y el fosfato de litio y hierro es utilizado en la fabricación de baterías de celulares. Indicar las fórmulas de dichos compuestos.

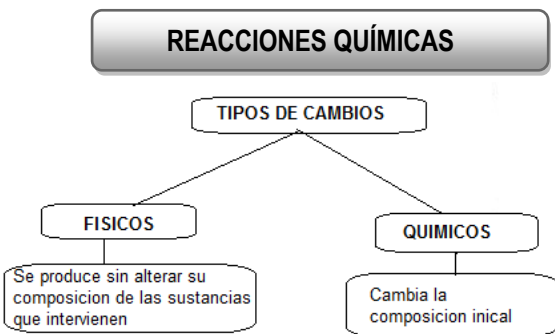
- A) Cu₂O, Li₂O
- B) CuO, LiFePO₄
- C) Cu(OH)₂, LiPF₆
- D) CuOH, LiFe
- E) CuSO₄, LiOH

10. Hallar el estado de oxidación del cloro en el ácido perclórico y del azufre en el sulfato ferroso respectivamente

- A) +1,+2
- B) +3,+4
- C) +5,+3
- D) +2,+1
- E) +7, +6

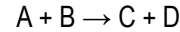
“La educación es lo que queda después de olvidar lo que se ha aprendido en la escuela”

ALBERT EINSTEIN



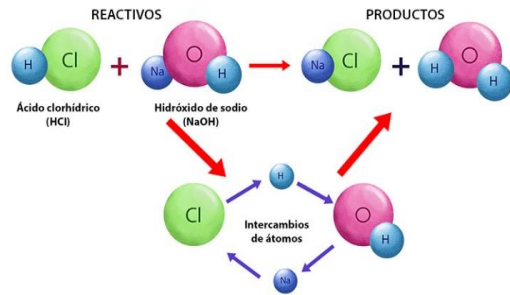
Una reacción química es un cambio químico en el que una o más sustancias se transforman en otra u otras diferentes. Mediante la reorganización de los átomos.

Las sustancias iniciales se llaman (**reactivos**) van desaparecer porque son las que reaccionan y las sustancias finales se denominan (**productos**) por ser las que se obtienen.

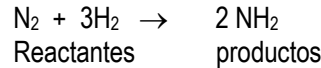


Reactivos Productos.

Durante la reacción química se desprende o absorbe energía.



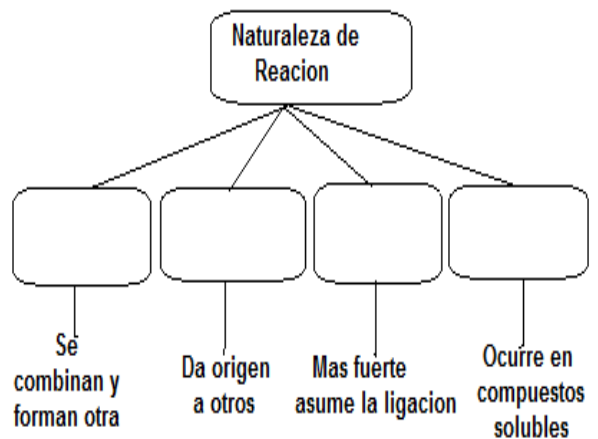
Ecuación Química. Es una representación literal y numérica de una reacción química donde se manifiesta la parte cualitativa y cuantitativa de los reactivos y los productos. Ejemplo



Cuando ocurre una reacción química se nota las siguientes evidencias a través de las cuales se puede identificar



CLASIFICACION DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.

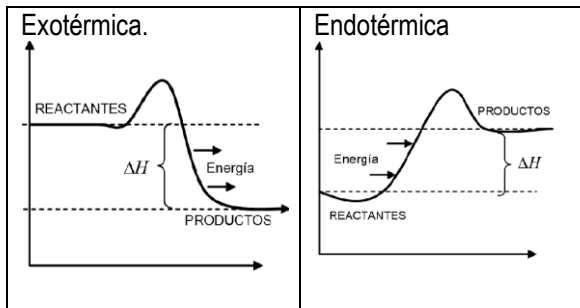




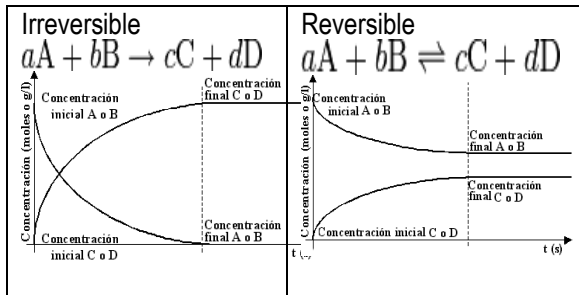
Por la forma como se originan

| | |
|---|--|
| <p>Combinación $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$</p> | <p>Descomposición $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2 \uparrow$</p> |
| <p>Desplazamiento sencillo $2 \text{Ag} + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{AgCl} + \text{H}_2 \uparrow$</p> | <p>Doble desplazamiento $2 \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + 3 \text{H}_2\text{S} \rightarrow 6 \text{HNO}_3 + \text{Bi}_2\text{S}_3 \downarrow$</p> |
| <p>Combustión $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ completa $2\text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO} + 2\text{H}_2\text{O}$ Incompleta</p> | |

Por la energía calorífica involucrada.



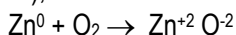
Por el sentido de reacción



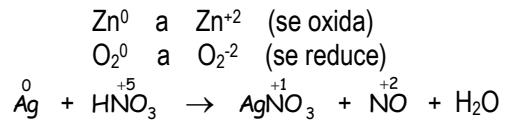
Por la velocidad de reacción

| | |
|------------------------------|-------------------------------|
| Lenta Oxidación de hierro | Rápida Oxidación del sodio |
|------------------------------|-------------------------------|

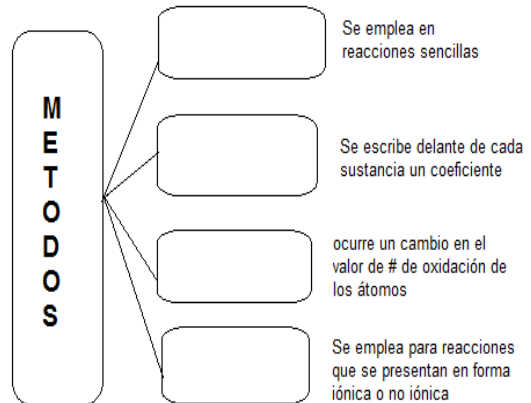
Reacciones Redox: Son cambios ocurridos por la transferencia de e⁻ entre sustancias oxidantes y reductoras. Un elemento que logra disminuir el valor de su valencia (se reduce), toma la denominación de Agente Oxidante; simultáneamente otro elemento aumenta el valor (se oxida), se le denomina Agente Reductor. Ejm



Donde:



BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS.



MÉTODO INSPECCIÓN SIMPLE. Conocido como tanteo, es utilizado para balancear ecuaciones químicas cortas y se debe realizar teniendo en cuenta la siguiente prioridad: Metales, No metales, Hidrógeno, Oxígeno

MÉTODO COEFICIENTES INDETERMINADOS (ALGEBRAICO)

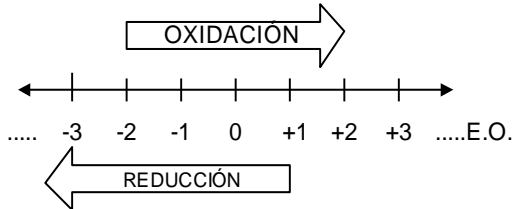
1. Se le asigna coeficientes (a, b, c, d) a todas las sustancias que participan en la reacción.
2. Se efectúa un Balance de átomo para cada elemento obteniéndose un sistema de ecuaciones algebraicas.
3. Se asume un número conveniente para la letra que más se repite generalmente la unidad.
4. Se resuelve el sistema de ecuaciones y los valores obtenidos se reemplazan en la ecuación original.
5. Si el coeficiente resulta fraccionario se multiplica por el m.c.m. del denominador.

MÉTODO REDOX: Se aplica a ecuaciones donde existe Reducción y Oxidación.

1. Se asignan los valores de E.O. a los elementos en la ecuación.
2. Se identifican las especies que se oxidan y las que se reducen.



- Balancear átomos y de electrones en cada semi reacción, teniendo en cuenta el número de electrones ganados y perdidos, son iguales.
- Se reemplazan los coeficientes en la ecuación original.
- Se analiza la ecuación y si no se encuentra balanceada se produce por tanteo



MÉTODO IÓN – ELECTRÓN: En un caso de Balance Redox donde participan iones y moléculas y depende del medio.

Forma Práctica:

- En primer lugar escogemos el par de iones que se oxida y reduce, para formar las dos semi reacciones.
- Luego analizamos el Balance de Masa, pero en éste Balance no considere el átomo de H y O.
- El H y O se balancean de acuerdo al medio donde se realizan.

a) Medio Ácido o Neutro:

- Balance de cargas iónicas
- Balance los Iones H+
- Balance con el H₂O, por exceso de "H"

b) Medio Básico:

- Balance de cargas iónicas.
- Balance con los Iones OH-
- Balance con el H₂O por exceso de "H"



PRÁCTICA SEMANA 06

- Señale en cuales de los procesos enumerados a continuación tiene lugar la oxidación de nitrógeno.

- $NH_4^+ \longrightarrow N_2$
- $NO_3^- \longrightarrow NO$
- $NO_2^- \longrightarrow NO_3^-$

- A) Solo I B) solo II C) solo III
D) I y II E) I y III

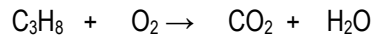
- La mezcla de dos gases: oxígeno e hidrogeno es estable, salvo que se le aplique calor; en ese caso se inflama y aparecen gotitas de agua en el recipiente. Se ha producido una transformación.....0.....

- A) física – cambio físico
B) Química – reacción química
C) física – reacción física
D) Química – balanceo químico
E) físico – cambio químico

- Una ecuación química es la representación abreviada de una reacción química mediante las fórmulas de las sustancias que intervienen en el correspondiente cambio resume así:

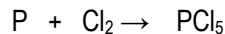
- A) Cambio químico – reacción química
B) Sustancias – reacción química
C) Reactantes – reactivos
D) Reactivos – productos
E) productos – cambio químico

- Balancear la ecuación por el método del tanteo e indicar el tipo de reacción química y la suma de los coeficientes de los productos.



- A) Síntesis - 6
B) endotérmica - 8
C) Descomposición - 5
D) Oxidación - 4
E) Combustión - 7

- Balancear la ecuación por tanteo e indicar el tipo de reacción y la suma de los coeficientes de los reactantes.



- A) Síntesis - 7
B) exotérmica - 2
C) Sustitución - 5
D) Oxidación - 9
E) Combustión - 6



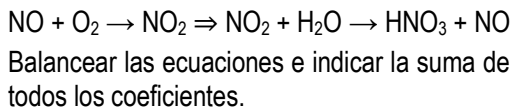
6. Relacionar, Balancear e indicar la suma de todos los coeficientes en cada reacción química

- a. $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{FeO}$
- b. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
- c. $\text{C}_5\text{H}_{12} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

1. Descomposición. 2. Combustión.
3. Oxidación.

- A) 2a, 3c, 1b – 6, 5, 15
- B) 1a, 2b, 3c – 7, 8, 12
- C) 1a, 2c, 3b – 4, 8, 10
- D) 3a, 2c, 1b – 5, 3, 20
- E) 3a, 1c, 2b – 3, 3, 4

7. Los óxidos de nitrógeno (NO y NO_2). Se producen en las centrales térmicas y en los motores de los vehículos. Estos óxidos reaccionan con el agua de lluvia y producen ácido nítrico:



- A) 5 B) 15 C) 12 D) 8 E) 16

8. ¿Cuáles de los siguientes fenómenos presentados son físicos?

- I. Metabolismo de los alimentos.
- II. Volatilidad del éter metílico.
- III. Oxidación del metano por acción del oxígeno molecular.

- A) Solo I B) Solo II C) Solo III
- D) I y III E) I, II y III

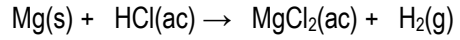
9. Se tiene un elemento X, que al reaccionar con el oxígeno forma el compuesto XO y al reaccionar con el ácido clorhídrico forma el compuesto XCl_2 . Asimismo, la configuración electrónica de X en ambos compuestos es igual a la del neón. Al respecto, indique la alternativa correcta, después de determinar si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):

- I. El elemento X se encuentra en el tercer periodo de la tabla periódica moderna.
- II. El átomo del elemento X presenta 8 electrones de valencia.
- III. El elemento X es más electronegativo que el cloro.

Números atómicos: Ne=10; C,=17

- A) VFV B) VFF C) VVF D) FVF E) FVV

10. El cloruro de magnesio, MgCl_2 , es un compuesto que se utiliza como desecante de solventes orgánicos. En el laboratorio, se obtiene a partir de la siguiente reacción química:



Respecto a las siguientes proposiciones:

I. El magnesio en el MgCl_2 tiene estado de oxidación +2

II. La suma de los coeficientes es en la reacción es 5

III. El cloro en MgCl_2 presenta estado de oxidación +1

Son correctas:

Números atómicos: Ne=10; Mg=12; C,=17

- A) Solo I B) Solo II C) I y III D) I y II E) I, II y III

11. Indique aquellos casos que no evidencian de que ha ocurrido una reacción química.

I. Liberación de un gas.

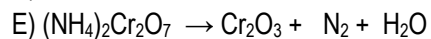
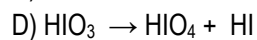
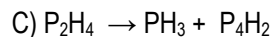
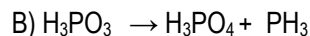
II. Formación de precipitado sólido.

III. Cambio de estado del agua líquida a vapor.

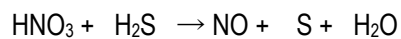
IV. Cambio de color, sabor y olor de las sustancias.

- A) Solo I B) I y II C) II y III
- D) solo III E) solo IV

12. Balancear las ecuaciones redox e indicar la alternativa de mayor número de transferencia de electrones.



13. Luego de balancear la ecuación redox

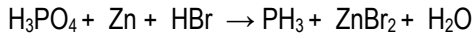


Hallar la relación entre coeficiente del agente oxidante y el número de electrones transferidos

- A) 3/2 B) 2/3 C) 1/3
- D) 4/3 E) 3

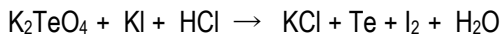


14. Luego de igualar la siguiente ecuación por el método Redox, calcule la suma de los coeficientes de la forma oxidada y la forma reducida.



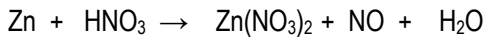
A)2 B) 5 C)4 D)3 E)6

15. Balancee la siguiente reacción e indique la suma de los coeficientes del agente reductor y la forma oxidada.



A) 5 B) 6 C) 9 D) 8 E) 7

16. Luego de balancear la siguiente ecuación, determine la relación molar que existe entre el agua y el agente reductor.



A)3/4 B) 4/3 C) 2/3 D)1/2 E) 2



EJERCICIOS A RESOLVER

06

1. Indique las proposiciones correctas respecto a las reacciones químicas.

I. La reacción de combustión incompleta es endotérmica.

II. La combustión de la madera es endotérmica.

III. La combustión de la gasolina regenera el combustible.

IV. El balance de una ecuación consiste en igualar el número de moles de las sustancias reactantes y los productos.

A) I y II B) solo II C) ninguna

D) solo IV E) III y IV

2. ¿En qué casos no ocurre una reacción química?

I. Combustión del gas licuado de petróleo.

II. Hervir el alcohol etílico.

III. Fundición de un trozo de hierro.

IV. Neutralización del jugo gástrico con leche de magnesia.

A) II, III y IV B) solo II C) II y III

D) solo III E) I, II y III

3. Indique la relación incorrecta respecto a las reacciones químicas.

a. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$: descomposición

b. $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$: adición

c. $\text{NaH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2$: doble sustitución

d. $\text{KClO}_3 + \text{energía} \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$: exotérmica

e. $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$: sustitución simple

A) d

B) a

C) b

D) e

E) c

4. Seleccione las proposiciones incorrectas respecto a la siguiente reacción química. $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{KBr}(\text{ac}) \rightarrow \text{Br}_2(\text{liq}) + \text{KCl}(\text{ac}) + \text{calor}$

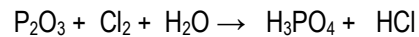
I. Es una reacción exotérmica.

II. El cloro es un elemento más reactivo que el bromo

III. Es una reacción de doble desplazamiento.

A) Solo III B) solo I C) solo II D) II y III E) I y III

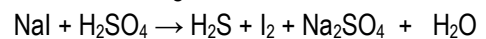
5. Luego de balancear la siguiente ecuación química:



Calcular la suma de los coeficientes del agente reductor, forma reducida y agua

A) 6 B) 8 C) 12 D) 10 E) 14

6. Balancear la siguiente ecuación Redox:



Indique la suma de los coeficientes de los reactantes.

A) 13 B) 12 C) 26 D) 15 E) 14

7. La reacción: $\text{Zn}_{(\text{s})} + 2\text{HCl}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(\text{ac})} + \text{H}_{2(\text{g})}$ se clasifica como:

A) Metátesis - irreversible

B) Descomposición – irreversible

C) Desplazamiento simple - reversible

D) Sustitución simple – redox

E) Metátesis – no redox.

8. Calcule la suma de los coeficientes estequiométricos de la reacción: $\text{NH}_{3(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{NO}_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$



A) 19 B) 21 C) 20 D) 14 E) 18

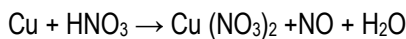
9. Al combinarse Cloruro de Bario y Ácido Sulfúrico ocurre una reacción de tipo:

- A) Metátesis
- B) Descomposición
- C) Desplazamiento simple
- D) Combustión
- E) Combinación

10. En la siguiente reacción Redox: $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Hallar la suma total de coeficientes:

A) 20 B) 26 C) 10 D) 30 E) 35

11. Luego de balancear la siguiente ecuación química, indique el coeficiente del agua.



A) 6 B) 5 C) 4 D) 3 E) 7

12. Balancear la siguiente ecuación Redox: $\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Indique la suma de coeficientes totales

A) 22 B) 24 C) 26 D) 28 E) 30

13. Luego de balancear: $x\text{Mg}_3\text{N}_2 + y\text{H}_2\text{O} \rightarrow a\text{Mg}(\text{OH})_2 + b\text{NH}_3$. Calcular: $xy + ab$

A) 10 B) 9 C) 11 D) 12 E) 15

“Nunca consideres al estudio como una obligación, sino como una oportunidad para penetrar en el bello y maravilloso mundo del saber”

ALBERT EINSTEIN



ESTEQUIOMETRIA

La estequiometría es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa en la que los elementos químicos que están implicados.

La palabra Estequiometría deriva del griego stoichen (elemento) y metrón (medida), cuyo significado es realizar cálculos y medidas de los elementos químicos en las reacciones químicas.

Entonces podemos afirmar que es parte de la química que estudia las leyes de la combinación química, que nos ayuda a realizar cálculos de las sustancias que participan en una reacción química.

Antes de desarrollar el problema, estas tienen que estar perfectamente balanceadas. De lo contrario todo cálculo aunque se realice correctamente desde el punto de vista matemático, dará resultados erróneos.

Para entender la estequiometría hay que tener claro la definición de algunos términos:

Masa Atómica: (M.A) Es la masa de un átomo, más frecuentemente expresada en unidades de masa atómica unificada. La masa atómica puede ser considerada como la masa total de protones y neutrones (pues la masa de los electrones en el átomo es prácticamente despreciable) en un solo átomo (cuando el átomo no tiene movimiento).

Masa Molecular. Es un número que indica cuántas veces la masa de una molécula de una sustancia es mayor que la unidad de masa molecular. Su valor numérico coincide con el de la masa molar, pero expresado en unidades de masa atómica en lugar de gramos/mol.

Mol (n): Es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia, una de las siete magnitudes físicas fundamentales del Sistema Internacional de Unidades.

Número de Avogadro: Se entiende al número de entidades elementales (es decir, de átomos, electrones, iones, moléculas) que existen en un mol de cualquier sustancia. El cual se representa mediante este número $6,022 \times 10^{23}$.



MÓDULO DE QUÍMICA.

CEPRE – UNU PROCESO – 2020 – III

Reactivo Limitante: Es el reactivo que, en una reacción química determinada, da a conocer o limita, la cantidad de producto formado, y provoca una concentración específica o limitante a la anterior.

Reactivos en Exceso: Uno o más reactivos presentes en cantidades superiores a las necesarias para reaccionar con la cantidad del reactivo limitante.

Volumen Molar: es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas en condiciones normales de temperatura y presión y equivale a 22.4 litros.

Rendimiento Real: Cantidad de producto obtenido realmente en una reacción.

Rendimiento Teórico: Cantidad de producto que se predice por medio de la ecuación balanceada cuando ha reaccionado todo el reactivo limitante.

Porcentaje de Rendimiento: Relación del rendimiento real y el rendimiento teórico, multiplicado por 100%.

Coefficientes Estequiométricos: Son aquellos números que se colocan al lado de cada compuesto o átomo presentes en una ecuación química balanceada.

Peso Molecular (P.M): Se calcula sumando los pesos atómicos de cada uno de los elementos presentes en la fórmula molecular del compuesto, multiplicado por las veces que se repite dicho elemento.

Relación Estequiométrica: Nos indican la proporción en que se encuentra una sustancia con respecto a la otra dentro de ecuación química balanceada.

Ley de Conservación de la Masa: La suma de las masas de los reaccionantes es igual a la suma de las masas de los productos

Símbolo: Es la representación gráfica de un elemento. El símbolo de un elemento representa no solamente su nombre, sino también un átomo o un número prefijado ("mol") de átomos de ese elemento.

Fórmula: Es la representación gráfica de un compuesto. La fórmula de una sustancia indica su composición química.

Ecuación química. Es la representación gráfica de un cambio químico. Una reacción química siempre supone la transformación de una o más sustancias en otra u otras; es decir, hay un reagrupamiento de átomos o iones, y se forman otras sustancias.

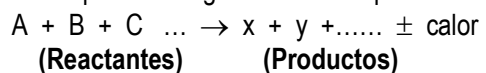
Peso Atómico: Se puede definir como la masa en gramos de un mol de átomos. En términos más específicos, el peso atómico es el peso total de las masas de los isótopos naturales del elemento

LEYES DE LA COMBINACIÓN QUÍMICA

Son aquellas que nos dan las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos de una reacción química. Las leyes a estudiar son:

LEYES PONDERALES

Ley de la Conservación de la Masa (Antoine Lavoisier - 1789): Esta ley sostiene que: "la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma". Es decir la masa que ingresa a un sistema químico es igual a la masa que sale".



Ley de las Proporciones Constantes y Definidas (Jhosep L. Proust - 1799): Sostiene que "cuando una o más sustancias se combinan para formar productos; siempre lo hacen en una relación constante y definidas". Cualquier exceso deja de reaccionar. Así la sustancia que queda en exceso se le denomina **reactivo exceso** y a la que se agota **reactivo limitado**.

Ley de Proporciones Múltiples (Jhon Dalton-1804): Propuso si dos elementos se combinan entre sí para formar varios compuestos, la masa de uno de ellos permanece constante, mientras que la masa del otro varía en una relación de números enteros sencillos.

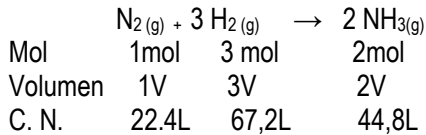
Ley de Proporciones Recíprocas o Pesos de Combinación (J.B. Richter y C.F. Wenzel - 1792): Indica que dos elementos se combinan con una masa y al combinar con otro tercer elemento mantiene la misma masa.



LEY VOLUMÉTRICA.

Solo aplicable para sustancias gaseosas:

Ley de Gay – Lussac (1808): A las mismas condiciones de presión y temperatura existe una relación constante y definida de números enteros sencillos (coeficientes de balance).



Contracción Volumétrica (C.V.).

Nos indica que sucede con el volumen de un sistema químico (principalmente cuando todas las sustancias son gaseosas).

Denotaremos a la contracción volumétrica como C.V. así:

$$\text{C.V.} = \frac{\text{Vol}_{(\text{reactantes})} - \text{Vol}_{(\text{productos})}}{\text{Vol}_{(\text{reactantes})}}$$

EFICIENCIA O PORCENTAJE DE RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN QUÍMICA.

Es la comparación porcentual entre la cantidad real o práctica y la cantidad teórica obtenida de un producto determinado.

Fórmula para calcular la eficiencia o rendimiento:

$$\%R = \frac{\text{Cantidad Real}}{\text{Cantidad Teórica}} \times 100\% = \frac{\text{Volumen Real}}{\text{Volumen Teórico}} \times 100\%$$



PRÁCTICA SEMANA 07

1. Cuando se combinan dos elementos para formar varios compuestos distintos las

cantidades de uno de los elementos que se combinan con una cantidad fija del otro se encuentran en una relación de números enteros sencillos. Se le conoce con el nombre de ley:

- A) Ley de la conservación de la masa
- B) Ley de las Proporciones Constantes y Definidas.
- C) **Ley de Proporciones Múltiples.**
- D) Leyes volumétricas.
- E) Ley de Proporciones Recíprocas o Pesos de Combinación

2. En toda reacción química la masa de los reactivos coincide con la masa de los productos de reacción. Actualmente se sabe que no es estrictamente cierto porque en toda reacción química se produce una pequeñísima variación de la masa debido a la variación de energía implicada en el proceso. Sin embargo, esta variación es despreciable en la mayoría de las reacciones químicas. Se le conoce con el nombre de ley:

- A) **Ley de la conservación de la masa**
- B) Ley de las Proporciones Constantes y Definidas.
- C) Ley de Proporciones Múltiples.
- D) Leyes volumétricas.
- E) Ley de Proporciones Recíprocas o Pesos de Combinación

3. Cuando varios elementos se combinan para formar una sustancia determinada lo hacen siempre en una relación constante en peso. Se le conoce con el nombre de ley:

- A) Ley de la conservación de la masa
- B) **Ley de las Proporciones Constantes y Definidas.**
- C) Ley de Proporciones Múltiples.
- D) Leyes volumétricas.
- E) Ley de Proporciones Recíprocas o Pesos de Combinación

4. ¿Cuántos gramos de oxígeno hacen falta para oxidar 1,00 g de C_3H_8 a CO y H_2O ?

- A) 2g
- B) **2,54**
- C) 4
- D) 3,6
- E) 2,1

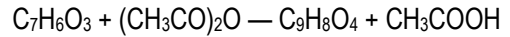
5. ¿Cuántos gramos de CO se producen cuando se oxidan 3,42 g de C_3H_8 a CO y H_2O ?



MÓDULO DE QUÍMICA.

CEPRE – UNU PROCESO – 2020 – III

- A) 6.53g B) 2,54 C) 4
D) 3,6 E) 2,1
6. Cuando se oxida C_3H_8 por O_2 a CO y H_2O , ¿Cuántos gramos de agua se producirán al mismo tiempo que 3,43 g de CO ?
A) 6.53g B) 2,54 C) 2.94
D) 3,6 E) 2,1
7. Suponer que dos gramos de propano y 7 gramos de oxígeno reaccionan hasta el límite posible para formar CO y H_2O . ¿Cuántos gramos de CO se formarán?
A) 6.53g B) 2,54 C) 2.94
D) 3,6 E) 3.81g
8. Considere la reacción de oxidación de NH_3 por O_2 en la que se produce NO y H_2O . ¿Cuántos gramos de H_2O se producen en esta reacción por gramo de NO ?
A) 6.53g B) 2,54 C) 2.94
D) 0.9g E) 3.81g
9. Cuando se trata Ca_3P_2 con agua, los productos son $Ca(OH)_2$ y PH_3 . Calcular el peso máximo obtenido de la fosfina al reaccionar 2 g de Ca_3P_2 con 1g de H_2O .
A) 2g B) 2,54 C) 0.629g
D) 3,6 E) 2,1
10. Considere la reacción de estaño con HNO_3 para producir SnO_2 , NO_2 y H_2O . ¿Cuántos moles de NO_2 se producen por gramo de SnO_2 formado?
A) 20,5mol B) 2,54 mol C) 0.629mol
D) 3,6mol E) 0.026moles
11. Cuando el Al se transforma en Al_2O_3 al reducir el TiO_2 a Ti . ¿Cuántos gramos de Titanio pueden producirse si se consumen 3,50 g de Aluminio?
A) 4.66g B) 2,54 C) 0.629g
D) 3,6 E) 2,1
12. Al hacer reaccionar una muestra de 200 g de ácido salicílico con suficiente anhídrido acético, para obtener experimentalmente 220 g de ácido acetil salicílico (aspirina) de acuerdo con la ecuación:



Determinar el rendimiento de la aspirina para la reacción.

- A) 78.53% B) 24,54 C) 40%
D) 36,89% E) 84.3%

13. Si se hace reaccionar 20 gramos de N_2 y 20 gramos de H_2 para formar NH_3 . Determinar:
- Reactivo limitante
 - La masa del amoníaco obtenido en gramos.
- A) $N_2 / 24g NH_3$ D) $H_2 / 24g NH_3$
B) $NH_3 / 24g NH_3$ E) N.A
C) T.A
14. Se hacen reaccionar 2 litros de N_2 con 5 litros de O_2 a las mismas condiciones. ¿Cuántos litros de N_2O_5 se producirá?
A) 2L N_2O_5 B) 4L N_2O_5 C) 6L N_2O_5
D) 8L N_2O_5 E) 10L N_2O_5
15. La masa en gramos de sulfato de cobre que se obtiene de la reacción de 6,35g de cobre metálico con un exceso de ácido sulfúrico es:
A) 15,95g B) 6,35g C) 9,80g
D) 22,30g E) 31,90g
16. ¿Cuántos mol-g de oxígeno se requieren para la combustión de 24 mol-g de gas propano
A) 112mol-g B) 120 mol-g C) 150 mol-g
D) 140 mol-g E) 136 mol-g



EJERCICIOS A RESOLVER

07

- Quando se neutralizan 5 gramos de cal apagada $Ca(OH)_2$ con suficiente ácido sulfúrico. ¿Cuántos gramos de sal se forman?
A) 12 B) 10 C) 15 D) 14 E) 11
- 50 moles de hidrogeno reacciona con suficiente cantidad de oxigeno para formar agua de la siguiente manera:
 $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$
Hallar los moles del producto formado.
A) 20 moles B) 18 moles C) 23 moles
D) 24 moles E) 25 moles



MÓDULO DE QUÍMICA.

CEPRE – UNU PROCESO – 2020 – III

3. El magnesio es un metal que en contacto con el aire se oxida según $Mg(s) + O_2(g) \rightarrow MgO(s)$. Si se consume 0,25 mol de magnesio, determine la masa del óxido producido en gramos.

P.A: Mg=24; O=16

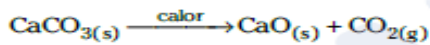
- A) 20 B) 10 C) 15 D) 25 E) 30

4. ¿Cuántos gramos de oxígeno, O_2 , se requieren para la combustión completa de 3,8 gramos de octano, C_8H_{18} ? $C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

Masas atómicas (g / mol): C=12; O=16; H=1

- A) 8,5 B) 10,3 C) 13,3 D) 14,5 E) 16

5. Dada la siguiente reacción química



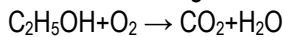
Calcule el volumen, en litros, del dióxido de carbono, $CO_2(g)$, que se obtiene mediante la descomposición térmica de 5 g de carbonato de calcio, $CaCO_3(s)$, medido a condiciones normales de presión y temperatura.

Masas molares: $CO_2=44$; $CaO=56$; $CaCO_3=100$

- A) 0,56 B) 1,12

- C) 2,24 D) 11,20 E) 22,40

6. En la combustión del alcohol etílico, C_2H_5OH , se formaron 440 g de CO_2 .



¿Cuál es la masa de oxígeno gaseoso que se requirió? Masas atómicas: C=12; O=16; H=1

- A) 480g B) 240g C) 196g

- D) 420g E) 440g

7. En un recipiente cerrado se mezclan 24 g de hidrógeno (gaseoso) con 16 g de oxígeno (gaseoso) para formar agua. ¿Cuál y qué cantidad en gramos de los componentes está en exceso?

PA: H=1; O=16

- A) oxígeno, 4 g

- B) oxígeno, 8 g

- C) hidrógeno, 8 g

- D) hidrógeno, 11 g

- E) hidrógeno, 22 g

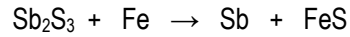
8. Una mezcla de 28 g de Fe y 24 g de S_8 fue calentada produciéndose la siguiente reacción.



Determine el reactivo limitante y la masa máxima del FeS producido. P.A: Fe=56; S=32

- A) S8 y 44 g B) Fe y 44 g C) Fe y 22 g
D) S8 y 88 g E) Fe y 28 g

9. El antimonio metálico, Sb, se obtiene calentando estibina, Sb_2S_3 , según:

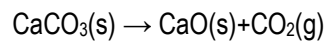


¿Qué masa en gramos de hierro al 60 % se necesita para que reaccione con 85 g de estibina?

P.A: Sb=122; Fe=56; S=32

- A) 42 B) 25,2 C) 65,2 D) 67,2 E) 70

10. Al calentar 80 g de carbonato de calcio, $CaCO_3$, se obtuvo 14,33 L de dióxido de carbono, CO_2 , medido en condiciones normales. Determine el rendimiento de la reacción.



P.A: C=12; Ca=40; O=16

- A) 75%

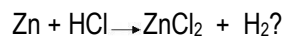
- B) 70%

- C) 85%

- D) 80%

- E) 90 %

11. ¿Cuántos gramos de H se forman a partir de la conversión total de 450 g Zn en presencia de HCl, según la ecuación



- A) 12.99g

- B) 15.6g

- C) 13.76g

- D) 19.5g

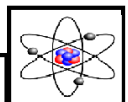
- E) 30.5g

“La educación es un arma más poderosa que una bazuca para hacer la guerra a la ignorancia”

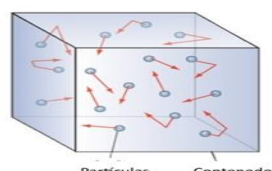
DANIEL PINEDO GANOZA



SEMANA 08



ESTADO GASEOSO

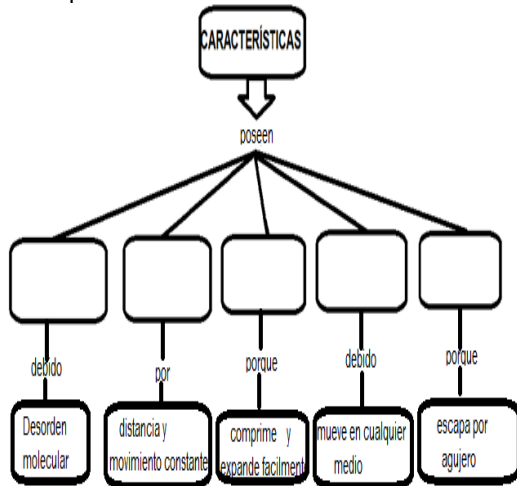


La palabra gas deriva de la voz latina chaos que

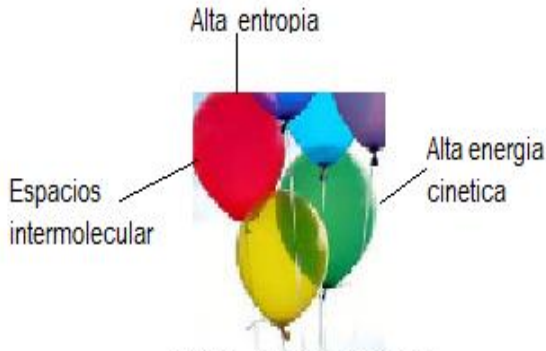
significa “caos” y fue acuñada por el químico Jan Baptista van Helmont (1580-1644) en el siglo XVII.

Cuando sentimos el viento, huele la fragancia de un perfume o cuando percibimos olor fétido entonces estamos tomando contacto con la materia en estado gaseoso.

En nuestra vida diaria encontramos gases en diversas situaciones como ejemplo cuando el Cl₂ se usa para purificar el agua potable, el acetileno C₂H₂ para soldar.



PROPIEDADES.



A NIVEL MICROSCOPICO



A NIVEL MACROSCOPICO

El comportamiento de un gas es independiente de su composición química y se puede describir

mediante cuatro parámetros de estado termodinámico que son:

- La presión,
- El volumen
- La temperatura.
- La cantidad de sustancia

PRESION (p). Se define como la fuerza ejercida sobre un cuerpo por unidad de área $p = \frac{F}{A}$

P= presión F= Fuerza A= Área

Presión Atmosférica: Todos los cuerpos situados sobre la superficie terrestre soportan el peso de la capa atmosférica sobre el nivel del mar, la presión atmosférica también disminuye cuando aumenta la altura sobre el nivel del mar. Se mide con el Barómetro.

Presión Absoluta (P): = Presión atmosférica + Presión manométrica

$$P_{abs} = P_{atm} + P_{man}$$

Presión Manométrica (P_{man}): Presión Relativa del gas.

$$P_{man} = \rho \cdot g \cdot h$$

ρ = Densidad g = Gravedad h = altura

Temperatura (T): Mide la intensidad de la energía cinética promedio de una sustancia. Se mide en escala absoluta de Kelvin (K)

$$K = ^\circ C + 273$$

Ley de Avogadro. En 1811 planteó una hipótesis que actualmente se llama ley de Avogadro:

A las mismas condiciones de presión y temperatura (condiciones de Avogadro), los volúmenes de dos gases están en la misma relación que sus números de moléculas (números de moles)

Condición de Avogadro: P y T = constante

Para un gas A: $PV_A = n_A RT$

Para un gas B: $PV_B = n_B RT$

Dividiendo las dos expresiones:



$$\frac{V_A}{V_B} = \frac{n_A}{n_B}$$

Si los gases ocupan igual volumen ($V_a = V_b$) entonces también contienen igual número de moles; por lo tanto igual número de moléculas: $n_a = n_b$

A igual Presión y Temperatura, el **Volumen Molar** (V_m) es igual para cualquier gas.

Para un gas A: $PV_mA = RT$

Para un gas B: $PV_mB = RT$

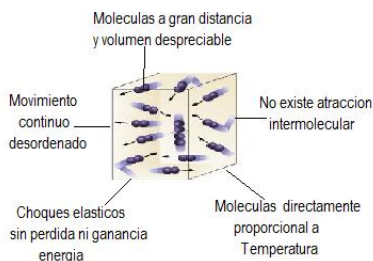
Dividiendo ambas expresiones: $V_mA = V_mB$

Por lo tanto, cuando consideramos las condiciones normales de temperatura y presión, en el que la presión es igual a 1 atm y la temperatura es de 273 K (0 °C), tenemos que el volumen ocupado por un mol de cualquier gas será siempre de 22,4 l. Este valor corresponde al volumen molar de los gases.

GASES IDEALES

En la actualidad explicadas por la teoría cinética molecular. Un gas puede considerarse ideal a altas temperaturas y bajas presiones.

Para explicar el comportamiento de los gases ideales, Clausius, Maxwell y Boltzman crearon un modelo llamado Teoría cinética de los gases, los postulados de esta teoría son:



ECUACIÓN UNIVERSAL DE LOS GASES

$$P \cdot V = R \cdot T \cdot n$$

Donde:

P = Presión absoluta: Atm, torr.

V = volumen: litro (l), mL

n = número de moles: mol

R = constante universal de los gases

T = Temperatura absoluta: K, R

Valores de R, si la presión se expresa en:

Atmósfera → $R = 0.082 \text{ atm L / K mol}$

Kilopascal → $R = 8.3 \text{ KPa L / K mol}$

mmHg ó Torr → $R = 62.4 \text{ mmHg L / K mol}$

Veamos las otras formas de expresar la ecuación universal:

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

Donde:

m = masa del gas en gramos (gr)

M = masa molar del gas, expresado en g/mol

En función de la densidad ($D = m / V$) tenemos:

$$PM = DRT$$

Esta última expresión nos indica que la densidad del gas es inversamente proporcional a la temperatura y directamente proporcional a la presión. Si aumentamos la presión, el volumen disminuye, por lo que la densidad aumenta; si aumentamos la temperatura el volumen aumenta, por lo tanto la densidad disminuye.

Volumen Molar:

Es el volumen que ocupa 1 mol-g de un gas a una determinada presión y temperatura. Su valor no depende de la naturaleza del gas, es decir que si se tiene el valor de la presión y temperatura se conoce el volumen molar.

$$V_m = \frac{V}{n} \left(\frac{\text{litros}}{\text{mol}} \right)$$

De la ecuación universal tenemos: $PV = nRT$

Si $n = 1 \text{ mol} \rightarrow V = V_m$

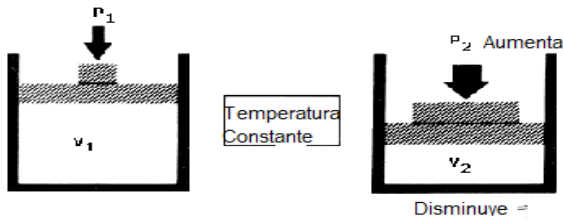
Por lo tanto la ecuación universal quedaría:

$$V_m = \frac{RT}{P}$$

LEYES ESTADO GASEOSO.

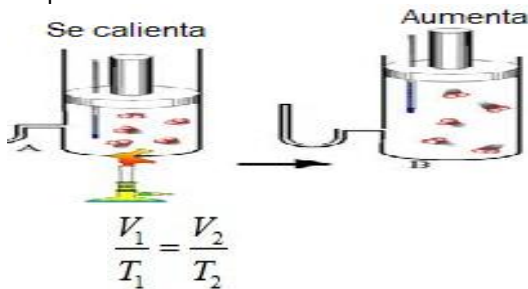
Ley de Boyle – Mariotte. Proceso isotérmico

Para una misma masa gaseosa ($n = \text{cte}$), si la temperatura permanece constante la presión absoluta varía en forma inversamente proporcional a su volumen.

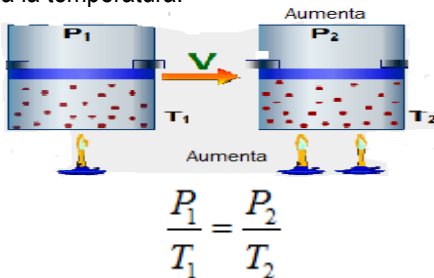


Formula: $P_1 V_1 = P_2 V_2$

Ley de Jacques Charles (1787): Proceso isobárico. Para cierta masa gaseosa ($n = cte.$), si la presión es constante, entonces su volumen varía en forma directamente proporcional a la temperatura.



Ley de Gay-Lussac (1802): Proceso isocoro o isométrico. Si el volumen de un gas permanece constante para una cierta masa de un gas, su presión absoluta varía directamente proporcional a la temperatura.



GENERAL

El volumen de un gas varía directamente con la temperatura absoluta e inversamente con la presión.

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{P_3 V_3}{T_3}$$

Densidad de los Gases (con relación a su presión y temperatura)

Masa = Constante

$$\frac{P_1}{\delta_1 \cdot T_1} = \frac{P_2}{\delta_2 \cdot T_2}$$

δ = Densidad P = Presión T = Temperatura

Mezcla de Gases: “Es una solución homogénea de dos o más gases, donde cada uno conserva

sus características”. La presión total es igual a la suma de las presiones parciales.

Mezcla Gaseosa = GasA + GasB + GasC

$$P_T = P_A + P_B + P_C$$

$$V_T = V_A + V_B + V_C$$

Fracción Molar (fm): Relación entre los moles de un gas y el total de moles de la mezcla.

$$f_{mA} = \frac{n_A}{n_t}$$

Fm A = fracción molar de A

n_A = moles de A

n_t = moles totales

Difusión Gaseosa: Es el fenómeno que estudia la velocidad de difusión de un gas o de una mezcla gaseosa a través de un orificio

Ley de Graham $\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$

r_1 y r_2 = velocidad de los gases 1 y 2

d_1 y d_2 = Densidad de los gases

M_1 y M_2 = pesos moleculares de los gases



PRÁCTICA SEMANA 08

- Un gas ocupa 725 ml a 700 torr y 22°C. Cuando la presión cambia a 500 torr, ¿Qué temperatura en °C, se necesita para mantener el mismo volumen?
A) -62 B) 50 C) 72
D) -85 E) -46
- ¿Cuál es la velocidad promedio en m/s de una molécula de oxígeno (O₂) a 50 °C?
A) 453 B) 501 C) 234
D) 456 E) 300
- ¿Cuál es la velocidad promedio en m/s de una molécula de oxígeno (O₂) a 77 °C?
A) 522 B) 345 C) 678
D) 879 E) 32
- Se tiene en un cilindro de 1000 litros de capacidad oxígeno, si el termómetro indica 57°C y el manómetro 3 atm. Determinar la presión que registra el manómetro cuando la temperatura se incrementa en 80°C
A) 2.12 B) 4.45 C) 3.96
D) 5.67 E) 0.10



MÓDULO DE QUÍMICA.

CEPRE – UNU PROCESO – 2020 – III

5. Se tiene en un cilindro de 1000 litros de capacidad oxígeno, si el termómetro indica 17°C y el manómetro 6 atm. Determinar la presión que registra el manómetro cuando la temperatura se incrementa en 50°C .
- A) 9.7 B) 8.5 C) 4.23
D) 7.2 E) 6.49
6. Si se calienta cierta masa de gas desde 17°C hasta 97°C . ¿En cuánto por ciento debe incrementarse su presión para que no varíe su volumen?
- A) 30 B) 45 C) 25
D) 34 E) 27
7. Se tiene H_2 en un balón esférico a la presión de 24 000 Torr. Isotérmicamente todo el gas de traslada a otro balón esférico, pero de radio el triple que el anterior. Hallar la presión en el segundo balón (en torr)
- A) 888.8 B) 778.6 C) 994.5
D) 345.9 E) 787.7
8. Se tiene NH_3 en un balón esférico a la presión de 15 000 Torr. Isotérmicamente todo el gas de traslada a otro balón esférico, pero de radio el triple que el anterior. Hallar la presión en el segundo balón (en torr).
- A) 674.6 B) 555.5 C) 456.9
D) 789.9 E) 453.2
9. El pistón de un cilindro con el gas que contiene ocupa 125cm^3 , de igual temperatura la presión se sextuplica. El volumen anterior se reduce en 40cm^3 . Hallar el volumen del pistón.
- A) 23 B) 34 C) 36
D) 45 E) 67
10. El pistón de un cilindro con el gas que contiene ocupa 1200cm^3 , de igual temperatura la presión se sextuplica. El volumen anterior se reduce en 600cm^3 . Hallar el volumen del pistón.
- A) 357 B) 825 C) 480
D) 789 E) 678
11. 400cm^3 de un gas medido a -85°C y presión de 600 mmHg se calienta a 150°C y la presión aumenta al doble. Calcular la masa del gas si al final la densidad es de 4g/l.
- A) 1.8g B) 2.5g C) 3.45g
D) 3.3g E) 4.5g
12. 900cm^3 de un gas medido a -55°C y presión de 1200 mmHg se calienta a 180°C y la presión aumenta al doble. Calcular la masa del gas si al final la densidad es de 0,003g/ml.
- A) 2.8g B) 3.25g C) 1.34g
D) 23.4g E) 66.7g
13. La densidad de un gas a determinadas condiciones es a 0,12g/l si la presión aumenta en un 60% y disminuye su temperatura en un 50%. ¿Cuál es la nueva densidad del gas?
- A) 3.45 B) 0.45 C) 0.789
D) 1.45 E) 0.38
14. La densidad de un gas a determinadas condiciones es a 0,15g/l si la presión aumenta en un 30% y disminuye su temperatura en un 10%. ¿Cuál es la nueva densidad del gas?
- A) 2.345 B) 1.345 C) 0,217
D) 0.345 E) 0.897
15. El volumen de una burbuja de aire aumenta 4 veces su tamaño al ascender desde el fondo de un lago hasta la superficie. Si la temperatura del agua es uniforme determine la profundidad del lago.
- A) 41,32m B) 49,34m C) 567m
D) 23m E) 56m
16. ¿Cuál es la masa de 850 litros de gas butano (C_4H_{10}) que se encuentra a una temperatura de 27°C y a una presión de 1200 mmHg?
- A) 2456 B) 3160 C) 457
D) 4789 E) 589
17. ¿Cuál es la masa de 18 litros de gas propano (C_3H_8) que se encuentra a una temperatura de 30°C y a una presión de 2250 mmHg?
- A) 3.45 B) 780 C) 94
D) 109 E) 257
18. ¿Cuál es la densidad del gas etino (C_2H_2) a 35°C y 9atm?
- A) 23g/l B) 725g/l C) 8.56g/l
D) 9.26g/l E) 123g/l



EJERCICIOS A RESOLVER

08



MÓDULO DE QUÍMICA.

CEPRE – UNU PROCESO – 2020 – III

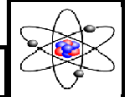
- Se tiene una mezcla de H_2 , C_3H_8 y O_2 en un recipiente de 30 L a $200^\circ C$, indique verdadero (V) o falso (F) según:
() Necesariamente el volumen parcial del H_2 es de 10 litros.
() Cada gas ocupa 30 litros
() Los tres gases se encuentran a $200^\circ C$
A) VFV B) VVF C) FVF
D) FVV E) VVV
- ¿Qué gas tiene mayor densidad a las mismas condiciones de presión y temperatura?
A) Propano B) Etileno C) Acetileno
D) Metano **E) Butano**
- 1 mol de oxígeno a $0^\circ C$ y 1 atm ocupa.
A) 30L B) 24,2L **C) 22,4L**
D) 44,8L E) 48,4L
- 30 litro de un gas se encuentra a $27^\circ C$ si la temperatura aumenta isobáricamente a 400K
¿En cuántos litros variara su volumen?
A) 10L B) 20L C) 30L
D) 40L E) 50L
- Hallar el volumen ocupado por 0,1 moles de gas a $27^\circ C$ de temperatura y 8,2 atmosferas de presión.
A) 0,1L **B) 0,3L** C) 0,2L
D) 0,4L E) 0,5L
- Encontrar el peso molecular (masa molar) de un gas que se encuentra a 4,1 atm de presión; 600ml de volumen; $127^\circ C$ de temperatura y pesa 6 g.
A) 10 B) 20 C) 40
D) 60 **E) 80**
- ¿A qué temperatura en $^\circ C$ se encuentra un gas que está a 20,5 atm ocupando 6 litros de capacidad y conteniendo 5 moles?
A) $17^\circ C$ **B) $27^\circ C$** C) $37^\circ C$
D) $47^\circ C$ E) $57^\circ C$
- ¿Qué volumen ocupara 2 gramos de gas metano CH_4 a $27^\circ C$ y 750 mmHg?
A) 4,12L B) 5,22L **C) 3,12L**
D) 6,12L E) 2,22L

- Un recipiente de 20 litros contiene 3 moles de gas helio. Si su temperatura es de $127^\circ C$
¿Cuál será la presión que ejerce dicho gas?
A) 49,2 atm. **B) 4,92 atm** C) 0,492atm
D) 2,82atm E) 3,92atm
- ¿Cuántos balones de 5 litros de capacidad a condiciones normales pueden llenarse con 250 litros de gas a $20^\circ C$ y 6 atm contenidos en un tanque?
A) 200 balones D) 210 balones
B) 260 balones E) 320 balones
C) 280 balones.

**“Las raíces de la educación son amargas,
pero sus frutos son dulces”
ARISTÓTELES.**



SEMANA 09



SOLUCIONES

SOLUCIONES.



Las soluciones son mezclas o dispersiones homogéneas, de dos o más sustancias puras. Estas se pueden encontrar en cualquier proporción. Ejemplo: Agua potable
Solvente: H_2O
Soluto: Cl_2 , O_2 , $CaCO_3$, $MgCO_3$.

SOLVENTE (Ste): Es el componente que se encarga de dispersar (disolvente) a las otras sustancias, por lo general se encuentra en mayor proporción, por ello determina el estado físico de la solución.

SOLUTO (Sto): Es la sustancia que se dispersa (disuelve) en el solvente, se encuentra en menor proporción en una solución y determina su nombre.



SOL = Ste + Sto (1) + Sto (2)+...

Solubilidad (S). Expresa cantidad máxima de soluto que se puede disolver en 100 g de solvente a una temperatura dada:

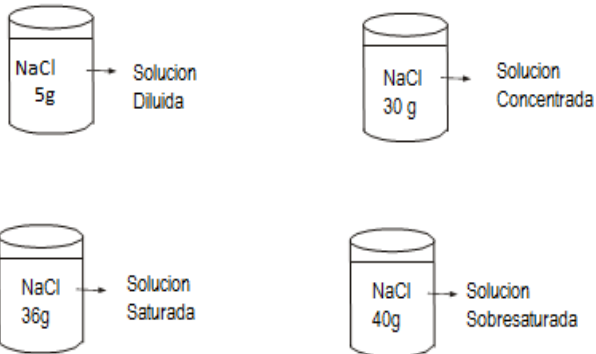
S = masa (Solute) / 100g H2O

Existen factores que afectan la solubilidad entre ellas:



TIPOS DE SOLUCIONES:

1. Según la cantidad de soluto en solvente En 100 g de H2O



2. Según Estado Físico

Soluciones Sólidas:

- Solvente sólido, por ejemplo las aleaciones. Acero: (Fe + C), Bronce (Cu + Sn), Latón (Cu + Zn), Nicrón (Ni + Cr), Amalgama (Hg + Pt, Pd, Au)

Solución Gaseosa Solvente gaseoso Ejemplo:

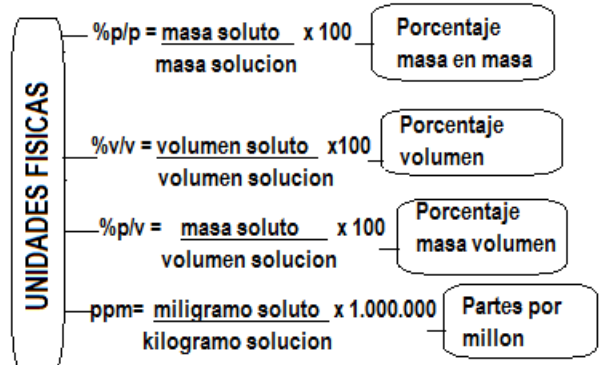
- Gas Doméstico, Otras mezclas O2, Aire: N2 (79%), O2 (20%), Otros (1%), Gas Natural: CH4, C2H6, C4H10

Solución líquida: Solvente Líquido

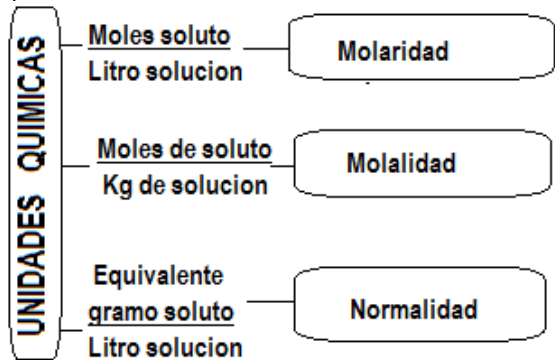
Salmuera, Agua ardiente, Ácido muriático

UNIDADES DE CONCENTRACION.

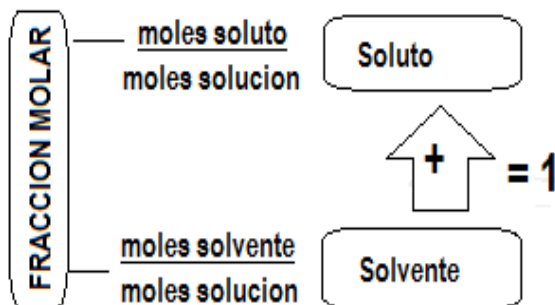
Expresa la cantidad de soluto que se encuentra disuelta en relación al solvente. El soluto debe ser menor siempre para que se considere solución. Son aquellas que expresan la proporción de soluto en peso, volumen o en partes en relación a la cantidad de solvente.



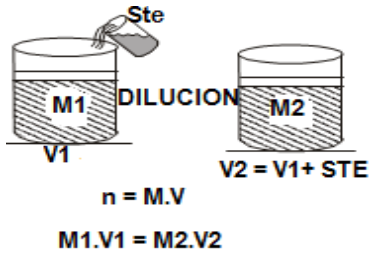
Calculan la cantidad de moles o equivalentes químicos de un soluto en un solvente.



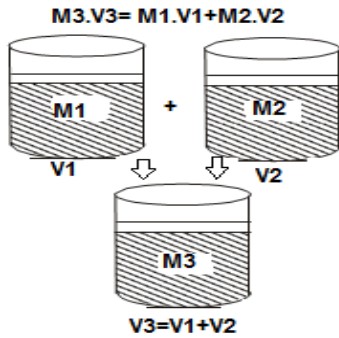
Es una forma también de medir la concentración que expresa la proporción en que se encuentra una sustancia respecto a los moles totales de la disolución. Se puede expresar de dos maneras.



Dilución de Soluciones: Proceso físico que consiste en agregar una cantidad de solvente a una solución para disminuir la concentración de esta.

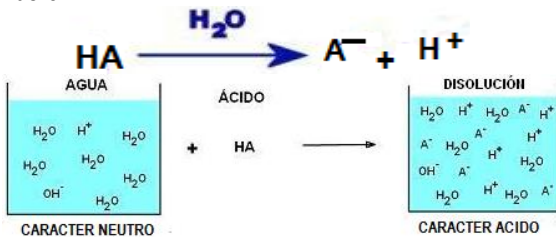


Mezcla de Soluciones. Proceso físico que consiste en mezclar dos o más soluciones del mismo soluto.



DISOLUCIONES

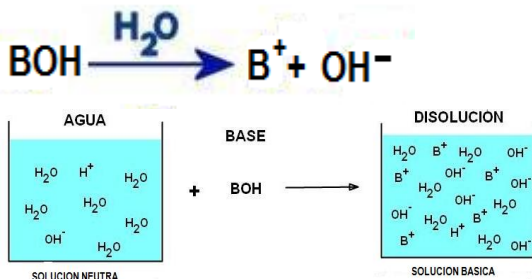
Puesto que al disolver un ácido en agua se liberan H⁺.



Ácidos Fuertes: Se disocian totalmente en agua, produciendo 1 mol de H⁺ y 1 mol de base conjugada. HClO₄, H₂SO₄, HI, HBr, HCl, HNO₃

Ácidos débiles: no se disocian completamente con el agua, es decir, liberan una parte pequeña de sus iones H⁺: H₃PO₄, H₂S

Si se disuelve en agua una base se liberan OH⁻



Bases Fuertes: Se disocian totalmente en agua, produciendo OH⁻ como NaOH, KOH

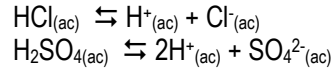
Bases débiles: No se disocian completamente con el agua, es decir, liberan una parte pequeña de sus iones OH⁻ como Mg(OH)₂, Al(OH)₃

TEORÍAS

1. Teoría de Arrhenius (1880). Svante Arrhenius desarrolló una teoría que identificaba a un ácido y una base en soluciones acuosas. Indicaba:

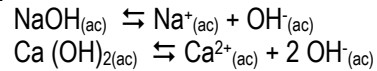
Ácido. Es aquella sustancia que posee átomos de hidrógeno y que una solución acuosa se disocia en iones "H⁺"

Ejemplos:



Base. Es aquella sustancia que posee grupos oxidrilos y que en solución acuosa los disocia en "OH⁻"

Ejemplos:



2. Teoría de Brönsted – Lowry (1920).

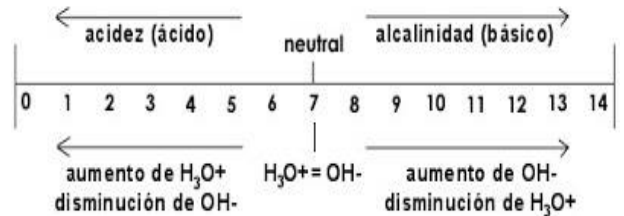
Considera que el protón al cual nos referimos será representado por "H⁺"

Ácido. Sustancia que dona protones (H⁺)

Base. Sustancia que acepta protones (H⁺)

Anfótero. Sustancia que puede actuar como ácido o base. Ejemplo: H₂O, HCO₃⁻, HS

pH: Indica el grado de acidez o basicidad (alcalinidad) de un medio, para ello utilizo números enteros sencillos del 1 al 14.



Para determinar matemáticamente la acidez y la basicidad se emplea.

Ácidos: $pH = -\log [H_3O^+]$ o $pH = -\log [H^+]$

Bases: $pOH = -\log [OH^-]$

Relación entre el pH y POH:

El auto disociación del agua:



El equilibrio iónico:

$$K_W = [H^+] [OH^-] = 10^{-14}$$

Aplicamos log:

$$\log [H^+] [OH^-] = \log 10^{-14}$$

$$\log [H^+] + \log [OH^-] = -14$$

$$(-\log [H^+]) + (-\log [OH^-]) = 14$$

$$\therefore pH + pOH = 14$$

En una solución Neutra

$$[H^+] = 10^{-7} \rightarrow \log [H^+] = \log 10^{-7} = 7$$



$$\therefore \text{pH} = 7 \quad \text{y} \quad \text{pOH} = 7$$

En una solución Ácida

$$[\text{H}^+] > 10^{-7} \rightarrow \log [\text{H}^+] > 10^{-7}$$

$$\therefore \text{pH} < 7 \quad \text{y} \quad \text{pOH} > 7$$

Entonces:

Si una sustancia tiene un pH superior a 7 es básica o sea que presenta baja concentración de iones H_3O^+

Si una sustancia tiene pH 7 es neutra.

Si una sustancia tiene un pH inferior a 7 es ácida y tiene una alta proporción de iones H_3O^+ .



PRÁCTICA SEMANA 09

1. Señalar una solución:

- A) Diamante B) agua destilada C) **acero**
D) grafito E) ácido sulfúrico

2. El latón está formado por:

- A) **Cu y Zn** B) C y Fe
C) Ca y H_2O D) Cu y Sn
E) Na y Hg

3. El agua regia está formado por:

- A) Ca, Mg y H_2O B) **HCl, HNO_3**
C) C y Fe D) Na y H_2O
E) Cu y Sn

4. Calcule el volumen de vino que se necesita para obtener 60 mL de alcohol, si el vino tiene una concentración del 12%.

- A) 120ml B) 200ml C) 1200ml
D) 300ml E) **500ml**

5. Se mezclan 300g de agua con 200g de sulfato férrico. Determinar el porcentaje en peso del soluto en la solución.

- A) 10% B) 20% C) **40%**
D) 66% E) 80%

6. Se ha preparado 300 mL de solución de KI disolviendo 6 gramos de dicha sal. Determine la concentración de la solución.

- A) 1% B) **2%** C) 4%
D) 6% E) 8%

7. A 2 litros de solución 5M de H_2CO_3 se le agrega 3 litros de agua, determine la molaridad de la nueva solución.

- A) 1M B) 3M C) **2M**
D) 2,5M E) 4M

8. Hallar el volumen de agua que se debe agregar a 5 litros de solución de NaOH 4N para diluirlo hasta 2N.

- A) 2L B) 3L C) 6L
D) **5L** E) 4L

9. Hallar el volumen de agua que se agrega a 10 litros de solución H_2SO_4 4M, para diluirlo hasta 2N.

- A) 20L B) 40L C) 60L
D) 50L E) **30L**

10. Se disuelven 60g de NaOH en suficiente cantidad de agua para formar 1500 mL de solución. Hallar la molaridad de la solución.

- A) **1,0M** B) 2,5M C) 1,5M
D) 0,5M E) 3,5N

11. ¿Cuántos gramos de hidróxido de aluminio y de agua se necesitan respectivamente para preparar 500 gramos de una suspensión de hidróxido al 25% en masa?

- A) 100 y 400 B) **125 y 375**
C) 150 y 250 D) 200 y 300
E) 275 y 125

12. Si se neutraliza carbonato de calcio (CaCO_3) con 2,5 L de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 1,6M son consumidos, ¿qué peso de caliza se utilizó? (Ca=40; C=12)

- A) **400g** B) 375g C) 250g
D) 468g E) 368g

13. ¿Qué peso de hidróxido de aluminio ($\text{Al}(\text{OH})_3$) se podrá neutralizar con 3 L de una solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 3M?

- A) 400g B) 375g C) 250g
D) **468g** E) 368g

14. Al disociarse el agua con una reacción _____ forma un _____ o protón y un radical _____ o hidroxilo.

- A) Bioquímica – hidrogenión – H^+
B) Reversible – óxido – oxidrilo
C) **Reversible – hidrogenión – oxidrilo**



MÓDULO DE QUÍMICA.

CEPRE – UNU PROCESO – 2020 – III

- D) Irreversible – hidrogenión – oxidrilo
E) Reversible – dipolar – oxidrilo
15. El PH mide el grado de _____(0 – 7), neutralidad y _____(7 – 14) de una solución
A) Alcalinidad – acidez
B) **acidez – alcalinidad**
C) Basicidad – alcalinidad
D) acidez – astringente
E) astringente – basicidad
16. Un medio _____ tiene igual concentración de ácido y _____
A) Neutro – sal B) básico – base
C) activo – base D) neutro – óxido
E) **neutro – base**
17. ¿Determine el pH de una solución de HI 0,001M?
A) 1 B) 2 C) **3**
D) 4 E) 0
18. Calcular el pH de una solución de KOH 0,005N
A) **12.7** B) 11.4 C) 13.5
D) 14.2 E) 10.6



EJERCICIOS A RESOLVER

09

1. Señalar una solución:
A) Oro B) hidróxido de calcio
C) óxido de calcio D) agua y aceite
E) **vinagre**
2. El bronce está formado por:
A) Cu y Zn B) C y Fe C) Ca y H₂O
D) **Cu y Sn** E) Na y Hg
3. Se disuelven 25g de AgNO₃ en 175g de agua. Calcule la concentración de la solución en %w.
A) 30% B) 20% C) **13%**
D) 16% E) 15%
4. ¿Qué masa de HCl 0,8 M se usa para preparar 5 L de solución?
A) 124g B) 295g C) 187g
D) **146g** E) 2,435g
5. Determinar el número de equivalentes de soluto presentes en 3 litros de solución 5N de KOH.

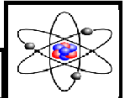
- A) 1,3 B) 3 C) 5
D) **15** E) 25

6. Determinar la normalidad de una solución de H₂S que tiene una concentración 3M.
A) 7 B) **6** C) 5
D) 15 E) 25
7. En una solución acuosa se tiene 80% en volumen. Determine el volumen del soluto si se tiene 40L de agua.
A) 180L B) 120L C) **160L**
D) 190L E) 130L
8. Se mezcla 300 Kg de HCl al 20% con 100 Kg de HCl al 40%. Calcular la concentración de la solución final.
A) 26% B) 20% C) 24%
D) **25%** E) 35%
9. La densidad de una solución de H₂CO₃ al 20% en peso es 1,6g/cm³. Su molaridad es:
A) **5,2M** B) 2,6M C) 1,5M
D) 0,5M E) 3,5N

“El objetivo de la educación es el avance del conocimiento y la difusión de la verdad”
John F. Kennedy



SEMANA 10



CINÉTICA QUÍMICA Y
ELECTROQUÍMICA

Es parte de la química que estudia la rapidez (velocidad) con la que se desarrolla una reacción, así como los factores que afectan esa rapidez y los mecanismos de reacción

Velocidades de reacción.

Es el cambio de concentración de los reactivos o productos por unidad de tiempo.

Las unidades de velocidad de reacción son normalmente Molaridad por segundo. (M/s) o M/s⁻¹. La velocidad de reacción se expresa como la velocidad de desaparición del reactivo o la velocidad de aparición del producto

$$v_x = \frac{\pm \Delta [x]}{\Delta t}$$

v_x = - Para los reactivos

v_x = + Para los productos

v_x = Velocidad de reacción de x



$\Delta[x]$ = Variación de concentración de x
 Δt = Variación del tiempo.

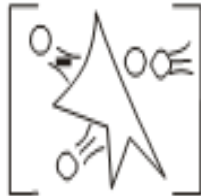
Teoría de Choques

Para que una reacción química se lleve a cabo, los reactantes deben entrar en contacto (chocar) y lo deben hacer con:

- Suficiente frecuencia
- Con la dirección suficiente
- Con la suficiente energía



La reacción ocurre



La reacción no ocurre

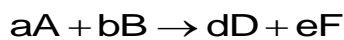
Teoría del Complejo Activado

Esta teoría tiene que ver con la energía de activación (EA) que es la energía que se necesita para que todos los enlaces de los reactantes se disocien (rompan).

- * A mayor « EA » más lenta la reacción
- * A menor « EA » más rápida la reacción

Ley de acción de masas:

En toda reacción química se cumple que la velocidad de reacción es directamente proporcional a la concentración de los reactantes.



La ley de la velocidad resulta: $v = k[A]^x [B]^y$

V = velocidad de reacción

k = constante específica de velocidad (cambia con la temperatura)

x e y = se determinan experimentalmente.

FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VELOCIDAD REACCIÓN.

La Concentración:

La velocidad de las reacciones aumenta con el aumento de la concentración de los reactantes.

Naturaleza de los reactantes:

La velocidad (o actividad) con la que reacciona una sustancia, depende de su naturaleza interna. Podemos generalizar:

Reactividad de Metales: IA > IIA > IIIA > Grupo B

Reactividad de Halógenos: F₂ > Cl₂ > Br₂ > I₂

Grado de División o factor de superficie:

Cuanto más pequeña las partículas de los reactantes, mayor superficie de contacto y, por lo tanto, mayor velocidad de reacción.

Gas > Líquido > Sólido

Temperatura

A mayor temperatura mayor desorden y mayor cantidad de choques eficaces, por lo tanto, mayor velocidad de reacción.

Se cumple: En la mayoría de las reacciones cuando la temperatura aumenta en 10°C, la velocidad de reacción se duplica.

$$T_1 = 20^\circ\text{C} \rightarrow V_1 = 5\text{M/s}$$

$$T_2 = 30^\circ\text{C} \rightarrow V_2 = 10\text{M/s}$$

$$T_3 = 40^\circ\text{C} \rightarrow V_3 = 20\text{M/s}$$

Exponentes de la velocidad de Reacción: Se denomina órdenes de reacción, para reacciones lentas o elementales dichos exponentes coinciden con los coeficientes estequiométricos.

x = orden de reacción respecto de A

y = orden de reacción respecto de B

El orden general es la suma de los órdenes respecto a cada reactivo de la reacción: Orden x+y

Propiedades de la velocidad:

1.- La velocidad es mayor al inicio de la reacción, disminuye a medida que se consume el reactivo.

2.- Las velocidades son proporcionales a los coeficientes estequiométricos de la ecuación balanceada. Así, en la ecuación:



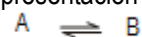
$$v_{Rxn} = \frac{v_A}{a} = \frac{v_B}{b} = \frac{v_D}{d}$$

Siendo:

$$v_A = \frac{\Delta[A]}{\Delta t}; \quad v_B = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}; \quad v_D = \frac{+\Delta[D]}{\Delta t}$$

EQUILIBRIO QUÍMICO

La mayoría de reacciones son del tipo reversible, es decir, presenta una doble ocurrencia, directa e inversa. Su representación será:





El equilibrio químico es el estado termodinámico que alcanza una reacción tipo reversible donde las concentraciones molares de los reactantes y de los productos se mantienen constantes.

Reacción directa: $A \rightarrow B$ velocidad = $k_d [A]$
 Reacción inversa: $B \rightarrow A$ velocidad = $k_i [B]$

Donde k_d y k_i son los constantes de velocidad de las reacciones directa e inversa, respectivamente. En el caso de una sustancia gaseosa se puede emplear la ecuación del gas ideal. Para hacer las conversiones entre concentración (en molaridad) y presión (en atm).

$Pv=nRT$, por tanto $M = n/V = P/RT$ con respecto a las sustancias A y B por consiguiente:

$[A] = (PA/RT)$ y $[B] = (PB/RT)$ y por tanto las velocidades de directa e inversa se pueden expresar como:

Reacción directa velocidad = $k_f = \frac{PA}{RT}$
 Reacción inversa velocidad = $K_r = \frac{PB}{RT}$

Constante de Equilibrio:

En 1864 Cato Maximilian Guldberg y Petter Waage postularon su "Ley de Acción de Masas" que expresa la relación entre las concentraciones (expresadas como presiones parciales en el caso de gases y como molaridades en disoluciones). De los reactivos y productos presentes en el equilibrio de cualquier reacción.

Sea la ecuación $aA + bB \rightarrow cC + dD$
 A,B,C y D \rightarrow son las especies químicas
 a,b,c y d \rightarrow son sus coeficientes balanceadas
 Cuando todos se encuentran en disolución.

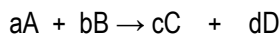
$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Cuando se encuentran en fase gaseosas

$$K_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$$

Se puede determinar una relación entre K_c y K_p del siguiente modo.

Sea la reacción:



Entonces: $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

Donde:

$$\Delta n = \sum \text{coefc. productos} - \sum \text{coefc. reactivos}$$

PRINCIPIO DE LE CHATELIER.

Se enuncia como sigue: "si un sistema en equilibrio es perturbado por un cambio de temperatura, presión o concentración de uno de los componentes, el sistema desplazará su posición de equilibrio de modo que se contrarreste el efecto de la perturbación"

| Variación | Desplazamiento de la reacción |
|--|---|
| \uparrow Presión ó \downarrow Volumen | Mayor volumen \rightarrow Menor volumen |
| \uparrow Temperatura | Lado con calor \rightarrow lado sin calor |
| Concentración | |
| \uparrow Catalizador (+) | Favorece Reacción Directa |
| \uparrow Inhibidor | Favorece Reacción Inversa |

ELECTROQUÍMICA

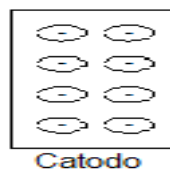
Es una parte de la química que estudia la relación entre los procesos químicos y la energía eléctrica.

ELECTRÓLISIS

Es el proceso mediante el cual se descompone una sustancia al paso de la corriente eléctrica. Para realizar la electrólisis se dispone

Electrolito: Es aquella sustancia que se descompone en sus iones respectivos al paso de la corriente eléctrica, y generalmente son los ácidos, las bases y las sales cuando están en solución acuosa o se encuentran fundidas.

Electrodos: Son conductores metálicos que están en contacto con la fuente eléctrica e inmersa en el electrolito.



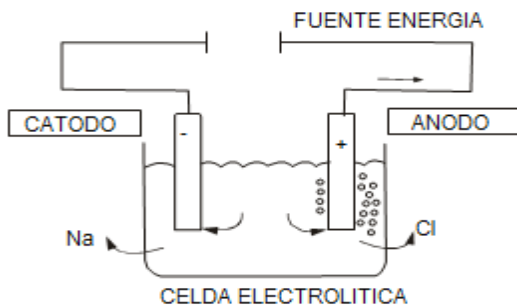


Cátodo: Es el polo negativo y se encarga de atraer los iones positivos de la solución. Se produce la reducción del catión.

Ánodo: Es el polo positivo y se encarga de atraer los iones negativos de la solución. Se produce la Oxidación del anión.

Voltámetro

O también denominado cuba electrolítica, es el recipiente que contiene al electrolito.



LEYES DE FARADAY

Primera Ley. La masa depositada o liberada de una sustancia en un electrólito es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que pasa por la solución.

$$m = \frac{1Eq - g \cdot q}{96\ 500}$$

$$m = \frac{1Eq - g \cdot I \cdot t}{96\ 500}$$

Segunda Ley. Cuando una misma intensidad de corriente fluye por dos o más celdas electrolíticas, la masa depositada o liberada es proporcional a su peso equivalente.

$$\frac{m_A}{P.Eq(A)} = \frac{m_B}{P.Eq(B)} = \frac{m_C}{P.Eq(C)}$$

m_A, m_B, m_C : masa depositadas o liberadas en los electrodos.

$$1F = 96490 \approx 96500\ C$$

Equivalente Gramo (Eq-g). Un equivalente es la cantidad de sustancia que se deposita o libera en un electrodo debido al paso de 1 coulomb.

$$Eq \cdot Eq(A) = \frac{Eq - g(A)}{96500\ C}$$



PRÁCTICA SEMANA 10

- ¿Cómo influye la superficie de contacto de un sólido de una reacción?
 - No influye
 - A mayor superficie menor velocidad
 - A menor superficie menor velocidad**
 - Si la superficie es rugosa no hay reacción
 - No hay variación regular
- ¿Qué factor influye en la velocidad de una reacción?
 - Punto de ebullición
 - Número de Avogadro
 - Temperatura**
 - Densidad
 - Hay dos respuestas
- A una temperatura de 50°C cierta reacción química se desarrolla a 1,5 mol/L ¿Con que velocidad se desarrolla la misma reacción a 80°C?
 - 1,5mol/L
 - 12mol/L**
 - 15mol/L
 - 24mol/L
 - 20mol/L
- Para la reacción elemental: $2A + B \rightarrow 3C + D$ la velocidad de reacción de A es 20 m/s. Calcular la velocidad de formación de C.
 - 30 M/S**
 - 20
 - 35
 - 25
 - 40
- De la siguiente reacción gaseosa : $NH_3 + O_2 \leftrightarrow N_2 + H_2O$ la velocidad con respecto al NH_3 es 10 M/min. Calcular la velocidad con respecto al O_2 :
 - 2
 - 5
 - 7,5**
 - 9,5
 - 11,0
- A una temperatura de 100°C cierta reacción química se desarrolla a 4mol/L ¿Con que velocidad se desarrolla la misma reacción a 120°C?
 - 10mol/L
 - 20mol/L
 - 15mol/L
 - 16mol/L**
 - 18mol/L
- Expresa la velocidad de reacción para: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
 - $K[CO_2]$
 - $K[CaO]$
 - $K[CaCO_3]$**
 - $K[Ca]$
 - $K[CaO][CO_2]$



8. Hallar el valor de la constante específica de la velocidad de la reacción. $A + B \rightarrow AB$
Si para las concentraciones de las sustancias A y B son 0,05 y 0,01 mol/L respectivamente. La velocidad de la reacción es igual a $5 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min}}$
A) 0,6 b) 0,7 c) 0,2
D) 0,1 e) 0,3
9. Calcular la velocidad de reacción $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$ si la constante de velocidad es $5 \cdot 10^{-4}$ y las concentraciones de O_2 y H_2 son $2 \cdot 10^{-3}$ mol/L y $4 \cdot 10^{-3}$ mol/L respectivamente.
A) $16 \cdot 10^{-18}$ B) $16 \cdot 10^{-12}$ C) $16 \cdot 10^{-10}$
D) $16 \cdot 10^{-11}$ E) $16 \cdot 10^{-13}$
10. Si se tiene la siguiente reacción:
 $2A + B \rightarrow 2C$ ¿De qué orden es?
A) primer orden
B) segundo orden
C) tercer orden
D) Segundo orden respecto a "B"
E) primer orden respecto a "A"
11. ¿Cuál es la relación entre la velocidad de desaparición del ozono y la velocidad de aparición del oxígeno en la siguiente ecuación:
 $2O_{3(g)} \rightarrow 3O_{2(g)}$. Si la velocidad de aparición de O_2 es de $8 \times 10^{-5} \text{M/s}$ en un instante determinado ¿Cuál es la velocidad de desaparición de O_3 en ese momento?
A) $5, 3 \cdot 10^{-5} \text{M/s}$ B) $1,3 \cdot 10^{-5} \text{M/s}$
C) $2,4 \cdot 10^{-5} \text{M/s}$ D) $5,5 \cdot 10^{-5} \text{M/s}$
E) $4,6 \cdot 10^{-5} \text{M/s}$
12. Inicialmente se utilizan 10 moles de Hidrogeno y 10 moles de Cloro. Calcular la constante de equilibrio si en en el equilibrio se hallan 4 moles de hidrogeno.
A) 10 B) 8 C) 12
D) 9 E) 6
13. Determine la constante de equilibrio K_p para el sistema $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2HI_{(g)}$, siendo las presiones parciales 0,2atm, 0,3atm y 0,2 atm.
A) $K_p=0,25$ B) $K_p=0,67$ C) $K_p=0,1$
D) $K_p=1,25$ E) $K_p=0,75$
14. En un recipiente de 1 L se han introducido 4 moles de nitrógeno y 8 moles de hidrógeno.
 $N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightarrow NH_{3(g)}$. Al llegar al equilibrio se obtienen 4 moles de amoniaco. Calcular K_c para el equilibrio gaseoso.
A) 4 B) 3 C) 2

- D) 1 E) 5
15. Calcule la intensidad de la corriente que se necesita para descomponer 18g de cloruro cúprico en disolución acuosa en 50 minutos.
A) 1,8 A B) 3,6 A C) 4,3 A
D) 16,2 A E) 8,6 A
16. Calcule el peso de calcio depositado en el cátodo de una solución de sulfato de calcio por donde ha circulado una corriente de 96,5 amperios durante 30 minutos.
A) 30 g B) 32 g C) 34 g
D) 40 g E) 36 g
17. En la electrolisis del cloruro de Calcio se han consumido 5 mol e^- . Determina la masa de Calcio depositada en el cátodo.
A) 200g B) 160g C) 230g
D) 400g E) 100g
18. Por dos celdas electrolíticas se hace pasar la misma cantidad de corriente conectadas en serie donde una de ellas deposito 60gramos de Cobre I ¿Cuántas de Plata se deposita en la otra?
A) 120g B) 103g C) 133g
D) 123g E) 143g
19. A través de tres celdas electrolíticas en serie circulan 0,2 faraday. Una contiene Ag^+ , otra Zn^{+2} y la otra parte Fe^{+3} . ¿Cuál de los metales se deposita en mayor peso? P.A. $Ag = 108$; $Zn = 65$; $Fe = 56$
A) Ag
B) Zn
C) Fe
D) En todos igual masa
E) Depende del sistema



1. La velocidad de la reacción química aumenta cuando:
A) Dismuye la temperatura.
B) Disminuye la concentración



MÓDULO DE QUÍMICA.

CEPRE – UNU PROCESO – 2020 – III

- C) Se deja agitar
D) **Aumenta la temperatura**
E) Se enfría
2. ¿Qué factor no afecta la velocidad de reacción?
A) Temperatura B) Catalizador
C) Concentración D) **Color**
E) Tamaño de partícula
3. En la siguiente reacción, la velocidad de formación del CO_2 es 10 a 80°C . ¿Cuál es la velocidad de la reacción a 100°C ?
 $\text{C(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
A) **40** B) 50 C) 60
D) 70 E) 80
4. A una temperatura de 16°C cierta reacción se desarrolla a $2,5 \text{ mol/L min}$. ¿Con qué velocidad se desarrolla la misma reacción a 36°C ?
A) 2,5 B) 12,5 C) 7,5
D) 5 E) **10**
5. Indique la posible ecuación para la siguiente Ley de Acción de las masas $V = K[\text{A}]^2[\text{B}]^3$
A) $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$
B) $\text{A} + \text{B} \rightarrow 3\text{C} + \text{D}$
C) $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$
D) **$2\text{A} + 3\text{B} \rightarrow 2\text{C} + \text{D}$**
E) $3\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C} + 2\text{D}$
6. Si en equilibrio se tiene 2 moles de H_2 y 2 moles de Cl_2 y se obtiene 4 moles cloruro de hidrógeno. Determinar K_c
A) 1 B) 2 C) 3
D) **4** E) 5
7. Determine la Ley de Velocidad para la reacción gaseosa: $\text{C} + 2\text{D} \rightarrow 2\text{E}$.
A) **$K[\text{C}][\text{D}]^2$** B) $K[\text{C}][2\text{E}]$ C) $K[\text{C}][\text{D}]$
D) $K[\text{C}]^2[\text{D}]$ E) $K[\text{E}]^2[\text{D}]$
8. Si se logra equilibrio 1 mol de Cl_2 y 2 moles de H_2 . Al reaccionar estas sustancias se obtiene 4 moles de Cloruro de Hidrogeno. Hallar K_c .
 $\text{Cl}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2(\text{g})} \leftrightarrow 2\text{HCl}_{(\text{g})}$
A) 7 B) 10 C) 15
D) **8** E) 6
9. La reacción: $\text{Fe}_{(\text{s})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ a 20°C se desarrolla con una velocidad $1V$ ¿Cuál es la velocidad a 50°C ?
A) $2V_1$ B) $6V_1$ C) $7V_1$

D) $8V_1$ E) $10V_1$

10. Calcule la intensidad de la corriente que se necesita para descomponer 13,5 g de cloruro cúprico en disolución acuosa en un tiempo de 50 minutos. (P.A. $\text{Cu} = 64$).
A) 6,4 amperes
B) **3,2 amperes**
C) 1,6 amperes
D) 0,8 amperes
E) 0,4 amperes

“La educación es lo que queda después de olvidar lo que se ha aprendido en la escuela”

ALBERT EINSTEIN