

TEMA - LA MATERIA

INTRODUCCIÓN

En esta unidad comenzamos el estudio de la Química. Es necesario recordar una serie de conceptos como son:

- Densidad: cociente entre la masa de un cuerpo y el volumen que ocupa.
- Cambios de estado de la materia:
 - a) Solidificación: paso de líquido a sólido. Fusión, proceso inverso.
 - b) Vaporización: cambio de líquido a gas. Condensación, proceso contrario.
 - c) Sublimación: paso de sólido a gas. Condensación a sólido, el proceso inverso.
- Presión: es el valor de la fuerza por unidad de superficie.

OBJETIVOS

En esta unidad se estudiará:

- La clasificación de la materia.
- Las leyes clásicas de los procesos químicos.
- Conceptos fundamentales en Química como es molécula, átomo, mol, masa atómica y masa molecular.
- Las leyes de los gases y presión parcial de un gas.
- La composición centesimal de un compuesto.
- Técnicas de separación en mezclas.
- Las disoluciones y las formas de expresar su concentración.
- Las propiedades coligativas de una disolución.

CONCEPTOS FUNDAMENTALES DE LA UNIDAD

1- CLASIFICACIÓN DE LAS SUSTANCIAS MATERIALES

Mezcla es una sustancia formada por la unión de dos o más sustancias que no reaccionan entre sí. Pueden separarse mediante procesos físicos y su composición y propiedades son variables.

Las mezclas se clasifican en *homogéneas* y *heterogéneas*:

— **Mezcla homogénea** es aquella en la que no se distinguen los componentes

que la forman, ni tan siquiera al microscopio.

Ejemplo: las disoluciones

— **Mezcla heterogénea** es aquella en la que es posible observar los distintos compuestos que la constituyen.

Ejemplos: granito, arena de playa...

Sustancia pura es aquella que no puede separarse en otras más simples mediante procesos físicos y cuya composición y propiedades son constantes. Las sustancias puras se clasifican en *elementos y compuestos*.

— Los **elementos** no pueden descomponerse en otras sustancias puras más simples mediante procesos químicos. Es el caso del oxígeno, el cobre, la plata, etc.

— Los **compuestos** son sustancias puras que pueden descomponerse en otras más simples mediante procesos químicos. Por ejemplo, el agua, el cloruro de sodio, el dióxido de carbono, etc.

Ejemplos: agua, dióxido de carbono, cloruro de sodio...

A) PROCESOS

— **Proceso físico** es aquél en el que no cambia la naturaleza de las sustancias. Por ejemplo: la filtración, la fusión y la evaporación.

— **Proceso químico** es aquél en el que cambia la naturaleza de las sustancias. Por ejemplo: la combustión.

La Química es la ciencia que trata fundamentalmente de los fenómenos químicos y de las leyes básicas por las que éstos se rigen.

B) PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS

- Las **propiedades físicas** son aquellas que presenta la materia *sin cambiar su composición*, como pueden ser la dureza, la solubilidad, el color, el olor o el punto de fusión y el de ebullición.

- Las **propiedades químicas** se refieren a las que presenta la materia *cuando cambia su composición*; es decir, las reacciones químicas que experimenta, como puede ser la combustión o la reacción con los ácidos.

C) PROPIEDADES EXTENSIVAS E INTENSIVAS

- **Propiedades extensivas** son aquéllas que *dependen de la cantidad de materia presente*, como el volumen y la energía interna. Por ejemplo, la energía interna es la suma de las energías cinética y potencial de cada partícula, por lo tanto, será mayor si aumenta el número de ellas.
- **Propiedades intensivas** son aquéllas que *no dependen de la cantidad de materia presente*. Es el caso del punto de fusión, la densidad y todas las propiedades químicas. Así, por ejemplo, el punto de fusión del hielo a presión normal es de 0° C, independientemente de que se trate de un cubito de hielo o de un enorme iceberg.

REACCIÓN QUÍMICA

Reacción química es el proceso por el cual una o varias sustancias iniciales, llamadas reactivos, se transforman en otra u otras sustancias finales, llamadas productos, diferentes de las iniciales.

2- LEYES CLÁSICAS DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Ley de Lavoisier o de conservación de la masa

En toda reacción química la masa total de los reactivos que reaccionan es igual a la masa total de los productos de la reacción.

Ley de Proust o de las proporciones definidas

La proporción entre las masas en que dos o más elementos se combinan para formar un cierto compuesto es siempre constante e independiente del procedimiento para formarlo.

Ley de Dalton o de las proporciones múltiples

Cuando dos elementos se combinan entre sí para formar más de un compuesto, las masas de uno de ellos que se combinan con una misma masa del otro, para dar diferentes compuestos, están en una relación de números enteros sencillos.

3- TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

- Los elementos están constituidos por *átomos* que son partículas materiales separadas e indestructibles.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y en todas las demás cualidades.
- Los átomos de los distintos elementos tienen masa y propiedades diferentes.
- Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica sencilla.

4- PRINCIPIO DE AVOGADRO

Volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.

Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas.

5- MASA ATÓMICA Y MOLECULAR. MOL MASA RELATIVA

A) La masa atómica relativa de un elemento es la masa media de un átomo de este elemento expresada en unidades de masa atómica.

Unidad de masa atómica a la doceava parte de la masa de un tipo especial de átomo de carbono, el carbono 12, C. Su símbolo es u.

Así, por ejemplo, la masa atómica del sodio es 23 u, lo que significa que un átomo de sodio tiene una masa 23 veces mayor que la doceava parte de la de un átomo de ¹²C.

La representamos así: $A_{(\text{Na})} = 23 \text{ u}$

Para calcular la masa molecular, sumamos la masa atómica de los elementos que forman la molécula. La representamos como Mr.

La masa molecular relativa de un elemento o de un compuesto es la masa media de una de sus moléculas expresada en unidades de masa atómica.

B) MOL

La magnitud que expresa el número de partículas presentes en las sustancias es la magnitud básica cantidad de sustancia. Su unidad en el SI es el mol.

Un mol es una cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, electrones...) como átomos hay en 0,012 kg de carbono 12.

El número de átomos presentes en 12 g de carbono 12 es una constante llamada constante de Avogadro, N_A . Por ello, un mol es la cantidad de materia que contiene un número de partículas igual a N_A , que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ unidades.

La masa en gramos de un mol de átomos, M , es numéricamente igual a la masa atómica, expresada en unidades de masa atómica, de dicho elemento.

La masa molar expresada en gramos es numéricamente igual a la masa molecular, expresada en unidades de masa atómica, de dicha molécula.

6- ESTADO GASEOSO

A) LEYES DE LOS GASES

Ley de Boyle -Mariotte

A temperatura constante, el producto de la presión que se ejerce sobre una cantidad de gas por el volumen que ocupa éste es una constante.

$$P_1V_1=P_2V_2=...=constante$$

Ley de Charles Gay-Lussac

A presión constante, el volumen que ocupa una cantidad de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$\frac{V}{T} = \frac{V'}{T'}$$

Ley completa de los gases

Para una cantidad determinada de gas, el producto de su presión por el volumen dividido por la temperatura absoluta es una cantidad constante.

$$\frac{P.V}{T} = \frac{P'.V'}{T'}$$

B) Ecuación de estado de los gases ideales

Reciben este nombre las leyes que relacionan matemáticamente todas las magnitudes necesarias para describir el estado de una sustancia.

En el caso de los gases, es la ecuación que relaciona matemáticamente la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad de sustancia.

Por tanto, el volumen de un gas debe ser proporcional al producto de las tres magnitudes, presión, temperatura y número de moles. Si llamamos R a la constante de proporcionalidad, obtenemos la ley de los gases ideales:

$$P.V = n.R.T$$

C) Volumen molar de los gases

En condiciones normales, CN, de presión y temperatura, es decir, a 101 293 Pa (1 atm) de presión y 273 K (0° C) de temperatura.

En estas condiciones, un mol de cualquier gas ocupa 22,4 L

D) Mezcla de gases. Presión parcial

Experimentalmente se observa que, debido a la gran capacidad de difusión de los gases, cuando se mezclan, cada uno se comporta como si ocupase la totalidad del volumen del recipiente que los contiene.

Por ello, cada gas ejerce la misma presión que si ocupase él solo todo el recipiente a la temperatura de la mezcla.

En una mezcla de gases, la presión parcial de un gas es la que ejercería si ocupase, aisladamente, el volumen total de la mezcla a la misma temperatura.

$$P_A \cdot V = n_a \cdot RT$$

Ley de Dalton de las presiones parciales:

La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de todos los gases que la componen, en las mismas condiciones de temperatura.

$$P_T = P_A + P_B + \dots$$

E) Teoría cinético-molecular de los gases

- Los gases están formados por partículas individuales, moléculas, muy alejadas entre sí, de manera que el volumen que ocupa el gas está prácticamente vacío y las moléculas pueden considerarse como puntos en el espacio. De este modo se explica que los gases tiendan a ocupar todo el volumen del recipiente que los contiene y que se compriman con facilidad.

- Las moléculas se encuentran en continuo movimiento aleatorio describiendo trayectorias rectilíneas, y experimentan choques elásticos entre ellas y contra las paredes del recipiente que las contiene. La presión es consecuencia de los choques de las moléculas de gas contra las paredes del recipiente, y depende tanto del número de choques como de la velocidad con la que se produce cada choque.

- Las moléculas de gas no experimentan interacción entre ellas, ni de atracción ni de repulsión, salvo cuando chocan entre sí. La energía cinética promedio de las moléculas de un gas es directamente proporcional a la temperatura e independiente de la naturaleza del gas.

7- MEZCLAS. TÉCNICAS DE SEPARACIÓN

— Mezclas homogéneas: el tamaño de las partículas es inferior a 0,001 μm . Las partículas no sedimentan y atraviesan todos los filtros. Las disoluciones son mezclas homogéneas a nivel molecular

__ Mezclas heterogéneas: el tamaño de las partículas es superior a 0,001 μm . Las mezclas heterogéneas están formadas por distintas porciones homogéneas, llamadas fases, separadas unas de otras por unas superficies denominadas interfases.

Decantación

Consiste en separar dos líquidos inmiscibles o un sólido y un líquido que no se mezclan entre ellos.

Fundamento: la diferencia de densidades.

Filtración

Consiste en separar un sólido del líquido en el que está en suspensión, es decir, no disuelto.

Fundamento: la diferencia de tamaño de las partículas.

Cristalización

Consiste en separar un sólido disuelto en un líquido.

Fundamento: la diferencia de volatilidad, es decir, de facilidad para pasar al estado de vapor.

Destilación

Consiste en separar un líquido (o un sólido) disuelto en otro líquido.

Fundamento: la diferencia de puntos de ebullición.

Extracción con disolvente

Consiste en separar uno de los componentes de una mezcla disolviéndolo.

Fundamento: la diferente solubilidad en un disolvente determinado.

Cromatografía

Consiste en separar los componentes de una mezcla que se mueven a distinta velocidad por el mismo soporte.

Fundamento: la diferente retención de los componentes en una fase fija.

8- DISOLUCIONES

Hemos visto que las mezclas homogéneas a nivel molecular de dos o más sustancias, que pueden hallarse en proporciones variables, reciben el nombre de disoluciones. Algunos ejemplos son el vinagre, el ácido clorhídrico, el aire, la sangre, el agua de mar...

A) Concentración de las disoluciones

La proporción en que se encuentran los componentes de una disolución es su concentración.

Porcentaje en masa

Porcentaje en masa de un componente es la masa de ese componente , expresada en

gramos, disuelta en 100 g de disolución.

Porcentaje en volumen

Porcentaje en volumen de un componente es el volumen de ese componente, expresado en mililitros, disuelto en 100 ml de disolución.

Molaridad

Número de moles de soluto por litro de disolución

$$M = \frac{n.\text{soluto}}{l.\text{Disolución}}$$

Molalidad o concentración molal

La molalidad, m, de un componente es su número de moles por Kilogramo de disolvente.

$$m = \frac{\text{moles de componente}}{\text{kilogramos de disolvente}}$$

Fracción molar

La fracción molar, X, de un componente es la razón entre su número de moles y los moles totales.

$$X = \frac{\text{moles A}}{\text{moles T}}$$

La suma de las fracciones molares de todos los componentes de una disolución es 1.

b) Solubilidad

En general, a una temperatura determinada, un disolvente sólo admite soluto hasta una cierta concentración.

Disolución saturada es aquella que, a una temperatura determinada, ya no disuelve más soluto.

la concentración de la disolución saturada a una temperatura determinada se denomina solubilidad.

Esta puede expresarse en cualquier unidad de concentración. Sin embargo, suele darse en gramos de soluto por 100 g de disolvente o en molaridad.

La solubilidad de un soluto sólido en un disolvente determinado suele aumentar al elevar la temperatura, de manera que podremos disolver más cantidad de soluto si aumentamos la temperatura de la mezcla.

Por el contrario, cuando se trata de gases, su solubilidad en un disolvente suele aumentar al disminuir la temperatura.

9- Propiedades coligativas de las disoluciones

Al disolver un soluto en un disolvente parece lógico pensar que las propiedades de la disolución resultante dependerán de las de uno y otro. Así ocurre, efectivamente, con algunas propiedades, como el color, el sabor, etc., que dependen de la naturaleza del soluto y del disolvente.

No obstante, existen otras propiedades, como la presión de vapor, la temperatura de ebullición, la temperatura de congelación y la presión osmótica, que parecen no tener en cuenta la naturaleza del soluto, sino sólo su cantidad.

Las propiedades de las disoluciones que varían dependiendo del número de partículas de soluto que contiene la disolución se denominan propiedades coligativas.

a) Presión de vapor

La presión que ejerce el vapor de un líquido cuando se ha alcanzado el equilibrio entre dicho líquido y su vapor, a cierta temperatura, se denomina presión de vapor del líquido.

Cada disolvente tiene una presión de vapor característica para una temperatura dada y aumenta con ésta. Cuando añadimos un soluto, la presión de vapor de la disolución cambia respecto a la del disolvente.

Ley de Raoult

La presión de vapor de una disolución es menor que la del disolvente puro. Esta disminución se explica porque parte de las moléculas de soluto se sitúan en la superficie de la disolución y dificultan la evaporación del disolvente.

La disminución de la presión de vapor de la disolución respecto a la del disolvente es directamente proporcional a la fracción molar del soluto.

$$P^0 - P = P^0 \cdot X_s$$

Que también se puede expresar como

$$P = P^0 \cdot X_d$$

P^0 = presión de vapor del disolvente puro.

P = presión de vapor de la disolución.

X_s = fracción molar de soluto.

X_d = fracción molar de disolvente.

b) Puntos de ebullición y de congelación

Como hemos visto, un disolvente disminuye su presión de vapor al añadirle un soluto. Como consecuencia, se produce un aumento de la temperatura de ebullición, y una disminución de la temperatura de congelación.

$$T_c^0 - T_c = k_c \cdot m$$

$$T_e^0 + T_e = k_e \cdot m$$

T_c^0 = temperatura de congelación del disolvente puro

T_c = temperatura de congelación de la disolución

T_e^0 = temperatura de ebullición del disolvente puro

T_e = temperatura de ebullición de la disolución.

M = molalidad.

K constante crioscópica o ebulloscópica respectivamente.

c) Presión osmótica

Muchas membranas tienen poros suficientemente grandes como para permitir que algunas moléculas los atraviesen, pero son lo suficientemente pequeños como para que otras no pasen. Se llaman membranas semipermeables. Al separar dos disoluciones del mismo soluto y del mismo disolvente, pero de diferente concentración, mediante una membrana semipermeable, se produce el paso de disolvente

a través de la membrana.

Este fenómeno recibe el nombre de ósmosis.

Durante la ósmosis tiene lugar un flujo neto de disolvente desde la disolución más diluida a la más concentrada hasta que la diferencia de nivel entre los compartimentos, produce suficiente presión hidrostática .

La presión hidrostática necesaria para detener el flujo neto de disolvente a través de una membrana semipermeable se denomina presión osmótica

La presión osmótica a una temperatura dada es directamente proporcional a la molaridad de la disolución.

$$\pi = M.R.T$$

π = presión osmótica.

M = molaridad.

R = constante universal de los gases.

T = temperatura en grados Kelvin.

¿QUÉ TENEMOS QUE APRENDER EN CADA APARTADO?

APARTADO 1.- CLASIFICACIÓN DE LAS SUSTANCIAS MATERIALES

Qué es una mezcla y sustancia pura.

Distinguir entre mezcla homogénea y heterogénea, elementos y compuestos.

Saber que es propiedad física y propiedad química, propiedades extensivas e intensivas.

APARTADO 2.- LEYES CLÁSICAS DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Conocer las leyes clásicas de las reacciones Químicas: Ley de conservación de la masa, Ley de las proporciones definidas y Ley de las proporciones múltiples.

Saber aplicar estas leyes a la resolución de problemas de reacciones químicas.

APARTADO 3.- TEORÍA ATÓMICA DE DALTÓN

Saber la Teoría de Dalton sobre la composición de la materia.

Interpretar las leyes clásicas utilizando la teoría atómica de Dalton.

APARTADO 4.- PRINCIPIO DE AVOGADRO.

Enunciado y significado del principio de Avogadro.

APARTADO 5.- MASA ATÓMICA Y MOLECULAR. MOL

Concepto de masa atómica, masa molecular y mol.

Cálculo de masas moleculares.

Resolución de ejercicios que relacionen gramos, moles, moléculas y átomos.

APARTADO 6.- EL ESTADO GASEOSO.

Las leyes de los gases y la ecuación de estado de los gases ideales.

El volumen molar de los gases.

Entender que es la presión parcial y la presión total en una mezcla de gases.

Apartados fundamentales de la teoría cinético-molecular de los gases.

La resolución de ejercicios de gases, que relacionen presión, volumen y temperatura en diferentes condiciones, presiones parciales y totales y la utilización de la ecuación de estado de los gases.

APARTADO 7.- MEZCLAS Y TÉCNICAS DE SEPARACIÓN.

Conocer diferentes técnicas para separar las sustancias que forman una mezcla.

APARTADO 8.- DISOLUCIONES

Concepto de disolución, disolvente y soluto.

Saber las formas de expresar la concentración de las disoluciones.

Distinguir entre disoluciones concentradas y diluidas.

Conocer qué es una disolución saturada.

Concepto de solubilidad.

Resolución de ejercicios sobre cálculo de molaridad, fracción molar, molalidad y % en masa.

APARTADO 9.- PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES.

Conocer la diferencia entre las propiedades de un disolvente puro y las de una disolución, como pueden ser, la presión de vapor, puntos de ebullición y congelación.

Concepto de presión de vapor y presión osmótica.

EJERCICIOS DE APLICACIÓN

1- Determina la molaridad, la molalidad y la fracción molar de soluto de una disolución formada al disolver 12 g de hidróxido de calcio, Ca(OH)_2 , en 200 g de agua, H_2O , si la densidad de esta disolución es 1050 kg m^{-3} .

(Ar (Ca) = 40 u; Ar (O) = 16 u; Ar (H) = 1 u)

Soluto: Ca(OH)_2 ; disolvente: H_2O .

$M(\text{Ca(OH)}_2) = 74 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Moles de soluto: $12 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{74 \text{ g}} = 0,162 \text{ moles de Ca(OH)}_2$

Masa total de Disolución = $12 \text{ g Ca(OH)}_2 + 200 \text{ g H}_2\text{O} = 212 \text{ g Disolución}$.

Volumen de Disolución: $1050 \text{ kg m}^{-3} = 1050 \text{ g}\cdot\text{l}^{-1}$

$$212 \text{ g Disolución} \cdot \frac{1 \cdot \text{Disolución}}{1050 \text{ g}} = 0,202 \cdot \text{l}$$

Molaridad: $M = \frac{n \cdot \text{soluto}}{l \cdot \text{Disolución}} = \frac{0,162 \text{ moles}}{0,202 \cdot \text{l}} = 0,80 \text{ M}$

Molalidad: $m = \frac{n \cdot \text{soluto}}{\text{Kg} \cdot \text{disolvente}} = \frac{0,162 \text{ moles}}{0,2 \text{ Kg}} = 0,81 \text{ m}$

$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Moles de disolvente: $200 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 11,11 \text{ mol}$

Moles totales = $11,111 \text{ moles H}_2\text{O} + 0,162 \text{ moles de soluto} = 11,273 \text{ moles}$.

Fracción molar de soluto: $X = \frac{\text{mol} \cdot \text{soluto}}{\text{moles} \cdot \text{totales}} = \frac{0,162}{11,273} = 0,014$

2- Calcula el porcentaje en masa de cloruro de sodio, NaCl , en una disolución acuosa saturada a 20°C si su solubilidad a esta temperatura es de 36 g de NaCl por cada 100 g de agua.

Calcula la cantidad de cloruro de sodio necesaria para preparar una disolución saturada con 5 l de agua a 20°C .

Soluto: NaCl ; disolvente: H_2O .

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\text{Masa total} = 36 \text{ g} + 100 \text{ g} = 136 \text{ g}.$$

$$\% \text{masa.soluto} = \frac{\text{masa.soluto}}{\text{masa.total}} \cdot 100 = \frac{36\text{g.soluto}}{136\text{g.totales}} \cdot 100 = 26,47\%$$

$$5.\text{l} \frac{1000.\text{g.agua}}{1.\text{l}} \cdot \frac{36\text{g.soluto}}{100.\text{g.agua}} = 1800.\text{g.soluto}$$

3- Calcula el número de átomos 17 g de hierro. La masa atómica del hierro es 55,8 u.

$$17\text{g} \frac{1\text{mol.átomos}}{55,8\text{g}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1\text{mol.átomos}} = 1,835 \cdot 10^{23} \text{ átomos.hierro}$$

4- Un compuesto tiene la siguiente composición centesimal, 17,34 % de H y 82,66% de C, halla la formula del compuesto y su fórmula molecular sabiendo que su masa molecular es 58,12 u.

DATOS: Masas Atómicas C = 12 u; H = 1 u.

$$17,34\text{g.H} \frac{1\text{mol.átomos}}{1\text{g}} = 17,34.\text{mol.átomos.H}$$

$$82,66\text{g.C} \frac{1\text{mol.átomos}}{12\text{g}} = 6,88.\text{mol.átomos.C}$$

Relación de átomos en la fórmula empírica:

$$\frac{17,34}{6,88} = 2,5.\text{átomos.H}$$

$$\frac{6,88}{6,88} = 1.\text{átomo.C}$$

Por lo tanto por cada 2 átomos de Carbono habrá 5 de hidrógeno

Fórmula empírica C_2H_5

$$M(\text{C}_2\text{H}_5) = 29 \text{ u}$$

$$n = \frac{58,12}{29} = 2$$

Fórmula molecular: $(C_2H_5)_2 = C_4H_{10}$

5-Calcula la composición centesimal del ácido sulfúrico H_2SO_4

Masas atómicas: S = 32 u; O = 16 u; H = 1 u.

Masa molecular del $H_2SO_4 = 98$ u

$$\% S = \frac{32}{98} \cdot 100 = 32,65\%$$

$$\% H = \frac{2}{98} \cdot 100 = 2,04\%$$

$$\% O = \frac{64}{98} \cdot 100 = 65,31\%$$

6-Hacemos reaccionar totalmente 4 g de hidrógeno gas con 32 g de oxígeno gas y obtenemos agua. Calcula qué masa de agua conseguimos.

a) Masa de agua obtenida.

b) ¿Qué masa de oxígeno reaccionará totalmente con 18 kg de hidrógeno?

c) Determina la masa de hidrógeno necesaria para reaccionar con 1,2 g de oxígeno y la masa de agua que se producirá.

d) Si disponemos de 30 g de hidrógeno y de 18 g de oxígeno, determina qué masa de agua podemos obtener e indica la masa del reactivo que sobrará.

a) Como reaccionan totalmente ambos reactivos

$$4 \text{ g} + 32 \text{ g} = 36 \text{ g agua}$$

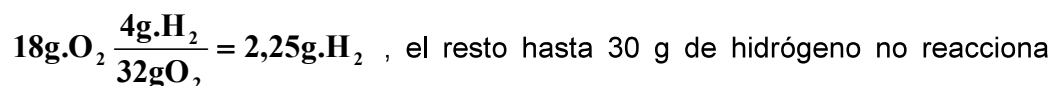
b) 18 Kg = 18000g de H_2

$$18000g \cdot H_2 \frac{32g \cdot O_2}{4gO_2} = 144000g \cdot H_2$$

$$c) 1,2g \cdot O_2 \frac{4g \cdot H_2}{32gO_2} = 0,15g \cdot H_2$$

Masa de agua = 1,2 g O_2 + 0,15 g H_2

d) Calculemos la masa de hidrógeno que reacciona con 18 g de oxígeno:



$$30\text{g} - 2,25\text{g} = 27,75 \text{ g de H}_2.$$

Masa de agua $18 \text{ g O}_2 + 2,25 \text{ g H}_2 = 20,25 \text{ g de agua}$

7- Tenemos 700 mL de un gas a 25°C y 710 mm Hg de presión y los transvasamos a otro recipiente de 1 L. Determina la presión en el nuevo recipiente si aumentamos la temperatura a 110°C

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P' \cdot V'}{T'}$$

$$\frac{710\text{mmHg} \cdot 0,71}{298\text{K}} = \frac{P' \cdot 11}{383\text{K}}$$

$$P' = 638,8 \text{ mmHg}$$

EJERCICIOS PARA EL ALUMNO

1- Calcula la molaridad, la molalidad y la fracción molar de soluto de una disolución acuosa de cloruro de sodio, NaCl, al 15% en masa y $1020 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$ de densidad.

(Ar (Na) = 23 u; Ar (Cl) = 35,5 u)

Sol.: 2,6 M; 3 m; X = 0,05

2- Un recipiente de 100 L contiene un gas a 1,5 atm de presión. Calcula el volumen que ocupará este gas cuando se deje expandir, a temperatura constante, hasta una presión de 0,5 atm.

Sol.: 300 L

3- Calcula el número de moléculas contenidas en 28 mg de óxido de rubidio Rb_2O . La masa atómica del oxígeno es 16,0 u y la del rubidio, 85,5 u.

4- Un compuesto volátil contiene 54,5% de C, 9,10% de H y 36,4% de O, sabiendo que 0,345 g de este compuesto en estado de vapor ocupan 120 ml a 100°C y 1 atm, determina su fórmula empírica y molecular(Bach 2 17)

Sol.: $C_2 H_4 O$; $C_4 H_8 O_2$

5- Calentamos 25,62 g del compuesto óxido de mercurio (II) y obtenemos 23,73 g de mercurio y gas oxígeno. ¿ Qué masa de oxígeno obtenemos?

Sol.: 1,6 g oxígeno.

TEMA- ESTRUCTURA DEL ÁTOMO. SISTEMA PERIÓDICO

OBJETIVOS

- Profundizar en el conocimiento de la naturaleza íntima de la materia.
- Conocer las partículas subatómicas fundamentales y sus características.
- Conocer la estructura general de los átomos.
- Comprender el concepto de isótopo e identificar los isótopos de un elemento.
- Calcular la masa atómica de un elemento a partir de las masas y los porcentajes de sus isótopos.
- Conocer la evolución de los modelos atómicos y las características principales de los más importantes.
- Elaborar la configuración electrónica de los átomos.
- Comprender el fundamento de la Tabla Periódica de los elementos.
- Conocer las propiedades periódicas básicas y justificar: su variación a lo largo de la Tabla Periódica.

1- PARTÍCULAS SUBATÓMICAS FUNDAMENTALES

Las partículas nucleares más importantes son los protones, que tienen carga positiva y los neutrones que no tienen carga.

Fuera del núcleo están los electrones que tienen carga negativa y con una masa inferior a las otras dos .

2- MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

- Los electrones se mueven en órbitas circulares según el modelo de Rutherford y, por tanto, tienen aceleración normal. Según los principios del electromagnetismo clásico, una carga eléctrica en movimiento acelerado debe emitir energía. .

Por tanto, los electrones deberían caer en una órbita espiral hacia el núcleo hasta chocar con él. Mientras, el átomo perdería energía en forma de radiación electromagnética de espectro continuo.

- El electrón pasaría por todas las órbitas posibles describiendo una espiral cuyo centro estaría en el núcleo del átomo y, por tanto, la radiación emitida debería ser continua.

Sin embargo, los espectros atómicos de emisión de los elementos son discontinuos.

3- CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

Los electrones se distribuyen alrededor del núcleo. Los orbitales s, p, d, f, son zonas del espacio donde existe gran probabilidad de encontrar a los electrones. Para saber cómo se ordenan hemos de tener en cuenta las siguientes reglas:

- **Principio de exclusión de Pauli**. Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los números cuánticos, n, l, m y s, iguales. Así, en cada orbital sólo puede haber dos electrones, uno con espín + 1/2 y el otro – 1/2.

- Los orbitales se llenan según sus energías relativas, empezando por los de menor energía.

- **Regla de Hund**. Dos orbitales con los números cuánticos n y l tienen la misma energía. Para llenarlos, primero se coloca un electrón en cada orbital; a continuación, se completan con el segundo electrón.

La distribución de los electrones de un átomo en sus distintos niveles y orbitales alrededor del núcleo recibe el nombre de configuración electrónica o estructura electrónica.

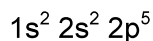
La configuración electrónica fundamental o, simplemente, configuración electrónica es la del fundamental o de mínima energía del átomo.

Cualquier otra configuración recibe el nombre de configuración electrónica excitada y se corresponde con un estado excitado de mayor energía.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

Escribe la configuración electrónica del Fluor, cuyo número atómico es 9

SOLUCIÓN



4- CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Cuando los elementos se colocan en orden creciente de su número atómico, tiene lugar una repetición periódica de muchas propiedades físicas y químicas de aquellos.

La forma actual de clasificar los elementos químicos en la Tabla Periódica es la llamada forma larga. Las columnas, constituidas por elementos de propiedades semejantes, se denominan grupos. Las filas reciben el nombre de períodos.

5- PROPIEDADES PERIÓDICAS

a) RADIO ATÓMICO

El átomo no tiene límites definidos, por lo tanto el radio atómico es aproximado y se considera que es la mitad de la distancia entre los núcleos de los átomos enlazados.

Dentro de un grupo aumenta conforme crece el número atómico y en un período aumenta al disminuir el número atómico.

b) ENERGÍA DE IONIZACIÓN.

Es la energía involucrada en el proceso por el que un átomo neutro de un elemento, en estado gas, cede un electrón de su nivel externo y se convierte en un ión monopositivo.

Dentro de un grupo aumenta al subir en el grupo y en un período aumenta al avanzar a la derecha en un período.

c) AFINIDAD ELECTRÓNICA

Es la energía intercambiada en el proceso por el que un átomo neutro de un elemento, en estado gas, recibe un electrón y se convierte en ión mononegativo.

Dentro de un grupo aumenta al subir en el grupo y en un período aumenta al

avanzar a la derecha en un período.

d) **ELECTRONEGATIVIDAD**

Es la capacidad de un átomo para atraer electrones.

Su variación en la tabla periódica es equivalente a la afinidad electrónica.

6- MAGNITUDES ATÓMICAS

- Número atómico: es el número de protones del núcleo.
- Número másico: es el número de protones mas neutrones.
- Masa atómica del elemento representa el promedio de las masas isotópicas que lo componen.

Los átomos neutros tienen el mismo número de protones que electrones.

Los iones negativos tienen más electrones que protones y los iones positivos tienen menos electrones que protones.

Isótopos son átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número atómico pero diferente número másico.

EJERCICIO DE APLICACIÓN

- Calcula el número de protones, neutrones y electrones del átomo de sodio, que tiene número atómico 11 y número másico 23.

SOLUCIÓN

Nº de protones = 11

Nº de electrones = 11

Nº de neutrones = $23 - 11 = 12$

- El boro, número atómico 5, presenta dos isótopos en la naturaleza de números másicos 10 y 11 cuyas masas atómicas y abundancias respectivas son las siguientes. 19,6% y 10,01294; 80,4% y 11,00931. Calcula la masa atómica del boro.

$$A(B) = \frac{19,6 \cdot 10,01294 + 80,4 \cdot 11,00931}{100} = 10,8140u$$

EJERCICIOS PARA EL ALUMNO

- Deduce el número de protones, neutrones y electrones del átomo de Fluor que tiene de número atómico 9 y número másico 19.

Sol: 9, 10, 9.

- Calcula la masa atómica del Cu, número atómico 29, si el isótopo 63 tiene una abundancia de 69,09% y masa isotópica 62.9300 y el isótopo 65 tiene una abundancia de 30,91% y una masa isotópica de 64,9278.

Sol: 63,5475 u.

TEMA- FORMULACIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA

OBJETIVOS

- Conocer los elementos químicos, sus símbolos y sus números de oxidación.
- Determinar el número de oxidación con que actúa un elemento en una especie Química.
- Conocer y utilizar las reglas generales para la formulación de los compuestos binarios, hidróxidos, oxoácidos y oxisales, así como las distintas formas de nomenclatura.
- Diferenciar los compuestos inorgánicos de los orgánicos.
- Distinguir las fórmulas moleculares, empíricas y desarrolladas e interpretar la información que proporciona cada una de ellas.

1- SUSTANCIAS SIMPLES

Las sustancias simples están constituidas por una clase única de átomos.

En general, los elementos gaseosos suelen encontrarse en forma de moléculas biatómicas. Algunas de estas sustancias simples son las siguientes:

H ₂	hidrógeno
F ₂	flúor
Cl ₂	cloro
Br ₂	bromo
I ₂	yodo
N ₂	nitrógeno
O ₂	oxígeno

2- COMPUESTOS BINARIOS

Están Formados por la combinación de dos elementos.

a) ÓXIDOS

Son combinaciones binarias con oxígeno. Pueden ser:

- Óxidos metálicos u óxidos básicos.
- Óxidos no metálicos u óxidos ácidos o anhídridos.

El oxígeno actúa con valencia – 2.

Se formula colocando primero el elemento correspondiente y luego el oxígeno.

Se nombran:

- 1- Nomenclatura sistemática: Se nombra primero la palabra óxido y después el nombre del otro elemento, precedidos por prefijos, que indican el número de átomos que tiene cada elemento (mono, di, tri,....)
- 2- Nomenclatura Stock: : Se nombra primero la palabra óxido y después el nombre del otro elemento.
- 3- Nomenclatura tradicional: Se nombran con la palabra óxido seguido del nombre del elemento, precedido con prefijos y sufijos hipo- - oso; -oso; -ico; per- - ico.

Ejemplo: FeO Monóxido de hierro; Óxido de hierro(II); Óxido ferroso.

b) HIDRUROS

Son combinaciones binarias con hidrógeno. Pueden ser:

- Hidruros metálicos. El hidrógeno actúa con valencia – 1.
- Hidruros no metálicos o hidracidos. El hidrógeno actúa con valencia + 1.
- Hidruros volátiles (hidrógenos + semimetales). Tienen nombres especiales para los hidruros del B, C, Si, P, N, As, Sb y Bi.

La nomenclatura es equivalente a los óxidos poniendo la palabra hidruro en lugar de óxido.

Ejemplo: NH₃ Amoníaco; Trihidruro de nitrógeno.

c) SALES BINARIAS

Son combinaciones de metales con no metales. Se nombra primero el no metal y luego el metal siguiendo las reglas comentadas anteriormente.

Ejemplo: CuF Monofluoruro de cobre; Fluoruro de cobre (I); Fluoruro cuproso.

3- HIDRÓXIDOS

Son combinaciones de los metales con el anión hidróxido OH^- .

Se nombran de forma equivalente a los compuestos anteriores poniendo la palabra hidróxido.

Ejemplo: $\text{Fe}(\text{OH})_3$ Trihidróxido de hierro; Hidróxido de hierro (III); Hidróxido férrico.

4- OXOÁCIDOS

Son combinaciones ternarias de H, O, y No metal. Proceden de los óxidos de los no metales y se nombran en función del nombre del óxido del no metal del que proceden.

HIO Ácido hipoyodoso; Ácido monoxoyódico(I); Monoxoyodato(I) de hidrógeno

HIO_3 Ácido yodoso; Ácido monoxoyódico(III); Monoxoyodato(III) de hidrógeno

HIO_5 Ácido yodico; Ácido monoxoyódico(V); Monoxoyodato(V) de hidrógeno

HIO_7 Ácido peryódico; Ácido monoxoyódico(VII); Monoxoyodato(VII) de hidrógeno

5- OXISALES

Proceden de los oxoácidos, por la sustitución del hidrógeno o hidrógenos por metales. Al nombrar se sustituye la palabra ácido por el nombre del metal acabado en -oso o -ico y, si el ácido se nombra con la terminación -oso, la sal tendrá la terminación -ito y si el ácido acababa en -ico la sal terminará en ato.

Ejemplo:

CuIO Hipoyodito cuproso, Hipoyodito de cobre (I) o monoxoyodato(I) de cobre (I)

TEMA - ENLACE QUÍMICO

OBJETIVOS

- Comprender el concepto químico de enlace.
- Entender la tendencia de los elementos a formar enlaces y la relación entre esta tendencia y la disminución de energía.
- Conocer la regla del octeto y sus limitaciones.
- Utilizar la notación de Lewis para representar los elementos y las estructuras moleculares sencillas.
- Deducir la estructura electrónica de los iones más comunes y su carga.
- Comprender la formación del enlace iónico a partir de la transferencia de electrones.
- Utilizar los modelos de Lewis y de la teoría del enlace de valencia para justificar los enlaces covalentes en moléculas sencillas.
- Reconocer la importancia de la polaridad en enlaces covalentes y de las moléculas.
- Comprender el enlace metálico a partir de nube electrónica.
- Relacionar las fuerzas intermoleculares y covalente.
- Conocer las clases de fuerzas intermol efecto sobre las propiedades de las sustancias.
- Relacionar las propiedades de las sustancias y el tipo de enlace que presentan.

1. CONCEPTO DE ENLACE QUÍMICO

Las fuerzas que mantienen unidos los átomos, los iones o las moléculas que forman las sustancias químicas (elementos y compuestos) de manera estable se denominan enlaces químicos.

- Energía y estabilidad

Los átomos se unen para formar agrupaciones de mayor estabilidad y menor energía que la que tenían los átomos por separado.

Cuanto mayor es la energía liberada en la formación del enlace, mayor estabilidad tiene éste. A la distancia de enlace, la energía del sistema es mínima, mientras que su estabilidad es máxima.

Muchos elementos, al unirse a otros, manifiestan la tendencia a adquirir la estructura electrónica externa propia de los gases nobles.

Para la mayor parte de los elementos esto significa tener ocho electrones en la capa de valencia.

2. CLASES DE ENLACES QUÍMICOS

La existencia de distintas clases de partículas ocasiona la aparición de diversas clases de fuerzas que las unen establemente:

- Los átomos se unen mediante enlace covalente o enlace metálico.
- Los iones se unen mediante enlace iónico.
- Las moléculas se unen unas con otras mediante fuerzas intermoleculares.

3- ENLACE IÓNICO

Los elementos metálicos, con pocos electrones de valencia y baja energía de ionización, tienden a convertirse en cationes.

Los elementos no metálicos, con muchos electrones de valencia y afinidad electrónica muy negativa, tienden a recibir electrones convirtiéndose en aniones.

Estos iones se unen de manera estable mediante enlace iónico y forman los compuestos iónicos.

El enlace iónico, es la unión que resulta de la presencia de fuerzas electrostáticas entre iones positivos y negativos para dar lugar a la formación de una red cristalina iónica.

- Estructura de los compuestos iónicos

Los compuestos iónicos forman cristales, es decir, estructuras sólidas constituidas por cationes y por aniones. En dichos cristales, los iones se colocan de manera ordenada siguiendo las tres direcciones del espacio.

La disposición concreta de los iones para cada sustancia depende fundamentalmente de los siguientes factores:

- La carga de los cationes y de los aniones, ya que debe haber tantas cargas positivas como negativas.
- Las interacciones electrostáticas. Debe haber el máximo número de atracciones electrostáticas y el mínimo número de repulsiones, puesto que son las fuerzas electrostáticas atractivas las que aseguran la estabilidad del cristal.
- El tamaño de los iones, ya que se ordenan de manera que haya la menor cantidad de huecos posible.

El número de cationes con los que tiene contacto un anión o el número de aniones con los que tiene contacto un catión en un cristal iónico es el número de coordinación del anión o del catión, respectivamente.

- ENERGÍA DE RED

Los compuestos iónicos forman estructuras cristalinas muy estables. Una prueba de ello es el hecho de que la formación de un cristal iónico es un proceso muy exotérmico, es decir, en el que se desprende mucha energía.

Energía de red o energía reticular es la energía intercambiada en la formación de un mol de cristal iónico a partir de los correspondientes iones positivos y negativos en estado gaseoso.

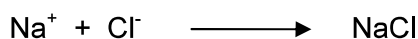
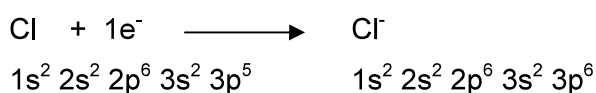
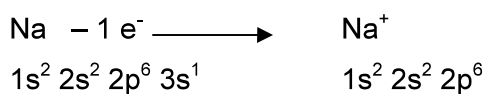
Cuanto menor (más negativa) es la energía de red, mayor estabilidad tiene el compuesto iónico. Esto repercute en algunas de sus propiedades; por ejemplo, en que la temperatura de fusión y la dureza sean mayores también.

Las sustancias iónicas son sólidas a temperatura ambiente y están formadas por elementos con electronegatividades muy diferentes.

- EJEMPLOS

Son compuestos iónicos: las sales binarias, las sales ternarias, algunos óxidos, algunos hidróxidos.

Por ejemplo: NaCl



4- ENLACE COVALENTE

El enlace covalente es la unión que se produce entre dos átomos por el hecho de compartir uno o más pares de electrones.

Esta compartición de electrones consiste en que el electrón o electrones aportados por cada átomo pasan a formar parte también del nivel externo del otro átomo.

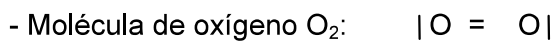
De este modo, cada átomo adquiere la estructura externa de gas noble al añadir a sus electrones de valencia los aportados por el otro u otros átomos.

Normalmente, la presencia de enlaces covalentes en las sustancias da lugar a la formación de entidades neutras a las que denominamos moléculas.

El enlace covalente simple se forma cuando dos átomos comparten un par de electrones.



El enlace covalente doble se forma cuando dos átomos comparten dos pares de electrones.



El enlace covalente triple se forma cuando dos átomos comparten tres pares de electrones.



- ENLACE COVALENTE COORDINADO

Cuando el par compartido es aportado totalmente por uno de los dos átomos enlazados, el enlace recibe el nombre de enlace covalente coordinado y es tan fuerte cuando se ha formado como cualquier otro enlace covalente simple.

Ejemplo: Ión amonio NH₄⁺

5- TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA

Para que se forme un enlace covalente entre dos átomos es necesario lo siguiente:

- Cada átomo debe tener un orbital atómico ocupado por un solo electrón.
- Los dos electrones de los orbitales semiocupados han de tener espines contrarios, es decir, ser antiparalelos.

El enlace covalente se forma al superponerse los dos orbitales semiocupados para formar un orbital común, en el que se emparejan los dos electrones. Los demás orbitales quedan intactos.

Cuanto mayor es la superposición de los orbitales semiocupados, mayor es la estabilidad del enlace covalente.

6 - POLARIZACIÓN DEL ENLACE COVALENTE

Se forma cuando se unen dos átomos de diferente electronegatividad, mediante enlace covalente. Esto provoca la aparición de cargas parciales en los extremos del enlace.

Un enlace covalente está tanto más polarizado cuanto mayor es la diferencia de electronegatividad de los dos átomos.

7- ENLACE METÁLICO

Se produce entre elementos metálicos. Sus características son:

- Los átomos del metal ceden sus electrones de valencia convirtiéndose en iones positivos. Éstos se ordenan geoméricamente en una red cristalina cuyas características dependen del metal.
- Los electrones de valencia forman una nube electrónica alrededor de los iones positivos y pueden desplazarse en el interior del metal.
- La interacción entre los iones positivos y la nube electrónica estabiliza el cristal.
- La unión entre los iones no es rígida ni demasiado fuerte, de tal modo que las capas de iones positivos pueden desplazarse unas sobre otras.

8- ENLACES INTERMOLECULARES

- Fuerzas de dispersión

Aparecen entre moléculas no polarizadas. Una de estas moléculas experimenta un ligero desplazamiento de nube electrónica respecto del núcleo y forma un dipolo instantáneo. Éste induce un dipolo en una molécula próxima y entre ambos aparece una fuerza atractiva.

- Atracción dipolo-dipolo

Aparecen entre el extremo positivo de una molécula polarizada y el extremo negativo de otra.

- Enlace por puente de hidrógeno

Los átomos de hidrógeno unidos a átomos muy electronegativos y de pequeño tamaño (F, O, N), están muy polarizados positivamente. Esto les permite formar un enlace más fuerte que el dipolo-dipolo con el extremo negativo de otra molécula igualmente polarizada.

TEMA- REACCIONES QUÍMICAS

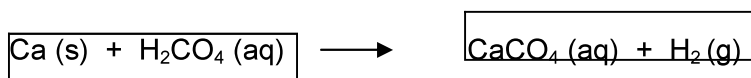
OBJETIVOS

- Interpretar las reacciones químicas como procesos de transformación de unas sustancias en otras.
- Escribir y ajustar ecuaciones químicas que incluyan el estado físico de los componentes. Distinguir los reactivos y los productos.
- Interpretar ecuaciones químicas ajustadas en términos atómico-moleculares y molares.
- Determinar la masa o el volumen de un reactivo o producto de una reacción química, conocida la masa de otro componente.
- Identificar el reactivo limitante de un proceso, conocidos los datos de los reactivos, y efectuar los cálculos estequiométricos correspondientes.
- Resolver problemas de cálculo con datos de reactivos en disolución.
- Resolver problemas de cálculos estequiométricos conocido el porcentaje de riqueza de uno de los reactivos o el rendimiento global de la reacción.

1- CONCEPTO DE REACCIÓN QUÍMICA

Es un proceso por el cual una o varias sustancias iniciales, llamados reactivos, se transforman en otras sustancias llamadas productos.

En los reactivos se rompen enlaces, los átomos se reordenan, y se forman nuevos enlaces, apareciendo los productos.



REACTIVOS

PRODUCTOS

2- MÉTODOS DE AJUSTE DE REACCIONES

Consiste en asignar a cada fórmula un coeficiente, de modo que en los dos miembros haya el mismo número de átomos de cada elemento.

Hay dos métodos:

- Método de tanteo: para reacciones sencillas.
- Método del sistema de ecuaciones:



Para el Nitrógeno: $a = c$

Para el oxígeno: $2b = c + d$

Para el hidrógeno: $3a = 2d$

Dando un valor a una de las incógnitas, se obtienen las demás, por ejemplo:

Si $a = 4$; entonces $b = 5$; $c = 4$; $d = 6$



Significa que por cada 4 moléculas de amoníaco reaccionan con 5 de oxígeno, formándose 4 moléculas de NO y 6 de agua.

Utilizando el concepto de mol, por cada 4 moles de amoníaco reacciones 5 moles de oxígeno obteniéndose 4 moles de NO y 6 de agua..

3- CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Nos permite calcular la masa o el volumen de cualquiera de las sustancias que intervienen en la reacción.

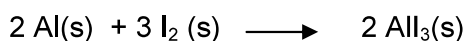
EJERCICIO DE APLICACIÓN:

Cálculo con masas

Al hacer reaccionar aluminio metálico con yodo se obtiene triyoduro de aluminio.

Calcula la masa de este producto que se obtendrá a partir de 25 g de yodo.

SOLUCIÓN



Masas moleculares: $M(\text{I}_2) = 253,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$M(\text{AlI}_3) = 407,7 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$25\text{gI}_2 \cdot \frac{1\text{molI}_2}{253,8\text{gI}_2} \cdot \frac{2\text{molAlI}_3}{3\text{molI}_2} \cdot \frac{407,7\text{gAlI}_3}{1\text{molAlI}_3} = 26,8\text{gAlI}_3$$

EJERCICIO PARA EL ALUMNO

Al tratar una muestra de dióxido de manganeso con 20 g de cloruro de hidrógeno, se obtiene cloruro de manganeso (II), gas cloro y agua. Calcula la masa de cloruro de manganeso (II) que se obtendrá.

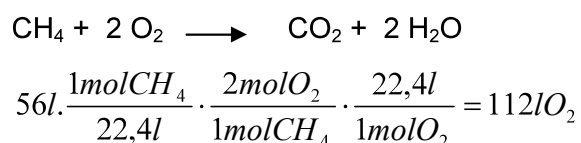
Sol: 17,3 g

EJERCICIO DE APLICACIÓN:

Cálculo con volúmenes

Calcula el volumen de oxígeno, en condiciones normales, que se necesita para quemar completamente 56 l de metano, en las mismas condiciones.

SOLUCIÓN



EJERCICIO PARA EL ALUMNO

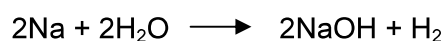
La combustión del gas butano, en presencia de oxígeno, produce dióxido de Carbono y agua. Calcula la masa de butano que debe quemarse para producir 145 l de dióxido de carbono, medidos a 75 ° C y 750 mm de Hg de presión.

EJERCICIO DE APLICACIÓN:

Con reactivo limitante

Hacemos reaccionar 10 g de sodio metálico con 9 g de agua. Determina cuál de ellos actúa como reactivo limitante y que masa de hidróxido de sodio se formará. En la reacción también se desprende H₂.

SOLUCIÓN



$$10g \cdot \frac{1molNa}{23g} = 0,435molNa$$

$$9g \cdot \frac{1molH_2O}{18g} = 0,5molH_2O$$

Por lo tanto el Na es el reactivo limitante y el agua en exceso.

EJERCICIO PARA EL ALUMNO

Reacciona 25 g de nitrato de plata con cierta cantidad de cloruro de sodio y obtenemos 14 g de precipitado de cloruro de plata. Calcula la masa de nitrato de plata que no ha reaccionado.

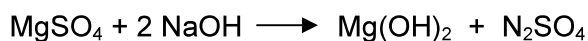
Sol: 8,4 g

EJERCICIO DE APLICACIÓN:

- Con reactivos en disolución.

Añadimos 150 ml de una disolución 2 M de hidróxido de sodio a otra disolución de sulfato de magnesio. Averigua la masa de hidróxido de magnesio que se formará si el sulfato de magnesio está en exceso.

SOLUCIÓN



$$M(Mg(OH)_2) = 58,3 \text{ g/mol}$$

$$150ml \cdot \frac{1l}{1000ml} \cdot \frac{2molNaOH}{1l} \cdot \frac{1molMg(OH)_2}{2molNaOH} \cdot \frac{58,3gMg(OH)_2}{1mol} = 8,7gMg(OH)_2$$

EJERCICIO PARA EL ALUMNO

Calcula la masa de hierro que reaccionará con 250 ml de disolución de sulfato de Cobre (II) al 15 % en peso, para dar sulfato de hierro (II) y cobre metálico. La densidad de la disolución de sulfato de cobre (II) es 1,05 g/ml.

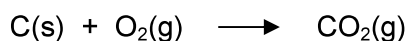
Sol: 13,8 g

EJERCICIO DE APLICACIÓN:

Rendimiento en las reacciones químicas.

Una muestra de carbón de 55 g de masa se quema en presencia de oxígeno suficiente. Calcula el volumen de dióxido de carbono, en condiciones normales, que se obtendrá si el carbón tiene una riqueza en carbón del 88 %.

SOLUCIÓN



$$55\text{gCarbón} \cdot \frac{88\text{gC}}{100\text{gcarbón}} \cdot \frac{1\text{molC}}{12\text{gC}} \cdot \frac{1\text{molCO}_2}{1\text{molC}} \cdot \frac{22,4\text{lCO}_2}{1\text{molCO}_2} = 90,3\text{lCO}_2$$

EJERCICIO PARA EL ALUMNO

En determinadas condiciones de presión y temperatura, se sabe que el rendimiento de la reacción de síntesis del amoníaco, a partir de nitrógeno e hidrógeno gaseosos es del 60 %. Averigua la masa de amoníaco que se puede obtener a partir de 50 l de nitrógeno, medidos en condiciones normales.

Sol: 45,5 g

TEMA- COMPUESTOS DE CARBONO

OBJETIVOS

- Conocer la tetravalencia del carbono.
- Conocer, formular y nombrar las diferentes clases de hidrocarburos.
- Conocer, formular y nombrar los grupos funcionales mas importantes, Derivados halogenados, Alcoholes, éteres, aldehidos, cetonas, ácidos carboxílicos, esterés, Aminas, Amidas, nitrilos y nitroderivados.

1- HIDROCARBUROS DE CADENA ABIERTA

A) ALCANOS

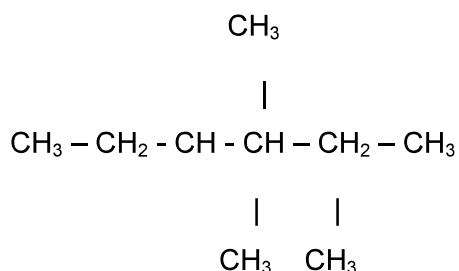
Fórmula molecular C_nH_{2n+2}

Sufijo –ANO.

Para los alcanos de cadena lineal, si tienen 1 C se utiliza el prefijo met-; 2 C et-; 3 C pro- ; y así sucesivamente but- ; pent; hex- ; Pet ; oct- ; dec- ; etc.

Para los alcanos de cadena ramificada, se sustituyen hidrógenos por radicales (los radicales alquilo se nombran sustituyendo el sufijo –ANO por -ILO. Se nombran teniendo en cuenta:

- Identificar la cadena principal, la que tiene mas carbonos.
- Numerar los carbonos de la cadena principal, tal que los radicales tengan los números más bajos posible.
- Se nombran los radicales por orden alfabético, precedido de su número localizador.



3,3,4 – trimetilhexano.

B) ALQUENOS

Son los hidrocarburos que tienen algún doble enlace entre carbonos.

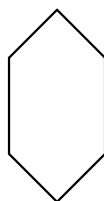
Fórmula molecular C_nH_{2n} .

3- HIDROCARBUROS DE CADENA CERRADA

- **HIDROCARBUROS ALICÍCLICOS**

- a) Cicloalcanos
- b) Cicloalquenos.
- c) Cicloalquinos.

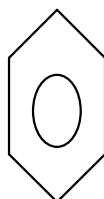
En todos ellos se nombran anteponiendo el prefijo CICLO- al nombre del hidrocarburo.



Ciclohexano

- **HIDROCARBUROS AROMÁTICOS**

Son derivados del benceno, tiene 6 carbonos, cada uno con un hidrógeno y dobles enlaces alternados entre carbonos. C_6H_6



Derivados disustituídos: Al numerar los carbonos del benceno los sustituyentes han de tener los números más bajos que sea posible.

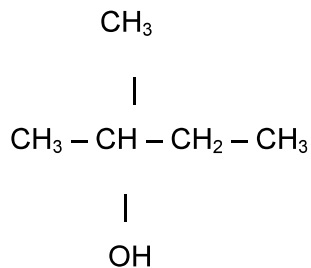
Si hay dos sustituyentes y están en C contiguos se puede utilizar el prefijo ORTO-, si están en C alternados se utiliza META- y si están en carbonos opuestos PARA-.

4- ALCOHOLES Y FENOLES

Proceden de sustituir en los hidrocarburos el grupo hidroxilo –OH.

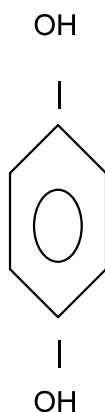
El nombre del alcohol deriva de la cadena más larga que contenga el –OH, mas la terminación –OL.

La posición del grupo hidroxilo se determina comenzando a numerar por el extremo de la cadena más próximo al grupo.



2-metil-2-butanol

Los fenoles proceden del benceno con el grupo –OH

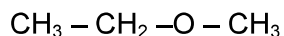


1,4 - bencenodiol

5- ÉTERES

Un átomo de oxígeno está entre dos cadenas carbonadas

Se nombran los radicales terminados con la palabra ETER.



Etil, metil eter

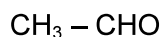
6- ALDEHIDOS Y CETONAS

Son compuestos que tienen el grupo funcional carbonilo – C = O

Si este grupo está al final o principio de la cadena el compuesto es un aldehído y se nombran derivados de los hidrocarburos pero con la terminación –AL.

Si el grupo carbonilo no está en los extremos de la cadena, el compuesto es una cetona que se nombran como los aldehídos pero con la terminación –ONA.

El grupo carbonilo ha de tener el número localizador mas bajo posible.



Etanal



2 Propanona

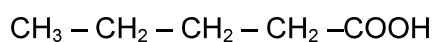
7- ÁCIDOS CARBOXÍLICOS Y ÉSTERES

Se caracterizan por tener el grupo funcional carboxilo –COOH

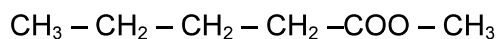
Se nombran derivados de los hidrocarburos con la terminación –OICO y se antepone la palabra ácido.

Los ésteres derivan de los ácidos carboxílicos –COOR.

Se nombran derivados del nombre del ácido pero terminando en –OATO.



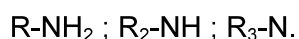
Ácido pentanóico



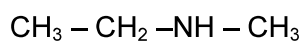
Pentanoato de metilo

8- AMINAS

Proceden del NH_3 por sustitución de átomos de hidrógeno resultando las aminas primarias, secundarias y terciarias



Se nombran con el grupo del radical mas la terminación amina.

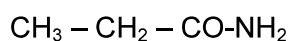


Etil, metil amina

9- AMIDAS

Derivan de los ácidos carboxílicos por sustitución del grupo $-\text{OH}$ por $-\text{NH}_2$, que además pueden tener sustituyentes unidos al nitrógeno.

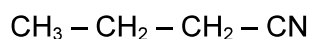
Se nombran reemplazando la terminación $-\text{OICO}$ del ácido por la terminación $-\text{AMIDA}$.



Propanamida

10- NITRILOS

En estos compuestos está el grupo funcional ciano $-\text{C} \equiv \text{N}$ Se nombran procedentes del hidrocarburo añadiendo la terminación $-\text{nitrilo}$.

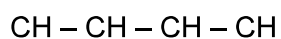


Butano nitrilo

11- NITRODERIVADOS

Proceden de los hidrocarburos a los que se les añade un sustituyente llamado nitro $-\text{NO}_2$

El grupo nitro se nombra añadiendo un número localizador a la palabra nitro.



2-nitro-butano.