

FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO

Curso 2012-13



Rafael Manero Solera
Carlos Moreno Muñoz

CRITERIOS DE EVALUACIÓN MÍNIMOS

1. Obtener información sobre las propiedades de los elementos a partir del análisis del sistema periódico.
2. Aplicar las normas de la IUPAC a la formulación y nomenclatura inorgánica de compuestos binarios, hidróxidos y ácidos oxoácidos.
3. Explicar la formación e identificar las propiedades de distintas sustancias en función del enlace que presentan y viceversa.
4. Escribir y ajustar correctamente las ecuaciones químicas y utilizar técnicas de resolución de problemas para abordar los relativos a los cálculos estequiométricos.
5. Explicar los principales tipos de reacciones químicas: los procesos de neutralización entre ácidos y bases; los procesos de oxidación y combustión, y su incidencia en el medio ambiente; y los procesos radiactivos, su peligrosidad y aplicaciones.
6. Enumerar las características de los compuestos de carbono para justificar la gran cantidad de compuestos orgánicos existentes así como la formación de macromoléculas reconociendo su importancia como recursos energéticos y en el origen y desarrollo de la vida.
7. Reconocer y nombrar los principales compuestos del carbono: hidrocarburos, alcoholes y ácidos carboxílicos, distinguiendo entre compuestos saturados e insaturados.
8. Interpretar las gráficas s-t, v-t y a-t de los distintos movimientos MRU, MRUA y MCU
9. Resolver problemas y cuestiones de cinemática relacionadas con las magnitudes posición, velocidad y aceleración y con el movimiento rectilíneo (MRU y MRUA) y el movimiento circular uniforme (MCU) utilizando las unidades adecuadas.
10. Dibujar las fuerzas que actúan sobre un cuerpo, generen o no aceleraciones, justificando el origen de cada una.
11. Enunciar las leyes de la Dinámica aplicándolas a la explicación científica de los movimientos cotidianos y a la resolución de problemas.
12. Analizar cualitativamente y cuantitativamente la fuerza de rozamiento.
13. Analizar, siguiendo un desarrollo científico, la ley de la gravitación universal y utilizarla para resolver problemas y cuestiones sobre el fenómeno gravitatorio.
14. Manejar las nociones básicas de la estática de fluidos y comprender sus aplicaciones, especialmente explicar cómo actúan los fluidos sobre los cuerpos que flotan o están sumergidos en ellos aplicando los principios de Pascal y de Arquímedes.
15. Describir las relaciones que existen entre la energía, el desarrollo económico y la sostenibilidad. Explicar cuáles son los principales problemas medioambientales de nuestra época y su prevención.
16. Explicar que el trabajo consiste en la transmisión de energía de un cuerpo a otro mediante una fuerza, diferenciando el trabajo mecánico del trabajo fisiológico.
17. Identificar la potencia con la rapidez con que se realiza un trabajo y explicar la importancia de esta magnitud en la industria y la tecnología.
18. Relacionar la energía mecánica con el trabajo mecánico aplicando el principio de conservación de la energía mecánica para la resolución de problemas.
19. Interpretar transformaciones energéticas en las que se manifieste la conservación de la energía en términos de cantidad con la degradación de su calidad conforme es utilizada, calculando el rendimiento de la transformación.

20. Determinar los efectos que produce el calentamiento de la materia, identificando el calor como una energía en tránsito entre los cuerpos a diferente temperatura y describir casos reales en los que se pone de manifiesto.
21. Relacionar la formación de una onda con la propagación de energía al originarse una perturbación en el medio, identificando hechos reales en los que se manifieste dicho movimiento.
22. Distinguir las ondas longitudinales de las transversales e interpretar el periodo, la frecuencia y la longitud de ondas sonoras y electromagnéticas como la luz.

CRITERIOS DE CALIFICACIÓN:

EVALUACIÓN TRIMESTRAL

Durante el curso se realizan evaluaciones trimestrales que tendrán una calificación cada una teniendo en cuenta los siguientes apartados:

1. La consecución de los objetivos se pueden controlar a través de pruebas escritas, actividades de clase, exposiciones, prácticas de laboratorio y/o trabajos (Los trabajos que se entreguen con un día de retraso tendrán de penalización un punto en su calificación y más tarde no se recogen y se calificarán con 0).

Todos estos aspectos se tendrán en cuenta para obtener un nota con que calificar cada tema.

El promedio de las notas de los temas realizados durante una evaluación proporcionará el 50 % de la nota en la misma, siempre y cuando la calificación de todos y cada uno de ellos sea superior a 3, en caso contrario no se promediará y se deberá realizar el examen de recuperación al finalizar la evaluación.

En la resolución de los exámenes y/o trabajos se deberá utilizar un lenguaje científico correcto, las faltas ortográficas penalizarán 0,1 pto. cada una hasta un total de 1,5 ptos.

2. En cada evaluación se realizará, además, una prueba de evaluación, donde irán todos los contenidos vistos en la misma y que se valorará como un 30 % de la evaluación.
3. Constancia y trabajo diario en clase y en casa realizado en el cuaderno. 10% de la evaluación.
4. La actitud y participación en clase: el interés, comportamiento en clase, iniciativa, respeto al trabajo de los demás, puntualidad, regularidad, calidad en el trabajo, etc. 10 % de la nota de la evaluación. Tres notas negativas en este apartado harán perder el punto de este apartado.

RECUPERACIONES

Cuando la calificación sea insuficiente en alguna de las evaluaciones se planteará su recuperación mediante un control escrito. En la 1ª y 2ª evaluación se hará un examen expreso, la 3ª se podrá recuperar en la convocatoria de síntesis. La recuperación de evaluación significa una nota de 5.

EVALUACIÓN FINAL

La nota final del curso será el promedio de cuatro notas: las correspondientes a cada una de las tres evaluaciones (debiendo estar todas aprobadas de forma independiente) y la nota del examen de síntesis del curso.

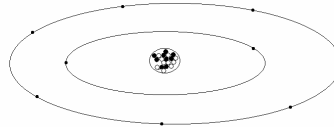
Si en junio la calificación final de la asignatura resulta inferior a 5 o alguna de las evaluaciones no se haya recuperado, se podrá recuperar la asignatura en septiembre superando, con una calificación igual o superior a cinco, un examen escrito basado en los criterios de evaluación expuestos anteriormente.

Tema 1º LA MATERIA

OBJETIVOS DEL TEMA:

- Recordaremos el átomo, su estructura y sus propiedades.
- Veremos la ordenación de los elementos químicos a partir de la estructura electrónica.
- Estudiaremos el enlace químico sobre la base de la posición de los elementos en el sistema periódico.
- Clasificaremos las sustancias y sus propiedades en compuestos con enlace iónico, compuestos con enlace covalente y compuestos con enlace metálico.

1. Estructura del átomo



Modelo atómico de Bohr

A.1 Recuerda que aunque la palabra **átomo** significa **indivisible**, hoy día se sabe que está formado por muchas partículas más pequeñas, de las que tres son las más importantes:

- ¿Cómo se llaman y dónde están situadas?
- ¿Cuáles tienen carga eléctrica y cómo es?
- ¿Cuáles tienen masa, y cuál es la que menos tiene?
- ¿Qué hay más protones o electrones?

En la actualidad se conocen partículas subatómicas, menores que el átomo, muchas de las cuales se descomponen y desaparecen en una fracción de segundo. De todas ellas hay tres que siempre están presentes: electrón, protón y neutrón.

- El electrón e^- tiene una masa de $9 \cdot 10^{-28}$ g, y una carga negativa de $-1.6 \cdot 10^{-16}$ C.
- El protón p^+ tiene la misma carga que el e^- , pero positiva, y su masa es 1836 veces mayor.
- El neutrón n^0 no tiene carga eléctrica, y su masa es 1838 veces la del electrón. El neutrón es un poco más pesado que el protón.

* El núcleo atómico ocupa una porción minúscula del átomo. (Si el átomo tuviera el tamaño de un campo de fútbol, el núcleo mediría como la cabeza de un alfiler) Su carga eléctrica es positiva, (ya que contiene los protones), y tiene casi la totalidad de la masa del átomo, ya que protones y neutrones tienen mucha más masa que los electrones

* En el espacio vacío, a gran distancia comparada con el tamaño del núcleo, se mueven los electrones, distribuidos en distintos niveles y zonas llamadas orbitales, (como ampliaremos el próximo curso).

El número de electrones que se mueven en la corteza suele ser igual que el de protones que hay en el núcleo, por eso, como tienen cargas opuestas, el átomo resulta neutro, sin carga eléctrica. Pero cuando el átomo pierde o gana algún electrón, se rompe el equilibrio entre cargas positivas y negativas y el átomo queda en su conjunto cargado eléctricamente, **iones**.

- Cuando el átomo pierde un electrón queda con carga positiva (ya que se queda con más protones que electrones) convirtiéndose en un ión positivo o catión. Por ejemplo, si un átomo de calcio pierde dos electrones, se transforma en el catión Ca^{2+}
- Si, por el contrario, gana un electrón, adquiere carga negativa y se convierte en un ión negativo o anión. Por ejemplo, si el átomo de cloro toma un electrón pasa a ser el anión Cl^- .

A.2 Si todos los átomos están formados de electrones, protones y neutrones iguales. ¿Qué crees que es lo que diferencia un tipo de átomo de cualquier otro elemento?

2. Números que identifican a un átomo

Lo que hace diferente a un elemento de otro es el número de protones que contiene su núcleo. Todos los átomos del mismo elemento tienen, en su núcleo, el mismo número de protones y no hay elementos distintos con igual número de protones, por ello a este número se le llama **Número Atómico** y se representa por la letra **Z**.

En el caso de que estemos hablando de átomos neutros, el número atómico nos servirá para deducir el número de electrones puesto que sabemos que coincidirá con el de protones. Aunque variará al formarse iones. Y también pueden tener diferente el número de neutrones, son los **isótopos**

Otro número importante es el **Número Másico**, que indica el número de protones y neutrones que tiene un átomo. Se representa por la letra **A**.

Habitualmente se representa al número atómico (Z) como subíndice y el número másico (A) como superíndice junto al símbolo del elemento (X).



A.3 Identifica el elemento de que se trata y el número de protones, electrones y neutrones que contiene:



3. La tabla periódica.

La **tabla periódica** se divide en filas horizontales, llamadas **PERIODOS** y en columnas verticales llamadas **GRUPOS**.

En ella están clasificados todos los elementos conocidos según sus propiedades. Observa que los elementos están ordenados por su número atómico, Z, y todos son átomos neutros, por lo que cada elemento tiene un protón y un electrón más que el anterior.

Pero la tabla no es uniforme, el primer periodo tiene sólo **dos** elementos, el segundo y tercer periodo tienen **ocho** elementos, el cuarto y quinto periodos tienen **dieciocho**, el sexto y el séptimo periodo tienen **treinta y dos** elementos, aunque no lo parezcan porque están incompletos, con catorce elementos por separado, para no alargar demasiado la tabla y facilitar su trabajo con ella.

Esta colocación irregular es debida a la distinta capacidad de los niveles de electrones (cada periodo se corresponde con un nivel de electrones distinto) y los elementos están colocados de forma que todos los elementos de una columna tengan el mismo número de electrones en sus últimos niveles y esto es importante porque así las propiedades químicas de los elementos de un grupo son similares.

Recuerda la relación entre el tamaño del núcleo y el de todo el átomo. Los protones y neutrones están “protegidos” en el interior del átomo y es difícil provocar una reacción nuclear que les afecte.

Pero los electrones de la corteza, están más expuestos y pueden ser arrancados o añadidos a un átomo con relativa facilidad formándose los iones.

Por ello, el comportamiento químico de un átomo viene determinado fundamentalmente por el número de electrones que tiene en su nivel más externo alrededor del núcleo, de allí que todos los elementos con una última capa igual, aunque no sea la misma, tendrán un comportamiento químico similar.

- A.4** ¿Qué tienen en común los elementos de la tabla periódica que están colocados en el mismo grupo? ¿y los que están colocados en el mismo periodo?
- A.5** ¿Qué es lo más importante que hay que saber para conocer cómo reaccionará un átomo?
- A.6** A partir de su posición en la tabla periódica, indica el número de niveles electrónicos ocupados y el número de electrones que tienen en su último nivel para los siguientes elementos: K, Br, Sn, Ca

4. Estructuras de Lewis

Puesto que para la reactividad sólo influye el número de electrones de la última capa, para describir la formación de enlaces sin necesidad de dibujar todo el átomo se emplean las estructuras de Lewis.

Las estructuras de Lewis consisten en representar el símbolo del elemento rodeado de tantos puntos como electrones tenga en su capa más externa.

- A.7** Representa las estructuras de Lewis de los átomos:
H, Na, O, N, B, K, Br, Sn, Ca, Cl, S²⁻, K⁺

5. Regla del octeto

Los elementos de la última columna de la tabla periódica: Helio, Neón, Argón, Criptón, Xenón y Radón, se encuentran en la naturaleza en estado gaseoso y en forma de átomos aislados, sin combinarse ni consigo mismo ni con otros elementos, de ahí que sean denominados Gases Nobles o inertes.

Para explicar este comportamiento tan estable se recurre a su peculiar estructura electrónica, puesto que todos ellos poseen su última capa electrónica completa con 8 electrones, excepto el Helio ya que únicamente le caben dos.

Se ha observado que el resto de elementos del sistema periódico tratan de adquirir una estructura electrónica similar a la del gas noble más próximo, y así obtener mayor estabilidad (menor energía).

Para ello deben conseguir tener 8 electrones en su último nivel electrónico (o dos en los elementos próximos al He), y lo hacen ganando, perdiendo o compartiendo electrones mediante enlaces químicos.

6. Carácter metálico

La forma de adquirir esta estructura más estable formando enlaces, depende del número de electrones que ya tengan en su última capa los elementos que se combinan y su tendencia a ganar o perder electrones, es decir, de su carácter metálico.

- Los elementos metálicos tienen pocos electrones en su capa externa y tienen tendencia a perderlos, formando cationes.
- Los no metales tienen bastantes electrones en su última capa, aunque no la tienen llena, por eso tienen tendencia a ganar electrones y convertirse en aniones.

- Los elementos semimetales, están en la frontera entre metales y no metales y tienen propiedades intermedias.
- Los gases nobles o inertes, son los elementos de la última columna de la tabla periódica, tienen llena su última capa de electrones y por ello no tienen tendencia ni a ganar ni a perder electrones.

A.8 Completa las siguientes cuestiones.

- a) La reactividad de un átomo viene determinada fundamentalmente por el número de que posee en su más externa.
- b) Los metales son elementos que tienenelectrones en la capa más externa.
- c) Los gases nobles, excepto el Helio, tienen 8 electrones en la
- d) Los no metales tienen tendencia a.....electrones y formar
- e) Los metales tienen tendencia aelectrones y formar

A.9 Señala con diferentes colores, sobre la plantilla, la zona que corresponde a los elementos metálicos, a los no metálicos y a los gases nobles.

A.10 Clasifica en metales, no metales y gases nobles los siguientes elementos:

Oxígeno, magnesio, litio, flúor, neón, germanio, bromo, plata, sodio, calcio, nitrógeno, helio, níquel, fósforo, carbono, argón, hierro, cloro, arsénico, silicio y potasio.

7. Tipos de enlace.

7.a. Enlace iónico.

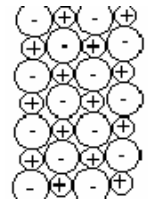
Enlace que se produce entre metales y no metales, y especialmente los que están muy separados en el SP.

- Los elementos de las primeras columnas o grupos, tienen sus electrones externos unidos al núcleo muy débilmente y con tendencia a perderlos para poderse quedar con una capa externa como la que tienen los gases nobles (fuerte carácter metálico). Al perderlos se convierten en iones positivos (cationes).
- Los elementos de las columnas o grupos 15, 16 y 17, que poseen 5, 6 y 7 electrones en su capa externa, tienen esos electrones muy fuertemente unidos al núcleo, y tienen tendencia a captar más electrones hasta completar su capa externa con ocho (o con dos) electrones (fuerte carácter no metálico). Al ganarlos se convierten en iones negativos (aniones).

Cuando un metal y un no metal se encuentran próximos uno de otro, el metal, que tiene pocos electrones en la capa externa, se los cede al no metal, que le faltan pocos para completar los 8 (o los 2) de su capa externa, y así, ambos consiguen configuración de gas noble. Como se convierten en iones de signos contrarios se atraerán por fuerzas de tipo eléctrico, dando lugar al enlace iónico.

Dado que las fuerzas eléctricas que aparecen entre los iones actúan en todas direcciones, cada ión tiende a rodearse de otros de carga opuesta, dando lugar a estructuras gigantes sólidas y ordenadas, llamadas CRISTALES.

Ejemplo: NaCl



A.11 Explicar la formación del NaCl, MgCl₂ y Na₂O como compuestos iónicos.

7.b. Enlace covalente

Estos enlaces tienen lugar entre elementos no metálicos.

Los elementos no metálicos que lo forman tienen tendencia todos a ganar electrones y ninguno a perderlos, por ello el enlace covalente se forma por compartición de electrones. Los electrones compartidos pertenecen simultáneamente a los dos átomos, y por ello cada átomo puede alcanzar la estructura electrónica de un gas noble, esto da al conjunto una gran estabilidad y es lo que justifica la formación del enlace covalente.

Los enlaces covalentes son enlaces fuertes y normalmente no dan lugar a la formación de cristales gigantes, sino a moléculas separadas unas de otras (gases o líquidos).

Si se comparte un solo par de electrones, se obtiene un enlace simple. Pero pueden compartirse más de dos dando lugar a los enlaces múltiples (dobles o triples).

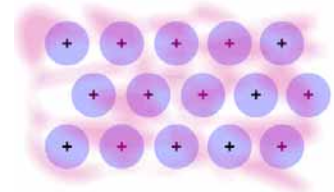
A.12 Comprueba que las moléculas H₂, Cl₂, H₂O, NH₃, HCl, PCl₃, O₂, CO₂ y N₂ pueden explicarse mediante la formación de enlaces covalentes. (Si la molécula está formada por más de dos átomos debes pensar en qué posición debes colocarlos). Indica también si los enlaces covalentes formados son simples, dobles o triples.

7.c. Enlace metálico

Los elementos metálicos tienen tendencia a perder los pocos electrones que tienen en la capa externa (1 o 2, como máximo 3) convirtiéndose en iones positivos CATIONES.

La estructura de los metales aparentemente parecería inestable, ya que consiste en una red de cationes, que deberían repelerse entre ellos por tener todos carga del mismo signo, y de los electrones libres que estos han perdido. Pero realmente es la presencia de los electrones entre los cationes la que estabiliza el metal, ya que se desplazan por la estructura (“nube de electrones”) y están siendo compartidos simultáneamente entre todos los cationes sin encontrarse asociado a ninguno en particular.

El enlace metálico también da lugar a estructuras cristalinas gigantes.



A.13 Representa cómo será la estructura de un bloque de sodio y de una barra de aluminio.

A.14 Clasifica las siguientes sustancias químicas según su tipo de enlace:

NaCl; Na, Cl₂; Na₂S, PCl₃; MgBr₂; O₂; Fe, CaF₂; SH₂; H₂O; NaF;
 CCl₄; H₂, Ni, MgCl₂, Zn, CO, SiO₂, PCl₃, CaO, HCl, Fe, I₂, NH₃, C₂H₆,
 Cu, RbF, NO, CO₂, He, LiH, BaO

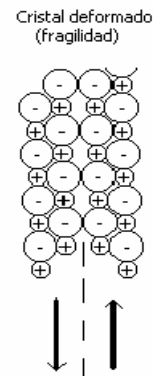
7.d. Propiedades generales de los distintos tipos de enlace

	Sustancia iónica	Sustancia covalente	Sustancia metálica
Tipo de enlace	Iónico	Covalente	Metálico
Tipos de átomos	Entre metal y no metal	Entre no metal y no metal	Entre dos metales
Formación del enlace	Cesión de electrones del metal al no metal, formando iones	Compartición de electrones	Red formada por los iones positivos, rodeados de los electrones con libertad de movimiento
Estructura	Cristal iónico	Molecular	Cristal metálico
Fuerzas entre las partículas	Atracción eléctrica entre iones de carga contraria	Fuerzas débiles entre moléculas	La nube de electrones estabiliza el cristal
Estado físico a T ambiente	sólido	En general gases o líquidos, si son sólidos blandos	Sólido, excepto el Hg
Punto de fusión y ebullición	Elevado	Bajo	Elevado (excepto el Hg)
Solubilidad en agua	Sí	En general no	No
Conductividad eléctrica	Fundido o en disolución	No	Sí
Resistencia o fragilidad	Duro pero frágil	Blandos	Dúctiles y maleables
Ejemplos	Sales formada por dos elementos: NaCl, MgCl ₂ , K ₂ S.. Óxidos metálico: Na ₂ O, MgO, FeO..	O ₂ , NH ₃ , HCl, O ₃ , H ₂ O, N ₂ , C ₄ H ₁₀ (butano), CO ₂ ...	Fe, Al, Sn, Pb, Na, Cu, K, Au, Ag

PROPIEDADES CARACTERÍSTICAS DEL ENLACE IÓNICO.

La fuerza eléctrica es fuerte y de gran alcance, por eso las sustancias que se forman mediante enlace iónico tendrán temperaturas de fusión y ebullición altas; serán duras (difíciles de rallar que es separar iones), pero si se golpean, se romperán con facilidad, ya que al moverse un poco los iones, se enfrentarán iones de igual carga, que se repelen, rompiendo el cristal, son sustancias frágiles.

No conducen la corriente eléctrica cuando están en estado sólido porque las cargas están fijas, pero en cambio sí que la conducen en forma líquida, gaseosa o en disolución; son muy solubles en agua y en otros disolventes polares como el agua.



PROPIEDADES CARACTERÍSTICAS DE LOS ENLACES COVALENTES

En el enlace covalente, aunque los átomos se unen unos a otros con fuerza, no ocurre lo mismo con las moléculas, que apenas si se unen entre sí; por lo que se pueden separar con facilidad. Por eso su punto de fusión y ebullición será bajo, así que mayoría de los compuestos formados por enlace covalente serán gases o líquidos a temperatura ambiente y si son sólidos serán blandos.

Como sus electrones están fuertemente localizados en los enlaces no conducen la corriente eléctrica ni en estado sólido, ni líquido, ni en disolución...

Se disuelven en disolventes apolares como el benceno, tolueno, tetracloruro de carbono...

PROPIEDADES CARACTERÍSTICAS DEL ENLACE METÁLICO

Los electrones están siendo compartidos simultáneamente entre todos los átomos, para ello debe mantenerse la cohesión (proximidad) entre los átomos así que los metales tienen puntos de fusión y ebullición altos y suelen ser sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio que es líquido).

El brillo de los metales y la conducción de la electricidad y del calor por los metales se explica precisamente por la existencia de los electrones (partículas cargadas) que pueden moverse de un lugar a otro por toda la estructura metálica; y también es significativo que cuando el metal se deforma, los electrones se mueven hacia las nuevas posiciones impidiendo que aparezcan huecos entre los iones, es decir, los metales no son sustancias frágiles que se rompan fácilmente, sino tenaces, dúctiles y maleables, lo que posibilita que se pueda dar forma a los materiales metálicos.

A.15 Una sustancia sólida a temperatura ambiente no se disuelve en agua y tampoco conduce la corriente eléctrica. ¿De qué tipo de sustancia dirías que se trata?

A.16 En un experimento se llega a obtener un compuesto desconocido, se duda si es un compuesto iónico o metálico. ¿Qué propiedades te ayudarían a determinarlo?

A.17 Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) En el enlace iónico los átomos comparten electrones.
- b) En la red cristalina de los metales no hay iones negativos.
- c) Las sustancias iónicas conducen la electricidad en cualquier estado.
- d) Todas las sustancias gaseosas a temperatura ambiente son covalentes.
- e) Los metales son siempre sólidos a temperatura ambiente.

TEMA 1 EJERCICIOS DE REFUERZO

- 1.- a) ¿Qué es un catión? ¿Y un anión?
b) ¿Qué elementos tienen tendencia a formar cationes? ¿Y a formar aniones?
- 2.- Rectifica, si es preciso, las siguientes afirmaciones:
 - a) Casi todos los gases nobles tienen pocos electrones en la capa externa.
 - b) Los metales tienen tendencia a formar iones positivos y negativos.
 - c) Los no metales tienen tendencia a formar iones negativos.
 - d) Los metales tienen muchos electrones en la capa externa.
- 3.- Imagina que tienes las tres fórmulas siguientes (AB ; A_2B ; AB_2) correspondientes a sustancias de tipo iónico, en la que A representa un metal cualquiera y B un no metal. Indica:
 - a) ¿Cuál puede representar una sustancia formada por un elemento de la columna primera y otro de la antepenúltima columna?
 - b) ¿Cuál puede representar una sustancia formada por un elemento de la segunda columna del SP y otro de la penúltima columna?
 - c) ¿Cuál puede representar una sustancia formada por un elemento de la primera y de la penúltima columna del SP, respectivamente?
 - d) ¿Cuál puede representar a una sustancia formada por un elemento de la segunda y de la antepenúltima columna del SP, respectivamente?
- 4.- Dada la siguiente sustancia Cl_2O indica:
 - a) Si será una sustancia formada por enlaces iónicos o covalentes. Indica el porqué.
 - b) Explica como se unirán sus átomos.
- 5.- Indica cuales de las siguientes parejas de elementos podrían dar lugar a un enlace iónico, (piensa en la clase de iones que tiene tendencia a formar): a). Li y Na; b). Ca y Cl; c). Li y F; d). Mg y Br; e). Na i Fe.
7. ¿Qué es el número atómico Z? ¿y el número másico A?
8. Identifica el elemento de que se trata y el número de protones, electrones y neutrones que contiene: 1_1H 7_3Li $^{14}_7N$ $^{80}_{35}Br$ $^{197}_{79}Au$ $^{16}_8O$ $^{28}_{14}Si$ $^{31}_{15}P$
9. ¿Cómo están ordenados los elementos en la tabla periódica?
10. Indica qué son: los metales, los no metales, los gases nobles, los semimetales.
11. A partir su tendencia a ganar o perder electrones para conseguir el octeto, justifica qué tipo de enlace formarán entre sí: a) un metal y un no metal b) dos no metales c) dos metales
12. ¿Qué diferencia hay en la manera en que participan los electrones de la capa externa al formar los enlaces de tipo iónico, y los de tipo covalente?
13. A partir de las estructuras de Lewis de los elementos que las forman, representa la formación de los compuestos de la actividad A.14.
14. Un compuesto es sólido a temperatura ambiente, funde a temperatura elevada, se disuelve en agua y su disolución conduce la corriente eléctrica. ¿Qué tipo de sustancia es?

Tema 2º FORMULACIÓN INORGÁNICA

OBJETIVOS DEL TEMA:

- Veremos el concepto de número de oxidación para aplicarlo en formulación.
- Estudiaremos la formulación inorgánica y nomenclatura de compuestos binarios e hidróxidos en el sistema Stock y en nomenclatura sistemática IUPAC.
- También aprenderemos la formulación y nomenclatura de ácidos inorgánicos según el método clásico y según la nomenclatura sistemática de la IUPAC.

Este año trabajaremos con los siguientes elementos, cuyos números de oxidación deberás conocer:

		<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;"> H +1 -1 </div>																He
Li +1	Be +2											B +3	C +2 -4	N +3 +2 +3 -4 -3	O -2	F -1	Ne	
Na +1	Mg +2											Al +3	Si +2 +4	P +3 +5 -3	S +2 +4 -2 -4	Cl +3 +5 -1 -3	Ar	
K +1	Ca +2				Cr +2 +3 +6	Mn +2 +3 +4 +7	Fe +2 +3	Co +2 +3	Ni +2 +3	Cu +1 +2	Zn +2	Ga +3	Ge +2 +4	As +3 +5 -3	Se +2 +4 -2 -4	Br +3 +5 -1 -3	Kr	
Rb +1	Sr +2								Pd +2 +4	Ag +1	Cd +2	In +3	Sn +2 +4	Sb +3 +5 -3	Te +2 +4 -2 -4	I +3 +5 -1 -3	Xe	
Cs +1	Ba +2								Pt +2 +4	Au +1 +3	Hg +1 +2	Tl +3	Pb +2 +4	Bi +3 +5	Po +2 +4	At +3 +5 -1 -3	Rn	
Fr +1	Ra +2																	

1. Número de Oxidación

Aunque no todos los compuestos son iónicos, para nombrarlos con unas reglas comunes, los consideraremos todos iónicos.

El número o estado de oxidación de un elemento es la carga que tendría en ese compuesto si el enlace fuese iónico.

El número de oxidación de un elemento que forma parte de una sustancia se deduce según las siguientes normas:

- En una sustancia simple el número de oxidación es cero.
Ejemplos.: C, Fe, Au, O₂, Cl₂, H₂, O₃, P₄, S₈ en todos el número de oxidación es cero.
- En un ión monoatómico el número de oxidación es igual a su carga.
Ejemplos.: en el Cl⁻ el número de oxidación es -1 y en el Fe⁺³ es de +3
- En los compuestos:

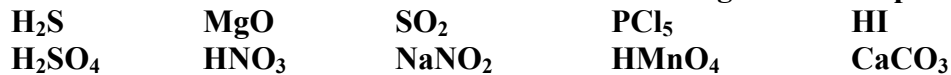
Recuerda: en los compuestos el elemento situado más a la derecha en la fórmula presenta número de oxidación negativo, el resto de elementos situados a su izquierda presentan números de oxidación positivos.

Además, si el compuesto es neutro, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser cero.

Ejemplos: En el HCl por su posición, el H tiene de número de oxidación +1 y el Cl -1, y se cumple que $(+1)+(-1)=0$

En el H₂SO₄ por su posición el H tiene de número de oxidación +1 y el O -2, como el S puede tener varios lo deducimos de resolver la suma: $2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0 \rightarrow$ el S tiene de número de oxidación +6

A.1 Deduce el número de oxidación de cada elemento en los siguientes compuestos:



2. Formulación y nomenclatura de las sustancias simples

Las sustancias simples se nombran como norma general con el nombre del elemento:

Ejemplos.: C es carbono, Fe es hierro, Au es oro, O₂ es oxígeno, Cl₂ es cloro, H₂ es hidrógeno, P₄ es fósforo...

3. Formulación y nomenclatura de los compuestos binarios: X_aY_b

Están formados por dos clases de átomos.

• Para formularlos:

- 1) Se escriben los símbolos de los dos átomos, el del elemento con número de oxidación positivo a la izquierda y el de número de oxidación negativo a la derecha.
- 2) Se pone como subíndice de cada uno el valor del número de oxidación del otro
- 3) Si se puede simplificar la numeración se simplifica.

Cloruro de magnesio \rightarrow Cl (-1) y Mg (+2) \rightarrow MgCl₂

Óxido de carbono (IV) \rightarrow O (-2) y C (+4) \rightarrow C₂O₄ entre dos \rightarrow CO₂

• Para nombrarlos:

- 1) Primero se identifica a los elementos que intervienen.
- 2) Si dichos elementos sólo disponen de un posible número de oxidación se nombra:

nombre del elemento que esta a la derecha con el sufijo **-uro**, y "de" seguido del nombre del elemento de la izquierda. (excepciones en óxidos y sulfuros)

- 3) ATENCIÓN si el elemento de la izquierda puede actuar con varios números de oxidación hay que especificarlo de alguno de los dos modos siguientes:
 - ✓ La nomenclatura sistemática o funcional: utilizaremos prefijos que indiquen el número de átomos de cada elemento: 1-mono, 2-di, 3-tri, 4-tetra, 5-penta, 6-hexa, 7-hepta...
 - El prefijo mono sobre el segundo elemento debe eliminarse.
 - ✓ En la nomenclatura de Stock: tras el nombre del elemento de la izquierda en la fórmula se indicará entre paréntesis y en números romanos el número de oxidación con el que actúa.

MgCl₂ magnesio (+2) y cloro (-1) \rightarrow cloruro de magnesio

CO₂ carbono (+2, +4) y oxígeno (-2) \rightarrow

Nomenclatura Stock: en el CO₂ el carbono actúa con número de oxidación (+4) \rightarrow óxido de carbono (IV)

Nomenclatura sistemática: dos átomos de oxígeno y uno de carbono \rightarrow dióxido de carbono

Otros casos que hay que conocer.

Algunos compuestos entre hidrógeno y un elemento no metálico cuando están disueltos en agua dan lugar a disoluciones ácidas, por lo que tradicionalmente también se les ha nombrado empleando:

ácido seguida del nombre del no metal acabado en -hídrico:

HF Ácido fluorhídrico	HCl Ácido clorhídrico	HBr Ácido bromhídrico
HI Ácido iodhídrico	H ₂ S Ácido sulfhídrico	H ₂ Se Acido selenhídrico
H ₂ Te Acido telurhídrico		

Otros hidruros también son muy conocidos por nombres tradicionales.

NH ₃ Amoniaco	PH ₃ Fosfina
CH ₄ Metano	SiH ₄ Silano
AsH ₃ Arsina	SbH ₃ Estibina

A.2 Formula y nombra:

Fórmula	Nombre funcional	Nombre Stock
Na ₂ O	Oxido de magnesio	Oxido de hierro (III)
Fe ₂ O ₃	Dióxido de carbono	Oxido de cloro(I)
Al ₂ O ₃	Trióxido de dicloro	Oxido de azufre (IV)
NaH	Hidruro de aluminio	Hidruro de oro (III)
CuH ₂	Dihidruro de plomo	Hidruro de hierro (III)
SnH ₄	Hidruro de calcio	Hidruro de magnesio
KF	Dicloruro de plomo	Sulfuro de calcio
NaCl	Monosulfuro de dimercurio	Bromuro de estaño (IV)
FeS	Tetracloruro de carbono	Fluoruro de berilio

4. Formulación y nomenclatura de los hidróxidos: $X(OH)_n$

Son compuestos que tienen el grupo (OH) de número de oxidación -1 en su molécula:

NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, ...

Con este grupo OH, pese a que son dos átomos, se siguen las mismas normas de nomenclatura anteriores pero tratando al grupo OH como si fuese un único átomo llamado hidróxido.

$Ca(OH)_2$ calcio (+2) e hidróxido (-1) Hidróxido de calcio

$Pb(OH)_2$ plomo (+2) e hidróxido (-1) Hidróxido de plomo (II)

A.3 Completa las siguientes tablas:

Formula	Nombre funcional	Nombre Stock
$Pb(OH)_4$		Hidróxido de cinc
$Mg(OH)_2$	Tetrahidróxido de estaño	
		Hidróxido de mercurio (I)
AuOH	Dihidróxido de cobalto	
$Cu(OH)_2$	Hidróxido de potasio	
$Fe(OH)_3$		Hidróxido de níquel (II)
NaOH	Hidróxido de plata	
$Al(OH)_3$		
$Cr(OH)_3$		

5. Formulación y nomenclatura de los ácidos oxoácidos: $H_aX_bO_c$

Están formados por tres clases de átomos, hidrógeno, un elemento no metálico y oxígeno. Los ácidos oxoácidos pueden considerarse como combinación de óxidos no metálicos con agua.

- **Nomenclatura clásica**

- *Para nombrarlos:*

Como en los ácidos siempre hay presencia de H y O la nomenclatura consiste en especificar el elemento no metálico y el número de oxidación con el que actúa.

¹⁾ Primero identifica el elemento no metálico y deduce su número de oxidación haciendo el balance de números de oxidación.

En el H_2SO_4 por su posición el H tiene de número de oxidación +1 y el O -2, como el S puede tener varios lo deducimos de resolver la suma: $2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0 \rightarrow$ el S tiene +6

²⁾ Se nombra mediante la palabra "Ácido" seguido del prefijo que identifica al elemento no metálico (ejemplos clor- para el Cl, nitr- para el N o sulfur- para el S) y se acaba con un sufijo que identifica el número de oxidación.

La elección del sufijo es de la siguiente manera:

Debes conocer todos los posibles números de oxidación del elemento no metálico y se ordenan por orden de menor a mayor con los siguientes sufijos: hipo—oso; -oso; -ico y per—ico. (Ojo: Cuando el elemento X tiene sólo dos números de oxidación, para distinguirlos se emplean únicamente -oso e -ico)

Números de oxidación del azufre	sufijos
+2	hipo- -oso
+4	-oso
+6	-ico
---	per- -ico

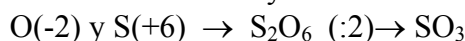
Como en el compuesto H_2SO_4 el número de oxidación del S es el +6, concluimos que se trata del Ácido sulfúrico.

- **Para formularlos:**

- 1) Identificamos el elemento no metálico, y del sufijo deducimos el número de oxidación con el que participa.

Ácido sulfúrico \rightarrow -ico \rightarrow de una tabla como la anterior deduciríamos que el número de oxidación del azufre debe ser el +6

- 2) Formulamos el óxido binario con el elemento y su número de oxidación:



- 3) Añadimos dos H y un O (agua): $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ (Ácido sulfúrico)

• **Nomenclatura sistemática:**

- **Para nombrarlos:**

nºoxígenos/oxo/elementoX/ato (nºoxidaciónX) de hidrógeno

H_2CO_3 tri/oxo/carbon/ato (IV) de hidrógeno

H_3PO_4 tetra/oxo/fosf/ato (V) de hidrógeno

ATENCIÓN: en $H_aX_bO_c$; “b” suele ser 1 y entonces no se indica nada, pero si “b” es distinto de 1 se aplican los prefijos: di, tri, tetra,... antes del nombre de X

$H_2Cr_2O_7$ hepta/oxo/di/crom/ato (VI) de hidrógeno

- **Para formularlos:**

El nombre en sistemática te indica directamente el número de átomos del elemento X (b) (o no se indica si es uno) y el número de oxígenos (c), para completar el esquema $H_aX_bO_c$ sólo falta el número de hidrógeno (a) que se deduce del balance de cargas:

$$a_H \cdot (+1) + b_X \cdot (\text{nºoxidaciónX}) + c_O \cdot (-2) = 0 \quad \text{y despejamos (a)}$$

Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno $b=1$ y $c=4$; para deducir (a)

$$a_H \cdot (+1) + 1_S \cdot (+6) + 4_O \cdot (-2) = 0 \quad \text{de donde } a = 2 \text{ y el ácido es: } H_2SO_4$$

Dioxoclorato (III) de hidrógeno $b=1$ y $c=2$

$$a_H \cdot (+1) + 1_{Cl} \cdot (+3) + 2_O \cdot (-2) = 0 \quad \text{de donde } a = 1 \text{ y el ácido es } HClO_2$$

Pentaoxodisulfato (IV) de hidrógeno $b=2$ y $c=5$; para deducir (a)

$$a_H \cdot (+1) + 2_S \cdot (+4) + 5_O \cdot (-2) = 0 \quad \text{de donde } a = 2 \text{ y el ácido es } H_2S_2O_5$$

Nomenclatura clásica	Nomenclatura sistemática
H ₂ CO ₃	Ácido hipocloroso
HClO ₂	Ácido clórico
HClO ₄	Ácido sulfuroso
HMnO ₄	
H ₂ TeO ₃	Ácido mangánico
	Ácido crómico
	Ácido telúrico
	Ácido arsenioso
HIO ₄	Ácido permangánico
HNO ₃	
79933	Ácido bromoso
	Ácido silícico
HNO	
HBrO ₃	
HIO ₂	Ácido perbrómico
HIO	Ácido peryódico

A.4 Formula y nombra los siguientes compuestos:

CO ₂
Cl ₂ O ₃
Óxido de cobre (I)
Trióxido de dibromo
Monóxido de mercurio
HCl
Ácido sulfhídrico
Fluoruro de hidrógeno
CH ₄
Amoníaco
Monóxido de carbono
Hidruro de aluminio
Cloruro de calcio
CCl ₄
Trisulfuro de dihierro
NaCl
K ₂ S
H ₂ SO ₄
Ácido nítrico
H ₂ CO ₃
HIO ₄
Hidróxido de estaño (IV)
Pb(OH) ₄
NaOH
Hidróxido de potasio
Trióxido de dibromo
Trisulfuro de dihierro
Cl ₂ O
CO
Hidroxido de aluminio
PH ₃

A.5 Formula y nombra los siguientes compuestos:

H ₂ Te
MnO ₂
FeCl ₃
HClO
I ₂
HMnO ₄
NO ₂
BrF ₅
CaH ₂
SO ₃
Pb(OH) ₂
SF ₆
Co ₂ O ₃
HBr
Hidróxido de manganeso(II)
Silano
Óxido de hierro (III)
Nitrógeno
Hidróxido de sodio
Disulfuro de carbono
Ácido sulfuroso
Sulfuro de manganeso(II)
Metano
Cloruro de plomo (IV)
Heptaóxido de dicloro
Ácido cloroso
Ácido fluorhídrico
Hidróxido de calcio
Bromuro de plata
KH
PbO
HNO ₂
ZnS
NO
SnO ₂
PH ₃
FeCl ₂
CH ₄
Au ₂ O ₃

A.6 Formula y nombra los siguientes compuestos:

HIO
MgH ₂
AsI ₅
Ácido sulfhídrico
Arsina
Estaño
Ácido peryódico
Ácido crómico
Óxido de cobalto (III)
Ácido yodhídrico
Pentaóxido de dinitrógeno
Ácido clórico
Ácido arsenioso
Dióxido de carbono
Óxido de plomo (IV)
Trifluoruro de bromo
Ácido nítrico
Dióxido de nitrógeno
Tetranitruro de trisilicio
Mn(OH) ₂
SiH ₄
Fe ₂ O ₃
N ₂
NaOH
CS ₂
H ₂ SO ₃
MnS
PbCl ₄
Cl ₂ O ₇
HClO ₂
HF _(aq)
Ca(OH) ₂
AgBr
Ácido fosfórico
Hidróxido de níquel (II)
Pentasulfuro de dinitrógeno
Hidruro de aluminio
Fluoruro de calcio
Monóxido de dicloro
Hidruro de berilio
Amoníaco
Estibina
Ácido sulfúrico
Óxido de estaño (II)

A.7 Formula y nombra los siguientes compuestos:

Ácido perclórico
Ácido mangánico
$H_2S_{(aq)}$
AsH_3
HIO_4
H_2CrO_4
Co_2O_3
$HI_{(aq)}$
N_2O_5
$HClO_3$
$HAsO_3$
CO_2
PbO_2
H_2SeO_3
BrF_3
HNO_3
NO_2
Si_3N_4
Tl_2O_3
Cloruro de hidrógeno
Teluro de hidrógeno
Óxido de manganeso (IV)
Cloruro de hierro (III)
Ácido hipocloroso
Yodo
Ácido permangánico
Tetraóxido de dinitrógeno
Pentafluoruro de bromo
Hidruro de calcio
Hidróxido de plomo (II)
Hexafluoruro de azufre
Ácido teluroso
Bromuro de hidrógeno
$Ni(OH)_2$
N_2S_5
AlH_3
CaF_2
BeH_2
NH_3
SbH_3
H_2SO_4
Son
$HClO_4$
H_2MnO_4

6. Formulación y nomenclatura de las oxisales neutras: $M_a(X_bO_c)_n$

Proceden de los Ácidos Oxoácidos por sustitución del hidrógeno por otro catión metálico.

• Nomenclatura clásica

- Para nombrarlos:

Igual que en los ácidos, la nomenclatura consiste en especificar el elemento no metálico (X) y el número de oxidación con el que actúa.

- 1) Primero identifica el elemento no metálico (X) y deduce su número de oxidación haciendo el balance de números de oxidación.
- 2) Se nombra mediante el prefijo que identifica al elemento no metálico y se acaba con un sufijo que identifica el número de oxidación. La elección del sufijo es similar a la de los ácidos:

Números de oxidación	Sufijos ácidos	Sufijos sales
Menor	hipo- -oso	hipo- -ito
-	-oso	-ito
-	-ico	-ato
Mayor	per- -ico	per- -ato

- 3) Por último se nombra al metal (M). Si tiene más de un número de oxidación se deberá especificar.

Ejemplos: Como en el compuesto Na_2SO_4 el número de oxidación del S es el +6 y el sodio sólo tiene un número de oxidación, concluimos que se trata del sulfato de sodio.

En el $Ni_2(SO_4)_3$ deducimos el número de oxidación del níquel por el exterior del paréntesis Ni^{+3} y del SO_4^{-2} obtenemos que se trata del S^{+6} , como hay que especificar el níquel, se trata del sulfato de níquel (III)

- Para formularlos:

- 1) Identificamos el elemento no metálico X y su número de oxidación a partir de la tabla anterior.
- 2) Formulamos el ácido oxoácido con el elemento y su número de oxidación:
- 3) Eliminamos los hidrógenos y combinamos con el metal M.

• Nomenclatura sistemática:

- Para nombrarlos:

nºoxígenos/oxo/elementoX/ato (nºoxidaciónX) de metalM

Na_2CO_3 tri/oxo/carbon/ato (IV) de sodio

$AlPO_4$ tetra/oxo/fosf/ato (V) de aluminio

$FeSO_4$ tetra/oxo/sulf/ato (VI) de hierro (II)

en los compuestos con “n” aniones (con paréntesis) se indica con un prefijo el número de veces: Bis-, Tris-, Tetraquis-, Pentaquis-, etc

$Ni_2(SO_4)_3$ Tris-tetra/oxo/sulf/ato (VI) de níquel (III)

ATENCIÓN: si “b” es distinto de 1 se aplican los prefijos: di, tri, tetra,... antes del nombre de X
 $K_2Cr_2O_7$ hepta/oxo/di/crom/ato (VI) de potasio

- **Para formularlos:**

El nombre en sistemática te indica directamente casi toda la información para completar el esquema $M_a(X_bO_c)_n$ sólo falta el número de metales (a) que se deduce del balance de cargas:

$$a_M \cdot (n^\circ \text{oxidación}M) + b_X \cdot (n^\circ \text{oxidación}X) + c_O \cdot (-2) = 0 \quad \text{y despejamos (a)}$$

Tetraoxosulfato (VI) de sodio $n=1; b=1$ y $c=4$; para deducir (a)
 $a_{Na} \cdot (+1) + 1_S \cdot (+6) + 4_O \cdot (-2) = 0$ de donde $a = 2$ y la sal es: Na_2SO_4

Bis-Trioxoclorato (V) de magnesio $n=2; b=1$ y $c=3$
 $a_{Mg} \cdot (+2) + 1_{Cl} \cdot (+5) + 3_O \cdot (-2) = 0$ de donde $a = 1$ y la sal es $Mg(ClO_3)_2$

Tris-tetra/oxo/sulf/ato (VI) de níquel (III) $n=3; b=1$ y $c=4$; para deducir (a)
 $a_{Ni} \cdot (+3) + 2_S \cdot (+4) + 5_O \cdot (-2) = 0$ de donde $a = 2$ y la sal es $Ni_2(SO_4)_3$

Nomenclatura clásica			Nomenclatura sistemática
1	$NaClO_4$	Perclorato de sodio	Tetraoxoclorato (VII) de sodio
2	$MgSO_4$	Sulfato de magnesio	Tetraoxosulfato (VI) de magnesio
3	Na_2CO_3	Carbonato de sodio	Trioxocarbonato (IV) de sodio
4	$Al_2(SO_4)_3$	Sulfato de aluminio	
5	$Ba(ClO_3)_2$		Bis-trioxoclorato (V) de bario
6		Sulfato de sodio	
7		Nitrito de potasio	Dioxonitrato (III) de potasio
8	$Al(NO_3)_3$		
9	$Ca_3(PO_4)_2$		
10		Carbonato de litio	
11	Li_2SO_3		Trioxosulfato (IV) de litio
12			Tetraoxoclorato (VII) de potasio
13	$K_2Cr_2O_7$		
14		Perclorato de calcio	
15			Dioxonitrato (III) de sodio
16	$KMnO_4$	Permanganato de potasio	
17		Sulfito de níquel (II)	
18			Tris-trioxocarbonato (IV) de aluminio
19	$CuNO$	Hiponitrito de cobre (I)	
20	$PbCO_3$		
21			Bis-tetraoxoyodato (VII) de calcio
22		Hipobromito de mercurio (II)	
23	$Pb_3(PO_4)_4$		
24		Fosfato de plomo (II)	
25			Tris-dioxoclorato (III) de hierro (III)
26	$Au(NO_3)_3$		
27		Sulfito de níquel (III)	
28	$AgBrO_2$		
29			Tetraoxosulfato (VI) de bario

30	Disulfato de litio	
31	$\text{Fe}_2(\text{SO}_2)_3$	
32	Nitrato de plata	
33		Trioxosulfato (IV) de cobre (II)
34	$\text{Ni}(\text{ClO})_2$	
35		Tetraoxofosfato (V) de sodio
36	Bromato de litio	
38	KClO	
39	Cromato de sodio	
40		Trioxocarbonato (IV) de bario
41	KMnO_4	
42	Clorito de hierro (III)	
43	Ag_4SiO_4	

A.8 Formula y nombra los siguientes compuestos:

Fórmula	Nomenclatura 1	Nomenclatura 2
HClO_3	Ácido permangánico	
H_2CrO_4	Ácido dicrómico	Tetraoxomanganato (VI) de hidrógeno
H_2SO_4	Ácido nítrico	Trioxosulfato (IV) de hidrógeno
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$		Oxoyodato (I) de hidrógeno
CO_2		Heptaoxodisulfato (VI) de hidrógeno
H_3PO_4	Yodito de estroncio	
	Sulfito de manganeso (III)	Dioxonitrato (III) de potasio
CaSO_4	cloro	
$\text{Ni}(\text{IO})_3$		
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	óxido de plata	
	Perclorato de aluminio	
NH_3		Tetraoxofosfato (V) de plata

	carbonato de manganeso (II)	
Fe ₂ O ₃		
	sulfito de cobalto (III)	
Ca(NO ₃) ₂		
		carbonato de hierro (III)
	carbonato de magnesio	
CsClO ₃		
	Hidróxido de manganeso (III)	
Sr(IO) ₂		
Cl ₂ O ₅		
Li ₂ S ₂ O ₇		
		Heptaoxidofosfato (V) de plomo (IV)
Ni(ClO) ₂		
	Sulfuro de cinc	
KClO ₄		
Co(OH) ₂		
	Bromuro de estaño (IV)	
CaCO ₃		
N ₂ O		
		Bis-Trioxoyodato (V) de bario
CrF ₂		
		Bis-Trioxonitrato (V) de estaño (II)
	sulfito de cobre (II)	
		tetraoxomanganato (VI) de plomo (II)
Ba(NO ₂) ₂		
	cloruro de fósforo (III)	
CuI		
	seleniato de sodio	
FePO ₄		
AlCl ₃		
Al ₂ (S ₂ O ₅) ₃		
		tetraoxomanganato (VII) de potasio
	dicromato de potasio	
		trioxobromato (V) de hidrógeno
LiH		
	ácido yodhídrico	
	Clorato de berilio	
		dioxonitrato (III) de hidrógeno
H ₂ CO ₃		
		Tris-tetraoxomanganato (VII) de cobalto (III)
HIO		

TEMA 3º. REACCIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS DEL TEMA:

- *Pretendemos conocer los procesos químicos distinguiéndolos de los procesos físicos.*
- *Estudiar las características de las reacciones: conservación de la masa, calor de reacción (concepto de exotermia y endotermia) y velocidad de una reacción química.*
- *Tipos de reacciones químicas.*
- *Significado de una ecuación química. Concepto de mol.*
- *Aplicar las relaciones estequiométricas en cálculos en reacciones químicas.*

1. Proceso químico

Hay ocasiones en las que al mezclar dos sustancias se produce simplemente una disolución o una mezcla de una sustancia en la otra (p.e. la sal y el agua). Pero otras veces se obtienen sustancias diferentes de las que se mezclan (p.e. vinagre y mármol se observa que burbujea dióxido de carbono). A veces al calentar una sustancia se produce simplemente un cambio de estado (p.e. al calentar agua). Pero en otras se produce una descomposición y se obtienen sustancias diferentes de las que se tenían al principio (p.e. al calentar fuertemente las piedras calcáreas de las montañas).

Estos cambios se dice que son PROCESOS QUÍMICOS si sabemos que se producen sustancias diferentes ya que al separarlas y analizar las propiedades características de estas, se ven que son diferentes de las que tenían las sustancias al principio del cambio químico.

A.1 Clasificad los siguientes procesos como químicos o como físicos: destilación del vino, dilatación de un gas, evaporación del agua, combustión de la pólvora, corrosión del hierro, disolución de sal común en agua, preparación de caramelo al calentar azúcar, obtención de hierro a partir de sus minerales.

Una reacción química es un proceso por el que unas sustancias iniciales llamadas reactivos, se transforman en otras diferentes que se denominan productos de la reacción.

A.2 Identifica los reactivos y los productos de las siguientes reacciones químicas:

- El gas butano, C_4H_{10} , se quema en presencia del oxígeno del aire y forma gas dióxido de carbono y vapor de agua.
- El carbonato de calcio sólido, $CaCO_3$, se descompone por acción del calor y forma óxido de calcio sólido, y gas dióxido de carbono.
- El oxígeno del aire oxida al hierro y se forma un sólido escamoso de color marrón rojizo que se rompe con mucha facilidad, el óxido de hierro (III).
- El gas nitrógeno se combina con el gas hidrógeno para formar gas amoníaco.
- El agua líquida se descompone mediante electrólisis (por una corriente eléctrica) en gas oxígeno y gas hidrógeno.

De acuerdo con el modelo cinético molecular y el atómico molecular de la materia:

- Las partículas que constituyen la materia (átomos, moléculas o iones) están en continuo movimiento, debido a la agitación térmica.
- Para que se produzca una reacción (cambio químico) es preciso que choquen las distintas partículas de los reactivos entre si, si los choques son suficientemente energéticos y en la dirección adecuada, se romperán los enlaces que unen a los átomos de las moléculas que chocan (REACTIVOS).

- c) Los átomos se unirán de otra manera, dando lugar a nuevas sustancias (PRODUCTOS)
 REACTIVOS → PRODUCTOS

2. Características de las reacciones químicas

Conservación de la masa.

Si se conserva la masa es porque las sustancias están formadas por átomos y el número de átomos en una reacción no cambia, lo que ocurre en la reacción química es que se rompen algunos enlaces que los unen en los reactivos y los mismos átomos se reorganizan formando nuevos enlaces en los productos

En una reacción química no se crea ni desaparece materia, por lo que la suma de las masas de los reactivos debe ser igual a la suma de las masas de los productos.

- A.3** Se hicieron reaccionar diversas cantidades de cobre con azufre para obtener sulfuro de cobre (II). Observa la conservación de la masa en el primer experimento y completa la tabla en los otros dos:

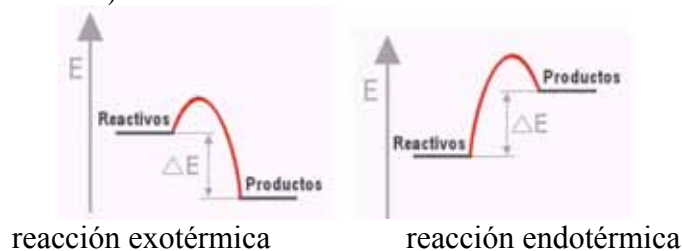
Masa de cobre (g)	Masa de azufre (g)	Masa de sulfuro de cobre obtenido (g)
1	0,25	1,25
2	0,50	
	0,75	3,75

Intercambio energético

Mientras se produce una reacción siempre se produce un cambio energético en el sistema, en algunos casos se desprende y en otros se absorbe energía.

Para que se produzca una reacción química es necesario empezar rompiendo algunos enlaces (por lo que es necesario aportar siempre una energía de activación de la reacción) y se formarán nuevos enlaces (por lo que se desprende energía)

La relación entre estas dos energías hace que en el proceso global se desprenda energía $\Delta E < 0$ porque los productos contienen menos energía que los reactivos (reacción exotérmica) o se requiera absorber energía $\Delta E > 0$ porque los productos tengan más energía que los reactivos (reacción endotérmica).



Ejemplo de reacción exotérmica: la combustión de una cerilla. Una vez iniciada la combustión, ésta continuará desprendiendo energía, pero esta reacción no comienza sola, para iniciarla se necesita un poco de energía de activación, aunque sea tan poca que baste con frotar la cerilla con el rascador.

- A.4** Pon algún otro ejemplo de reacciones exotérmicas (desprenden energía) y alguno de reacciones endotérmicas (que necesitan aporte de energía)

Una cerilla, en la que el fósforo se combina con el oxígeno para producir óxido de fósforo (V) se consume rápidamente. La reacción es tan rápida y produce tanto calor, que incluso aparece una llama. Sin embargo, una reacción aparentemente similar como la reacción del hierro con el oxígeno, oxidándose y formando óxido de hierro(III) es muy lenta, por lo que los restos metálicos, al contrario que las cerillas, tardan años en desaparecer.

Velocidad de reacción:

En las reacciones químicas, unas sustancias químicas, los reactivos, se convierten en otras, los productos. Pero esa transformación puede ocurrir más o menos rápidamente.

En general la velocidad de una reacción depende de la energía de activación que deba superarse para que la reacción tenga lugar. Dependiendo de las sustancias que reaccionan la transformación será más o menos rápida. Pero además de la naturaleza de los reactivos algunos otros factores influyen sobre la velocidad de una reacción a través de los siguientes ejemplos:

a) Temperatura: La temperatura mide la velocidad media a la que se mueven las moléculas, por lo que cuanto mayor sea la temperatura, con más velocidad se moverán las moléculas y con más energía se producirán los choques entre ellas, favoreciendo que se rompan las moléculas de los reactivos y se formen las moléculas de los productos. (Cuando hace calor se descomponen más rápido los alimentos y en cambio, en el frigorífico, se descomponen más lentamente)

b) Superficie de contacto: si hay más superficie de contacto, es decir, más moléculas de reactivos que pueden chocar unas con otras, para romperse y formar las moléculas de los productos, más rápida será la reacción. (Arde más rápidamente la leña fina o hecha pedazos que los troncos anchos y reaccionan más rápidamente los reactivos en polvo que en fragmentos grandes).

c) Concentración: con reactivos más puros y concentrados más fácil es que se encuentren las moléculas de reactivos entre si. (Una cerilla arde más rápido en contacto con una corriente de oxígeno puro que en el aire o también el sulfuro de hidrógeno (H₂S diluido) ataca menos la piel que el HCl puro).

d) Catalizadores: son sustancias que, sin consumirse en la reacción, hace que ésta se produzca más rápidamente o a menor temperatura. (Añadir un poquito de levadura a la masa de pan o pasteles acelera mucho su fermentación)

A.5 Pon ejemplos de reacciones que transcurran lentamente y de otras rápidas.

3. Tipos de reacciones químicas

REACCIONES DE SINTESIS: También llamadas reacciones de FORMACIÓN o de OBTENCIÓN; donde dos o más sustancias dan lugar a otra: $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{HI} (\text{g})$

REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN: Cuando una sustancia se transforma en otras más simples. Suelen producirse por calentamiento (descomposición térmica), o haciendo pasar corriente eléctrica (descomposición eléctrica o ELECTROLISIS).

- Al calentar carbonato de cobre, se obtiene un sólido (óxido de cobre) y un gas (dióxido de carbono): $\text{CuCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CuO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$

- Al hacer pasar una corriente eléctrica por el agua, se obtienen dos gases, hidrógeno y oxígeno: $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$

REACCIONES DE OXIDACIÓN: Son las reacciones con el oxígeno del aire O_2 , son exotérmicas. $Fe (s) + O_2 (g) \rightarrow Fe_2O_3 (s)$

Cuando dichas reacciones son tan exotérmicas que y rápidas que desprenden luz y gran cantidad de calor, este mismo tipo de reacción se denomina:

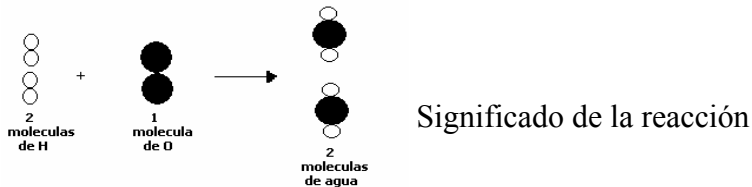
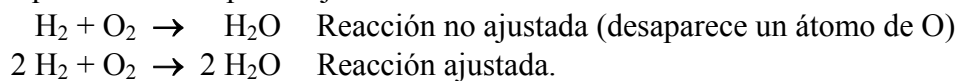
REACCIONES DE COMBUSTIÓN: Las reacciones que se oxidan se llaman COMBUSTIBLES y las sustancias como el oxígeno que son necesarias para que se produzca la combustión se llaman COMBURENTES. A menudo los productos de la reacción son el CO_2 y el agua. $CH_4 (g) + O_2 (g) \rightarrow CO_2 (g) + H_2O (g)$

REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN: Son reacciones entre sustancias *ácidas* (HCl, HNO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_4 ... en general aquellas sustancias capaces de liberar iones H^+) y sustancias *básicas* (NH_3 , NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$... hidróxidos y en general sustancias capaces de liberar iones OH^- o captar iones H^+) En este tipo de reacciones, si reaccionan en cantidades adecuadas, ambos pierden sus propiedades ya que se forman dos compuestos neutros, una sal y agua. $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

Si las cantidades no son equiparables no se conseguirá la total neutralización pero sí se irán contrarrestando las propiedades de la sustancia principal según la escala de medición de pH.

4. Ajuste de reacciones.

Por aplicación de la teoría atómica el número de átomos durante un proceso químico no varía, por eso el número de átomos de cada tipo en los reactivos debe coincidir en los productos. Hacer que esto se cumpla es ajustar una reacción.



A.6 Clasifica las siguientes reacciones químicas en los tipos estudiados anteriormente y ajústalas.

- Si el carbonato de calcio (mármol) se calienta, se descompone en óxido de calcio y dióxido de carbono. $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
- El gas hidrógeno (H_2) reacciona con el gas yodo (I_2) para formar yoduro de hidrógeno
- El ácido clorhídrico reacciona con el óxido de calcio, para dar cloruro de calcio y agua.
- e) La combustión del gas hidrógeno.
- f) La reacción de combustión del propano (C_3H_8)
- g) Reacción de combustión del octano (C_8H_{18}).
- h) Reacción mediante la cual se quema alcohol (C_2H_6O)

A.7 Ajusta la combustión del gas metano y contesta: $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

- ¿Cuántas moléculas de gas oxígeno reaccionan con una molécula de metano?.
- ¿Cuántas moléculas de dióxido de carbono se forman por cada molécula de gas metano que reacciona?.
- ¿Cuántas moléculas de agua se forman por cada molécula de gas metano?.
- ¿Cuántas moléculas de agua se forman por cada molécula de gas oxígeno?.

A.8 El tolueno tiene de fórmula C_7H_8 . Escribe y ajusta la reacción por la que se quema el tolueno. Contesta:

- ¿Cuántas moléculas de oxígeno reaccionan con una de tolueno?
- ¿Cuántas moléculas de agua se forman por cada una de tolueno que reacciona?

A.9 De las siguientes reacciones (sin ajustar) una de ellas es imposible que pueda existir, justifícalo:

- $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + CO_2$
- $C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

A.10 Ajusta las siguientes reacciones químicas:

- $CaCO_3 + HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$
- $Fe_2O_3 + C \rightarrow Fe + CO_2$
- $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
- $Al_2O_3 + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2O$
- $Cl_2O_3 + H_2O \rightarrow HClO_2$
- $Na + O_2 \rightarrow Na_2O$
- $HCl + Mg(OH)_2 \rightarrow MgCl_2 + H_2O$
- $Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$

A.11 Escribe y ajusta las reacciones de los procesos descritos en la actividad 2.

5. Masa molecular relativa de un compuesto

Como es natural, es imposible conocer la masa de un solo átomo mediante los métodos habituales: no podemos separarlo, ni tampoco hay balanza tan sensible como para poder pesarlo. En cambio si que se puede comparar la masa de los distintos átomos. Se han ido comparando las masas de los diferentes átomos con las del hidrógeno, que es el más ligero, y se han ido obteniendo todas las masas atómicas con relación a la del hidrógeno, es decir, las **MASAS ATÓMICAS RELATIVAS** (A_r).

La suma de las masas atómicas de los átomos que forman una molécula es la masa molecular.

Las A_r y M_r se miden en *Unidad de Masa Atómica (uma)*.

Se habla de **Masa Molecular relativa (M_r)**, de una sustancia e indica las veces que una molécula de dicha sustancia pesa más que un átomo de hidrógeno. La masa molecular relativa de una sustancia se calcula sumando las masas atómicas de los elementos que la componen.

A.12 Busca en el Sistema Periódico los valores de las masas atómicas relativas que necesites, y calcula la masa molecular relativa de:

- carbonato de calcio $CaCO_3$
- hidróxido de magnesio $Mg(OH)_2$
- yodo I_2
- fósforo P_4
- tetracloruro de carbono CCl_4
- sacarosa (azúcar) $C_{12}H_{22}O_{11}$

6. Mol de sustancia

Las reacciones químicas ocurren en las proporciones que indica la ecuación química pero no con moléculas aisladas sino que infinidad de moléculas reaccionan simultáneamente. Además, resultaría imposible tomar moléculas aisladas para hacerlas reaccionar, para poder tomar cantidades de sustancia medibles pero sin perder las proporciones adecuadas se inventó el concepto de mol.

Un mol es la cantidad de gramos de sustancia que coincide en número con el valor de su masa atómica o molecular. Es decir, que si conocemos la masa molecular de una sustancia, sabemos la masa de un mol de la misma. Después se calculó que un mol de algo contenía $6,022 \cdot 10^{23}$ unidades de ello (Número de Avogadro N_A).

Siempre que tengamos masas de sustancias expresadas en gramos que numéricamente coincidan con sus masas atómicas o moleculares, en dichas masas habrá N_A átomos o N_A moléculas, respectivamente.

- A.13** a) ¿Cuántos gramos serán $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de He.
 b) ¿Cuántos gramos serán $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de K?
 c) ¿Cuántos átomos de Ag hay en 108 gramos de Ag?

- A.14** a) ¿Cuál es la masa atómica relativa del fósforo?
 b) ¿Cuántos gramos son 3 moles de fósforo?
 c) ¿Cuántos átomos de fósforo hay en 3 moles de fósforo?

- A.15** a) ¿Cuál es la masa molecular del dióxido de carbono CO_2 ?
 b) ¿Cuántos gramos de CO_2 son 1 mol de dióxido de carbono?
 c) ¿Cuántas moléculas de CO_2 hay en 1 mol de CO_2 ?
 d) ¿Cuántos átomos de cada clase hay en 1 mol de CO_2 ?

- A.16** El gas de una bombona de gas butano C_4H_{10} tiene una masa de 13,7 kg.
 a) ¿Cuál es la masa molecular relativa del butano?
 b) ¿Cuántos gramos son 1 mol de butano?
 c) ¿Cuántos moles de butano hay en la bombona? (sol. 236,2 moles)
 d) ¿Cuántas moléculas de butano contiene la bombona? (sol. $1,422 \cdot 10^{26}$ moléculas)
 e) ¿Cuántos átomos de C y de H habrá en la bombona? (sol. $5,69 \cdot 10^{26}$ y $1,422 \cdot 10^{27}$ át.)
 f) ¿Cuántos gramos son $1,5 \cdot 10^{25}$ moléculas de butano? (sol. 1445,18 g)

- A.17** En un vaso de hay 250 gramos de H_2O
 a) ¿Cuál es la masa molecular relativa del agua?
 b) ¿Cuántos moles de agua hay en el vaso?
 c) ¿Cuántas moléculas de agua hay en el vaso?

- A.18** 100 g de NaOH ¿Cuántos moles y cuántas moléculas contiene?

- A.19** Determina el número de moles de moléculas de agua existentes en 90 g de dicho compuesto. ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno hay en esos 90 g de agua? Rdo. 5 moles de agua y 10 moles de hidrogeno

- A.20** Se dispone de 426 g de gas cloro (Cl_2). ¿Cuántas moléculas de cloro hay? ¿Cuántos átomos de cloro? *Rdo. $3,6 \cdot 10^{24}$ moléculas de cloro y $7,2 \cdot 10^{24}$ átomos de cloro*
- A.21** ¿Cuántos átomos de Cl hay en 78 g de CCl_4 ? *(sol. $1,22 \cdot 10^{24}$ átomos Cl)*
- A.22** Determina qué masa en gramos corresponderán las siguientes cantidades en moles: a) 4 moles de átomos de oxígeno 64 g b) 5 moles de sodio. 115 g
c) 3,2 moles de ácido sulfúrico 313,16 g d) 1,5 moles de NaCl 87,75 g
- A.23** Obtén el número de moles de moléculas a que corresponden.
a) 34 g de amoníaco. b) 17 g de sulfuro de hidrógeno.
c) 40 g de dióxido de carbono d) Un millón de moléculas de agua
Rdo. a) 2 moles; b) 0,5 moles; c) 0,91 moles; d) $1,66 \cdot 10^{18}$ moles
- A.24** Averigua en cuál de los siguientes casos hay más gramos de sustancia.
a) 0,2 g de ácido nítrico b) 0,5 moles de sodio.
c) 1/4 moles de dióxido de carbono d) Mil millones de átomos de plomo.
Rdo. En el b

Sustancias gaseosas.

Una cantidad (moles) de un gas ocupa un volumen u otro en función de las condiciones de presión y temperatura a las que se encuentra, esto se deduce de la Ley de gases ideales:

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

(R es una constante que toma el valor $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. siempre que la presión se exprese en atmósferas, la temperatura en Kelvin K y el volumen en litros L)

- A.25** Calculad el volumen que ocupará un mol de cualquier gas en condiciones normales de presión y de temperatura (1 atm y 0°C). *Rdo. 22,4 L*
- A.26** En un recipiente vacío de 10L se introducen 16 g de oxígeno. La temperatura del recipiente es de 27°C . Se pide: *Rdo. a) 0,5 moles b) 1,23 atm; c) 327°C*
a) ¿Cuántas moles de moléculas de oxígeno hay dentro del recipiente?
b) ¿Qué presión ejerce el gas sobre las paredes?
c) ¿A qué temperatura habría que calentar el gas para que, sin variar el volumen del recipiente, se duplicara el valor de la presión?
- A.27** Cierta gas ocupa un volumen de 80 L a 20°C y 1 atm. ¿De cuántos moles se trata? ¿A qué presión debe estar para que a 25°C ocupe un volumen de 100 L.
(sol. 0,8 atm.)

Sustancias en disolución

Una forma de expresar la concentración de una disolución es mediante la molaridad que nos indica los moles de soluto existentes por cada litro de disolución:

$$M = \text{moles de soluto} / \text{L disolución.}$$

- A.28** Calcula la molaridad de 800 mL de una disolución acuosa que contiene 35 g de ácido sulfúrico. *Sol. 0,44 M*

- A.29** Calculad la molaridad de una disolución preparada disolviendo 8,45 g de sulfato de cobre (II) pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) en agua hasta obtener un volumen de 850 cc de disolución. *Rdo. 0'04 M*
- A.30** Calculad cuántos gramos de cloruro de sodio hay en 250 cc de una disolución acuosa 0,1M de dicha sal. *Rdo. 1,46 g*
- A.31** Calculad la concentración molar de una disolución preparada disolviendo 7,0 cc de una disolución acuosa de HCl 12 M en agua destilada de modo que se obtenga 200 cc de disolución final. *Rdo. $M = 0,42 M$*

7. Cálculos Químicos

Cuando leemos la ecuación ajustada correspondiente a una reacción química, los coeficientes indican la proporción en que se combinan las partículas y no el número de partículas exactas que intervienen realmente en la reacción, este habitualmente es un número inmenso y además lo normal es que cuando son varias las sustancias iniciales que reaccionan sobre de alguna de ellas. Puesto que lo que tenemos son proporciones, es más práctico hablar de moles de partículas que de partículas.

Los coeficientes que aparecen delante de las fórmulas en una ecuación que represente una reacción química jamás indican los moles realmente existentes de las sustancias que intervienen sino la proporción en que dichos moles se combinan.

Sólo podemos relacionar las distintas sustancias en moles y teniendo en cuenta la proporción que establece la ecuación química ajustada.

Por eso podemos establecer un método general para resolver los problemas de estequiometría. Esencialmente sería:

1. Asegurarse que la ecuación química está correctamente escrita y ajustada.
2. Expresar los datos del problema en moles utilizando para ello las relaciones necesarias (según esos datos estén como masas, volúmenes de gases, disoluciones, etc.).
3. Después, según los coeficientes de la reacción ajustada que indican la proporción en que se combinan las sustancias, obtener los moles de la sustancia buscada.
4. Finalmente habría que obtener, a partir de esos moles y de las relaciones pertinentes, el resultado en la magnitud en que se nos pide en el enunciado.

Resumiendo:

Dato (m o v) de A \rightarrow n moles A \rightarrow n moles B \rightarrow Resultado (m o v) de B.

- A.32** En un brasero de los que antes se colocaban debajo de las mesas para calentarse los pies, se quema carbón en un medio que a menudo está poco oxigenado, con lo cual la combustión del carbono presente produciría en este caso CO venenoso.
- a) Escribe la ecuación química correspondiente a la reacción del C(s) con el oxígeno para dar dicho gas.
 - b) Calcula los gr de CO(g) que se obtienen en la combustión de 400 gr de C según la reacción anterior
 - c) Halla el volumen de O₂ medido a 1 atm y 27 °C que habrá sido empleado en dicha combustión. *Rdo. b) 933,3 g; c) 410 L*

- A.33** El antimonio reacciona con el gas oxígeno y forma óxido de antimonio (III). Calcula la masa de óxido de antimonio (III) que se producirá al reaccionar totalmente 25 g de antimonio. *(sol. 29,9 g)*
- A.34** El clorato de potasio, KClO_3 , se descompone al calentarlo y da lugar a cloruro de potasio y oxígeno gas. Calcula la masa de oxígeno que se obtendrá en la descomposición de 5 g de clorato de potasio. *(sol. 2 g)*
- A.35** Para obtener amoníaco se hace reaccionar gas nitrógeno con gas hidrógeno. ¿Cuántos gramos de H_2 reaccionan con 1 Kg de N_2 ? ¿Cuántos gramos de amoníaco se obtienen a partir 1 Kg de N_2 ? *(sol. 214,29 gramos de H_2 ; 1214,29 gramos de NH_3)*
- A.36** Calcula el volumen de dióxido de carbono medido a 127°C y 1,5 atm. de presión que se produce al reaccionar 45 g de carbono con suficiente oxígeno gas. *(sol. 82 L)*
- A.37** El propano C_3H_8 reacciona con el oxígeno gas quemándose y produciendo dióxido de carbono y agua. Calcula los gramos de propano que deben quemarse para obtener 50 L de dióxido de carbono medidos a 25°C y 740 mm Hg. (760mmHg = 1 atm) *(sol. 29,2 g)*
- A.38** El cloro se puede obtener en el laboratorio haciendo reaccionar permanganato de potasio con ácido clorhídrico, según la reacción:

$$\text{KMnO}_4(\text{s}) + \text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{KCl}(\text{ac}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{MnO}_2(\text{s})$$
 a) Calcula los gramos de KMnO_4 que habrán reaccionado para obtener 100 cm^3 de cloro medidos a 25°C y 500 mm de Hg de presión.
 b) Calcula el volumen de cloro en condiciones normales (0°C y 1 atm) que puede obtenerse cuando 100 cc de una disolución de permanganato 0,5 M reaccione con exceso de ácido clorhídrico. *Rdo.) 0,17g; b) 2,8l*
- A.39** El nitrito de amonio NH_4NO_2 se descompone al calentarlo y produce nitrógeno gas y agua. Calcula cuántos litros de nitrógeno medidos a 30°C y 745 mm Hg de presión se obtienen al descomponerse 25 g de nitrito de amonio. *(sol. 9,91 L)*
- A.40** El sodio (Na) reacciona violentamente con el agua formándose hidróxido de sodio y gas hidrógeno. Calcula cuántos litros de hidrógeno medidos a 20°C y 750 mm Hg se obtendrán si se parte de 6 g de sodio. *(sol. 3,2 L)*
- A.41** El óxido de hierro (II) reacciona con el monóxido de hierro y se obtiene hierro y dióxido de carbono. Calcula la masa de hierro que se obtiene a partir de 500 g de FeO . *(sol. 388,4 g)*
- A.42** El butano, C_4H_{10} , se quema en presencia de oxígeno gas y se produce dióxido de carbono y agua.
 a) Calcula la masa de butano que debe quemarse para obtener 100 L de dióxido de carbono medidos a 20°C y 740 mm. *(sol. 58,6 g)*
 b) ¿Cuántos kg de CO_2 se obtendrán al quemarse 12 kg de butano? *Rdo. 31,4 kg*

- A.43** El sulfuro de hidrógeno emitido por las sustancias orgánicas en descomposición (p. e. los huevos podridos), se convierte en dióxido de azufre en la atmósfera (como ya sabes, uno de los contaminantes ambientales causantes de la lluvia ácida), mediante la reacción no ajustada: $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Calcula el volumen de SO_2 que se producirá a 1 atm y 27°C , por cada kg de sulfuro de hidrógeno que reaccione. *Rdo. 723'241*
- A.44** La gasolina es una mezcla compleja de hidrocarburos. Uno de los principales componentes de la gasolina es el octano que tiene de fórmula C_8H_{18} La reacción no ajustada de dicho hidrocarburo con el oxígeno del aire viene expresada por:
$$\text{C}_8\text{H}_{18} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

Calcula los kg de dióxido de carbono que se producirán al quemarse completamente 30 litros de C_8H_{18} cuya densidad es de $0,7 \text{ g/cc}$ *Rdo. 64,8 kg*
- A.45** El hidróxido de calcio reacciona con el ácido nítrico para dar nitrato de calcio $[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2]$ y agua:
a) ¿cuántos gramos de agua que se formarán si reaccionan 50 mL de hidróxido de calcio 2 M?
b) ¿qué masa de ácido nítrico se consumirá al reaccionar con 50 g de hidróxido de calcio?. *Sol. 3,6 g agua y 85,1 g ácido nítrico.*
- A.46** El ácido clorhídrico HCl reacciona con Zn (sólido) formándose cloruro de cinc (acuoso) (ZnCl_2) e hidrógeno (gas) que se desprende.
a) Escribid la ecuación química correspondiente debidamente ajustada.
b) ¿Qué volumen (en cm^3) de una disolución de HCl de concentración 2 M se habrá necesitado como mínimo para que reaccionen totalmente 25 g de cinc.
c) ¿Qué volumen (en L) de H_2 medido a 1 atm y 20°C se habrá producido?
Rdo. b) 382 cc c) 9,18L
- A.47** En la combustión del gas propano (C_3H_8) con oxígeno se produce dióxido de carbono y agua. ¿Qué volumen de dióxido de carbono en condiciones normales se obtiene al quemar 100 g de propano? *(Sol: 1,525 L)*
- A.48** El sodio reacciona violentamente con el agua para dar hidróxido de sodio y gas hidrógeno. ¿Qué masa de sodio se necesitaría para que se desprendiera 1 L de hidrógeno a 27°C y una atmósfera? *(Sol: 1,87 g)*
- A.49** El amoníaco se oxida con oxígeno, obteniéndose monóxido de nitrógeno y agua.
a) ¿Qué masa de monóxido de nitrógeno puede obtenerse a partir de 25 Kg de amoníaco?
b) ¿Qué volumen de oxígeno a 1 atm. y 600°C reaccionará con 25 Kg de amoníaco? *(Sol: a) 44,1 Kg; b) 41,2 L)*
- A.50** El dióxido de azufre se oxida a trióxido de azufre por reacción con oxígeno. Calcula el peso de oxígeno y dióxido de azufre que se necesitan para obtener 100 L de trióxido de azufre en condiciones normales. *(Sol: 143 g y 286 g)*

TEMA 4º. LA QUÍMICA DEL CARBONO

OBJETIVOS DEL TEMA:

- *Valorar el carbono como componente esencial de los seres vivos y la gran cantidad de compuestos orgánicos.*
- *Conocer las características generales de los compuestos de carbono.*
- *Describir los compuestos orgánicos más sencillos: Hidrocarburos, Alcoholes y Ácidos orgánicos.*
- *Relacionar lo aprendido de los compuestos orgánicos con los polímeros sintéticos y materiales plásticos.*

1. El carbono. Características de los compuestos de carbono

Compuestos inorgánicos del C:

- Carbono puro: diamante y grafito.
- CO: gas inodoro e incoloro obtenido por combustiones con poco oxígeno. Tóxico.
- CO₂: gas inodoro e incoloro obtenido por combustiones con exceso de oxígeno. No tóxico. Empleado en: refrescos, extintores, nieve carbónica, refrigerante...
- Carbonatos (calizas)
- Hidrogenocarbonatos (bicarbonatos)

Compuestos orgánicos:

- Hidrocarburos saturados (alcanos),
- Hidrocarburos insaturados (alquenos y alquinos),
- Derivados funcionales: alcoholes, ácidos carboxílicos...
- ...

Una infinita gama de compuestos que se encuentran en: compuestos biológicos, fibras sintéticas, plásticos, polímeros

A.1 Busca información en internet o enciclopedias acerca del ciclo del carbono. ¿Qué es?

El carbono tiene de número atómico $Z = 6$, es decir, contiene en su núcleo seis protones mientras que en estado neutro seis electrones orbitan a su alrededor. Estos electrones se distribuyen de manera que el carbono es un elemento no metálico, que pertenece al segundo periodo de la tabla periódica, y tiene 4 electrones en esa última capa.

Siguiendo la regla del octeto le faltarán otros cuatro para llegar a tener ocho electrones, así que puede unirse a cuatro átomos distintos.

Aunque el carbono puede formar hasta cuatro enlaces, a veces se une a menos de cuatro átomos, ya que pueden formar enlaces múltiples.

Curiosidad: Existen tres núcleos distintos de carbono, tres isótopos. El más común se llama carbono-12 y posee seis neutrones. El carbono-13 tiene siete neutrones en el núcleo y, aunque muy poco abundante, gracias a él se puede determinar la estructura de las moléculas o se realizan pruebas diagnósticas. Finalmente, el carbono-14 es radiactivo, se descompone, y se emplea en la datación arqueológica de restos orgánicos.

A.2 ¿Cuál es la estructura de Lewis del carbono?

El enlace que se produce entre dos átomos de carbono es estable, y se pueden formar largas cadenas de átomos de carbono, unidos unos a otros mediante enlaces simples, dobles o triples. Estas largas cadenas de carbono son la base de las moléculas biológicas, por ello el carbono es un elemento indispensable para la vida. Todas las moléculas biológicas importantes, con la excepción del agua, contienen carbono.

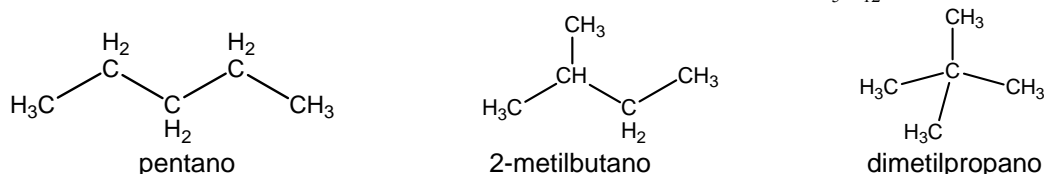
A.3 ¿Por qué crees que se llama química orgánica a la química del carbono?

Los compuestos orgánicos están formados por cadenas de C. Al escribir la fórmula de los compuestos orgánicos, no basta indicar el número y la clase de los átomos, es necesario indicar el orden en que se unen.

Consideremos una cadena con *cinco átomos de carbono*, su fórmula molecular será C_5H_{12} , pero los carbonos pueden unirse formando varias cadenas distintas, que corresponderán a compuestos distintos con distintas propiedades. A los compuestos distintos que tienen la misma fórmula molecular se les llama *isómeros*.

Para diferenciar unos isómeros de otros en orgánica se emplean fórmulas desarrolladas de los enlaces (dibujando todos los enlaces que forman la molécula) o semidesarrolladas (sólo se dibujan los enlaces entre carbonos y al lado de cada carbono se escribe el número de H a los que está unido) esta última es la más práctica y utilizada.

Fórmulas semidesarrolladas de los isómeros del C_5H_{12}



A.4 ¿Por qué para describir los compuestos orgánicos no es suficiente con la fórmula molecular que sí era útil para los compuestos inorgánicos?

A.5 Dibuja las fórmulas desarrolladas de los tres isómeros del C_5H_{12} .

A.6 ¿Cuántos compuestos isómeros del C_6H_{14} puedes formar? Dibuja sus fórmulas semidesarrolladas.

2. Descripción de los compuestos orgánicos: hidrocarburos.

Los hidrocarburos son compuestos formados únicamente por cadenas de carbono y tantos átomos de hidrógeno hasta completar los cuatro enlaces de cada carbono. En general son insolubles en agua.

Para conocer la longitud de la cadena de carbonos de un compuesto orgánico, en función del número de átomos de carbono, en su nombre se emplean unos prefijos característicos:

Nº C	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Prefijo	met	et	prop	but	pent	hex	hept	oct	non	dec

Hidrocarburos saturados

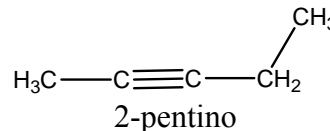
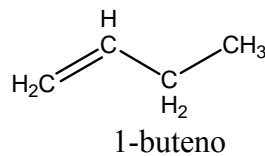
Se denominan hidrocarburos saturados o **alcanos** a los compuestos en que los átomos de carbono están unidos entre sí siempre mediante enlaces simples.

Estos se nombran combinando el prefijo que indica el número de átomos de carbono y al sufijo **-ano**: CH₄ (metano); CH₃-CH₃ (etano); CH₃-CH₂-CH₃ (propano), butano, pentano...

A.7 Completa la serie de hidrocarburos saturados dibujando la estructura desde el butano al decano.

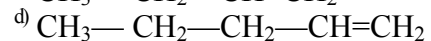
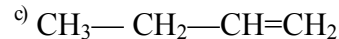
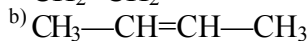
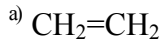
Hidrocarburos insaturados

Cuando en la cadena de carbonos hay enlaces múltiples (dobles o triples) se dice que se trata de hidrocarburos insaturados. (Porque contienen menos átomos de H de los que podría contener) Si se trata de dobles enlaces el hidrocarburo se llama **alqueno**, si son triples enlaces se llama **alquino**.



ALQUENOS: Son los hidrocarburos en los que existen enlaces dobles. Los que tienen un solo doble enlace se nombran cambiando la terminación **-ano** por **-ENO**, indicando con un localizador la posición del doble enlace (empezando a contar por el extremo más próximo al doble enlace). Ejemplo: CH₃-CH₂-CH=CH₂ 1-buteno

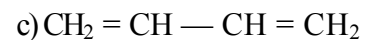
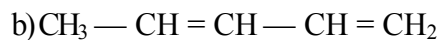
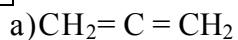
A.8 Nombrar:



Cuando un hidrocarburo contiene más de un doble enlace, el sufijo es: dieno, trieno, tetraeno, etc. y se debe indicar la posición de cada uno de los enlaces dobles.

Ejemplo: CH₂=CH-CH=CH-CH₃ 1,3-pentadieno

A.9 Nombrar:

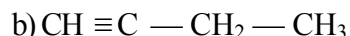
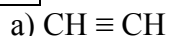


A.10 Formular:

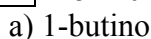


ALQUINOS: Los hidrocarburos con triples enlaces se nombran similar a los alquenos pero con la terminación **-INO**.

A.11 Nombrar:




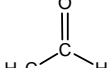

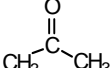

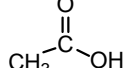
A.12 Formular:



A.13 Dibuja otros seis compuestos insaturados distintos y nómbralos.

3. Los grupos funcionales. Los alcoholes y ácidos orgánicos.

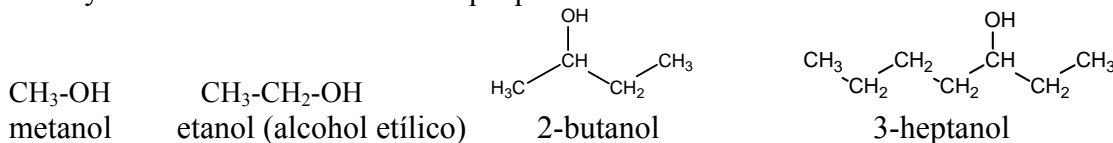
Un grupo funcional es un grupo característico de átomos (oxígeno, nitrógeno, azufre, etc), que proporciona unas propiedades específicas al compuesto y permiten clasificarlos en familias.

<i>Familia</i>	<i>Grupo funcional</i>	<i>Ejemplo</i>
Alcohol	-OH	CH ₃ CH ₂ OH (etanol)
Éteres	-O-	CH ₃ OCH ₃ (metoximetano o dimetiléter)
Aldehidos		 (etanal)
Cetonas		 (propanona o acetona)
Ácidos carboxílicos		 (Ácido etanoico o acético)
Aminas	-NH ₂ -NH- -N-	CH ₃ CH ₂ NH ₂ (etanamina)

Alcoholes:

Los alcoholes son compuestos que tienen unida a la cadena de carbonos el radical **-OH** o **hidroxilo**. En general son líquidos solubles en agua.

Los alcoholes se nombran añadiendo el sufijo **-ol** sobre el nombre de la cadena de carbonos y si es necesario se indica en qué posición se encuentra.




A.14 Nombrar:

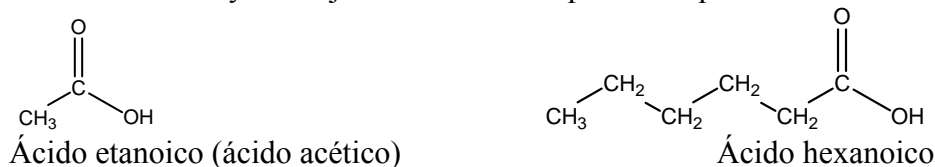
- | | |
|--|---|
| a) CH ₃ OH | b) CH ₃ -CH ₂ OH |
| c) CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ OH | d) CH ₃ -CH ₂ -CHOH-CH ₃ |
| e) CH ₃ -CHOH-CH ₂ -CH ₂ OH | f) CH ₂ OH-CHOH-CH ₂ OH |

A.15 Dibuja otros cinco alcoholes distintos y nómbralos.

Ácidos carboxílicos:

Los ácidos carboxílicos contienen el grupo ácido  (presentan un átomo de carbono unido a un átomo de oxígeno mediante enlace doble y, simultáneamente, a un grupo alcohol), que recibe este nombre porque disuelto en agua se disocia: $R-COOH \rightarrow R-COO^- + H^+$

Los ácidos carboxílicos se nombran anteponiendo la palabra **ácido** al nombre del correspondiente hidrocarburo y el sufijo **-oico**. También pueden expresarse como -COOH



A.16 **Nombrar**


- a) HCOOH
b) CH₃—CH₂—COOH
c) HOOC—COOH
d) COOH—CH₂—COOH

A.17 **Formular**

- a) Ácido etanodioco
b) Ácido 4-hexenoico
c) Ácido 2-pentenodioco
d) Metanal
e) Propanona
f) Metanol


A.18 **Dibuja otros cinco ácidos carboxílicos distintos y nómbralos.**

4. Otros grupos funcionales

Aldehidos  (presentan un átomo de carbono unido a un átomo de oxígeno mediante enlace doble y, simultáneamente, a un átomo de hidrógeno).
También pueden expresarse como -CHO. Se nombran con la terminación **-al** sobre el nombre de la cadena de carbonos. Ejemplo: CH₃ — CHO etanal

A.19 **Nombrar**

- a) HCHO
b) CH₃ — CH₂ — CHO
c) CH₃ — CH₂ — CH₂ — CHO
d) CHO — CH₂ — CHO

Cetonas.  (presentan en el interior de la cadena de carbonos, un átomo de carbono unido a un átomo de oxígeno mediante enlace doble).
Se nombran con la terminación **-ona**, numerando la cadena de carbonos de forma que los localizadores de los grupos cetona sean los bajos posibles.
Por ejemplo: CH₃ — CO — CH₃ propanona

A.20 **Nombrar:**

- a) CH₃—CO—CH₂—CH₃
b) CH₃—CH₂—CH₂—CO—CH₃
c) CH₃—CH₂—CO—CH₂—CH₃

A.21 **Formular:**

- a) 2-hexanona b) Pentanal c) 2-hexanol d) 2,5-hexadiona e) Etanol

Éteres -O- (un átomo de oxígeno insertado entre la cadena de carbonos)
Se nombran según el esquema: nombre del radical seguido de **"-OXI-"** (se considera el compuesto como derivado del radical más complejo). También se puede nombrar indicando los dos radicales por orden alfabético, seguido de la palabra **"-ETER"**.
Ejemplo: CH₃ — O — CH₂ — CH₃ Metoxietano o etilmetiléter

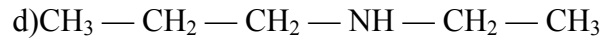
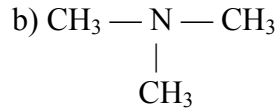
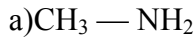
A.22 **Nombrar:**

- a) CH₃ — CH₂ — O — CH₂ — CH₃
b) CH₃ — O — CH₃

Aminas -NH₂ -NH- -N-

Se nombran del siguiente modo: los nombres de los radicales como sustituyentes sobre el átomo de nitrógeno, en orden alfabético con la terminación **-AMINA**.
Ejemplo: CH₃ — NH — CH₂ — CH₃ etilmetilamina

A.23 **Nombrar:**



A.24 **Formular:**

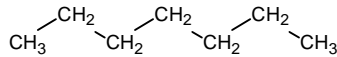
- a) Dimetilpropilamina b) Etilmetilpropilamina

Cuando en una cadena hay más de un grupo funcional, se ha convenido un orden de preferencia para la elección del grupo principal.

1.Ácido 2.Éster 3.Amida 4.Aldehído 5.Cetona 6.Alcohol 7.Amina.

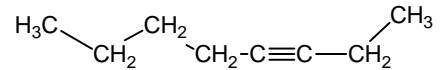
A.25 **Clasifica los siguientes compuestos en familias según el grupo funcional que contienen y nómbralos:**

Familia:



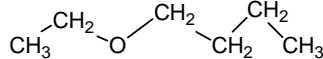
Nombre:

Familia:



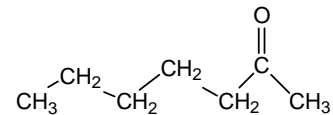
Nombre:

Familia:



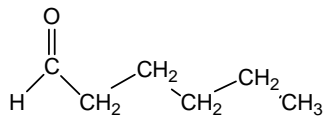
Nombre:

Familia:



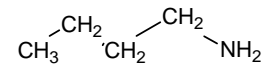
Nombre:

Familia:



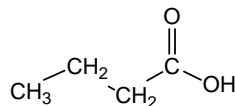
Nombre:

Familia:



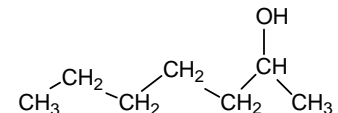
Nombre:

Familia:



Nombre:

Familia:



Nombre:

5. Polímeros y plásticos

Un **polímero** es una **macromolécula** formada por la unión de moléculas más pequeñas que reciben el nombre de **monómero**. Existen muchos polímeros naturales: la **quitina**, el **algodón**, la **lana**, el **caucho**,... son todos polímeros.

También son polímeros las proteínas, como la **hemoglobina**, los **ácidos nucleicos** que contienen la información genética y el **almidón** o el **glucógeno**, que sirven como reserva de material energético en plantas y animales.

El hombre también ha producido polímeros artificiales, que nos rodean por todas partes, aumentando nuestra calidad de vida: **PVC**, **nailon**, **poliuretano**, **poliésteres**... Desde las bolsas de los supermercados hasta para el aislamiento de los trajes espaciales de los astronautas, sin los polímeros artificiales no podríamos imaginar la vida moderna.

SOLUCIONES DE LOS EJERCICIOS:

A8.

a) Eteno b) 2-buteno c) 1-buteno d) 1-penteno

A9.

a) Propadieno b) 1,3-pentadieno c) 1,3-butadieno

A10.

a) $CH_2 = CH - CH = CH - CH_3$ b) $CH_2 = CH - CH_3$

A11.

a) Etino b) 1-butino c) 2-pentino

A12.

a) $CH \equiv C - CH_2 - CH_3$ b) $CH_2 = CH - CH = CH - CH_3$

A14.

a) Metanol b) Etanol c) 1-butanol d) 2-butanol e) 1,3-butanodiol f) Propanotriol

A16.

a) Ácido metanoico b) Ácido propanoico c) Ácido etanodioico d) Ácido propanodioico

A17.

a) $COOH - COOH$ b) $CH_3 - CH = CH - CH_2 - CH_2 - COOH$
 c) $HCOO - CH_2 - CH_3$ d) $COOH - CH = CH - CH_2 - COOH$
 e) $CH_3 - COO - CH_2 - CH_2 - CH_3$ f) $HCHO$

A19.

a) Metanal b) Propanal c) Butanal d) Propanodial

A20.

a) Butanona b) 2-pentanona c) 3-pentanona

A21.

a) $CH_3 - CO - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$ b) $CHO - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH$
 c) $CH_3 - CHOH - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$ d) $CH_3 - CO - CH_2 - CH_2 - CO - CH_3$
 e) $CH_3 - CH_2OH$

A22.

a) Etoxietano b) Dietileter

A23.

a) Metilamina b) Trimetilamina c) Etilamina d) etilpropilamina

A24.

a) $CH_3 - N - CH_2 - CH_2 - CH_3$
 |
 CH_3

b) $CH_3 - CH_2 - N - CH_2 - CH_2 - CH_3$
 |
 CH_3