

TEMA 4. REACCIONES QUÍMICAS

- 4.1 Concepto de reacción química: reactivos y productos. Ecuaciones químicas.
- 4.2 Estequiometría
- 4.3 Intercambios energéticos en las reacciones químicas. Entalpías de formación y de reacción. Ley de Hess.
- 4.4 Estudio de algunos tipos de reacciones químicas.
- 4.5 Importancia de las reacciones químicas en la naturaleza y la sociedad.

4.1. CONCEPTO DE REACCIÓN QUÍMICA: REACTIVOS Y PRODUCTOS. ECUACIONES QUÍMICAS.

Constantemente observamos cómo en la naturaleza y en nuestra vida cotidiana se producen cambios. Un charco se seca, un cubito de hielo se derrite, un trozo de hierro se oxida con el tiempo, los alimentos cambian al ser cocinados, las plantas y los animales crecen, unas sustancias se mezclan con otras; podemos incluso separar mezclas de sustancias.

Hay cambios en los que las sustancias siguen siendo las mismas, sólo cambia su aspecto, o su estado de agregación. Los cambios de estado (sólido, líquido, gas), las mezclas de sustancias, o la separación de mezclas, son de este tipo. Como la sustancia sigue siendo la misma, también las moléculas son las mismas, sólo cambia la unión entre ellas. A este tipo de cambios se les llama **cambios físicos**.

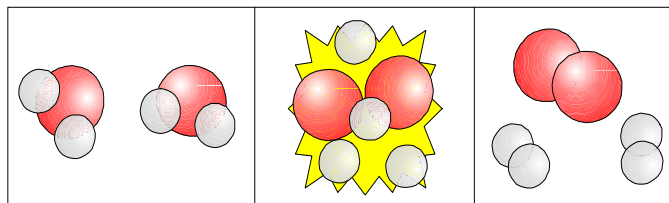
En otros cambios, sin embargo, no sólo se modifica el aspecto. Las sustancias que tenemos después del cambio son otras de las que teníamos antes de que se produjera.

Vemos que, a partir de dos sustancias, se han producido otras dos distintas. Las sustancias han cambiado, y por lo tanto también sus propiedades. A este tipo de transformación se le denomina **cambio químico**, o también **reacción química**.

En toda reacción química, a la sustancia o sustancias iniciales se les llama **reactivos**. Las sustancias nuevas que se forman, son los **productos** de la reacción. La reacción química se escribe de esta forma:

REACTIVOS → PRODUCTOS

¿Cómo puede ser posible que, a partir de unas sustancias, puedan formarse otras con propiedades muy diferentes? La razón está en las moléculas. Al formarse sustancias diferentes, las moléculas de las nuevas sustancias también deben ser diferentes a las que teníamos al principio. Las moléculas han cambiado.



¿Cómo pueden transformarse unas moléculas en otras diferentes? Pues modificando su estructura atómica. En la reacción, las moléculas de las distintas sustancias chocan unas con otras. Al chocar, los átomos se separan y posteriormente se vuelven a unir de forma diferente, dando lugar a moléculas distintas a las que teníamos al principio. Como consecuencia, las sustancias cambian y sus propiedades también.

Ecuaciones químicas:

Una reacción química se expresa mediante una ecuación química. En la ecuación aparecen:

- Fórmulas de reactivos y productos.
- Estado de agregación de las sustancias que intervienen en la reacción: (s): sólido, (l): líquido, (g): gas, (ac): disolución acuosa.
- Una flecha que indica el sentido en el que se da la reacción.
- Coeficientes estequiométricos, que indican la proporción en que reaccionan o se producen las moléculas de las sustancias que intervienen en la reacción.

Ejemplo: $2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow 2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$

Ajuste de una reacción:

Ajustar la ecuación química consiste en colocar los coeficientes (nº de moléculas) necesarios para que el número total de átomos de cada elemento sea el mismo en cada miembro de la ecuación. Hay que recordar que la reacción

se produce entre moléculas, no entre átomos individuales, por lo que las fórmulas químicas no podemos modificarlas, ni añadir átomos sueltos.

La forma más sencilla de ajustar una ecuación es *por tanteo*. Comenzaremos ajustando normalmente átomos de metales, o elementos que aparezcan una única vez en cada miembro de la ecuación. Continuaremos uno a uno con los siguientes elementos, dejando como norma habitual las sustancias simples para el final (si en la reacción interviene oxígeno, casi siempre será el último elemento en ser ajustado).

Es posible que, durante el tanteo, tengamos que modificar alguno de los coeficientes que habíamos colocado previamente. Es algo normal, pero habrá que tener cuidado de hacer esa modificación en ambos miembros de la ecuación. La reacción la tendremos ajustada cuando comprobemos que existe el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados.

Puede ocurrir que aparezcan coeficientes fraccionarios (1/2, 1/3...). Ejemplo: $\frac{1}{2} \text{N}_2 (\text{g}) + \frac{3}{2} \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3 (\text{g})$

Parece imposible que reaccione media molécula, pero pensemos que los coeficientes indican proporción entre moléculas (en realidad, reacciona un número de moléculas del orden de $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$). En el ejemplo anterior, lo que ocurre es que de hidrógeno reaccionan el triple de moléculas que de nitrógeno, y de amoníaco se forman el doble de las que han reaccionado de hidrógeno. Podemos deshacernos de las fracciones multiplicando todos los coeficientes de la ecuación por un mismo número, de forma que queden enteros.

En el ejemplo: $2 \cdot (\frac{1}{2} \text{N}_2 (\text{g}) + \frac{3}{2} \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3 (\text{g})) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$

Importante: *Estamos viendo que los coeficientes nos indican proporción entre moléculas. Por lo tanto, también será una proporción entre **número de moles** de cada sustancia. NUNCA será una proporción entre masas (g).*

Símbolos especiales: $\xrightarrow{\text{Pt}}$ Reacción que se produce en presencia de un catalizador (platino en este caso).
 (↑) Producto gaseoso que se desprende.
 (↓) Producto sólido que precipita.
 (↔) Reacción reversible.

Reacciones reversibles: equilibrio químico.

En la ecuación química, la flecha nos indica el sentido en el que se da la reacción (reactivos que se consumen, dando lugar a productos). Sin embargo, en muchas reacciones, los productos vuelven a reaccionar entre ellos para volver a dar los reactivos iniciales (la reacción se da también en el sentido inverso, aunque a un ritmo más lento). Se dice entonces que la reacción es reversible. Se usará para distinguirlas una flecha doble (↔)

El ritmo, la velocidad a la que se da la reacción, depende de la cantidad de sustancias que tengamos. Los reactivos, al irse consumiendo, reaccionan cada vez más lentamente, mientras que los productos, al volver a reaccionar en sentido inverso, cada vez lo hacen más rápidamente. Se llegará a un equilibrio cuando ambas reacciones se produzcan al mismo ritmo (las sustancias siguen reaccionando, pero ya no se observan más cambios). La situación final se denomina de equilibrio químico. No se habrá consumido completamente ninguna de las sustancias. El estudio de estas reacciones se hará en el curso próximo. Las reacciones químicas que se dan en un solo sentido se denominan *irreversibles*.

Leyes de las reacciones químicas:

En toda reacción química se cumplen las leyes ponderales que ya tratamos en el Tema 1. Las más importantes a la hora de entender la reacción química son:

Ley de conservación de la masa (Lavoisier): *“En toda reacción química, la masa total permanece constante. Es decir, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos”.*

Esto se explica teniendo en cuenta que en la reacción, aunque las moléculas cambien, los átomos siguen siendo los mismos, en tipo y cantidad. Sólo se han unido de forma diferente. Por lo tanto, si los átomos son los mismos, la masa tiene que permanecer constante.

Ley de las proporciones constantes (Proust): *“En una reacción química, las cantidades de las sustancias que intervienen (que reaccionan o que se producen) están en una proporción fija.”*

Esta ley se explica teniendo en cuenta cómo se produce la reacción. Las moléculas que intervienen lo hacen en una proporción fija, de números sencillos. Por lo tanto, en las masas de productos y reactivos también debe existir una proporción fija (aunque no sea la misma que nos indican los coeficientes, ya que la masa molecular de cada sustancia es diferente).

4.2. ESTEQUIOMETRÍA

Por *estequiometría* entendemos el estudio de las proporciones (en masa, en moles, en volumen) existentes entre las distintas sustancias que intervienen en la reacción química. Es decir, nos permite calcular las cantidades de sustancias que reaccionan y/o se producen, a partir de unos datos iniciales.

A la hora de realizar cálculos estequiométricos, seguimos unas reglas básicas:

- En primer lugar, escribimos la ecuación química completa debidamente ajustada (este paso es fundamental, y el que genera más fallos. Un error en la fórmula de alguna de las sustancias o en el ajuste, hará que todos los cálculos posteriores sean incorrectos).
- Ya que los coeficientes estequiométricos de la ecuación nos indican proporción entre moles de sustancias, debemos pasar el dato inicial a moles.
- Atendiendo al resultado que nos piden, debemos trabajar con la proporción existente entre la sustancia dato y la sustancia problema (nos la indican los coeficientes). Esto nos dará como resultado el número de moles de la sustancia problema.
- Finalmente, ese número de moles lo pasamos a la unidad que nos esté pidiendo el problema (masa, volumen, nº de moléculas...)

Reactivos impuros:

Algunas sustancias no se encuentran puras al cien por cien, sino que contienen impurezas; de este modo, para trabajar con ellas, necesitamos disponer de un dato adicional: **la riqueza (R)** o tanto por ciento de sustancia pura que contienen. Así por ejemplo si nos dicen que tenemos una muestra de sulfuro de plomo (II) del 70% en riqueza, hemos de considerar que por cada 100 gramos (o moles) de la muestra solo 70 gramos (o moles) corresponderán al compuesto sulfuro de plomo (II).

Reactivo limitante:

Es posible que inicialmente tengamos datos de dos o más reactivos. Lo más probable es que no se consuman ambos completamente. En cuanto uno de ellos se agote, la reacción finalizará, sobrando parte de cada uno de los otros. Ese reactivo que se agota en primer lugar se denomina **reactivo limitante**, y debemos identificarlo, ya que es con él con el que debemos trabajar, considerándolo el dato inicial.

Cuando de uno de los reactivos tenemos toda la cantidad necesaria (y de sobra) para completar la reacción (caso del oxígeno atmosférico en una combustión al aire libre, por ejemplo), se denomina **reactivo en exceso**.

Rendimiento de una reacción química:

En teoría, una reacción química irreversible se da al 100%, es decir, el reactivo limitante reacciona completamente, se agota. Sin embargo, en la práctica, es posible que parte del reactivo quede sin reaccionar. Por ejemplo, en una cocina de butano, parte del butano se escapa sin arder, o cuando uno de los reactivos es un sólido en trozos gruesos, la parte interior puede que quede sin reaccionar.

El rendimiento de la reacción nos indica qué porcentaje del reactivo es el que realmente reacciona (y, por tanto, qué porcentaje de productos se forman, respecto a la cantidad teórica).

(Nota: El rendimiento de la reacción es, lógicamente, menor que el 100%. Esto significa:

Reactivos: La cantidad de reactivo que reacciona (real) es siempre **menor** que la cantidad inicial (teórica, necesaria).

Productos: La cantidad de producto obtenida (real) es siempre **menor** que la cantidad de producto que se obtendría teóricamente.)

- | | |
|--|-----------------------------|
| Ejercicio: A partir de la reacción: $\text{Zn (s)} + \text{HCl (ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \text{ (s)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$ | Calcula: |
| a) Cantidad de ZnCl_2 obtenida si reaccionan completamente 100 g Zn | (208,56 g ZnCl_2) |
| b) Volumen de H_2 obtenido en c.n. si reaccionan completamente 100 g Zn | (34,25 L H_2) |
| c) Volumen de disolución de HCl 5 M necesario para que reaccionen completamente los 100 g Zn | (0,61 L disol) |
| d) Cantidad de zinc con riqueza del 75% necesaria para obtener 20 g ZnCl_2 . | (12,82 g Zn impuro) |
| e) Si reaccionan 100 g Zn, Vol. H_2 obtenido a 800 mmHg y 30°C suponiendo un rendimiento del 70%. | (25,26 L H_2) |
| f) Cantidad en g de HCl necesaria para obtener 10 g ZnCl_2 , suponiendo un rendimiento del 70%. | (7,65 g HCl) |

4.3. INTERCAMBIOS ENERGÉTICOS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS. ENERGÍA DE REACCIÓN. CINÉTICA QUÍMICA.

Toda reacción química está unida a una absorción o desprendimiento de energía. Tanto las moléculas de los reactivos como las de los productos almacenan energía en los enlaces entre sus átomos. Al cambiar estos enlaces, la energía de los productos será diferente a la de los reactivos (puede ser menor o mayor).

Para medir la energía en las reacciones químicas se usa una magnitud denominada entalpía (H). Al nivel que se desarrolla este curso, no hay diferencias apreciables entre entalpía y energía (ambas se miden en J). Pero es conveniente que nos vayamos habituando al uso de esta nueva magnitud.

La variación de energía (ΔE) en una reacción química se denomina **Calor de reacción** (Entalpía de reacción). Se calcula siempre como:

$$\Delta E = E_{\text{productos}} - E_{\text{reactivos}}$$

Según se absorba o se desprenda energía en la reacción, encontramos dos tipos de reacciones químicas.

Reacciones endotérmicas: La energía de los productos es mayor que la de los reactivos. $\Delta E > 0$; . Se absorbe energía.

Esta energía adicional procede del medio que rodea a la reacción (bien porque la aportemos por calentamiento, luz, chispa eléctrica, etc, o porque tome directamente esa energía del medio, enfriándolo). Ejemplos de reacciones endotérmicas: cocinar los alimentos (desnaturalización de proteínas) , fotosíntesis, recargar la batería del móvil.

Reacciones exotérmicas: La energía de los productos es menor que la de los reactivos. $\Delta E < 0$; . Se desprende energía.

El hecho de que se desprenda energía no significa necesariamente que se produzca una llama. Para que eso ocurra, la reacción debe producirse rápidamente y producirse un gran aumento de la temperatura, para que los productos se pongan incandescentes (en eso consiste la llama).

Una reacción química puede desprender energía en forma de **calor, luz o corriente eléctrica**.

Ejemplos de reacciones exotérmicas: reacciones ácido-metal, combustiones, pilas y baterías.

Entalpía: (función de estado)

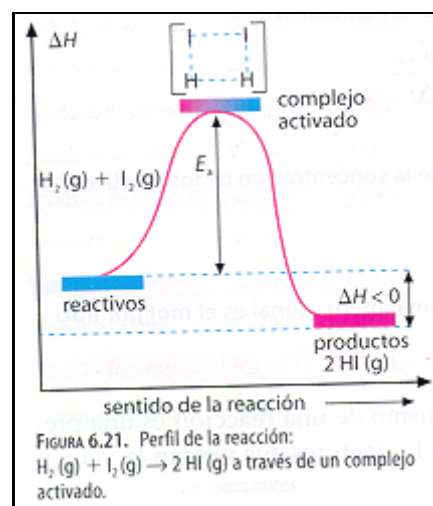
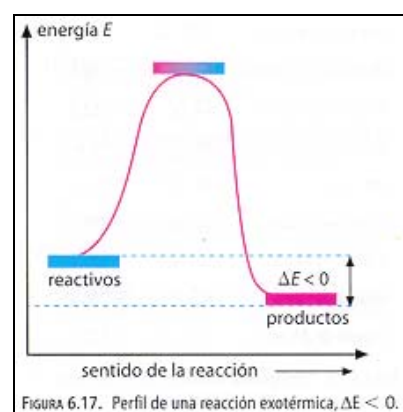
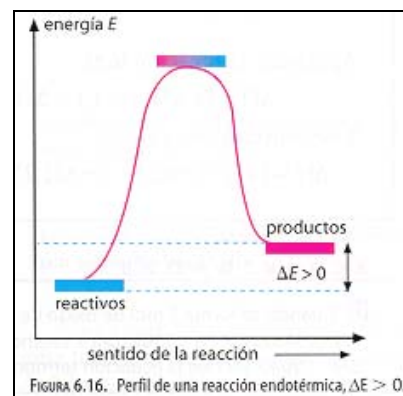
La mayoría de las reacciones químicas que se llevan a cabo en el laboratorio se producen en recipientes abiertos, es decir, a presión constante.

*Cuando el proceso tiene lugar a presión constante, el calor de reacción se denomina **variación de entalpía** (ΔH). Y si las condiciones son de 25°C y 1 atm de presión, se denomina ΔH° (**variación de entalpía standard**)*

Energía de activación:

El hecho de que una reacción sea exotérmica, que desprenda energía, no significa que dicha reacción se produzca espontáneamente en cuanto los reactivos entren en contacto. Por ejemplo, la combustión del butano es muy exotérmica, pero el butano no arde solo al estar en contacto con el oxígeno. Hace falta una pequeña llama, una chispa, que inicie la reacción; posteriormente, se mantiene por sí sola. Esa cantidad de energía inicial se denomina *energía de activación*.

¿Por qué es necesaria la energía de activación? Recordemos cómo es el mecanismo de una reacción química. Las moléculas de los reactivos chocan entre sí, se rompen las uniones entre los átomos, formándose un estado intermedio llamado complejo activado, y posteriormente se vuelven a formar nuevas moléculas, dando lugar a los productos.

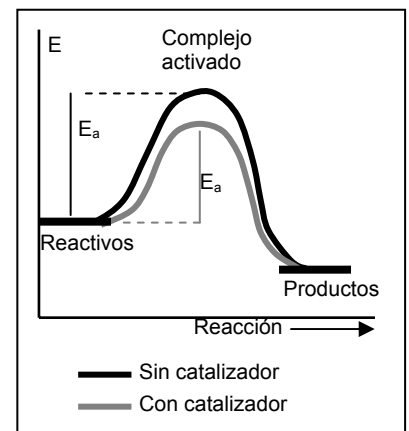


Pues bien. Para romper los enlaces en las moléculas de los reactivos es necesario un aporte de energía (el complejo activado intermedio tiene mayor energía que los reactivos). Luego, los nuevos enlaces formados desprenderán energía (energía de enlace). Si esa energía desprendida es mayor que la de activación, la reacción será exotérmica. Si, por el contrario, se desprende menos de la que se ha absorbido, los productos tendrán mayor energía que los reactivos reacción endotérmica.

Existen sustancias, llamadas **catalizadores**, que en contacto con los reactivos, hacen que disminuya la energía de activación necesaria, haciendo que la reacción pueda darse con mayor rapidez. Las sustancias reaccionan, pero el catalizador no, no se gasta (no aparece en la reacción como reactivo ni como producto), sólo mejora las condiciones para que la reacción se produzca. Los catalizadores son específicos de una reacción concreta. Actualmente buena parte de la investigación química avanza en la búsqueda de catalizadores apropiados para distintas reacciones.

Ejemplos de reacciones catalizadas: procesos digestivos y del metabolismo de los seres vivos (enzimas). Obtención de derivados del petróleo. Fermentación de yogur, cerveza, bebidas alcohólicas (levaduras). Obtención de ácidos.

Los **inhibidores** son sustancias que ralentizan e incluso paralizan la reacción, bloqueando el mecanismo de formación del complejo activado. También son específicos de cada reacción.



Velocidad de reacción: Cinética química:

La **velocidad de una reacción química** está ligada al valor de la energía de activación por lo tanto los catalizadores aumentan la velocidad de la reacción.

Otros factores que influyen en la velocidad de una reacción química son: **temperatura, estado de agregación de los reactivos, concentración de los reactivos y la superficie de contacto**. Evidentemente la energía de activación no se modifica con estos factores, pero si ayudan a que las moléculas de los reactivos formen con mayor facilidad el complejo activado y por tanto la velocidad sea mayor.

4.4 ESTUDIO DE ALGUNOS TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS.

4.4.1 Reacciones de oxidación-combustión:

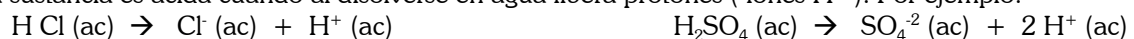
El oxígeno (O₂) es una de las sustancias más reactivas que se conocen. Reacciona con la mayoría de los metales, dando lugar a óxidos metálicos; y con compuestos orgánicos, que contienen C, H, N, P, S, dando lugar a combinaciones de oxígeno con dichos elementos.

Normalmente, las reacciones en las que interviene el oxígeno, van acompañadas de un desprendimiento de energía. Cuando el desprendimiento es considerable, llegando a producirse una llama, la reacción se denomina de **combustión**. Es lo que ocurre con la materia orgánica, si bien es necesario aportar una cantidad inicial de energía.

Ejemplos: Oxidación del hierro: $2 \text{Fe} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{FeO} (\text{s})$; $4 \text{Fe} (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s})$
 Combustión del magnesio: $2 \text{Mg} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{MgO} (\text{s})$
 Combustión del butano: $2 \text{C}_4\text{H}_{10} (\text{g}) + 13 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 8 \text{CO}_2 (\text{g}) + 10 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

4.4.2 Reacciones ácido-base: (según la teoría de Arrhenius)

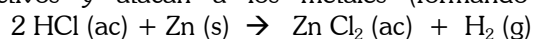
Una sustancia es ácida cuando al disolverse en agua libera protones (iones H⁺). Por ejemplo:



Por el contrario, es básica cuando al disolverse en agua, origina iones hidróxido (OH⁻). Por ejemplo, los hidróxidos son bases, y también el amoníaco, la lejía...



Los ácidos son muy reactivos y atacan a los metales (formando sales) y a la materia orgánica, descomponiéndola.



Concepto de pH:

Para medir el nivel de acidez o basicidad de una disolución se usa el concepto de pH. Mide la concentración en la disolución de iones H^+ (protones), responsables de la acidez. En el agua pura, las moléculas de agua chocan entre ellas y en algunos de esos choques se puede producir la rotura de la molécula en dos iones, H^+ y OH^- . La reacción sería: $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$

En el equilibrio, la concentración de H^+ y OH^- en el agua es muy baja. Se cumple la siguiente relación:

$$C(H^+) \cdot C(OH^-) = 10^{-14}$$

Cuando ambas concentraciones son iguales (10^{-7} moles/l cada una) la disolución es neutra.

- Si disolvemos un ácido, la concentración de H^+ aumenta, con lo que la de OH^- debe disminuir para que se cumpla la relación anterior. Al haber mayor cantidad de H^+ (mayor que 10^{-7} M), la disolución será ácida.
- Al disolver una base, aumenta la concentración de OH^- , con lo que la de H^+ disminuirá, y será menor de 10^{-7} M. La disolución se dice que es básica.

Para evitar trabajar con potencias de 10, se define un concepto nuevo, el pH. El pH de una disolución se define como:

$$pH = -\log [C(H^+)]$$

Así, si la disolución es neutra $C(H^+) = 10^{-7}$ M \rightarrow $pH = -\log(10^{-7}) = 7$

- Para una disolución ácida, en la que, por ej. $C(H^+) = 0,001$ M = 10^{-3} M \rightarrow $pH = 3$
- Para una disolución básica, en la que, por ej. $C(H^+) = 10^{-9}$ M \rightarrow $pH = 9$

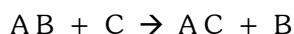
Una disolución neutra tiene un $pH = 7$

Una disolución ácida tiene un $pH < 7$

Una disolución básica tiene un $pH > 7$

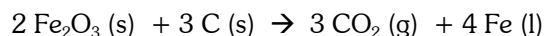
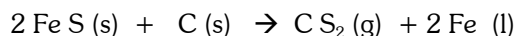
4.4.3 Reacciones de sustitución:

En este tipo de reacciones, un compuesto A B reacciona con un elemento C. El elemento C sustituye a B en el compuesto, dejándolo libre.

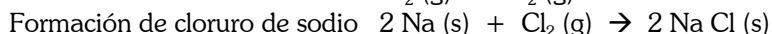
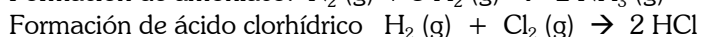
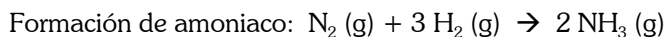


El compuesto A C es más estable (tiene menor energía) que el A B

Un ejemplo de reacción de sustitución que es usado en la industria es de los procesos metalúrgicos para la obtención de hierro puro. A partir de piritita (sulfuro de hierro(II) $Fe S$), o hematitas (óxido de hierro(III) Fe_2O_3), y haciéndolos reaccionar con carbono, éste sustituye al hierro en el compuesto. Ambas reacciones requieren elevadas temperaturas, lo que se consigue en los altos hornos.

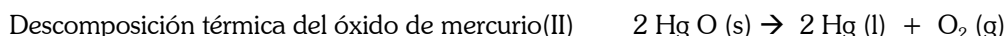
**4.4.4 Reacciones de síntesis (formación de compuestos):**

Consisten en la formación de un compuesto a partir de los elementos que lo componen en estado puro (como sustancias simples). Algunas de ellas, la formación de óxidos metálicos, ya las hemos estudiado. Otras son:

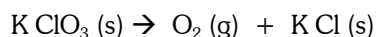
**4.4.5 Reacciones de descomposición:**

Podemos hacer reaccionar un único compuesto para descomponerlo en otros compuestos o en sustancias simples.

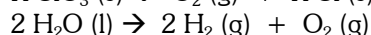
Normalmente es necesario un aporte energético para que la reacción se lleve a cabo. Los procedimientos más usuales son el aporte de calor (**descomposición térmica**) y de corriente eléctrica (**electrólisis**). Ejemplos:



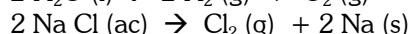
Descomposición térmica del clorato potásico



Electrólisis del agua:



Electrólisis del cloruro de sodio



4.5 IMPORTANCIA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS EN LA NATURALEZA Y LA SOCIEDAD.

Las reacciones químicas están presentes en todos los ámbitos de la naturaleza. No olvidemos que todo cuerpo, vivo o inerte, está formado por sustancias, las cuales a su vez están compuestas de moléculas o redes cristalinas. Entre las sustancias se dan constantemente reacciones químicas. Por ejemplo:

- Fenómenos de oxidación y corrosión. Combustiones.
- Acción química del agua: Acción sobre roca caliza (Gruta de las Maravillas, por ejemplo)

También en los seres vivos están presentes las reacciones químicas. La existencia de todo organismo vivo está basada en las reacciones que se producen entre sustancias del propio organismo y/o sustancias del exterior. Detrás de cualquier acto de un ser vivo, hay una o múltiples reacciones químicas. Por poner algunos ejemplos:

- Fotosíntesis de las plantas: elaboración de materia orgánica a partir de inorgánica.
- Metabolismo de los alimentos: todos los procesos digestivos se basan en reacciones.
- Recepción de estímulos: la visión, el olfato, el oído, la respuesta al calor, o al dolor, se deben a impulsos nerviosos. Dichos impulsos se generan a partir de reacciones entre unas sustancias llamadas neurotransmisores.
- Crecimiento: Elaboración de proteínas y nuevas células
- Mecanismos de defensa a las enfermedades. Inmunidad.
- Fermentación y descomposición de materia orgánica, por parte de microorganismos.

Importancia en la sociedad:

El desarrollo de la civilización va muy unido al descubrimiento y aprovechamiento de las reacciones químicas por parte del género humano. De hecho, la tecnología tuvo un importante desarrollo a partir de la mitad del s XIX, cuando se establecieron las bases de la química moderna. Como muestra:

- | | | | |
|---|--|--|---|
| <ul style="list-style-type: none"> - Obtención de energía: - Metalurgia: obtención de metales a partir de minerales. - Tratamiento del petróleo y sus derivados: - Elaboración y conservación de alimentos - Elaboración de medicamentos | <table border="0"> <tr> <td style="border-left: 1px solid black; padding-left: 5px;"> <ul style="list-style-type: none"> Combustiones Reacciones ácido-metal: producción de corriente eléctrica. </td> </tr> <tr> <td style="border-left: 1px solid black; padding-left: 5px;"> <ul style="list-style-type: none"> Combustibles Plásticos </td> </tr> </table> | <ul style="list-style-type: none"> Combustiones Reacciones ácido-metal: producción de corriente eléctrica. | <ul style="list-style-type: none"> Combustibles Plásticos |
| <ul style="list-style-type: none"> Combustiones Reacciones ácido-metal: producción de corriente eléctrica. | | | |
| <ul style="list-style-type: none"> Combustibles Plásticos | | | |

Inconvenientes:

El conocimiento de los procesos que rigen las reacciones químicas ha permitido un importante desarrollo, pero no todos son ventajas. Entre los principales inconvenientes:

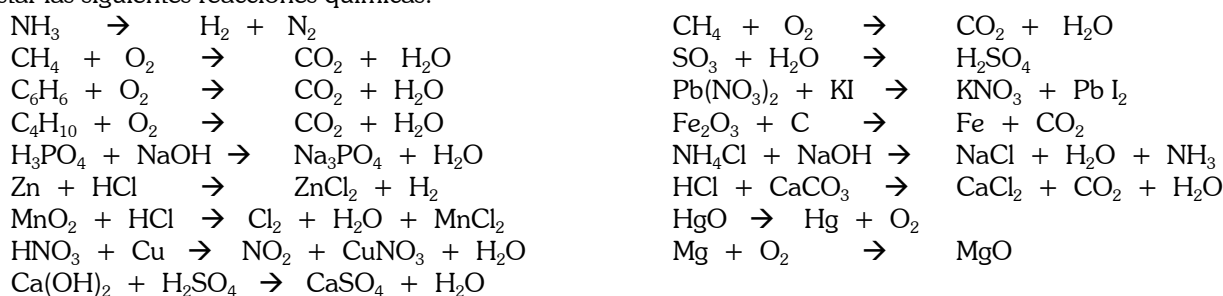
- Contaminación: En toda reacción química se producen sustancias nuevas. Algunas pueden ser útiles o al menos inofensivas, pero otras (la mayoría) son contaminantes. Si la reacción se produce a gran escala (industrias) esto supone un importante problema. Las principales fuentes de contaminación:

- Combustiones: producen gases como el CO_2 (si está en exceso es responsable del efecto invernadero), compuestos de azufre y nitrógeno SO_2 , SO_3 y NO_2 , (responsables de la lluvia ácida). Los plásticos, al arder, producen estas sustancias. Evidentemente son perjudiciales para la salud (problemas respiratorios, alergias ...). También los compuestos conocidos como CFCs, que destruyen la capa de ozono.
- Residuos de cianuro y compuestos de metales pesados (Hg, Pb, etc.): Son productos o reactivos de múltiples procesos industriales y metalúrgicos. Contaminan el agua y dañan seriamente el medio ambiente y la salud de las personas (por ej. los metales pesados, cancerígenos, no los elimina el organismo, y se van acumulando).

- Incremento de las diferencias entre países ricos y países empobrecidos
- Destrucción de espacios naturales para obtención de materias primas

EJERCICIOS TEMA 4: REACCIONES QUÍMICAS

1. Ajustar las siguientes reacciones químicas:

**Reacciones de oxidación-combustión:**

2. El butano (C_4H_{10}) reacciona, en un ambiente rico en oxígeno, produciendo dióxido de carbono y agua. Calcular:

- Volumen de oxígeno necesario para que reaccionen 6 l. de butano, en c.n. (*39 l*)
 - Volumen de aire necesario, sabiendo que el porcentaje (riqueza) de oxígeno en el aire es del 21%. (*185,7 l*)
 - Cantidad de agua producida. (*24,1 g*)
3. En un matraz de 1 l hay 0,05 moles de O_2 y 0,05 moles de H_2 . Si reaccionan al saltar la chispa eléctrica en su interior, se forma agua líquida. Calcular:
- Los moles de agua formados. (*0,05 moles*)
 - Cuál de los gases queda sin reaccionar y cuántos moles quedan. (*0,025 moles*)
 - La presión en el interior del matraz a 0°C una vez que se ha producido la reacción. (*0,56 atm*)
4. Por tostación de sulfuro de cinc se obtiene óxido de cinc y se desprende dióxido de azufre gaseoso.
- ¿Qué cantidad de óxido de azufre se producirá al reaccionar 50 g de sulfuro de cinc? (*32,8 g*)
 - ¿Qué masa de oxígeno se consumirá en la reacción? ¿Qué volumen ocupará ese oxígeno, a 600 mmHg y 30°C ? (*24,6 g; 24, 2l*)

5. La hidracina, N_2H_4 , se utiliza como combustible de muchos cohetes, debido a la gran cantidad de energía que emite al reaccionar con el oxígeno. En la reacción se forma nitrógeno y vapor de agua. En el depósito de combustible de un cohete se ponen 20 kg de hidracina, ¿qué cantidad de oxígeno deberá transportar el cohete para garantizar el consumo de toda la hidracina? ¿qué masa y qué volumen de N_2 , en c.n., se obtienen?

(*20 kg ; 17,5 kg ; 14000 l.*)

Reacciones de ácidos y bases:

6. Suponiendo que reaccionan completamente, ¿qué cantidad de Cl_2 reaccionará con H_2 para formar 1 mol de HCl ? (*35,5 g*), Calcular también:

- El número de moléculas de H_2 y de Cl_2 que han reaccionado. (*$3,011 \cdot 10^{21}$ moléculas*)
 - El volumen de Cl_2 y de H_2 en condiciones normales. (*11,2 l*)
7. Hacemos reaccionar 500 g de mármol (carbonato cálcico) con una disolución de ácido clorhídrico de concentración 30% en peso y densidad $1,15 \text{ g/cm}^3$, produciéndose cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Reacciona todo el mármol.
- ¿Qué volumen de dióxido de carbono se obtiene? (*112 l*)
 - ¿Cuánto cloruro cálcico se obtiene? (*555 g*)
 - ¿Qué volumen de ácido se ha consumido? (*0,76 l. de disolución*)
8. La sosa caústica (hidróxido de sodio) se prepara comercialmente mediante la reacción del Na_2CO_3 con cal apagada (hidróxido cálcico). En la reacción se produce hidróxido de sodio y carbonato cálcico CaCO_3 .
- ¿Cuántos gramos de NaOH se pueden obtener tratando 1 kg de carbonato sódico con $\text{Ca}(\text{OH})_2$? (*754,72 g*)
 - Si el rendimiento del proceso fuera del 80%, ¿qué cantidad de carbonato sódico sería necesaria para obtener la misma cantidad de hidróxido sódico? (*1250 g*)
9. Se hacen reaccionar 100 g de Zn con ácido clorhídrico en exceso para obtener hidrógeno y cloruro de cinc.
- ¿Qué masa de HCl reacciona? ¿Qué volumen de disolución 5 M de HCl necesitaremos? (*111,6 g; 0,61 l*)
 - ¿Qué cantidad de cloruro de cinc se obtiene? (*208,7 g*)
 - ¿Qué volumen de hidrógeno, medido en c.n., se obtiene? (*34,25 l*)

10. El magnesio reacciona con ácido clorhídrico para dar lugar a cloruro de magnesio e hidrógeno. Calcular qué volumen de hidrógeno, medido a 750 mmHg y 27 °C, se obtendrá haciendo reaccionar 0,6 g de magnesio con 50 ml. de disolución 1,5 M de ácido clorhídrico. (0,623 l)

Reacciones de sustitución:

11. Una forma de obtener hierro puro a partir de óxido de hierro (III) es hacer reaccionar este óxido con aluminio, obteniéndose hierro y óxido de aluminio. Calcular :

- Masa de aluminio necesaria para transformar completamente 150 g de óxido de hierro (III). (50,69 g)
- Cantidad de hierro obtenida. (105,06 g)
- Cantidad de óxido de aluminio que se produce. (95,676 g)

Reacciones de síntesis (formación de compuestos a partir de sustancias simples):

12. Han reaccionado completamente 6,54 g de cinc con HCl diluido, dando ZnCl₂ e hidrógeno.

- Calcular la cantidad de ZnCl₂ obtenido en la reacción. (13,64 g)
- ¿Qué volumen de hidrógeno podrá ser obtenido a 17 °C y 1 atm? (2,38 l)

13. En una atmósfera de cloro, un alambre de hierro puro de 0,558 g se ha transformado en cloruro de hierro (III).

- ¿Cuántos moles de cloro han reaccionado? ¿Qué volumen, en c.n., de cloro ha reaccionado?
- ¿Cuántos gramos de cloruro de hierro(III) se han formado? (a: 0,015 mol., 0,336 l. ; b: 1,623 g)

14. Algunos tipos de cerillas emplean trisulfuro de tetrafósforo como material inflamable para la cabeza de la cerilla. Este compuesto se obtiene calentando azufre y fósforo, haciéndolos reaccionar. Sabiendo que hacemos reaccionar 25 g de fósforo y 15 g de azufre, calcular qué masa de trisulfuro de tetrafósforo podrá obtenerse. (34,36 g)

Reacciones de descomposición:

15. Calentando clorato de potasio se obtiene oxígeno y cloruro de potasio.

- ¿Cuántos gramos de clorato de potasio son necesarios para obtener 2 litros de O₂ en c.n.? (7,3 g)
- ¿Cuántos moles de KCl han resultado? ¿y cuántos gramos? (0,06 moles)

Otras cuestiones sobre reacciones:

16. Al reaccionar cloruro de amonio con óxido de calcio, se produce amoníaco, cloruro de calcio y agua. Si reaccionan 20 g de cloruro de amonio, calcular:

- Volumen de amoníaco obtenido en c.n. (8,37 l)
- Cantidad de óxido de calcio necesario, si su pureza en el frasco de laboratorio es del 80%. (13,08 g)

17. La fosfina (PH₃) es un gas venenoso (fue muy usado en la Primera Guerra Mundial en las trincheras). Se produce mediante la reacción de fosfuro de sodio con agua, produciéndose fosfina e hidróxido de sodio.

- ¿Qué cantidad de fosfina se obtendrá al juntar 150 g de fosfuro de sodio con 250 ml de agua?
- ¿Cuántos g de Na₃P serán necesarios para producir 2L de PH₃ 100 °C y 800 mmHg? (a) 51g; b) 0,068 mol)

18. El amoníaco puede obtenerse calentando cloruro de amonio con hidróxido sódico, produciéndose, además de amoníaco, cloruro sódico y agua.

- ¿Cuántos g de NH₄Cl necesitamos para obtener 3 litros de amoníaco medidos a 25 °C y 1 atm? (6,57 g)
- ¿Cuánto cloruro sódico se obtendrá? (7,19 g)

OTROS PROBLEMAS

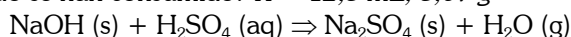
19. Ajusta las siguientes reacciones químicas:

- | | |
|---|---|
| a) Al ₂ O ₃ (s) + HNO ₃ (aq) ⇒ Al(NO ₃) ₃ (aq) + H ₂ O (l) | b) Cl ₂ O ₇ (g) + H ₂ O (l) ⇒ HClO ₄ (aq) |
| c) KClO ₃ (s) ⇒ KCl (s) + O ₂ (g) | d) MnO ₂ (s) + HCl (aq) ⇒ MnCl ₂ (aq) + Cl ₂ (g) + H ₂ O (l) |
| e) Pb(NO ₃) ₂ (s) ⇒ PbO (s) + NO ₂ (g) + O ₂ (g) | f) H ₂ SO ₄ (aq) + Al(OH) ₃ (s) ⇒ Al ₂ (SO ₄) ₃ (s) + H ₂ O (l) |
| g) Pb (s) + AgNO ₃ (s) ⇒ Pb(NO ₃) ₂ (s) + Ag (s) | |

20. ¿Qué volumen de disolución de ácido sulfúrico 1,4M se necesita para reaccionar completamente con 100g de Al?. Si la reacción transcurre a 25°C y 700 mmHg ¿Qué volumen de hidrógeno se obtiene?.

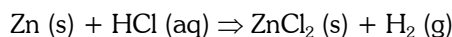
[R = 3,96 L (disolución); 147,7L (H₂)] $Al (s) + H_2SO_4 (aq) \Rightarrow Al_2(SO_4)_3 (s) + H_2 (g)$

21. ¿Qué volumen de ácido sulfúrico 2,5M se necesita para reaccionar completamente con 2,5 g de hidróxido de sodio? ¿Cuántos gramos de ácido se han consumido? R = 12,5 mL; 3,07 g



- 22.**-¿Cuántos litros de hidrógeno en C.N.(1 mol = 22,4 L) se obtienen al reaccionar 500g de Zn con 500 mL de ácido clorhídrico 3,78M? ($R = 21,2 L$) $Zn (s) + HCl (aq) \Rightarrow ZnCl_2 (s) + H_2 (g)$
- 23.**-¿Qué volumen de disolución de ácido sulfúrico 1,5M se necesita para liberar 185 L de gas hidrógeno en C.N. cuando se trata con exceso de cinc? ($R = 5,51 L$) $Zn (s) + H_2SO_4 (aq) \Rightarrow ZnSO_4 (s) + H_2 (g)$
- 24.**-¿Cuántos gramos de hierro hay que hacer reaccionar con suficiente ácido clorhídrico para obtener 3L de hidrógeno medidos a 17°C y 700 mmHg? ($R = 6,81 g$) $Fe (s) + HCl (aq) \Rightarrow FeCl_2 (s) + H_2 (g)$
- 25.**-La combustión del butano, C_4H_{10} , tiene lugar según la reacción: $C_4H_{10} (g) + O_2 (g) \Rightarrow CO_2 (g) + H_2O (g)$
 a)¿Cuántos gramos de oxígeno son necesarios para quemar 11,62 g de butano? ($R = 41,67 g$)
 b)¿Cuántos moles de CO_2 y H_2O se producen en la combustión de 11,6 g de C_4H_{10} ? ($0,8 mol CO_2$ y $1 mol H_2O$)
- 26.**-Se tratan 3,18g de Cu con HNO_3 diluido según la reacción: $Cu(s) + HNO_3(aq) \Rightarrow Cu(NO_3)_2(s) + NO(g) + H_2O(l)$
 a)¿Cuántos gramos de $Cu(NO_3)_2$ se producen? $R = 9,39g$
 b)¿Cuántos gramos de NO se producen? $R = 1 g$
- 27.**-El cloro se obtiene según la reacción: $HCl (aq) + MnO_2 (s) \Rightarrow MnCl_2 (s) + H_2O (l) + Cl_2 (g)$
 a)Calcular la cantidad de reactivos necesarios para obtener 10L de Cl_2 a 710 mmHg y 25°C.
 $R = 55,5 g HCl; 33,1g MnO_2$
 b)El volumen de ácido clorhídrico 0,5M que habrá que usar. $R = 3L$
- 28.**-Una muestra de 2,890g de estaño puro reacciona con gas fluor hasta alcanzar el producto obtenido un peso constante de 4,720g. Determinar: $Sn (s) + F_2 (g) \Rightarrow SnF_4 (s)$
 a)Volumen de flúor, en C.N. que ha reaccionado. $R = 1,08 L$
 b)Con los datos del problema, obtener la composición centesimal del compuesto. $R = 61,23\% Sn, 38,77\% F$
- 29.**-¿Qué masa de cloruro de plomo (II) se puede obtener a partir de una mezcla de reacción que contiene 20g de cloruro de plomo(IV) y 45g de fluoruro de plomo (II)? ($R = 32,1 g$) $PbF_2 + PbCl_4 \Rightarrow PbF_4 + PbCl_2$
- 30.**-Se hace reaccionar 200g de caliza ($CaCO_3$), del 60% de pureza o riqueza en carbonato de calcio, con una disolución de ácido clorhídrico del 30% (p/p) y densidad 1,15 g/mL; los productos de la reacción son dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua, la reacción transcurre a 740 mmHg y 17°C:
 a)Calcular la masa de cloruro de calcio obtenido. $R = 133,2g$
 b)Calcular el volumen de dióxido de carbono obtenido. $R = 29,4 L$
 c)Volumen de disolución consumido en la reacción. $R = 0,255L$
- 31.**-¿Cuántos litros de aire (20% en volumen de O_2) se necesita para quemar 10 L de propano? (suponer todos los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura) ($R = 250L$) $C_3H_8 (g) + O_2 (g) \Rightarrow CO_2 (g) + H_2O (g)$
- 32.**-La blenda es un mineral de sulfuro de cinc. Calcular la cantidad de blenda, con una riqueza del 67,6% en sulfuro de cinc, necesaria para obtener 1000 Kg de ácido sulfúrico del 89,6% de riqueza, sabiendo que en la tostación del dióxido de azufre el rendimiento es de un 94%. $R = 1400 kg$
 $ZnS + O_2 \Rightarrow ZnO + SO_2$
 $SO_2 + O_2 \Rightarrow SO_3$
 $SO_3 + H_2O \Rightarrow H_2SO_4$
- 33.**-Una muestra de 50g de cinc impuro reacciona con 129mL de disolución de HCl, de densidad 1,18 g/cm³ y que contiene el 35% (P/P) de HCl puro. ¿Cuál es el % de cinc puro en la muestra (pide riqueza)? $R = 95,46\%$
- 34.**-Calcular la pureza del NaCl de una muestra de sal común, si 1,3g sal se disuelven en agua y precipita con una disolución de $AgNO_3$, obteniéndose 2,873g de $AgCl$. ($R = 90,17\%$) $NaCl + AgNO_3 \Rightarrow AgCl + NaNO_3$
- 35.**-Una muestra de 3,018g de Ni impuro reacciona con 2,8mL de ácido sulfúrico de densidad 1,8355 g/cm³ y 96%(P/P). ¿Cuál es el porcentaje de Ni metálico en la muestra?. ($R = 97,92\%$) $Ni + H_2SO_4 \Rightarrow NiSO_4 + H_2$
- 36.**-Calcular: a)El volumen de O_2 en C.N. que se necesita para quemar 25L de NH_3 según la ecuación:
 $NH_3 (g) + O_2 (g) \Rightarrow NO (g) + H_2O (g)$ $R=31,25L$
 b) El volumen de NO en condiciones normales obtenido al quemar la misma cantidad de NH_3 . $R = 25 L$

- 37.**-El ácido nítrico reacciona con Zn desprendiéndose hidrógeno en el proceso: $\text{HNO}_3 + \text{Zn} \Rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$
 a) ¿Cuántos moles de H_2 se desprenderán a partir de 200g del metal? $R = 3,06 \text{ moles}$
 b) ¿Qué volumen ocupa el gas desprendido a 1 atm y 28°C ? $R = 75,5 \text{ L}$
- 38.**-Escribir correctamente ajustada la ecuación correspondiente a la reacción que tiene lugar entre el ácido sulfúrico concentrado y el cobre para producir sulfato cúprico, anhídrido sulfuroso y agua. ¿Cuántos moles de Cu reaccionarán con 600 mL de disolución de sulfúrico 1,2M? $R = 0,36 \text{ moles de Cu}$
- 39.**-Escribir ajustada la ecuación correspondiente a la reacción: $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \Rightarrow \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 a) ¿Cuántos gramos de Na_2CO_3 reaccionaran con 450 mL de disolución de clorhídrico 0,8M? $R = 19,08 \text{ g}$
 b) ¿Qué volumen de CO_2 se forma en el reacción si se suponen C.N. se presión y temperatura? $R = 4 \text{ litros}$
- 40.**-¿Cuántos gramos de óxido férrico podrán obtenerse por oxidación completa de 5g de Hierro si el rendimiento del proceso es del 70%? ($R = 5 \text{ g}$) $\text{Fe}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \Rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$
- 41.**-En la tostación de la pirita se forma SO_2 como producto importante: $\text{FeS}_2(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \Rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g})$
 a) ¿Cuánto óxido férrico se podrá obtener a partir de 1 tonelada de pirita de hierro, sabiendo que esta tiene una riqueza del 95% y el rendimiento de la reacción es del 84%? $R = 531,6 \text{ kg}$
 b) ¿Qué volumen de SO_2 medido en C.N. se obtendrá? $R \sim 300000 \text{ litros}$
- 42.**-Por descomposición de 240g de agua: $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \Rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
 ¿Cuántos gramos de oxígeno e hidrógeno obtendremos? $R = 26,6 \text{ g H}_2; 213,3 \text{ g O}_2$
- 43.**-Por la descomposición térmica del carbonato de calcio obtenemos dióxido de carbono y óxido de calcio. ¿Calcular los gramos del óxido que obtendremos a partir de 400 g del producto inicial si el rendimiento del proceso es del 80 %? $R = 179,31 \text{ g CaO}$
- 44.**-Dada la siguiente reacción: $\text{KClO}_4(\text{s}) \Rightarrow \text{KCl}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$
 a) ¿g de cloruro de potasio obtenidos a partir de 250g del clorato de riqueza 90%? $R = 121 \text{ g}$
 b) ¿g de clorato que necesitaríamos para obtener 1000 L de oxígeno medidos en C.N, si el rendimiento sigue siendo del 90%? $R = 3,43 \text{ kg}$
- 45.**-¿Qué volumen de disolución de HCl 0,6M es necesario para conseguir reaccionar completamente con 40mL de NaOH 0,8M y, sabiendo que los productos de la reacción son el NaCl y el H_2O ? $R = 53,3 \text{ mL}$
- 46.**-En la reacción entre el ácido clorhídrico y el cadmio se producen hidrógeno y cloruro de cadmio. Si disponemos en un matraz 18g de HCl y 12g de Cd:
 a) ¿Cuánto cloruro de cadmio se formará si la reacción es total? $R = 19,56 \text{ g}$
 b) ¿Se encuentra en exceso alguno de los reactivos? $R = \text{Si el HCl}$
- 47.**-La reacción de combustión del butano es: $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \Rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ Calcular:
 a) Litros de O_2 necesarios para la combustión completa de 12kg de butano. $R = 30124 \text{ L}$
 b) Litros de anhídrido carbónico producidos. $R = 18538 \text{ L}$
 c) Gramos de agua producidos. $R = 18,6 \text{ kg}$
 (Todos los volúmenes de las sustancias en estado gaseoso los suponemos medidos en c.n. de presión y temperatura.)
- 48.**-Dada la reacción: Ac. Clorhídrico + Óxido de bario \Rightarrow cloruro de bario + agua Calcular:
 a) Volumen de disolución 2M del ácido que reaccionan completamente con 80g del óxido. $R = 521,7 \text{ mL}$
 b) g de BaCl_2 que obtendremos en la reacción a partir de las cantidades anteriores de reactivo. $R = 108,6 \text{ g}$
- 49.**-Se desea oxidar 10g de cobre a CuO empleando una corriente de oxígeno. ¿peso del óxido se obtendrá?
 Cobre + oxígeno \Rightarrow óxido cúprico ($R = 12,5 \text{ g}$)
- 50.**-Se toman 60L de oxígeno y 16L de hidrógeno, medidos en condiciones normales y se hacen reaccionar. ¿Qué peso de agua se obtiene si está en idénticas condiciones de presión y temperatura que los reactivos?
 $\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \Rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ($R = 12,8 \text{ g}$)
- 51.**-a) ¿Qué volumen de HCl 0,4M reacciona completamente con 4g de NaOH? $R = 250 \text{ mL}$
 $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \Rightarrow \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 b) ¿Cuántos mL de disolución de HCl 0,8M reaccionan exactamente con 2g Zn metálico? $R = 76,5 \text{ mL}$

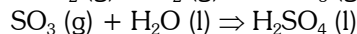
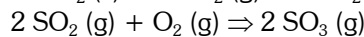
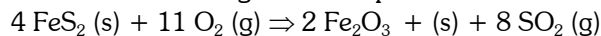


52.-Una disolución de HCl del 35,2% en peso tiene una densidad de 1,75 g/cc. Calcular:

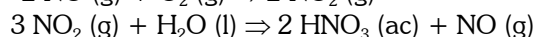
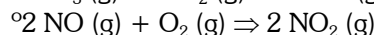
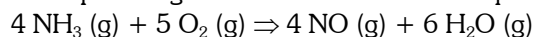
a) molaridad de la disolución. $R = 16,7M$

b) V de una disolución de Ca(OH)_2 0,1M necesaria para neutralizar exactamente 5cc de este ácido. $R=417,5mL$
 $\text{HCl (aq)} + \text{Ca(OH)}_2 \text{ (aq)} \Rightarrow \text{CaCl}_2 \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$

53.-Determina qué masa de piritita pura (FeS_2) se necesitará para la producción de 500 toneladas de ácido sulfúrico, suponiendo un rendimiento global en el proceso del 80%. $R=382,33 \text{ toneladas FeS}_2$



54.-El ácido nítrico, HNO_3 (l), se obtiene industrialmente a partir del amoníaco mediante las transformaciones representadas por la siguiente serie de ecuaciones químicas:



Determina la masa de ácido nítrico que podrá obtenerse a partir de 150 toneladas de NH_3 si el rendimiento global de los procesos es del 65%. $R=570,14 \text{ toneladas de HNO}_3$

55.-El cianuro de calcio, Ca(CN)_2 , en polvo es usado a veces por los criadores de colmenas para exterminar cualquier colmena que haya enfermado, ya que reacciona con el agua con producción de cianuro de hidrógeno, HCN (g), muy tóxico.

La ecuación química del proceso es la siguiente: $\text{Ca(CN)}_2 \text{ (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \Rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \text{ (s)} + \text{HCN (g)}$

Determina la masa de cianuro de hidrógeno que podrá obtenerse si hacemos reaccionar 25g de Ca(CN)_2 con suficiente cantidad de agua. $R = 14,67g \text{ de HCN}$

56.-El magnesio se une al azufre dando sulfuro de magnesio. Para realizar esta reacción se prepara una mezcla de reactivos que tiene una masa de 100g.

a) ¿Qué masa de magnesio y azufre debemos tomar de modo que estén en la proporción estequiométrica?

$$R = 56,84g \text{ de S}; 43,16 g \text{ de Mg}$$

b) ¿Qué masa de sulfuro de magnesio se obtendrá? $R = 100 g \text{ MgS}$

57.-En la fabricación de la pólvora se utilizan: nitrato de potasio, carbono y azufre. La pólvora arde según la siguiente ecuación química:

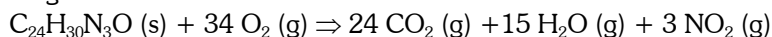


Si disponemos de 120g de nitrato de potasio, calcula:

a) La masa de azufre y de carbono necesaria. $R = 11,39 g \text{ de S}; 11,39 g \text{ de C}$

b) El volumen total de gases obtenidos medido a 100°C y 1,5 atm. $R = 26,62 L \text{ en total}$

58.-En el laboratorio químico de un departamento de policía analizaron una sustancia, que se sospechaba que contenía PAX (un calmante ilegal de fórmula $\text{C}_{24}\text{H}_{30}\text{N}_3\text{O}$). Al quemar el compuesto la ecuación química del proceso es la siguiente:



Se quemó una muestra de 20g. Si se trataba de PAX, ¿qué volumen de CO_2 , medido en condiciones normales, debía recogerse? $R = 28,60 L \text{ de CO}_2$

59.-Uno de los componentes principales de la gasolina es el octano, C_8H_{18} (l). Cuando este hidrocarburo se quema completamente en el aire, forma dióxido de carbono y vapor de agua. El depósito de gasolina de un automóvil tiene una capacidad aproximada de unos 60L y la densidad del octano es de 0,70 g/mL. ¿Qué volumen de aire, que contiene un 21% de oxígeno en volumen, se necesitará, a 765 mmHg y 25°C, para quemar completamente el contenido del depósito de gasolina? Supón que la gasolina está formada únicamente por octano.

$$R = 5,32 \times 10^5 \text{ litros de aire.}$$