



Secretaría de Educación de Medellín
Institución Educativa Fe y Alegría Aures
“Educar para la vida con dulzura y firmeza”
Guía de trabajo en casa
2021



Área: Ciencias Naturales y Educación Ambiental	Asignatura: Química	Grado: 8°	Intensidad Horaria: 1h/semana
Profesor: Edilberto Rodas Cardona	Año: 2021	Periodo: 3	Semanas: 01 a 10
Entorno: Químico	Procesos químicos: mezclas y reacciones químicas.		

Fecha

Tercer periodo académico, según se programa institucionalmente (entregar hasta la quinta semana).

Contenidos de Aprendizaje (Temas)

- ¿Qué es la materia y cuáles son sus leyes?
- Mezclas homogéneas
- Mezclas heterogéneas.
- ¿Qué son y cuáles son las diferentes clases de reacciones químicas?
- Combustión.
- Oxidación.
- Fermentación.

Indicador de logro

- Verifica las diferencias entre cambios químicos y mezclas.
- Comprende qué es la materia y cuáles son sus leyes.
- Identifica qué son mezclas homogéneas y mezclas heterogéneas.
- Diferencia las clases de reacciones químicas.
- Compara semejanzas y diferencias entre las reacciones de combustión, oxidación y fermentación.
- Analiza si la información que ha obtenido es suficiente para contestar sus preguntas o sustentar sus explicaciones.
- Cumple con las consultas y/o tareas asignadas.

Actividades y Recursos

Para realizar sus productos académicos, como los **contenidos temáticos (talleres)**, los diferentes **tipos de preguntas**, sus preguntas de **investigación**, **exposiciones** y ampliar la información sobre los contenidos temáticos, los estudiantes deben **usar la biblioteca que tengan disponible**, sus **textos y computador si lo tienen**, las explicaciones y orientaciones del docente en clases virtuales, los **correos** que el profesor envía con la información necesaria para que resuelvan sus trabajos, los encuentros en Hangouts, Meet y Zoom, más la **plataforma Moodle**.

Los registros de los contenidos, las preguntas y los avances del proyecto de investigación se elaboran a **mano** y en el **cuaderno de Química**, pues **leer y escribir** le permite disfrutar de sus propios logros y aprender de sus equivocaciones. Se pretende, además, orientar hacia el uso adecuado del vocabulario tanto en la expresión oral como en la escrita, por este motivo escribir o hablar con coherencia permite una mejor comunicación, pues se evitan repeticiones mecánicas que no permiten comprender, interpretar, valorar, crear ni enjuiciar los conocimientos.

Recuerde elaborar y presentar mínimo 20 preguntas con Tipo I, IV, y abiertas, como ya se le ha enseñado a hacerlas (ver metodología) y continuar con su **proyecto de investigación en su hogar**.

Lea con atención el documento, y consulte para ampliar los aspectos, ejemplos e ilustraciones que no estén contenidas aquí. Recuerde consignar los conceptos con las ilustraciones (lámina, dibujo, diagrama, esquema, fotografía o fotocopia) con su respectivo pie de foto, es decir, explicando que quiere representar con dicha ilustración.

Naturaleza y Transformaciones de la Materia.

1. Sustancias Puras y Mezclas. Mezclas Homogéneas y Heterogéneas.

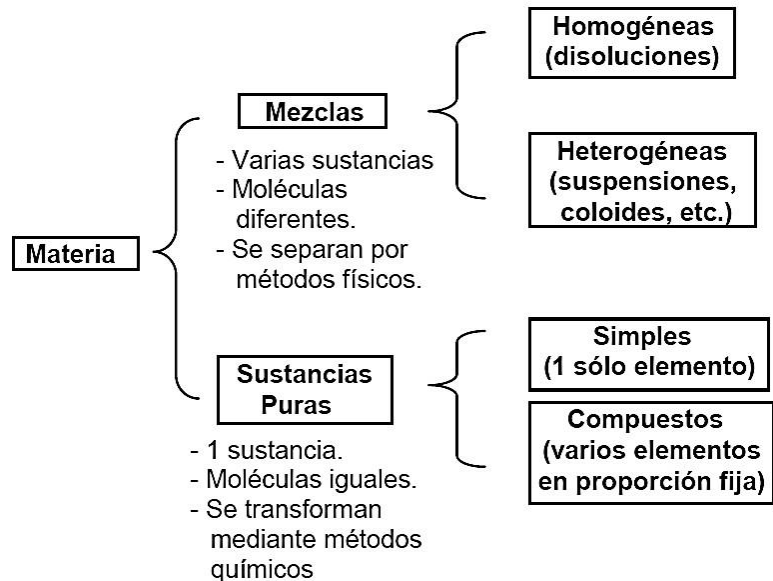
Todo el universo, desde las estrellas hasta la mota de polvo más pequeña, está constituido por materia. La materia se puede clasificar en:

Sustancia Puras

Una **sustancia pura** es aquella cuya composición y propiedades características (densidad, T.F, T.E.) son fijas. Las moléculas (o entidades elementales) que la componen son todas iguales entre sí. Podemos distinguir dos tipos de sustancias puras:

Sustancia simple (elemento):

Es una sustancia pura que no puede descomponerse en otras sustancias puras más sencillas mediante procedimientos físicos o químicos. Todos sus átomos son del mismo elemento químico.



Sustancia compuesta (compuesto): Es una sustancia pura que está constituida por átomos de dos o más elementos combinados en proporciones fijas. Los compuestos se pueden descomponer mediante procedimientos químicos en los elementos que los constituyen.

Mezclas

La unión de dos o más sustancias puras en proporciones variables e incluso en diferentes estados de agregación da lugar a una **mezcla**. En una mezcla, seguimos teniendo varias sustancias. Las propiedades de la mezcla no son fijas, sino que pueden variar según la cantidad de cada sustancia, e incluso pueden variar de un punto a otro de la mezcla. Hay dos tipos de mezclas:

Mezcla homogénea es aquella en la que **no** podemos distinguir a simple vista los componentes de esta.

Mezcla heterogénea es aquella en la que **sí** podemos distinguir a simple vista los componentes de esta.

2. Transformaciones Físicas y Químicas. Reacciones Químicas. Reactivos y Productos.

2.1 Cambios físicos y químicos

A la materia, esté formada por una sustancia pura o por una mezcla, se la puede someter a dos tipos de cambios:

Cambios físicos: en los cuales la naturaleza de las sustancias no se ve alterada en cuanto a su composición.

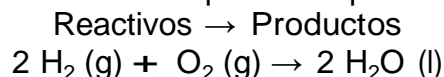
Como ejemplo podemos poner todos los métodos de separación de mezclas homogéneas (destilación, cristalización, etc.) y heterogéneas (filtración, decantación, etc.) en los cuales lo que obtenemos son las mismas sustancias que teníamos inicialmente, con sus mismas propiedades, pero separadas.

Otros ejemplos son los procesos de cambio de estado (fusión, ebullición, etc.) de sustancias puras. El agua pasa a estado líquido a 0°C en unas determinadas condiciones de presión, pero ya sea en estado líquido o sólido sigue siendo H₂O, es decir, no se ha alterado su composición.

Cambios químicos: las sustancias de partida son diferentes de las que se obtienen al final del cambio, es lo que conocemos como un proceso reactivo, es decir, una **reacción química**. Las propiedades de las sustancias iniciales y finales del proceso reactivo son diferentes, siendo también diferente su composición (su fórmula química).

2.2. La ecuación química.

Llamamos ecuación química a la manera que tenemos de representar un proceso químico. En ella los **reactivos** (sustancias iniciales del proceso reactivo) y los **productos** (sustancias finales del proceso reactivo) los vamos a representar por sus fórmulas químicas.



Los números que aparecen delante de cada compuesto se denominan coeficientes, e indican el número de moléculas (y de moles) de la sustancia que intervienen en la reacción. La reacción del ejemplo se leería así: "Por cada 2 moles de H_2 reacciona 1 mol de O_2 y se forman 2 moles de H_2O ".

Ajuste de una reacción química:

Recordemos que, en una reacción química, los átomos no desaparecen, ni cambian. Simplemente se separan y se unen de forma diferente. Por lo tanto, el número de átomos de cada elemento debe ser el mismo en los reactivos y en los productos.

Ajustar una reacción química consiste en colocar delante de cada fórmula los coeficientes adecuados para que el número de átomos de cada elemento sea el mismo a la derecha y a la izquierda de la flecha. La forma más sencilla es por tanteo, comenzando por uno de los elementos (normalmente por un metal, o por el C si hay compuestos orgánicos) y continuar por los demás (normalmente el O se deja para el final).

¡**Ojo!** Presta atención a estas advertencias:

- Recuerda que el coeficiente multiplica a los elementos de toda la fórmula ($2 \text{H}_2\text{O}$ significa 4 átomos de H y 2 átomos de O)
- NO pueden cambiarse las fórmulas (ej, poner H_3O en lugar de H_2O porque nos convenga).
- NO pueden colocarse coeficientes en medio de una fórmula ($\text{H}_2 2\text{O}$). Sería algo como lo anterior.

Para que una ecuación sea cuantitativamente correcta, debe estar ajustada. Es decir, cada lado de la ecuación debe tener el mismo número de átomos de cada elemento. Este debe ser obligatoriamente el primer paso cuando trabajemos con una reacción química.

Vamos a representar en este cuadro los símbolos más utilizados en las ecuaciones químicas:

Símbolo	Explicación
+	Se indica para separar dos reactivos (A reacciona con B) o dos productos (se obtienen C y D)
→	Se usa para separar los reactivos de los productos.
↔	Se usa en lugar de → en el caso de que el proceso sea reversible (se dé en los dos sentidos).
(s)	Designa a un reactivo o producto que se encuentra en estado sólido. Se coloca detrás de la fórmula.

↓		Símbolo alternativo a (s), cuando la reacción se da en disolución. Indica que la sustancia obtenida es un precipitado, es decir, se encuentra en estado sólido. Se coloca detrás de la fórmula.
(l)		Designa un reactivo o producto en estado líquido. Se coloca detrás de la fórmula.
(aq) o (ac)		Indica que la sustancia se encuentra en disolución acuosa (por lo tanto, no está pura)
(g)		Designa a un reactivo o producto que se encuentra en estado gaseoso. Se coloca detrás de la fórmula.
↑		Símbolo alternativo a (g), cuando la reacción se da en disolución. Indica que la sustancia obtenida es un gas, que se desprende en forma de burbujas. Se coloca detrás de la fórmula.
Δ →	calor →	Indica que en el transcurso de la reacción se absorbe energía en forma de calor para que el proceso pueda tener lugar.
Pt →		Una fórmula de un compuesto o el símbolo de un elemento sobre la flecha indica el uso de un catalizador, que aumenta la velocidad de la reacción. En este caso es el platino.

Ejercicio 2.1.1 Ajusta las siguientes reacciones químicas:

- | | |
|--|--|
| a) $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{Br}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{HBr} (\text{g})$ | d) $\text{C}_4\text{H}_{10} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ |
| b) $\text{CO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g})$ | e) $\text{Fe} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s})$ |
| c) $\text{CH}_4 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ | f) $\text{Al} (\text{s}) + \text{HCl} (\text{ac}) \rightarrow \text{AlCl}_3 (\text{ac}) + \text{H}_2 (\uparrow)$ |

3. Masa Atómica. Masa Molecular. Concepto de Mol, Masa atómica (Mat) de un elemento: Masa promedio de los átomos del elemento. Se calcula a partir de la masa de los diferentes isótopos.

Unidad de medida: Unidad de masa atómica (u). Para definirla se toma un átomo como referencia. Actualmente la referencia es el carbono-12.

$$1 \text{ u} = 1/12 \text{ masa de un átomo de C-12} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} (= 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg})$$

Masa molecular de un compuesto (Mm): Masa (en u) correspondiente a una molécula (o entidad elemental) del compuesto. Se calcula a partir de la fórmula química, sumando las masas de todos los átomos que aparecen en ella.

Ejemplo: para el agua, H_2O : $\text{Mm}(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18$

para el hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$: $\text{Mm}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 40 + 2 \cdot (16+1) = 74$

Concepto de mol.

La definición técnica de mol es: El mol se define a partir del concepto de unidad de masa atómica, y se toma el mismo elemento como referencia. Así: *El mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg (12g) de carbono-12.*

En los laboratorios o en la industria no se trabaja con átomos o moléculas aisladas, sino con cantidades de sustancia que contienen un número muy elevado de átomos o moléculas. Para comparar cantidades de átomos y moléculas, los científicos emplean una magnitud específica: **la cantidad de sustancia, n**, así como una unidad: **el mol**, que contiene un gran número de átomos o moléculas.

El mol es la cantidad de sustancia que contiene $6,022 \times 10^{23}$ entidades elementales.

Las entidades elementales deben especificarse siempre, ya que puede tratarse de átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas o grupos específicos de éstas.

El número $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ se denomina número de Avogadro, en honor del científico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856), quien propuso en 1811 la existencia de las moléculas. Fue calculado por primera vez por el austriaco Joseph Lodschmidt, en 1856. En la segunda mitad del s. XIX y principios de s XX, la contribución de varios científicos (Einstein, entre otros), llevó hasta el valor actual de una de las constantes más importantes en Química.

¿Por qué un mol tiene concretamente $6,022 \times 10^{23}$ moléculas, y no otro número? Lo descubriremos con este ejercicio:

Ejercicio 3.1. Calcula la masa de un mol de agua (H_2O), y de un mol de amoníaco (NH_3), a partir de sus masas moleculares y los valores de u y de N_A . ¿Qué consecuencia extraes?

Ejercicio 3.2. ¿Cuántas moléculas hay en 0,5 moles de moléculas de oxígeno?

Ejercicio 3.3. ¿Cuántos átomos hay en 15 moles de átomos de cinc?

Ejercicio 3.4 a) ¿Qué cantidad de sustancia, en mol, hay en $6,022 \times 10^{23}$ átomos de oro?

b) ¿Y en $6,022 \times 10^{23}$ átomos de cobre?

Es evidente que en el laboratorio nosotros trabajamos con masa y no nos dedicamos a contar moléculas o átomos, tenemos que buscar por tanto una relación entre la masa y la cantidad de sustancia, esta relación es la **masa molar**:

La masa molar es la masa de un mol de átomos, moléculas, iones, partículas, etcétera. Se representa con el símbolo M_m y se expresa en kg/mol o en g/mol.

Cuando la masa molar se expresa en g/mol, su **valor numérico** coincide con la masa atómica relativa ($M_{atómica}$) si se trata de un elemento químico, y con la masa molecular relativa ($M_{molecular}$), si se trata de moléculas.

Ejemplos: 1 mol Na = 23 g Na = $6,022 \times 10^{23}$ átomos de Na

1 mol HCl = 35,45g HCl = $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de HCl

A partir de la definición de masa molar podemos obtener una expresión para obtener los moles de una sustancia pura a partir de la masa:

$$\text{Cantidad de sustancia} = \frac{\text{Masa en gramos}}{\text{Masa molar}} \quad n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M_m \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}$$

1 mol de una sustancia = $M_{atómica}$ o $M_{molecular}$ (gramos) = N_A partículas de dicha sustancia

Esta relación que acabamos de escribir nos va a acompañar en todos los cálculos que a partir de ahora haremos con las reacciones químicas.

Ejercicio 3.5 ¿Cuál es la masa molar del carbonato de calcio, $CaCO_3$?

Ejercicio 3.6 ¿Qué cantidad de nitrógeno gaseoso, N_2 , en mol, hay en 28g de esta sustancia? ¿Y cuántas moléculas? ¿Y cuántos átomos?

Ejercicio 3.7 ¿Qué cantidad de dióxido de azufre, SO_2 , en mol, hay en 32 g de esta sustancia? ¿Y cuántas moléculas?

¿Cuántos átomos de azufre y de oxígeno hay en esa cantidad?

Ejercicio 3.8 ¿Cuál es la masa de 3 moles de cloruro de hidrógeno, HCl?

Ejercicio 3.9 Un frasco contiene 100g de carbonato de calcio; calcula la cantidad de esta sustancia, en mol.

Molaridad de una disolución (M). La molaridad es una forma de expresar la concentración de las disoluciones que implica el concepto de mol. Por definición es el cociente entre los moles de soluto y el volumen en litros de la disolución:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Moles soluto}}{\text{Volumen disolución (L)}} \quad M \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right) = \frac{n (\text{mol})}{V (\text{L})}$$

Afirmar que la concentración de ácido sulfúrico es de 2 M (2 molar) equivale a decir que, en 1 L de disolución hay disueltos 2 moles de ácido sulfúrico.

Ejercicio 3.10 Calcula la concentración de una disolución que se ha preparado disolviendo 80g de NaOH en agua hasta obtener 2 L de disolución.

4. Leyes de las Reacciones Químicas (Ponderales y Volumétricas). Estequiometría.

Las **leyes ponderales** relacionan las cantidades de materia de las sustancias que intervienen en una reacción química, mientras que las **leyes volumétricas** establecen la relación que existe entre los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción química.

4.1. Leyes Ponderales.

Ley de Lavoisier. Entre 1770 y 1774, el francés Antoine de Lavoisier incorporó el uso de la balanza de precisión a la medida de las sustancias que intervenían en una reacción química, incluidos los gases, para lo que usó recipientes cerrados. Los resultados de las experiencias de combustión y las de calcinación de metales, como estaño y mercurio, llevaron a Lavoisier a enunciar la ley de conservación de la masa:



“En toda reacción química, la masa total permanece constante. La suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos”

Ley de Proust (ley de las proporciones definidas). El francés Joseph Louis Proust demostró en 1799 que cualquiera que fuera la manera en que se obtuviera un compuesto, la proporción en la que se encontraban las masas de los diferentes elementos que contenía era siempre la misma.



“Cuando dos o más elementos se combinan para formar el mismo compuesto, lo hacen siempre en una proporción de masa definida y constante”

Por ejemplo, en el óxido ferroso, la proporción siempre es: 56 g de hierro por cada 16 g O.

En el óxido férrico, la proporción es distinta: 112 g Fe por cada 48 g O (o 56 g Fe por cada 24 g O).

Composición centesimal de un compuesto:

A partir de la ley de Proust, podemos expresar la composición de un compuesto indicando el porcentaje de la masa molar que corresponde a cada elemento. Por ejemplo, para el agua, H₂O: Masa molar: 18 g

$$\% O = 16g/18g * 100 = 88,89\% O$$

$$\% H = 2g/18 g * 100 = 11,11\% H$$

Ejercicio 4.1.1 El bromo y el potasio se combinan para dar bromuro de potasio (KBr) siendo las masas de cada elemento 79,9g de Br y 39,1g de K. Calcula la relación de masas (ley de Proust) en %.

Ejercicio 4.1.2 El cloro y el sodio se combinan para dar cloruro de sodio (NaCl) siendo las masas de cada elemento 71g de cloro con 46g de sodio. Calcula la relación de masas (ley de Proust) en %.

Ejercicio 4.1.3 El azufre y el hierro se combinan para dar sulfuro ferroso (FeS) en una proporción de 56g de Fe y 32g de S. Calcula:

- ¿Qué cantidad de azufre reacciona exactamente con 14g de hierro?
- ¿Qué cantidad de hierro reacciona exactamente con 4 g de azufre?
- ¿Qué sucede si hacemos reaccionar 20g de hierro con 9g de azufre?

Ejercicio 4.1.4 Calcula la composición centesimal de las siguientes sustancias:

- butano (C₄H₁₀)
- etanol (C₂H₆O)
- Ca(OH)₂

4.2. Leyes Volumétricas.

Ley de Gay-Lussac para los volúmenes de los gases (ley de los volúmenes de combinación). En 1808 Gay-Lussac hizo reaccionar hidrógeno y oxígeno gaseosos y obtuvo vapor de agua. Comprobando que:

2 volúmenes de hidrógeno + 1 volumen de oxígeno → 2 volúmenes de vapor de agua

También comprobó que:

1 volumen de cloro + 1 volumen de hidrógeno → 2 volúmenes de cloruro de hidrógeno

A partir de estos y otros experimentos dedujo la siguiente ley:

“Cuando los gases se combinan entre sí para formar nuevos compuestos gaseosos, sus volúmenes respectivos guardan una proporción de números enteros y sencillos, siempre que estén medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura”

Justificación de la ley de Gay-Lussac: **Hipótesis de Avogadro**. En 1811, el científico italiano Amedeo Avogadro presentó una hipótesis, conocida en la actualidad como ley de Avogadro, que trataba de explicar la relación sencilla que existe entre los volúmenes de los gases que reaccionan para formar un compuesto. Para ello, plantea la idea de que, en los gases, las entidades elementales son grupos de átomos, a los que denomina **moléculas**:



“Volúmenes iguales de gases diferentes sometidos a las mismas condiciones de presión y temperatura contienen un número idéntico de moléculas”

De acuerdo con la ley de Avogadro, un mol de cualquier gas ocupa el mismo volumen que un mol de cualquier otro gas cuando los volúmenes se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura.

El **volumen molar** es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas en unas determinadas condiciones de presión y temperatura. Tras numerosas experiencias se ha encontrado que, en las denominadas condiciones normales (P = 1 atm, T = 0 °C

= 273 K), el volumen molar de todos los gases es de 22,4 L y contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas (átomos, moléculas o iones).

1 mol de gas en c.n. = 22,4 L gas = $6,022 \times 10^{23}$ partículas del gas

Ejercicio 4.2.1 ¿Qué volumen ocupan 80g de trióxido de azufre, SO_3 , a 1 atm de presión y 0°C ?

Ejercicio 4.2.2 ¿Qué volumen ocupan 2 moles de HCl a 1atm y 0°C ?

Ejercicio 4.2.3 ¿Cuántas moléculas de Cl_2 hay en 11,2 L de este gas a 1atm y 0°C ?

4.3. Estequiometría.

La estequiometría de las reacciones químicas estudia las proporciones en las que se combinan las sustancias en una reacción. Para ello es necesario partir de la ecuación química ajustada. Los números que colocamos delante de las sustancias se denominan coeficientes estequiométricos y con ellos conseguimos que se cumpla la ley de Lavoisier.

La ecuación química se puede leer en moléculas o en moles, como ya hemos visto, con lo cual a partir de ahí podemos hacer cualquier cálculo que queramos. Pasos a seguir:

1. Escribir y Ajustar la ecuación química.
2. Pasar los datos a moles.
3. A partir de los moles establecer las correspondientes relaciones estequiométricas.
4. Una vez obtenidos los moles de los productos o reactivos, calcular lo que el problema nos pida (moles, gramos, moléculas, etc.).

Ejercicio 4.3.1 El ácido clorhídrico reacciona con el cinc produciendo cloruro de cinc e hidrógeno gaseoso. Calcula:

- a) Qué masa de cloruro de cinc obtendremos al reaccionar completamente 50 g de cinc.
- b) Qué volumen de hidrógeno obtendremos, medido en c.n.
- c) Qué volumen de disolución 2 M de ácido clorhídrico será necesario para que reaccionen completamente los 50 g de cinc.

Ejercicio 4.3.2 El hierro se oxida al aire libre formándose óxido férrico, de color pardo rojizo, que se desmenuza con facilidad. Observamos que de un trozo de hierro se han producido 2,5 g de óxido férrico. Calcula:

- a) Masa de hierro que se ha oxidado
- b) Volumen de oxígeno en c.n. que ha reaccionado.

Ejercicio 4.3.3 A partir de la siguiente ecuación química $\text{NaOH (ac)} + \text{HCl (ac)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{NaCl (s)}$. Calcular los gramos de NaCl que se obtendrán si hacemos reaccionar 500 mL de una disolución 5M de NaOH con suficiente HCl.

Ejercicio 4.3.4 En la combustión del metano, se producen dióxido de carbono y vapor de agua. Calcula:

- a) Masa de metano que se quema si obtenemos 3 L de dióxido de carbono, en c.n.
- b) N° de moles de agua que se obtienen.

5.-Energía en los Procesos Químicos. Reacciones Endotérmicas y Exotérmicas.

En el transcurso de una reacción química se desprende o se absorbe energía, generalmente en forma de calor, luz o electricidad. La cantidad de energía que se desprende o se absorbe en una reacción química recibe el nombre de **calor de reacción**. Según si en el proceso global de reacción se absorbe energía o se desprende podemos clasificar las reacciones en:

Exotérmica: cuando en la reacción se desprende energía.

Endotérmica: cuando en la reacción se absorbe energía.

Si la reacción es **exotérmica**, por convenio la energía se considera negativa y si es **endotérmica** por convenio la energía se considera positiva.

$\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ calor de reacción = - 241,8 kJ/mol (reacción exotérmica)
 $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ calor de reacción = + 178 kJ/mol (reacción endotérmica). Las ecuaciones químicas así expresadas reciben el nombre de **ecuaciones termoquímicas**.

5.1.-Reacciones Exotérmicas.

En una reacción exotérmica el balance energético global nos indica que se produce un desprendimiento de energía, es decir, la energía de los productos es inferior a la energía de los reactivos:

$$(E_{\text{productos}} < E_{\text{reactivos}}).$$

Este hecho, que es cierto, no impide que tanto en un proceso exotérmico como endotérmico necesitemos aportar inicialmente energía para romper los enlaces de los reactivos y a partir de ahí que se puedan formar los enlaces de los productos. A la energía mínima necesaria para poder romper algunos enlaces de los reactivos y para que la reacción pueda comenzar recibe el nombre de energía de activación (E_a).

En una reacción endotérmica el balance energético global nos indica que se produce una absorción de energía, es decir, la energía de los productos es mayor que la energía de los reactivos:

$$(E_{\text{productos}} > E_{\text{reactivos}}).$$

También para las reacciones endotérmicas es necesario aportar inicialmente energía para romper los enlaces de los reactivos. Es decir, también es necesaria la energía de activación (E_a).

5.2.-Reacciones Endotérmicas.

En una reacción endotérmica el balance energético global nos indica que se produce una absorción de energía, es decir, la energía de los productos es mayor que la energía de los reactivos:

$$(E_{\text{productos}} > E_{\text{reactivos}}).$$

También para las reacciones endotérmicas es necesario aportar inicialmente energía para romper los enlaces de los reactivos. Es decir, también es necesaria la energía de activación (E_a).

Ejercicio 5.2.1 Clasifica las siguientes reacciones químicas en exotérmicas o endotérmicas:

- a) $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$ calor de reacción = - 91,96kJ
- b) $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{g})$ calor de reacción = + 180,57kJ
- c) $\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g})$ calor de reacción = - 296,78kJ
- d) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HBr}(\text{g})$ calor de reacción = + 71,06kJ

6.- Velocidad de Reacción: Factores que influyen.

Algunas reacciones químicas transcurren de forma muy rápida, como la del cinc con el ácido clorhídrico diluido: $\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$

Otras, por el contrario, se producen más lentamente, como la que tiene lugar entre el hidrógeno y el oxígeno para dar agua (el hidrógeno y el oxígeno pueden pasar años en un recipiente juntos sin que se produzca reacción alguna entre ambos).

Es muy importante conocer cuál es la velocidad de un proceso químico, así como los factores que influyen en él para poder, en la medida de lo posible, modificar la rapidez de los mismos.

“La **velocidad de reacción** es la cantidad de sustancia formada o transformada en la unidad de tiempo”

Ejercicio 6.1 Si echamos unos trozos de mármol (carbonato de calcio) en un matraz que contenga una disolución de HCl, se produce la reacción:



El dióxido de carbono que se forma es un gas, de modo que se escapa del matraz. Por ello, a medida que ocurre la reacción, la masa del matraz disminuye, debido al CO₂ formado y que se escapa al estar en estado gaseoso. Los resultados obtenidos son:

Representa gráficamente la disminución de masa (cantidad de CO₂ (g) formado) frente al tiempo.

6.1.-Factores que Influyen en la Velocidad de Reacción.

6.1.1.-Influencia de la concentración.

Para que se produzca una reacción, las partículas de los reactivos deben colisionar entre sí. Al usar reactivos más concentrados, aumenta el número de choques entre las moléculas de los reactivos, así que la reacción transcurre más deprisa.

“En general, las reacciones ocurren más rápidamente al aumentar la concentración de los reactivos”

6.1.2.-Temperatura.

Al aumentar la temperatura, las partículas de los reactivos tienen más energía y se mueven más deprisa, de modo que chocan entre sí más a menudo. Además, al tener más energía, los choques son más efectivos, ya que es más fácil que se rompan los enlaces viejos y se produzca la reacción.

“En general, la velocidad de una reacción aumenta al elevar la temperatura”

6.1.3.-Superficie de contacto.

Al aumentar la superficie de contacto, es mayor el número de partículas que pueden chocar para provocar el proceso de reacción y por tanto será más fácil que se produzca la misma.

“En general, las reacciones ocurren tanto más rápidamente cuanto mayor sea la superficie de contacto de los reactivos”

6.1.4.-Catalizadores.

Una forma de modificar la velocidad de una reacción química consiste en introducir en ella determinadas sustancias distintas de los reactivos y los productos. Estas sustancias, que se recuperan íntegramente tras la reacción, se denominan **catalizadores**. Estas sustancias debilitan los enlaces de los reactivos, de esta manera la **energía de activación** disminuye y por tanto el proceso transcurre con mayor facilidad y por tanto con mayor rapidez.

“En general, las reacciones ocurren tanto más rápidamente si está presente un catalizador”

Un ejemplo de catalizador de un proceso químico son las enzimas, sustancias que aceleran las reacciones que tienen lugar en los seres vivos (digestión, producción de proteínas, respiración celular...). Pero también existen unas sustancias denominadas **inhibidores** que disminuyen el proceso de reacción (también llamados por analogía “catalizadores negativos”). Los inhibidores no aumentan la energía de activación, sino que bloquean alguno de los mecanismos que permiten que la reacción tenga lugar. En algunos casos nos

puede interesar que el proceso químico se ralentice como en el caso de los conservantes en los alimentos, que constituyen un caso muy simple de inhibidores.

7. Ampliación: Algunos Tipos de Reacciones Químicas:

7.1 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. La combustión de los compuestos orgánicos más comunes (formados por los elementos C, H, O) da lugar a CO₂ y agua.

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: $2 \text{ Fe (s)} + \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Fe O (s)}$; $4 \text{ Fe (s)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow$

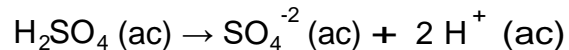
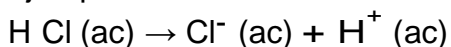
$2 \text{ Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)}$ Combustión del magnesio: $2 \text{ Mg (s)} + \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Mg O (s)}$

Combustión del butano: $2 \text{ C}_4\text{H}_{10} \text{ (g)} + 13 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 8 \text{ CO}_2 \text{ (g)} + 10 \text{ H}_2\text{O (g)}$

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

Ácidos:

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



Los ácidos son muy reactivos y atacan a los metales (formando sales) y a la materia orgánica, descomponiéndola. $2 \text{ HCl (ac)} + \text{ Zn (s)} \rightarrow \text{ Zn Cl}_2 \text{ (ac)} + \text{ H}_2 \text{ (g)}$

Tienen olor irritante, sabor agrio, y producen quemaduras si están muy concentrados.

Bases:

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



Las bases tienen tacto oleoso y sabor cáustico, y producen irritación y quemaduras si están muy concentradas.

Neutralización:

Cuando un ácido se mezcla con una base en la proporción adecuada, se produce una reacción de neutralización. La disolución resultante es neutra (ni ácida ni básica)

Ejemplo: $\text{HCl (ac)} + \text{NaOH (ac)} \rightarrow \text{NaCl (ac)} + \text{H}_2\text{O}$

Concepto de pH:

Para medir el nivel de acidez o basicidad de una disolución acuosa se usa el concepto de pH. Mide la concentración en la disolución de iones H⁺ (protones), responsables de la acidez.

Una disolución neutra tiene un pH = 7

Una disolución ácida tiene un pH < 7

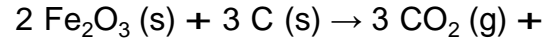
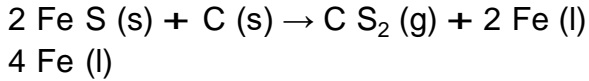
Una disolución básica tiene un pH > 7

7.3 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. $\text{A B} + \text{C} \rightarrow \text{A C} + \text{B}$

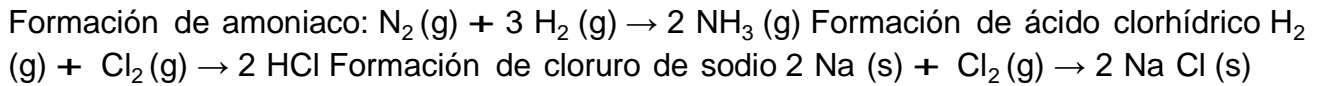
El compuesto A C es más estable (tiene menor energía) que el A B

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 pirita (sulfuro de hierro(II) Fe S), o hematites (óxido de hierro(III) Fe₂O₃), 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.



7.4 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:

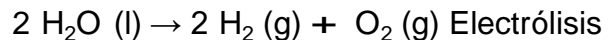


7.5 Reacciones de descomposición:

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:



del agua:



del cloruro de sodio

