

INGRESO 2025



QUÍMICA

Teoría y Práctica

Carreras: Ingeniería Agronómica, Licenciatura en Bromatología, Bromatología, Ingeniería en Recursos Naturales Renovables, Tecnicatura Universitaria en Viticultura y Enología



UNCUYO
UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO



FACULTAD DE
**CIENCIAS
AGRARIAS**



CAAyN
Comisión Asesora de
Admisión y Nivelación

El presente material está destinado a los aspirantes a ingresar a las carreras de grado y pregrado que se dictan en la Facultad de Ciencias Agrarias de la Universidad Nacional de Cuyo. Ha sido elaborado desde la cátedra de Química General e Inorgánica de dicha institución. La compilación del material fue realizada por las profesoras Liliana de Borbón y Andrea Antonioli.

El propósito del mismo es acompañar a dichos aspirantes, en el proceso de reafirmación y desarrollo de competencias, utilizando un conjunto de actividades referidas a contenidos de Química de la etapa de Nivelación.

OBJETIVOS

- Comprender los conceptos fundamentales que permitan la interpretar los fenómenos químicos.
- Adquirir los conocimientos mínimos necesarios para el abordaje de la asignatura Química General en el curso de grado.
- Analizar experimentos históricos contextualizados en el marco social y cultural en el que fueron realizados.
- Utilizar lenguaje simbólico para representar elementos, isótopos, sustancias simples y compuestos inorgánicos.
- Predecir los productos de una reacción dada o la factibilidad de una reacción entre especies químicas inorgánicas.
- Representar transformaciones químicas utilizando diferentes lenguajes.
- Resolver ejercicios y problemas a través de una metodología sistemática y práctica, aplicando conceptos, leyes o principios de Química.

CONTENIDOS

Química Nociones Básicas: Materia. Sistemas materiales. Propiedades. Estados de la materia. Cambios de estado. Transformaciones físicas y químicas. Sustancias y mezclas. Sustancias simples y compuestas. Atomicidad. Alotropía. Elementos. Simbología de los elementos químicos.

Estructura Atómica y Tabla Periódica: Teoría atómico-molecular. Concepto de átomo y molécula. Nociones elementales de estructura atómica. Partículas subatómicas: electrones y nucleones (protones y neutrones). Número atómico y número de masa. Isótopos. La clasificación periódica. Analogías horizontales y verticales. Tabla Periódica modelo largo. Grupos y Períodos.

Sistemática Inorgánica: Iones monoatómicos y poliatómicos. Fórmulas y nomenclatura de compuestos inorgánicos. Reacciones químicas. Ecuación química. Clasificación de reacciones químicas.

Leyes de las combinaciones químicas: Unidad de masa atómica. Masa atómica relativa. Masa molecular relativa. Mol. Número de Avogadro. Masa molar. Número de moles.

Estado Gaseoso: Leyes de los gases: Boyle-Mariotte; Charles-Gay- Lussac. Expresión unificada de las leyes. Condiciones normales de presión y temperatura. Ley de Avogadro. Volumen molar normal. Ecuación general del estado gaseoso. Aplicaciones.

Estequiometría: Definición. Conceptos preliminares. Estequiometría m/m; m/V y V/V. Problemas estequiométricos tipo. Concepto de pureza y rendimiento.

BIBLIOGRAFÍA

Atkins, P. W., & Jones, L. (2012). *Principios de química: los caminos del descubrimiento*. 5° Ed. Médica Panamericana..

Brown, T. L., & Burten, H. (2009). B., *Química La Ciencia Central*, 11ª. Ed. Pearson Educación, México

Chang, R., & Goldsby, K. (2013). *Química 11ª.Ed.*McGraw-Hill.

Furió-Mas, C., Azcona, R., & Guisasola Aranzabal, J. (1999). *Dificultades conceptuales y epistemológicas del profesorado en la enseñanza de los conceptos de cantidad de sustancia y de mol. Enseñanza de las Ciencias*, 17(3), 359-376.

Marín-Becerra, Armando, & Moreno-Esparza, Rafael. (2010). Masas relativas y el mol: Una demostración simple de un concepto difícil. *Educación química*, 21(4), 287-290. Recuperado en 22 de noviembre de 2019, de http://www.scielo.org.mx/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0187-893X2010000400005&lng=es&tlng=es.

Whitten, K. W., Gailey, K. D., Davis, R. E., de Sandoval, M. T. A. O., & Muradás, R. M. G. (2008). *Química general*. 8° Ed. McGraw-Hill.

Índice:

Nociones Básicas	1
Estados de la materia	2
Propiedades de la materia	3
Cambios físicos y químicos	6
Sistemas materiales.....	8
Ejercitación	16
Estructura atómica y tabla periódica	17
Estructura atómica	17
Nociones elementales.....	17
Partículas fundamentales.....	17
Número atómico y número másico	19
Isótopos.....	19
Ejercitación.....	20
Tabla Periódica	21
Clasificación periódica.....	21
Grupos y Períodos.....	21
Características de elementos en algunos grupos	23
Ejercitación.....	25
Fórmulas y Nomenclatura de compuestos inorgánicos	27
Clasificación de compuestos	27
Fórmulas químicas y nomenclatura	28
Cationes	28
Aniones	31
Nomenclatura aniones monoatómicos	31
Nomenclatura aniones poliatómicos	32
Tipos de compuestos inorgánicos	35
Nomenclatura de ácidos	35
Nomenclatura de hidróxidos.....	39
Nomenclatura de sales.....	41
Óxidos metálicos	45
Óxidos No metálicos.....	46
Ejercitación	47
Reacciones químicas	49
Ecuaciones químicas.....	49
Clasificación de reacciones.....	52
Reacciones de neutralización.....	53

Reacciones de combustión	61
Reacciones de síntesis.....	62
Reacciones de descomposición	64
Reacciones de desplazamiento o sustitución.....	65
Reacciones de doble desplazamiento o doble sustitución	67
Ejercitación	76
Leyes de combinaciones químicas	80
Masa de átomos (uma).....	80
Mol	82
Masa molar.....	83
Ejercitación.....	85
Estado gaseoso	86
Características generales.....	86
Variables del estado gaseoso	87
Leyes de los gases.....	89
Ley de Boyle	90
Ley de Charles – Gay Lussac.....	92
Ley de Avogadro.....	97
Ecuación general del estado gaseoso.....	98
Aplicaciones de la ecuación general del estado gaseoso	99
Ejercitación	101
Estequiometría.....	102
Características generales.....	102
Pureza de reactivos	115
Rendimiento de una reacción	125

1 NOCIONES BÁSICAS

OBJETIVOS:

- Diferenciar los estados de la materia.
- Conocer los distintos criterios de clasificación de las propiedades de la materia.
- Distinguir entre fenómenos físicos y químicos.
- Reconocer los diferentes sistemas materiales.

ESTUDIO DE LA QUÍMICA

La Química es una ciencia muy importante en nuestra vida. En la carrera que has elegido estudiar tendrás que profundizar su estudio ya que está presente en numerosas aplicaciones, tales como la conservación de los recursos naturales, la búsqueda de fuentes alternativas de energía no contaminante, la producción vegetal y animal, el manejo de cultivos mediante el empleo de fertilizantes y plaguicidas, la genuinidad y calidad de los alimentos, la formulación y elaboración de nuevos productos alimenticios o el desarrollo de herramientas que permitan medir el impacto sobre la cantidad y calidad de los recursos naturales que ocasionan las distintas actividades humanas.

Podemos definir a la **Química como la ciencia que estudia la materia, sus propiedades, los cambios que experimenta y las variaciones de energía que acompañan a dichos cambios.**

Pero, ¿cómo podemos predecir si algo es materia? Para ello necesitamos responder dos preguntas, ¿ocupa un lugar en el espacio?, ¿tiene masa? Decimos entonces que **materia es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa.**

La mayoría de los **materiales** con los que convivimos diariamente poseen una **composición definida**. Es importante conocerla para evitar posibles riesgos en su utilización, crear materiales con propiedades similares, etc. Resulta útil **observar, reconocer, clasificar y describir** nuestro entorno y de este modo poder evaluar los cambios que en él se producen. Para poder hacerlo necesitamos aislar una porción del Universo para estudiarla en forma minuciosa. Toda porción de materia que se aísla para su estudio se denomina **sistema material**. Puede tratarse de sistemas muy sencillos (una porción de arena) o muy complejos (un alimento como la leche).



Figura 1.1: Sistema material

Todo lo que rodea al sistema material se denomina **medio**.

En este primer acercamiento al mundo de la Química comenzaremos a desarrollar la capacidad de explicar lo que podemos ver y apreciar en forma directa gracias a nuestros sentidos (**nivel macroscópico**) desde la perspectiva de un químico. Esto implica interpretar la información recabada a través de distintos instrumentos a nivel **submicroscópico** y utilizar distintas formas de representación de las partículas que componen un sistema.

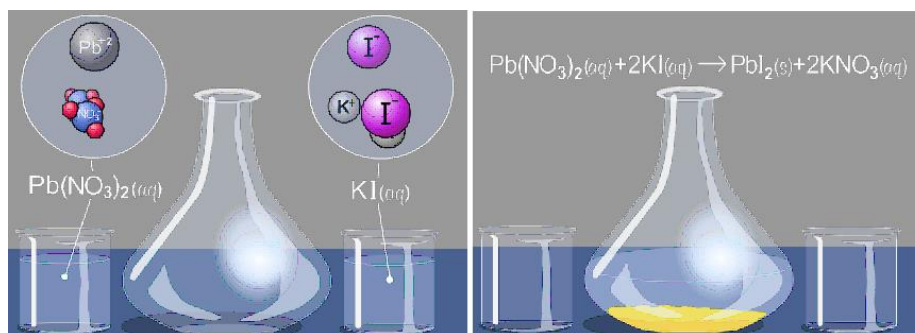


Figura 1.2: Representaciones de una reacción en solución acuosa

ESTADOS DE LA MATERIA

La materia puede presentarse de distintas formas: sólida, líquida o gaseosa. Estas tres formas de materia se denominan **estados de la materia**. Estos tres estados se diferencian porque presentan propiedades o características diferentes que pueden ser observadas a simple vista.

A continuación veremos las características de cada uno de estos estados.

Estado sólido

Las rocas, la madera, el hielo, son sólidos. ¿Qué características tienen?



Figura 1.3: Distintos tipos de sólidos

En el estado sólido las sustancias son rígidas y tienen formas definidas. Los sólidos se caracterizan por tener **forma y volumen propios**.

Estado líquido

Los líquidos presentan **volumen constante** pero **no poseen forma propia**. Adquieren la forma del recipiente que los contiene, con una superficie libre horizontal (excepto en el contacto con el sólido) determinada por la acción de la gravedad.

Ejemplos de líquidos son el agua, el alcohol, la nafta, el mercurio, etc. Los líquidos se caracterizan por presentar un fenómeno denominado **tensión superficial**. Este fenómeno explica por qué muchos insectos pueden caminar sobre la superficie del agua, la forma de las gotas de agua al caer o la forma esférica de pequeñas cantidades de mercurio sobre una superficie plana.



Figura 1.4: Características de los líquidos

Estado gaseoso

Los gases son mucho menos densos que los líquidos y los sólidos. **No tienen forma ni volumen definidos**, sino que ocupan el volumen del recipiente que los contiene. Se pueden comprimir e introducir en recipientes pequeños, pero también se expanden ocupando un volumen cada vez mayor y llenando totalmente el recipiente que los contiene. Ni los líquidos ni los sólidos pueden comprimirse de forma apreciable.



Figura 1.5: Gas confinado en un recipiente

Los gases pueden **difundir**, es decir, mezclarse con otros gases de manera de ocupar el espacio disponible. Ejemplos de gases son el aire, el dióxido de carbono, el ozono, etc. Las partículas individuales están muy separadas entre sí. A diferencia de los sólidos, los líquidos y los gases pueden **fluir**¹ y ejercer **presión**² sobre las paredes del recipiente que los contiene.

Con el término **vapor**, se designa a la forma gaseosa de una sustancia que normalmente (condiciones ambientales) es un líquido o un sólido. Por ejemplo decimos “vapor de agua” para referirnos al agua en estado gaseoso, ya que a temperatura ambiente el agua es líquida, o vapores de yodo, en el caso del yodo en estado gaseoso, ya que a temperatura ambiente el yodo se encuentra en estado sólido.

Las propiedades de los tres estados pueden entenderse si tenemos en cuenta que el comportamiento de los mismos está regido por la relación entre las fuerzas de cohesión (de atracción) y de repulsión que se hacen presentes entre las partículas que los forman.

PROPIEDADES DE LA MATERIA

Hemos mencionado la utilidad que reviste el hecho de conocer las propiedades de las diferentes sustancias para evitar los riesgos que conlleva su uso. Para que resulte sencillo el reconocimiento de los peligros que implica su uso se utilizan pictogramas como los que se presentan en la Figura 1.6.



Figura 1.6: Pictogramas de peligro

¹ Fluir: Moverse progresivamente de una parte a otra.

² Presión: Magnitud física que expresa la fuerza ejercida por un cuerpo sobre la unidad de superficie.

Hay distintos criterios para clasificar las propiedades de la materia. Veremos a continuación una posible clasificación:

I) Propiedades físicas y químicas

Físicas: se pueden observar y medir sin modificar la composición de la materia (dureza, color, densidad, dilatación por el calor).

Químicas: se ponen de manifiesto cuando se realiza un cambio químico, es decir cuando la materia experimenta un cambio en su composición (oxidación de un clavo, combustión de la madera).

II) Extensivas e intensivas

Extensivas: dependen de la masa con que se cuenta (volumen, capacidad calorífica, peso).

Intensivas: no dependen de la cantidad de muestra que se está observando (por ejemplo, la temperatura).

Dentro de las propiedades intensivas se encuentran:

- los **CARACTERES ORGANOLÉPTICOS:** se determinan por medio de los sentidos: olor, color, sabor, textura y,

- las **CONSTANTES FÍSICAS:** se determinan con una medición experimental y se les asigna un valor numérico: densidad, punto de ebullición, punto de fusión.

Muchas propiedades son **CONDICIONADAS**, es decir dependen de las condiciones experimentales de medición: Por ejemplo:

- el **volumen de un gas** depende de la presión y de la temperatura: si se presenta el dato del volumen de un gas, debe explicitarse las condiciones de presión y temperatura en las que se midió. (Por ejemplo: 5 L de oxígeno, medidos a 25 °C y 973 hPa)

- el **punto de ebullición** depende de la presión: el agua pura hierve a 100 °C, a 1013 hPa.

Te presentamos a continuación algunas propiedades que utilizaremos en este curso y las unidades en las que se expresan:

Masa y peso

La masa es la medida de la cantidad de materia contenida en una muestra de cualquier material. Debido a esto, mientras más masa tenga un objeto, más fuerza se requerirá para ponerlo en movimiento. Es importante en este punto recordar la diferencia entre masa y peso.

El peso de un cuerpo es la medida de la atracción gravitatoria de la Tierra sobre él. Masa y peso no son sinónimos, aunque los químicos solemos utilizarlos en forma indistinta. La masa de un cuerpo no varía según su posición, pero el peso sí. Por ejemplo, un astronauta tiene la misma masa en la Tierra que en el espacio, sólo que en el espacio, donde las fuerzas gravitacionales son muy débiles, puede estar desprovisto de peso.

En el sistema métrico, las **unidades** utilizadas para medir la masa son, normalmente, el gramo, kilogramo o miligramo. Aunque la unidad fundamental de masa en el sistema SI³ es el **kilogramo**, el sistema de múltiplos y submúltiplos se estableció a partir del **gramo**:

$$1 \text{ Kilogramo (Kg)} = 1000 \text{ gramos (10}^3 \text{ g)}$$

$$1 \text{ miligramo (mg)} = \text{una milésima de gramo (10}^{-3} \text{ g)}$$

³ Sistema Internacional de Medidas (SI)



Se deben pesar 150 mg de una muestra sólida. ¿A cuántos gramos equivale?

Volumen

Es la cantidad de espacio que ocupa un cuerpo. El volumen es una magnitud física derivada. La unidad para medir volúmenes en el Sistema Internacional es el metro cúbico (m^3) que corresponde al espacio que hay en el interior de un cubo de 1 m de lado. Sin embargo, se utilizan más sus submúltiplos, el decímetro cúbico (dm^3) y el centímetro cúbico (cm^3). Sus equivalencias con el metro cúbico son:

$$1 m^3 = 1.000 dm^3$$

$$1 m^3 = 1.000.000 cm^3$$

Para medir el volumen de los líquidos y los gases también podemos fijarnos en la capacidad del recipiente que los contiene, utilizando las unidades de capacidad, especialmente el litro (L) y el mililitro (mL). Existe una equivalencia entre las unidades de volumen y las de capacidad:

$$1 L = 1 dm^3 \quad 1 mL = 1 cm^3$$

En química general el dispositivo de uso más frecuente para **medir volúmenes** es la **probeta**. Cuando se necesita más exactitud se usan pipetas o buretas.



Se deben medir 0,015 L de una muestra líquida, ¿a cuántos mL equivalen?

Una masa gaseosa ocupa un volumen de $5 m^3$, ¿a cuántos L equivale?

Densidad

La **densidad** de una muestra de materia se define como la masa por unidad de volumen:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \quad \text{o} \quad \text{Densidad} = \frac{m}{V}$$

La densidad es una propiedad que puede utilizarse para distinguir una sustancia determinada. La unidad en la que se expresa difiere para sólidos, líquidos o gases.

Sólidos: g/cm^3 ($g cm^{-3}$)

Líquidos: g/mL ($g mL^{-1}$)

Gases: g/L ($g L^{-1}$)



La densidad del mercurio, a $20^\circ C$, es $13,5461 g mL^{-1}$, y la densidad del agua, a la misma temperatura es $0,99823 g mL^{-1}$. Se tienen dos recipientes cerrados. Uno de ellos contiene 100 mL de agua y el otro 100 mL de mercurio, a $20^\circ C$. A partir de estos datos responde:

¿Es posible distinguir qué recipiente contiene mercurio utilizando una balanza? Justifica tu respuesta con el cálculo correspondiente.

Temperatura

En nuestro país utilizamos la **escala Celsius (°C)** para medir la temperatura. Los estadounidenses, en cambio, utilizan la **escala Fahrenheit (°F)**. El sistema internacional utiliza la escala Kelvin (K).

Se define al cero de la escala Celsius como la temperatura a la que se funde el hielo, y se define el 100 como la temperatura a la que hierve el agua. La escala Kelvin no tiene valores negativos. El cero de la escala Kelvin corresponde al menor valor posible de temperatura (-273 °C).

La relación entre la temperatura de la escala Kelvin (temperatura absoluta) y la temperatura de la escala Celsius es la siguiente:

$$T\text{ K} = t\text{ (°C)} + 273$$

Se observa en dicha expresión que la temperatura absoluta se representa con la letra T (T mayúscula) y la temperatura de la escala Celsius se representa con la letra t (t minúscula).

Por ejemplo, si queremos calcular a qué temperatura de la escala Kelvin corresponden 25 °C, se realiza el siguiente cálculo:

$$T = 25\text{ °C} + 273 = 298\text{ K}$$

CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS

La materia es capaz de experimentar cambios o transformaciones. La ebullición del agua, la oxidación de un clavo de hierro, la combustión de un hidrocarburo, son ejemplos de estas transformaciones. Los fenómenos o transformaciones van acompañados de cambios de energía.



Figura 1.7: Transformaciones de la materia

Las transformaciones o fenómenos que experimentan los sistemas materiales se pueden clasificar en físicos y químicos.

Cambios físicos

Si se golpea un objeto de cobre, ¿se podrá deformar? Esta transformación, ¿implica un cambio en la composición química del objeto o sólo se modificó su aspecto?

Esta acción sólo modificó la apariencia del objeto, pero el cobre sigue siendo cobre. Este tipo de transformación es un cambio físico.

En la vida diaria encontramos muchos ejemplos de este tipo de fenómenos. Por ejemplo, si necesitáramos azúcar impalpable podríamos colocar el azúcar que normalmente utilizamos en una procesadora, convirtiéndola en un polvo muy fino (azúcar impalpable). Éste es un cambio físico, ya que en la transformación no se modificó la composición química del azúcar.

Cuando calentamos agua, pasa del estado líquido al gaseoso. Este cambio se denomina vaporización. La vaporización también es una transformación física, ya que cuando el agua líquida pasa al estado gaseoso su composición no se modifica, sigue siendo agua, H₂O. Con el término **vapor** se designa a la

forma gaseosa de una sustancia que normalmente (en condiciones ambientales) es un líquido o un sólido.

Las variaciones de las condiciones externas (presión, temperatura) producen **cambios de estado**, que son transformaciones que no afectan la identidad química. La vaporización del agua es un ejemplo de cambio de estado. Cada cambio de estado recibe un nombre particular. En el siguiente esquema, se ha indicado mediante una flecha el cambio de estado y la denominación correspondiente.



Figura1.8: Cambios de estado

Las flechas que se dirigen de izquierda a derecha (rojas) representan los cambios de estado que requieren que se entregue calor al sistema, en tanto las que van de derecha a izquierda (azules) aquellos que se producen quitando calor.

Vaporización es el término general que se aplica al pasaje de líquido a vapor. Si el pasaje se produce a nivel de superficie se denomina **evaporación**, y si se produce en toda la masa líquida se denomina **ebullición**.

En general, cuando se les entrega calor, los sólidos funden (pasan al estado líquido), y continuando con el calentamiento, pasan finalmente a la fase gaseosa. Seguramente te resultarán familiares estos cambios de estado si piensas en el agua.

Algunas sustancias pasan al calentarse, directamente a la fase gaseosa sin previo paso por la fase líquida. El yodo sólido es un ejemplo de este tipo de sustancia. Al calentar el sólido gris sublima formando vapores de color violeta.



Figura 1.9: Sublimación del yodo

En este curso no analizaremos cómo los cambios de presión pueden modificar los estados de la materia. Los diagramas de fase, que permiten interpretar estas transformaciones, se estudiarán en el curso de Química General.

Cambios químicos

Las transformaciones o cambios químicos (llamados también reacciones químicas) son aquellos que tienen lugar cuando un sistema cambia su composición química. Es decir, se forman sustancias diferentes de las que se encontraban inicialmente en el sistema.

Podemos mencionar numerosos ejemplos de transformaciones químicas: un clavo de hierro se expone al aire húmedo formándose herrumbre, una estatua de mármol es atacada por lluvia ácida, un trozo de madera arde, etc.

Cuando necesites determinar si un cambio es físico o químico realiza la siguiente pregunta: ¿Ha cambiado la composición del sistema? ¿Se han formado sustancias diferentes? Si tu respuesta es afirmativa la transformación es química.



Utilizando el criterio establecido, clasifica las siguientes transformaciones en físicas y químicas, indicando con una cruz donde corresponda:

Transformación	Cambio físico	Cambio químico
Un trozo de madera se quema		
Se obtiene agua pura por destilación de una disolución		
El carbonato de calcio descompone por acción del calor		
Se obtiene hielo al enfriar agua líquida		

CLASIFICACIÓN DE SISTEMAS MATERIALES

Los sistemas materiales pueden clasificarse teniendo en cuenta diferentes criterios, según veremos a continuación:

I) Por su interacción con el medio

Abierto: Puede intercambiar masa y energía con su medio. Por ejemplo, si cocinamos verduras en una cacerola abierta, este sistema (cacerola con agua y verduras) intercambia masa (agua que pasa al estado de vapor y escapa de la cacerola) y energía con el medio (se entrega calor al sistema para que hierva el líquido).

Cerrado: Sólo puede intercambiar energía con el medio (la bolsa de agua caliente o una estufa eléctrica).

Aislado: No interacciona con el medio. Por ejemplo, un termo con agua caliente no intercambia ni masa ni energía con el medio. (Se trataría de un termo ideal; en realidad no existe un termo de esta naturaleza).



Figura 1.10: Distintos tipos de sistemas- Clasificación de acuerdo a la interacción con el medio

II) Por sus propiedades intensivas

Homogéneo: Un sistema es homogéneo si es completamente uniforme. Esto implica que sus propiedades y composición son las mismas en cualquier punto que se analice. **Presenta una sola fase (F = 1). Una fase es una porción homogénea de materia.** Los ejemplos que se muestran a continuación en las imágenes y que corresponden a: soluciones acuosas de distintas sales y sulfato cúprico constituyen sistemas homogéneos.



Figura 1.11: Sistemas homogéneos

Heterogéneo: Un sistema es heterogéneo si está formado por dos o más porciones diferentes, separadas por superficies definidas, llamadas interfases, a través de las cuales las propiedades cambian bruscamente. Cada porción homogénea del sistema constituye una fase. **Un sistema heterogéneo, por lo tanto, presenta dos o más fases (F ≥ 2).** Constituyen sistemas heterogéneos los que se muestran en las siguientes imágenes: granito; mezcla de agua y aceite; agua con hielo.



Figura 1.12: Sistemas heterogéneos

En el granito pueden observarse a simple vista las distintas fases. Como habrás observado, la mezcla de agua y aceite se estratifica de acuerdo a las densidades de los componentes de cada fase. En la parte superior del frasco se encuentra el aceite, por ser éste menos denso que el agua, que se encuentra en la capa inferior. Observa la imagen del vaso de agua con hielo. ¿Cuántas fases se presentan? ¿Cómo se ubican dichas fases? ¿Por qué?

Existen otros ejemplos de sistemas en los que resulta más difícil darse cuenta si son heterogéneos o no. Por ejemplo, la leche parece homogénea a simple vista. Sin embargo, cuando se observa mediante un microscopio óptico, se ven las gotas de grasa, diferenciadas del suero. Es por tanto, un sistema heterogéneo. Este tipo de sistema, denominado coloidal, se estudiará en el curso de Química General. En este curso sólo tendrás que clasificar como heterogéneos a aquellos sistemas cuyas fases puedan observarse a simple vista.

III) Por el número de componentes

Multicomponente: contiene dos o más clases de materia ($n \geq 2$). A este tipo de sistemas se los denomina mezclas. Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas.

- **Mezcla heterogénea:** En este tipo de sistemas el número de fases y el número de componentes es igual o mayor a 2 ($n \geq 2$ y $F \geq 2$); por ejemplo, una mezcla de arena y agua. Las distintas fases de una mezcla heterogénea pueden separarse por métodos mecánicos (filtración, decantación, tamización, separación magnética, entre otros).
- **Mezcla homogénea:** Si mezclamos agua con sal en la proporción adecuada, podemos obtener un sistema homogéneo (no se observarán interfases). Pero este sistema tiene dos componentes (el agua y la sal). Es por tanto un sistema multicomponente. La composición de este sistema puede variar, según mezclamos el agua y la sal en distintas proporciones. En este ejemplo que hemos visto, el sistema descrito es un líquido. A este tipo de sistema en particular se lo denomina solución. Podemos entonces definir solución como un sistema homogéneo formado por dos o más componentes. ($n \geq 2$ y $F = 1$). Su composición es variable; pueden realizarse muchísimas mezclas diferentes de agua y sal, variando las cantidades utilizadas. Los componentes de este tipo de sistema pueden separarse utilizando métodos físicos (destilación, cristalización). Por ejemplo, si queremos obtener agua pura a partir del agua de la canilla, que contiene sales disueltas, podría realizarse una destilación. Por lo tanto una solución es un sistema homogéneo fraccionable.

Pueden presentarse sistemas homogéneos multicomponentes en distintos estados. Por ejemplo una mezcla de metales en estado sólido (aleación) es una mezcla homogénea. El oro que se utiliza en joyería no es puro. Puede estar mezclado con otros metales en diferentes proporciones, formando aleaciones de distintas propiedades. El aire filtrado y seco es una mezcla de gases, cuyos componentes principales son el nitrógeno y oxígeno. Esto constituye otro ejemplo de mezcla homogénea; en este caso, en estado gaseoso.

Monocomponente: contiene una sola clase de materia. Está formado sólo por una sustancia. Se denomina sustancia a cualquier clase de materia que tiene la misma composición química e iguales propiedades físicas ($n = 1$). Aunque también puede tener más de una fase como es el ejemplo del agua con hielo, ya que es un sistema monocomponente con dos fases una sólida y otra líquida.

Una **sustancia** es una forma de materia que tiene una composición constante y definida (responde a una fórmula química determinada) y presenta propiedades físicas y químicas características (propiedades específicas).

Por ejemplo, el agua es un ejemplo de sustancia. Muestras diferentes de agua pura presentan las mismas propiedades. Como su composición es constante, puede ser representada mediante una fórmula (H_2O). No puede ser fraccionada por métodos físicos. Si se calienta agua líquida, se forma vapor de agua, pero éste sigue siendo agua. Es por tanto un sistema homogéneo no fraccionable.

Algunas sustancias pueden descomponerse en otras más sencillas por métodos químicos. A este tipo de sustancias se las denomina compuestos.



¿Es el agua un compuesto?

Para responder esta pregunta, tendrías que averiguar si puede descomponerse en otras sustancias más sencillas. ¿Qué se obtendría, y en qué proporción?

Si una sustancia no puede descomponerse en otras más simples se denomina **elemento o sustancia elemental**. Los elementos son los constituyentes elementales de toda la materia.

El cloruro de sodio (la sal de mesa) es un sólido blanco a temperatura ambiente. Fundido, puede descomponerse, cuando se le hace pasar una corriente eléctrica (electrólisis), en un gas amarillo verdoso, sofocante y venenoso (cloro) y en un metal muy liviano y activo (sodio).

Un **compuesto** es una sustancia que puede descomponerse por métodos químicos en sustancias más simples, siempre en la misma relación de masas.



¿El cloruro de sodio, es un elemento o un compuesto? Las propiedades de los elementos que forman el cloruro de sodio, ¿son iguales a las propiedades que presenta el cloruro de sodio?

Representación de sustancias elementales

Para representar los elementos utilizamos un conjunto de símbolos, éstos se utilizan en fórmulas que representan a las distintas sustancias. Los símbolos de los elementos se escriben con la primera letra, siempre en mayúscula, del nombre latino del elemento, y si hubiese una segunda letra, ésta se coloca en minúscula.

Tabla 1.1: Nombres y símbolos de elementos químicos

Nombre del elemento	Nombre latino	Símbolo
Potasio	Kalium	K
Nitrógeno	Nitrogenum	N
Sodio	Natrium	Na

Sólo algunos, los descubiertos más recientemente, se han simbolizado con tres letras, relacionadas con el orden en que se ubica el elemento en la Tabla Periódica. Tendrás que aprender los nombres y símbolos de los elementos que te presentamos en el perfil de la Tabla Periódica (Figura 1.13).

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39	40	41	42 Mo	43	44	45	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57-71	72	73	74 W	75	76	77	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
		57 La	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	
		89 Ac	90	91	92 U	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	

Figura 1.13: Símbolos de elementos que estudiaremos en este curso



Busca los nombres de los elementos cuyo símbolo te hemos presentado en la figura 1.13 y completa la siguiente tabla:

Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre
H		S		Ga	
He		Cl		Ge	
Li		Ar		As	
Be		K		Se	
B		Ca		Br	
C		Sc		Kr	
N		Ti		Rb	
O		V		Sr	
F		Cr		Pd	
Ne		Mn		Ag	
Na		Fe		Cd	
Mg		Co		In	
Al		Ni		Sn	
P		Zn		Te	

I		Xe		Cs	
Ba		La		Pt	
Au		Hg		Tl	
Pb		Bi		Po	
At		Rn		Ac	
Fr		Ra		U	
Mo		W			

La materia es discontinua. La partícula más pequeña de un elemento que mantiene su identidad química a través de todos los cambios físicos y químicos se denomina **átomo**.

Un **átomo** es la última partícula, individual e indestructible de un elemento que conserva la identidad química del elemento considerado.

Luego estudiaremos con más detalle la composición de los átomos. Éstos, pueden formar moléculas o iones.

Una **molécula** es la partícula más pequeña de un elemento o compuesto que puede tener una existencia independiente estable. En casi todas las moléculas, dos o más átomos están enlazados juntos en unidades discretas muy pequeñas que son eléctricamente neutras.

El oxígeno que respiramos, está formado por dos átomos de oxígeno; es una molécula diatómica. Se simboliza O₂. A diferencia de esta sustancia, las moléculas de los gases nobles están constituidas por un solo átomo (son monoatómicas). Un átomo es la última partícula de un elemento que conserva la identidad química del elemento considerado.

Debemos recordar aquellas moléculas diatómicas comunes. El siguiente listado muestra como se representan (fórmula química). Éstas son sustancias simples porque no pueden descomponerse en otras más sencillas. Puede nombrárselas por su nombre común, o por la nomenclatura más moderna, que establece la IUPAC⁴.

Tabla 1.2: Nombres y fórmulas de sustancias simples diatómicas

Fórmula química	Nombre común	Nomenclatura IUPAC
H ₂	Hidrógeno molecular	Dihidrógeno
O ₂	Oxígeno molecular	Dioxígeno
N ₂	Nitrógeno molecular	Dinitrógeno
F ₂	Flúor molecular	Diflúor

⁴ Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (International Union of Pure and Applied Chemistry) Es la autoridad reconocida en el desarrollo de estándares para la denominación de los compuestos químicos, mediante su Comité Interdivisional de Nomenclatura y Símbolos.

Cl_2	Cloro molecular	Dicloro
Br_2	Bromo molecular	Dibromo
I_2	Yodo molecular	Diyodo

En las fórmulas, el subíndice indica la cantidad de átomos por molécula (**atomicidad**). Por ejemplo, la atomicidad en las moléculas de la Tabla 1.2 es "2".

Algunos otros elementos existen como moléculas más complejas, por ejemplo el azufre en estado sólido se presenta como S_8 , denominado azufre octoatómico u octoazufre.

Una sustancia simple puede presentarse en la naturaleza en dos o más formas, con propiedades físicas y químicas diferentes. Estas formas se denominan **variedades alotrópicas**.

Ejemplos de variedades alotrópicas
<p>O_2 (oxígeno molecular o dióxígeno) y O_3 (ozono o trioxígeno);</p> <p>Carbono grafito y Carbono diamante;</p> <p>P_4 (fósforo blanco o tetrafósforo) y fósforo rojo (De atomicidad indefinida y que se representa con el símbolo P).</p>

Compuestos o sustancias compuestas.

Como hemos visto, los **compuestos o sustancias compuestas** contienen dos o más elementos combinados químicamente. Muchos existen como moléculas. La fórmula de este tipo de compuestos nos indica la cantidad y clase de átomos que la forman. Por ejemplo, la fórmula **HCl** nos indica que cada molécula de esta sustancia está constituida por un átomo de cloro (cuyo símbolo es Cl) y un átomo de hidrógeno (cuyo símbolo es H) unidos químicamente.

Algunos otros compuestos, como la sal de mesa (cloruro de sodio), cuya fórmula es **NaCl**, están formados por muchos iones unidos entre sí.

Un **ión** es un átomo o grupo de átomos que tiene carga eléctrica.

Los iones que tienen **carga positiva** se llaman **cationes**, por ejemplo el catión sodio, que se representa así: Na^+ .

Los iones que tienen **carga negativa** se llaman **aniones**, por ejemplo el anión cloruro, que se representa así: Cl^- .

La carga del ión se indica como un superíndice a la derecha de su fórmula.

El compuesto cloruro de sodio, cuya fórmula es NaCl, consiste en muchos iones de carga opuesta que se encuentran dispuestos en una ordenación espacial denominada cristal, como lo que se muestra en la siguiente representación.

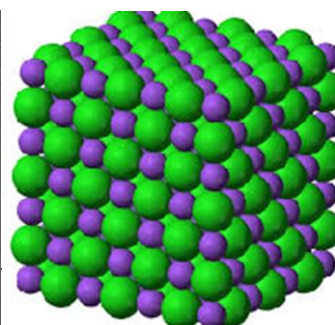


Figura 1.15: Imagen de sal de mesa y de la representación del cristal

Cualquier compuesto, sea iónico o molecular, es eléctricamente neutro, es decir, no tiene carga neta. La fórmula NaCl indica que los iones Na^+ y Cl^- están presentes en la proporción 1:1. Como no existen moléculas de cloruro de sodio, nos referimos a la **unidad fórmula** de NaCl. La proporción 1:1 obedece a que se requiere un anión cloruro (de carga -1) para compensar eléctricamente al catión sodio (de carga +1).



Si un compuesto contiene iones Mg^{2+} y Cl^- . ¿Cuál será la unidad fórmula de este compuesto?

A continuación se muestra un esquema de los sistemas materiales que hemos visto.

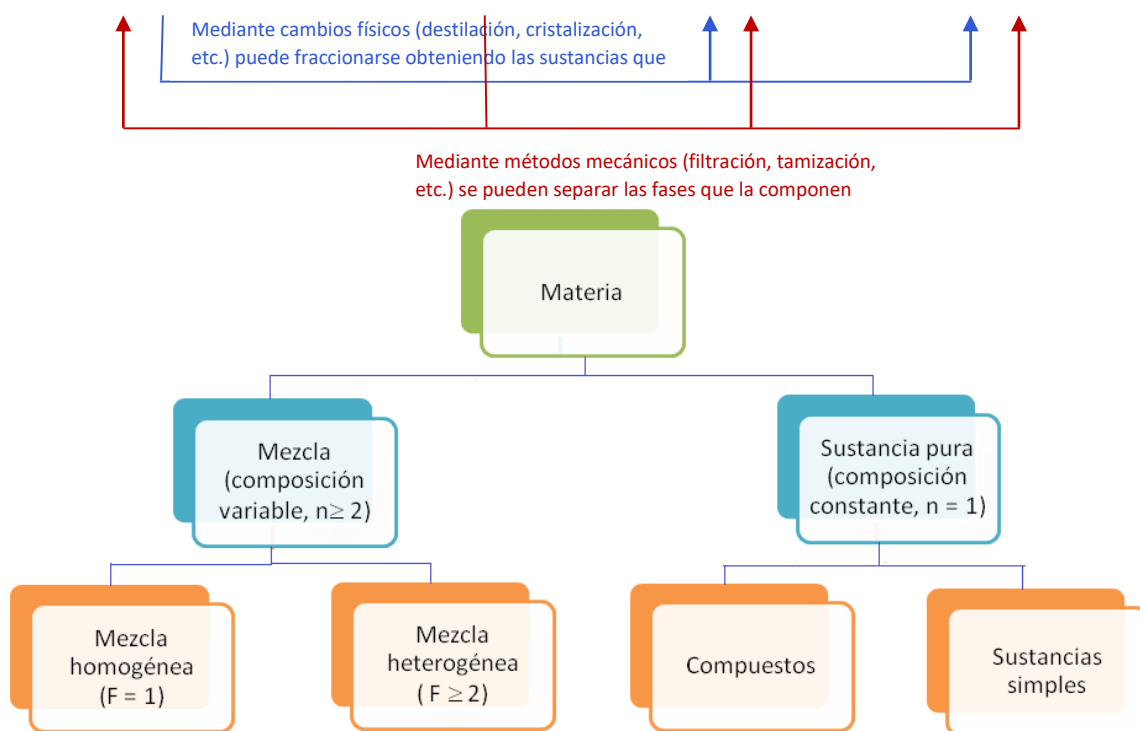


Figura 1.16: Esquema de sistemas materiales

Para ayudarte a comprender mejor este tema te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica lo que hemos visto:



<https://youtu.be/GAWoj8tTw2s>

Resuelve los siguientes ejercicios:





1.1 – Realiza un esquema, en el que indiques las propiedades que permiten diferenciar a sólidos, líquidos y gases.

1.2 – Una sustancia se encuentra, a temperatura ambiente, en determinado estado de agregación, responde:

a) ¿Cómo puede modificarse dicho estado?

b) ¿Cómo se denomina el cambio de estado vapor a líquido? ¿Cómo se consigue dicha transformación, y cómo clasificarías a la misma?

1.3 - Clasifica los sistemas que aparecen en la primera columna, **marcando con una cruz** las opciones correctas para cada uno de ellos. Para poder clasificar cada uno de los sistemas planteados te podrás guiar con las siguientes preguntas: ¿Tiene más de un componente?, ¿Presenta más de una fase?, ¿Puede descomponerse en algo más sencillo?

Sistema	Sustancia Pura		Mezcla	
	Simple	Compuesta	Homogéneo	Heterogéneo
 <p>Muestra de óxido de cinc</p>				
 <p>Solución acuosa de dicromato de potasio</p>				
 <p>Carbono diamante</p>				
 <p>Mojito</p>				

1.4 – Escribe un ejemplo de los siguientes tipos de sistemas:

- Mezcla homogénea:
- Mezcla heterogénea:
- Sustancia compuesta:
- Sustancia simple:

1.5 - Indica el número de fases (F) y componentes (n) que presentan los siguientes sistemas:

a) agua con hielo

b) arena y solución acuosa de cloruro de sodio

2 ESTRUCTURA ATÓMICA Y TABLA PERIÓDICA

OBJETIVOS

- Caracterizar las partículas subatómicas.
- Reconocer número atómico y número másico y establecer relaciones entre ellos y las partículas subatómicas.
- Comprender y utilizar con eficacia la Tabla Periódica.

La química busca explicar las propiedades observables gracias a nuestros sentidos: la sal de mesa puede disolverse en agua, el oro es un metal amarillo que puede formar láminas delgadas, el cobre es atacado por el ácido nítrico pero no por el ácido clorhídrico, algunos elementos forman compuestos de fórmulas semejantes, etc.

Dicha explicación la encontramos en el mundo submicroscópico, el mundo de los átomos, moléculas e iones.

Actualmente sabemos que la materia está formada por partículas extraordinariamente pequeñas, pero tal vez no sepamos cómo se descubrieron dichas partículas y qué modelos⁵ atómicos⁶ se presentaron a partir de cada descubrimiento.

En este módulo aprenderemos los símbolos que caracterizan a las partículas subatómicas y cómo se puede medir la masa de átomos y moléculas. El conocimiento de la estructura atómica nos permitirá interpretar las diferencias y semejanzas entre las propiedades de los elementos.

Quizás nos resulte difícil de comprender que el conocimiento profundo que hoy tenemos de la estructura de la materia, tuvo sus orígenes en la filosofía griega antigua. Durante los siglos XVII al XIX se postularon diferentes modelos atómicos que intentaron explicar la estructura del átomo hasta llegar finalmente al modelo actual, el cual evidencia que los átomos están formados por partículas más pequeñas llamadas **partículas subatómicas** y entre ellas se encuentran las partículas fundamentales.

DISTRIBUCIÓN DE LAS PARTÍCULAS FUNDAMENTALES

Se han descubierto muchas partículas subatómicas, como quarks, positrones, neutrinos, piones y muones y la lista sigue creciendo. Sin embargo, las **partículas fundamentales** que son las unidades básicas de construcción de todos los átomos, y por lo tanto de toda la materia son tres: **electrones, protones y neutrones**. Estas tres partículas se relacionan con el comportamiento químico de la materia.

Los átomos se componen de un **núcleo** muy denso y muy pequeño rodeado por nubes de **electrones** que se encuentran a una distancia relativamente grande del núcleo en la zona periférica llamada corteza. Todos los núcleos tienen **protones**; los núcleos de todos los átomos, salvo la forma común del hidrógeno, también contienen **neutrones**.

⁵Modelo: representación de la realidad, explicación de un fenómeno.

⁶Modelos atómicos: representaciones del átomo para intentar dar una explicación de su estructura. De un modelo planteado, se deducen sus propiedades, que luego deberán corroborarse experimentalmente.

<h1>Átomo</h1>	
<p>Núcleo: en él se concentra casi toda la masa del átomo, es donde encuentran ubicados los protones y los neutrones</p> <ul style="list-style-type: none"> • Protones: <ul style="list-style-type: none"> • tienen carga positiva. • Su masa relativa es 1. • Se considera como partícula pesada. • Neutrones: <ul style="list-style-type: none"> • no tienen carga eléctrica. • Su masa relativa es 1. • Su masa es aproximadamente igual a la del protón. 	<p>Corteza electrónica: donde se encuentran los electrones.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Electrones: <ul style="list-style-type: none"> • tienen carga eléctrica negativa. • Su masa relativa es tan pequeña que se considera despreciable (no se tiene en cuenta, ya que es 1840 veces menor que la del protón). • Son partículas livianas.

Figura 2.1: Distribución y características de las partículas subatómicas fundamentales.

Los átomos tienen masas extremadamente pequeñas. Por ejemplo la masa del átomo más pesado que se conoce es de aproximadamente 4×10^{-22} g. Debido a la dificultad que tiene expresar pequeñas cantidades en gramos, se prefiere usar la unidad de masa atómica o **uma**, que equivale a $1,66054 \times 10^{-24}$ g. Las masas del protón y el neutrón son casi iguales y ambas mucho más grandes que la del electrón: un protón tiene una masa de 1,0073 uma, mientras que el neutrón de 1,0087 uma, y la de electrón 0,0005486 uma, un valor muy cercano al 0.

El siguiente cuadro resume las características (carga, masa y símbolo) de estas tres partículas fundamentales:

Partícula	Masa		Carga		Símbolo
	Absoluta (g)	Relativa (uma)	Absoluta (coulomb)	Relativa	
Electrón	$9,1 \cdot 10^{-28}$	0,0005486	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	- 1	${}^0_{-1}\text{e}$
Protón	$1,672 \cdot 10^{-24}$	1,0073	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	+ 1	${}^1_{+1}\text{p}$
Neutrón	$1,674 \cdot 10^{-24}$	1,0087	0	0	${}^1_0\text{n}$

El tamaño del núcleo es sumamente pequeño en relación al tamaño del átomo. Si lo consideráramos esférico, sería:

- diámetro del átomo = 0,00000001 cm
- diámetro del núcleo = 0,000000000001 cm

Si pudiéramos comparar el tamaño del átomo con el de un estadio de fútbol, una mosca ubicada en el centro del estadio representaría al núcleo.

Al átomo se lo considera eléctricamente neutro. Como las partículas subatómicas que poseen carga positiva son los protones, los electrones carga negativa, y la carga de protones y electrones es igual, aunque de distinto signo, podemos decir que el átomo tiene: **igual número de protones que de electrones.**

NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSCICO

Las propiedades macroscópicas de los elementos están determinadas por las características de los átomos que los forman.

De acuerdo al párrafo anterior las características de la materia está determinada por el tipo de átomo que la conforma pero entonces: ¿Qué es lo que hace que un átomo de un elemento sea diferente del átomo de otro elemento? Lo que diferencia a los átomos de los distintos elementos es el número de protones que poseen en el núcleo. El número de protones que tiene un átomo se llama **Número Atómico** y se simboliza con la letra **Z**.

En un átomo neutro la cantidad de electrones es igual a la cantidad de protones que posee el núcleo de ese átomo, entonces, en ese caso, Z también es igual a la cantidad de electrones de un átomo neutro.

Se deduce entonces lo siguiente:

$$\text{N}^\circ \text{ atómico (Z)} = \text{cantidad de protones} = \text{cantidad de electrones de un átomo neutro}$$

Como ya hemos estudiado, en el núcleo del átomo, además de los protones, se encuentran los neutrones, que como recordarán, son las partículas de masa aproximadamente igual a la de los protones, pero que no poseen carga. Como casi toda la masa del átomo se encuentra en el núcleo, se define el Número Másico, representado con la letra **A**, como la suma del número de protones y de neutrones que posee un átomo (es decir el número de partículas que conocemos que tienen masa apreciable).

$$\text{N}^\circ \text{ másico (A)} = \text{cantidad de protones} + \text{cantidad de neutrones}$$

También se puede deducir que, como el número de protones es igual a Z, podemos escribir:

$$\text{N}^\circ \text{ másico (A)} = Z + \text{cantidad neutrones}$$

Y así también podemos determinar a partir del conocimiento del Número Másico (A) y el Número Atómico (Z) de un elemento, su N° de neutrones.

$$\text{N}^\circ \text{ de neutrones} = A - Z$$

Podemos representar un átomo de un elemento, conocidos su Número Atómico (Z) y su Número Másico (A), de la siguiente forma: ${}^A_Z X$ donde:

X: representa el símbolo químico del elemento

Z: es el número de protones que posee el átomo del elemento X, escrito a la izquierda como subíndice.

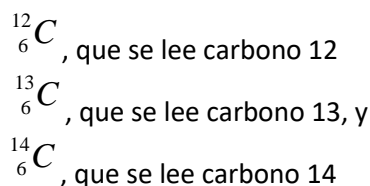
A: es el número de protones más neutrones que posee dicho átomo, escrito a la izquierda como supraíndice.

ISÓTOPOS

A medida que se fueron realizando mediciones más precisas de las masas de los átomos, se observó que si bien todos los átomos de un mismo elemento tenían el mismo número de protones (Z), no tenían la misma masa atómica como había propuesto Dalton y también lo indicó Mendeleiev. Existen átomos de un mismo elemento con distintas masas atómicas. Esto es porque para un mismo elemento puede haber diferencias en el número de neutrones del núcleo.

A los átomos que tienen el mismo número de protones (porque pertenecen al mismo elemento) y cuyas masas son diferentes, se los denomina **isótopos**. Los isótopos difieren entonces en el número de neutrones que posee el átomo.


Es decir, **los isótopos son átomos de un mismo elemento que difieren en su número de neutrones**. Dado que los isótopos de un mismo elemento poseen el mismo número de protones y el mismo número de electrones, tienen esencialmente las mismas propiedades químicas y físicas. Por ejemplo, el carbono posee tres isótopos, que se simbolizan de la siguiente forma:



Como podemos deducir, todos los átomos de carbono tienen seis protones, pero sin embargo, presentan diferentes números de neutrones (6, 7 y 8, respectivamente).

Solamente los isótopos del hidrógeno tienen una denominación particular:






¿Cuántos protones, electrones y neutrones tienen cada uno de los isótopos del hidrógeno?


${}^1_1\text{H}$
 ${}^2_1\text{H}$
 ${}^3_1\text{H}$

Para ayudarte a comprender mejor este tema te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica lo que hemos visto:



<https://youtu.be/vLlacxYWdac>

Para ayudarte a resolver el ejercicio 2.2 te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica este tema:



<https://youtu.be/b37SifCofNA>

Resuelve los siguientes ejercicios:

2.1 –Indica para las siguientes partículas subatómicas que se describen a continuación su nombre y símbolo (con el infra y supraíndices correspondientes).

- a- partícula de carga negativa que se encuentra fuera del núcleo.
- b- partícula neutra que se ubica en el núcleo del átomo.
- c- partícula de carga positiva que se ubica en el núcleo del átomo.

2.2- Completa el siguiente cuadro, buscando en caso de ser necesario, en una Tabla Periódica, el nombre del elemento correspondiente o el valor de su número atómico:

Nombre del elemento	Z	A	Isótopo ${}^A_Z\text{X}$	Número de protones (p)	Número de electrones del átomo neutro (e)	Número de neutrones (n)
.....	${}^{39}_{19}\text{K}$
cloro	35	17
bario	56	138
fósforo	15	16

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Group →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Period ↓	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La *	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac *	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
				* 58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
				* 90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

Figura 2.2: Perfil de la tabla periódica de los elementos.

Los científicos han ordenado a los elementos, de acuerdo a sus propiedades, en una tabla denominada **TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS**.

Si pudiésemos realizar una comparación, diríamos que la Tabla periódica para los químicos es como los mapas para los geógrafos.

Desde la antigüedad se buscaba un sistema que permitiera clasificar a los elementos químicos conocidos en grupos relacionados sistemáticamente, aprovechando sus propiedades comunes.

Como hemos estudiado, podemos individualizar a los elementos químicos con su número atómico y su número másico, ¿resultarán útiles estos números para organizar a los elementos?

Hubo varios intentos de clasificación. Sin embargo, en la medida que se conocían nuevos elementos, se planteaba la dificultad de ubicarlos en estos modelos. Por este motivo se trató de elaborar nuevas propuestas y se llegó a la Clasificación Periódica Moderna o Tabla de Mendeleiev–Moseley.

GRUPOS Y PERÍODOS

Las **propiedades** de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.

Esto significa que, si colocamos a los elementos en orden creciente de número atómico, periódicamente encontramos elementos que tienen propiedades químicas y físicas similares. Los elementos ubicados en la misma columna vertical tienen propiedades semejantes. A estas columnas se las denomina **grupos**.

Las filas horizontales se denominan **períodos**.

Las posiciones de los elementos en la tabla periódica se relacionan con las distribuciones de sus electrones.

La Tabla Periódica se organiza en 7 filas horizontales, que se llaman períodos. A medida que se va de izquierda a derecha en cierto período, las propiedades químicas de los elementos cambian paulatinamente.

Las columnas verticales son 18 y reciben el nombre de grupos. Los elementos de un mismo grupo de la Tabla Periódica, comparten muchas propiedades químicas y físicas. Además, por facilidad de representación, aparecen dos filas horizontales fuera de la tabla, que corresponden a elementos que deberían ir en el sexto y séptimo período, a continuación del tercer elemento de dichos períodos. La que corresponde al Período seis se denomina de los “lantánidos” (siguen al Lantano) y la del Período 7, que siguen al Actinio, de los “actínidos”.

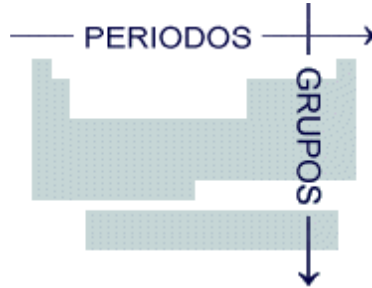
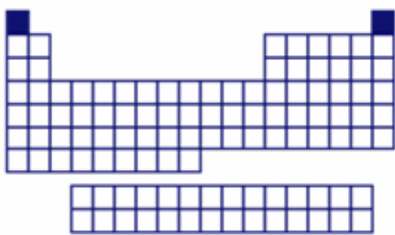


Figura 2.3: Ubicación de periodos y grupos en la Tabla periódica de los elementos.

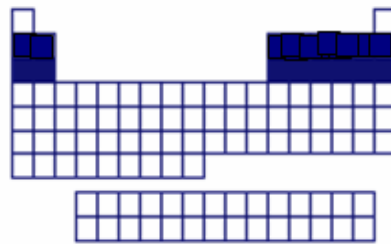
A los grupos se los enumera en forma correlativa de 1 a 18, empezando por la izquierda. Esta numeración de grupos (del 1 al 18 en números arábigos) se utiliza actualmente por convención internacional. Puedes encontrar otras designaciones para los grupos como A y B y números romanos, ej. grupo VIIA para el grupo 17.

A medida que se avanza de izquierda a derecha en un período de la Tabla Periódica, las propiedades de los elementos cambian gradualmente. Al final de cada fila, ocurre un cambio drástico en las propiedades químicas de un elemento, comenzando una nueva fila. Por ejemplo, el oxígeno (O), el flúor (F) y el neón (Ne) ($Z = 8, 9$ y 10 , respectivamente) son todos gases estables a temperatura ambiente. Sin embargo, el sodio (Na, $Z = 11$) es un metal plateado, sólido a temperatura ambiente, tal como el litio ($Z = 3$). Por consiguiente, el sodio comienza una nueva fila en la Tabla Periódica y se ubica justo debajo del litio, a quien se asemeja en cuanto a sus propiedades químicas.

El número de elementos que contiene cada periodo no es fijo:



PERIODO 1 (2 elementos)



PERIODO 2 y 3 (8 elementos)



PERIODO 4 y 5 (18 elementos)



PERIODO 6 (32 elementos)

Figura 2.4: Ubicación de los periodos en la Tabla Periódica.

CARACTERÍSTICAS DE LOS ELEMENTOS DE ALGUNOS GRUPOS DE LA TABLA PERIÓDICA

Todos los elementos que pertenecen a un mismo grupo tienen la misma cantidad de electrones externos (electrones de valencia), y por ello, tienen propiedades similares entre sí.

Algunos grupos de la Tabla Periódica reciben nombres especiales. Por ejemplo:

- Grupo 1: metales alcalinos
- Grupo 2: metales alcalino térreos
- Grupo 17: halógenos
- Grupo 18: gases nobles
- Período 6: lantanoides
- Período 7: actinoides

Las características relevantes de los elementos de estos grupos se describen a continuación.

Grupo 1: Los metales alcalinos

Los metales alcalinos: litio (Li), sodio (Na), potasio (K), rubidio (Rb), cesio (Cs) y francio (Fr), son metales blandos, de color gris plateado, que se pueden cortar con un cuchillo. Presentan densidades muy bajas, y son buenos conductores del calor y la electricidad. Reaccionan con facilidad con halógenos para formar sales iónicas, y con el agua para formar hidróxidos fuertemente básicos.

Todos tienen un solo electrón en su nivel energético más externo, con tendencia a perderlo, y formar un catión de carga +1, por ejemplo Na^+ (catión sodio). Nunca se los encuentra como elementos libres (no combinados) en la naturaleza. Los compuestos típicos de los metales alcalinos son solubles en agua y están presentes en el agua de mar y en depósitos salinos. Como estos metales reaccionan rápidamente con el oxígeno, se venden en recipientes al vacío, pero por lo general se almacenan bajo aceite mineral o querosene. En este grupo, los más comunes son el sodio y potasio.

Grupo 2: Los metales alcalinotérreos

El nombre de alcalinotérreos proviene del nombre que recibían los óxidos de estos elementos, tierras, que tienen propiedades básicas (alcalinas). Los elementos del Grupo 2 son el berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca), estroncio (Sr), bario (Ba) y radio (Ra). El radio tiene una vida media corta (es un elemento radiactivo).

Estos metales presentan puntos de fusión más elevados que los del grupo anterior. Son menos reactivos que los metales alcalinos. Reaccionan con facilidad con los halógenos para formar sales iónicas, y con agua (aunque no tan rápidamente como los metales alcalinos) para formar hidróxidos fuertemente básicos. Todos los metales del grupo 2 tienen dos electrones externos. Estos metales, a excepción del berilio, forman cationes de carga +2, como por ejemplo Mg^{2+} (catión magnesio).

Grupo 17: Los halógenos

El término halógenos proviene del griego hals, “sal”, y genes “nacido”, es decir, formador de sal. Se trata de cinco elementos químicamente activos, estrechamente relacionados, siendo el principal de ellos el cloro (Cl).

Comprenden el flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br), yodo (I) y astato (At). Cada átomo de halógeno tiene siete electrones externos. Forman moléculas biatómicas (X_2), pero son demasiado reactivos para encontrarse libres en la naturaleza. Tienden a ganar un electrón, y asemejarse al gas noble que le sigue en la tabla (elementos estos muy estables). Al ganar ese electrón forman aniones de carga -1, por ejemplo Cl^- (anión cloruro). A estos iones en general se los llama haluros o halogenuros, y se los simboliza en forma general como X^- . Las sales que contienen estos aniones se llaman haluros.

El primer halógeno, el flúor, es un gas amarillo pálido, y es el elemento con mayor carácter no metálico del grupo. Tiene una fuerte tendencia a ganar un electrón, para formar iones fluoruro (F⁻). Los compuestos de flúor también se utilizan para prevenir la formación de caries dentales, por lo que pequeñas cantidades de flúor, se incorporan, como fluoruro, al agua potable y dentífricos.

El cloro es un gas amarillo verdoso, de olor irritante, que reacciona con casi todos los elementos. En concentraciones elevadas es muy venenoso, pero en pequeñas concentraciones puede salvar vidas, empleándose en el proceso de potabilización del agua y de las piscinas.

El bromo es el único elemento no metálico que es líquido a temperatura ambiente. Este líquido reactivo de color rojo sangre con un vapor rojo, es picante y venenoso. Se debe manejar con extremo cuidado, ya que produce quemaduras de difícil curación.

A temperatura ambiente el yodo es un sólido cristalino de color gris acerado. Cuando se calienta, el yodo sólido se sublima, es decir pasa al estado gaseoso, sin previo paso por el estado líquido. El vapor de yodo presenta un hermoso color violeta brillante. El elemento yodo está presente en ciertos vegetales marinos, como las algas. El cuerpo humano necesita un poco de yodo para elaborar la hormona tiroxina, cuyo defecto produce bocio. En Mendoza, para evitar esta enfermedad, se agrega a la sal como yoduro. Se emplea también como antiséptico en caso de heridas y quemaduras.

Grupo 18: Los gases nobles

Esta familia incluye al helio (He), neón (Ne), argón (Ar), criptón (Kr), xenón (Xe) y radón (Rn). El nombre de gas noble proviene del hecho de que no tienden a reaccionar con otros elementos. Debido a esto, también son denominados a veces gases inertes, aunque participan en algunas reacciones químicas. Los gases nobles tienen ocho electrones externos, a excepción del helio, que sólo tiene dos. Esta distribución de electrones explica la naturaleza no reactiva de estos elementos.

Período 6

Lantanoides: son los elementos del período 6 que se encuentran ubicados en la fila superior externa ubicada debajo de la Tabla Periódica.

Período 7

Actinoides: incluye solamente a los elementos del período 7 que se ubican en la fila inferior debajo de la Tabla Periódica.

OTRO CRITERIO DE CLASIFICACIÓN

Otro de los criterios para estudiar los elementos en la Tabla Periódica los divide según sus propiedades generales en:

No Metales: No metal es todo elemento que difícilmente cede electrones y, sí, en cambio, a veces los acepta. En su mayoría son gaseosos o líquidos, conducen mal el calor y la electricidad y rara vez presentan brillo. El carácter no metálico se presenta más acusadamente cuanto más arriba y a la derecha de la Tabla Periódica esté situado el elemento; lo que resulta lógico, pues cuanto más pequeño sea el átomo, mayor será la fuerza atractiva que ejerza el núcleo sobre los electrones.

Metales: Elementos simples caracterizados por poseer un brillo llamado metálico. Tienen estructura cristalina y son buenos conductores del calor y la electricidad. Son sólidos a temperatura ordinaria, excepto el mercurio. Otras propiedades son la opacidad, dureza, ductilidad, maleabilidad y fusibilidad, pudiendo también alearse con otros metales. Desde un punto de vista electrónico, un elemento se considera metal cuando cede fácilmente electrones y no tiene tendencia a ganarlos.

Metaloides: La clasificación hecha hasta el momento es un poco arbitraria y varios elementos no se ajustan a ninguno de los dos tipos citados. Casi todos los elementos adyacentes a la línea en escalera

Indica a qué categoría pertenecen los elementos:

a – por el nombre común del grupo o del período de los elementos:

- Metales alcalinos:
- Metales alcalinotérreos:
- Halógenos:
- Lantanoides:
- Actinoides:

b – por sus propiedades:

- Metales : ; ; ; ; ; ;
- No metales: ;

2.5- Con ayuda de la Tabla Periódica, completa el siguiente cuadro para cada elemento consignado su símbolo y a qué período, grupo y clasificación pertenecen según corresponda.

Elemento	Símbolo	Período	Grupo	Clasificación según su:	
				Nombre tradicional	Propiedades
Litio					
Flúor					
Plata					
Radón					
Azufre					
Cobalto					

3 FÓRMULAS Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

OBJETIVOS:

- Nombrar iones y compuestos inorgánicos binarios y ternarios.
- Escribir sus fórmulas.

Los compuestos son combinaciones de elementos en los cuales los átomos de diferentes elementos están presentes en una relación constante y característica. Un compuesto se clasifica como molecular si consiste de moléculas y como iónico si consiste en iones.

Los compuestos se clasifican como orgánicos o inorgánicos. Los compuestos orgánicos contienen el elemento carbono y por lo general también hidrógeno. Estos compuestos se denominan orgánicos debido a que alguna vez se consideró, en forma incorrecta, que podrían ser formados solo los organismos vivos. El resto de los compuestos se denominan compuestos inorgánicos. Entre estos últimos se incluyen algunos compuestos muy sencillos del carbono, como sus óxidos y carbonatos. En un compuesto los átomos están unidos a través de ciertas fuerzas llamadas **enlaces químicos**, formando **moléculas** o **cristales iónicos**.

El **átomo** es la muestra representativa más pequeña de un elemento. Sin embargo, sólo los gases nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn) existen en la naturaleza como átomos sencillos, por lo que se dice que son gases monoatómicos. En cambio si las sustancias están compuestas por átomos de distintos elementos se denominan compuestos.

Una **molécula** es un grupo separado de átomos unidos en un ordenamiento específico. El agua es un ejemplo de compuesto binario molecular (formado por átomos de dos elementos distintos: hidrógeno y oxígeno).

Por otro lado, un **compuesto iónico** es *un compuesto que contiene iones con carga positiva e iones con carga negativa*. La relación entre los iones positivos y negativos es tal, que la carga eléctrica global del compuesto iónico es cero. En general, los cationes son iones provenientes de átomos metálicos y los aniones son iones de átomos no metálicos. En consecuencia, *los compuestos iónicos surgen como combinación de elementos metálicos y elementos no metálicos*.

Los compuestos iónicos son todos sólidos a temperatura ambiente y en ellos, los iones que los constituyen, se acomodan en una estructura tridimensional, eléctricamente neutra, llamada red cristalina. En consecuencia, los compuestos iónicos **no existen como una molécula**, sino como un conjunto de aniones y cationes ordenados, ocupando posiciones específicas y características para cada sustancia como se observa en la Figura 3.1. Un **crystal iónico** se forma por la atracción mutua entre iones positivos y negativos.

Un **ión** es un átomo o grupo de átomos que tiene carga neta positiva o negativa. Un ión con carga positiva se denomina **catión** y un ión con carga negativa se denomina **anión**.

Los iones que se forman a partir de un solo átomo se llaman **iones monoatómicos**; por ejemplo catión sodio (Na^+), o anión cloruro (Cl^-). Si un ión está formado por más de un átomo se denomina **ión poliatómico**; por ejemplo el anión sulfato (SO_4^{2-}) o el catión amonio (NH_4^+).

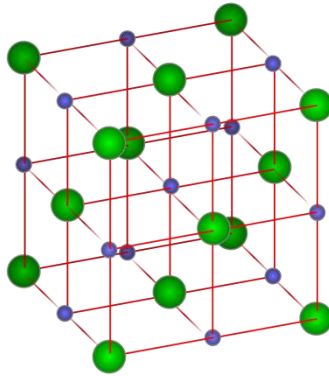


Figura 3.1: Forma cristalina del cloruro de sodio (NaCl). Con los círculos mayores en verde se representan los aniones cloruro (Cl^-) y los pequeños en azul los cationes sodio (Na^+).

FÓRMULAS QUÍMICAS Y NOMENCLATURA

La fórmula química de un compuesto representa su composición en términos de símbolos químicos.

Los subíndices muestran los números de átomos de cada elemento presentes en la unidad más pequeña representativa del compuesto. Por ejemplo la fórmula del agua (H_2O) indica que cada molécula de agua tiene un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno.

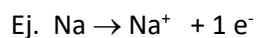
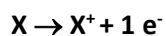
A muchos compuestos se les dieron nombres comunes, informales, antes de conocerse sus composiciones. Por ejemplo, agua, sal, azúcar, amoníaco, etc. Cuando el número de compuestos conocidos era pequeño, era posible memorizar todos los nombres. En la actualidad el número de compuestos conocidos sobrepasa los trece millones, por lo que los químicos han diseñado un sistema claro para nombrar las sustancias químicas, mediante reglas que son aceptadas mundialmente, lo que facilita su comunicación.

La nominación sistemática de los compuestos se denomina nomenclatura química y sigue reglas que veremos a continuación.

Cationes

Un catión es un átomo o grupo de átomos con carga positiva.

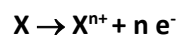
Si un átomo neutro (X) pierde un electrón forma un catión de carga +1.



Átomo de Na	Cation Na ⁺
11 protones	11 protones
11 electrones	10 electrones

En el ejemplo anterior, el sodio elemental pierde un electrón y se transforma en catión sodio.

De forma general, podemos decir que si un átomo neutro (X) pierde n electrones, forma un catión con carga +n.



Este proceso mediante el cual un átomo o grupo de átomos pierde electrones se denomina oxidación. Las propiedades de los cationes formados son diferentes a las de las sustancias simples del mismo elemento. Por ejemplo son muy diferentes las propiedades físico-químicas del cobre metálico (Cu) que las del catión cúprico (Cu^{2+}) presente en una sal como el sulfato cúprico.

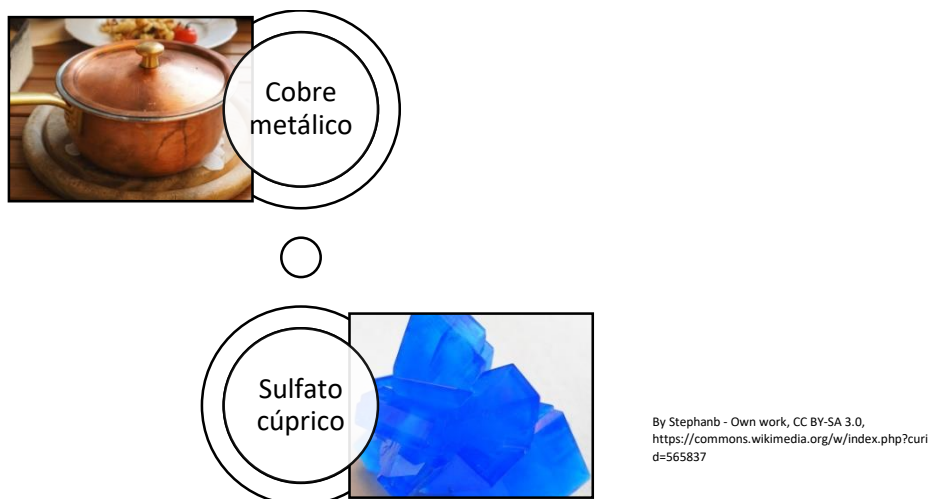


Figura 3.2: En la parte superior, fotografía de un elemento formado por cobre metálico (Cu), un metal muy buen conductor del calor y la electricidad; y en la parte inferior cristales de sulfato cúprico, donde el cobre se encuentra en forma de catión Cu^{2+} , formando una sal soluble en agua.

Tabla 3.1: Nomenclatura de cationes

1) Si un metal forma un solo catión se nombra anteponiendo la palabra catión al nombre del elemento.	Mg^{2+} catión magnesio		
	Na^+ catión sodio		
	Al^{3+} catión aluminio		
2) Si un metal puede formar cationes con diferente carga, podemos usar las siguientes reglas para nombrarlos:	a) Nomenclatura tradicional:	Se agrega el sufijo –oso a la raíz latina del nombre del elemento para el catión con menor carga positiva.	Fe^{2+} catión ferroso
		o el sufijo –ico para el catión con mayor carga positiva.	Fe^{3+} catión férrico
	b) Numerales de Stock:	Se antepone la palabra catión al nombre del elemento y se agrega la carga del catión, escrito como número romano entre paréntesis.	Fe^{2+} catión hierro (II) Fe^{3+} catión hierro (III)
3) Los cationes formados a partir de átomos no metálicos tienen nombres que terminan en –io	Ej. NH_4^+ catión amonio		
	H_3O^+ catión hidronio		
	Estos dos cationes poliatómicos (formados por más de dos átomos) son los únicos de esta clase que encontrarás en este curso.		

Casi todos los cationes son átomos metálicos monoatómicos. Una excepción a esta generalización la podemos encontrar en uno de los cationes que forma el mercurio (Hg_2^{2+}) que es un catión poliatómico. ¿Cómo nombramos a este catión?

Como el mercurio forma los cationes Hg_2^{2+} y Hg^{2+} se nombrarán:

	Nomenclatura tradicional	Numerales de Stock
Hg_2^{2+}	catión mercurioso	catión mercurio (I)
Hg^{2+}	catión mercúrico	catión mercurio (II)

En la siguiente tabla encontrarás los cationes que utilizaremos en este curso, ordenados según su carga. Para que te resulte más fácil su estudio, están divididos en cationes de los elementos representativos y en cationes de los elementos de transición. Como puedes observar, los elementos representativos forman cationes con una única carga, y si miras la tabla periódica te resultará más fácil aprenderlos. Los cationes de los elementos del grupo 1 tienen carga +1, los del grupo 2 tienen carga +2 y los del grupo 13 tienen carga +3. ¡Si miras con atención los del grupo 14 tienen carga +2 y los del grupo 15 tienen carga +3!

Tabla 3.2: Agrupamiento de cationes de acuerdo a su grupo y su carga.

1+	2+	3+
REPRESENTATIVOS		
GRUPO 1 (I A) Li ⁺ Na ⁺ K ⁺	GRUPO 2 (II A) Mg ²⁺ Ca ²⁺ Sr ²⁺ Ba ²⁺	GRUPO 13 (III A) Al ³⁺
NH ₄ ⁺ (catión amonio)	GRUPO 14 (IV A) Sn ²⁺ Pb ²⁺	GRUPO 15 (V A) Bi ³⁺
TRANSICIÓN (GRUPOS 3 al 12)		
Cu ⁺ Ag ⁺	Mn ²⁺ Fe ²⁺ Co ²⁺ Ni ²⁺ Cu ²⁺ Zn ²⁺ Cd ²⁺ Hg ²⁺ Hg ₂ ²⁺	Cr ³⁺ Fe ³⁺

Muchos de los elementos de transición forman cationes con distinta carga. En la tabla figuran **sólo los cationes que veremos en este curso**.

Aniones

Un anión es un átomo o grupo de átomos con carga negativa.

Si un átomo neutro (Y) gana un electrón forma un anión de carga -1.



En el ejemplo anterior el átomo neutro flúor gana un electrón y se forma el anión fluoruro.

Si un átomo neutro (Y) gana n electrones, forma un anión de carga -n



Este proceso mediante el cual un átomo o grupo de átomos gana electrones se denomina **reducción**. Las propiedades de los aniones son diferentes a las de las sustancias simples del mismo elemento. Como por ejemplo, el cloro molecular (Cl_2) tiene propiedades diferentes al ión cloruro (Cl^{-}), presente en sales como en el cloruro de sodio.

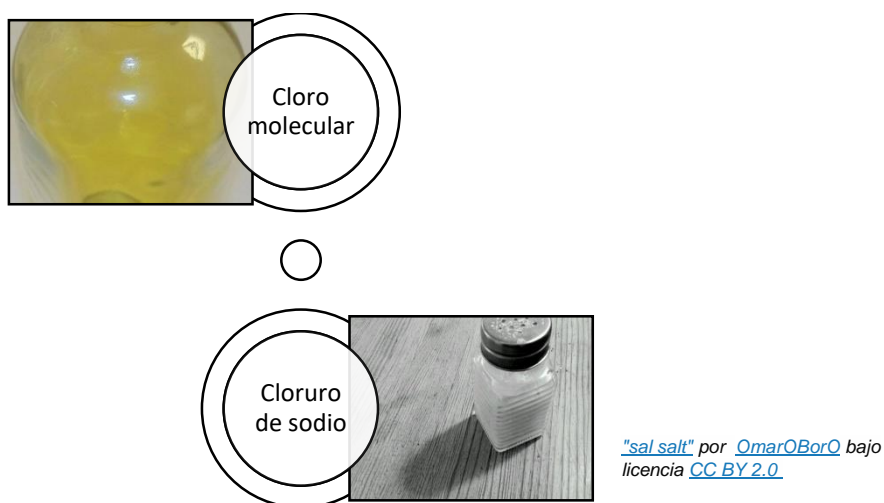


Figura 3.3: En la parte superior se encuentra el elemento cloro como cloro molecular, un gas amarillo verdoso muy venenoso; muy diferente al comportamiento del cloro en el anión cloruro de la sal cloruro de sodio (parte inferior), un constituyente de un condimento como la sal de mesa.

En general, los átomos metálicos ceden electrones para formar cationes y los átomos no metálicos ganan electrones para formar aniones.

Nomenclatura de aniones

Veremos cómo se escriben las fórmulas de los aniones formados por una sola clase de átomos (aniones monoatómicos) y cómo se nombran, y también de aquellos aniones en los que el oxígeno se encuentra unido a átomos de otros elementos y se denominan oxoaniones.

a - Nomenclatura de aniones monoatómicos:

Se nombran agregando el sufijo **-uro** a la raíz del nombre del elemento.

Como se muestra en la tabla 3.2, por ejemplo el S^{2-} es el anión **sulfuro** (sulf- es la raíz latina para el elemento azufre). Mientras que el O^{2-} es una excepción y se denomina anión **óxido**.

Tabla 3.3: Aniones monoatómicos según el grupo de la tabla periódica.

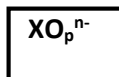
Grupo 14 (IVA)	Grupo 15 (VA)	Grupo 16 (VIA)	Grupo 17 (VIIA)
C ⁴⁻ carburo	N ³⁻ nitruro P ³⁻ fosfuro As ³⁻ arseniuro	O ²⁻ óxido S ²⁻ sulfuro	F ⁻ fluoruro Cl ⁻ cloruro Br ⁻ bromuro I ⁻ yoduro

Si no recordáramos la carga en estos iones, podemos calcularla restándole 18 al número de grupo. Por ejemplo para el anión cloruro su carga será: 17 - 18 = -1.

b - Nomenclatura de aniones poliatómicos

Los iones poliatómicos (formados por 2 ó más elementos distintos) incluyen a los *oxoaniones*, que son iones que contienen oxígeno y otro elemento denominado *elemento central(X)*.

La fórmula general de estos aniones es:



Donde:

p = n° de átomos de oxígeno

n = carga del anión

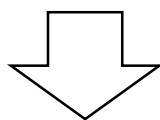
- Si para un elemento dado sólo existe un oxoanión, este se nombra con el agregado del sufijo **-ato** a la raíz del nombre del elemento, como en el anión carbonato CO₃²⁻.
- Aquellos elementos que pueden formar dos tipos de oxoaniones con diferente cantidad de átomos de oxígeno, al de mayor número de oxígenos se le agrega el sufijo **-ato** y al que tiene el número más pequeño de átomos de oxígeno se le agrega el sufijo **-ito** a la raíz del nombre del elemento. Ej. el nitrógeno que forma el anión NO₃⁻ y el NO₂⁻, se nombran **nitrato** y **nitrito** respectivamente.
- Algunos elementos –particularmente los halógenos- forman más de dos clases de oxoaniones. Aquel oxoanión con número menor de átomos de oxígeno que los oxoaniones con sufijo **-ito**, se nombra con el agregado del prefijo **hipo-** a la forma **-ito** del nombre, como el anión **hipoclorito** (mínimo contenido de oxígeno). O bien contienen una proporción más alta de oxígeno que los oxoaniones con sufijo **-ato** y se nombran anteponiendo el prefijo **per-** a la forma **-ato** del nombre, ej. anión **perclorato** (máximo contenido de oxígeno).

ClO⁻ anión **hipoclorito** Mínimo contenido de oxígeno

ClO₂⁻ anión **clorito**

ClO₃⁻ anión **clorato**

ClO₄⁻ anión **perclorato** Máximo contenido de oxígeno



- Un oxoanión importante que contiene hidrógeno y no sigue las reglas de nomenclatura que te mencionamos es el **anión hidróxido: OH⁻**
- En la tabla de aniones poliatómicos encontrarás algunos oxoaniones cuyos nombres no se ajustan a esta regla general, y anteponen otros prefijos, tales como "**meta-**", "**piro-**", "**orto-**", "**di-**

CARGA IÓNICA GRUPO	1-	2-	3-	4-
17	ClO^- hipoclorito ClO_2^- clorito ClO_3^- clorato ClO_4^- perclorato BrO^- hipobromito BrO_3^- bromato IO^- hipoyodito IO_3^- yodato IO_4^- peryodato	-----	-----	-----
16	HO^- hidróxido	SO_3^{2-} sulfito SO_4^{2-} sulfato	-----	-----
15	NO_2^- nitrito NO_3^- nitrato PO_2^- metafosfita PO_3^- metafosfato AsO_2^- metaarsenito AsO_3^- metaarseniato	-----	PO_4^{3-} ortofosfato (fosfato) AsO_3^{3-} ortoarsenito (arsenito) AsO_4^{3-} ortoarseniato (arseniato)	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ pirofosfato (difosfato) $\text{As}_2\text{O}_7^{4-}$ piroarseniato (diarseniato)
14	-----	CO_3^{2-} carbonato SiO_3^{2-} silicato	-----	-----
13	AlO_2^- aluminato	-----	-----	-----
TRANSICIÓN	CrO_2^- cromito MnO_4^- permanganato	ZnO_2^{2-} cincato CrO_4^{2-} cromato MnO_4^{2-} manganato $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ dicromato	-----	-----

GRUPOS																															
PERÍODOS	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18													
1	H ⁺	TABLA PERIÓDICA Y SUS IONES														H ⁻	He														
2	Li ⁺																													F ⁻	Ne
3	Na ⁺																													Mg ²⁺	Al ³⁺
4	K ⁺	Ca ²⁺	AlO ₂ ⁻	SiO ₃ ²⁻	P ³⁻ PO ₂ ⁻ PO ₃ ⁻ PO ₄ ³⁻ P ₂ O ₇ ⁴⁻	S ²⁻ SO ₃ ²⁻ SO ₄ ²⁻	ClO ⁻ ClO ₂ ⁻ ClO ₃ ⁻ ClO ₄ ⁻	Ar																							
5		Sr ²⁺				Cr ³⁺ CrO ₂ ⁻ CrO ₄ ²⁻ Cr ₂ O ₇ ²⁻	Mn ²⁺ MnO ₄ ²⁻ MnO ₄ ⁻	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺ ZnO ₂ ²⁻			As ³⁻ AsO ₂ ⁻ AsO ₃ ³⁻ AsO ₃ ⁻ AsO ₄ ³⁻ As ₂ O ₇ ⁴⁻		Br ⁻ BrO ⁻ BrO ₃ ⁻	Kr													
6		Ba ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺ Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Sn ²⁺ Pb ²⁺			I ⁻ IO ⁻ IO ₃ ⁻ IO ₄ ⁻	Xe													
7																		Rn													

Para ayudarte a comprender mejor este tema te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica lo que hemos visto:



<https://youtu.be/CFHt1PE5uLY>

TIPOS DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

Veremos ahora como se nombran distintos tipos de compuestos inorgánicos, la escritura de sus fórmulas y las reglas para nombrarlos.

Aprenderemos a escribir y nombrar los siguientes compuestos:

- Ácidos
- Hidróxidos
- Sales
- Óxidos metálicos
- Óxidos no metálicos

Nomenclatura de ácidos

¿Qué es un ácido?

Brönsted y Lowry interpretaron que un ácido es una especie química capaz de ceder un catión hidrógeno, H^+ (también denominado protón). También hay otras teorías que explican y definen el comportamiento de los ácidos, sin embargo no nos ocuparemos en este curso de ellas y nos referiremos en esta sección a los ácidos propiamente dichos. Por ahora, definiremos un **ácido** como una sustancia cuyas moléculas producen iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelve en agua.

Un **ácido** inorgánico tiene una fórmula que de manera característica comienza con H; los oxoácidos tienen fórmulas que comienzan con H y terminan con O.

El ácido clorhídrico, cuya fórmula es HCl, o el ácido nítrico, cuya fórmula es HNO_3 , se comportan como ácidos de Brönsted. Las moléculas de ambos compuestos contienen átomos de hidrógeno que pueden ceder un protón tanto al agua como a otras especies químicas.

Aprenderemos ahora las reglas que permiten escribir las fórmulas de ácidos y nombrarlos.

Para escribir la fórmula de un ácido deberás asociar un anión con el catión hidrógeno (H^+).

Como la especie cuya fórmula vamos a escribir es eléctricamente neutra la cantidad de cargas positivas que aporta el catión (H^+ en nuestro caso) debe ser igual a la cantidad de cargas negativas que aporta el anión.

Para escribir la fórmula de un ácido se coloca en primer término el catión hidrógeno y a continuación la fórmula del anión. La cantidad de átomos de hidrógeno que debes escribir dependerá de la carga del anión. Como el catión hidrógeno tiene carga +1, escribirás tantos hidrógenos como cargas negativas tenga el anión.

Según el anión con el que se combine el catión hidrógeno, los ácidos se clasifican en:

a- Hidrácidos:

Para escribir la fórmula de un **hidrácido** se debe asociar un anión monoatómico y el catión hidrógeno:
Anión monoatómico + H⁺

Por ejemplo, si queremos escribir la fórmula del hidrácido que forma el anión cloruro (Cl⁻), se coloca en primer término el catión hidrógeno y luego el anión cloruro.



En este ejemplo vemos que la carga del anión cloruro es -1, por lo que sólo necesitamos un catión hidrógeno cuya carga es +1 para que el ácido formado resulte eléctricamente neutro. En la fórmula del ácido no se consignan las cargas de los iones, por lo que la fórmula del hidrácido resulta:

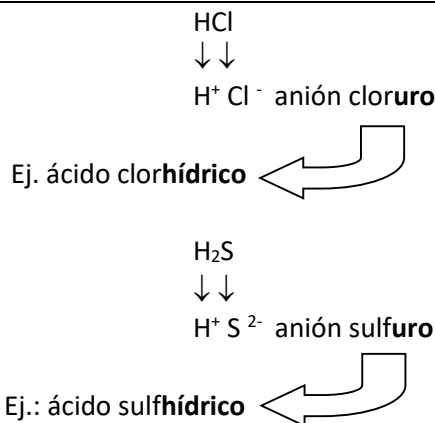


Habrás notado que sólo has escrito un catión hidrógeno, ya que la carga del anión cloruro es -1.

Si la carga del anión fuera -2, ¿cuántos cationes hidrógenos deberás escribir? Por ejemplo, para escribir el hidrácido que forma el anión sulfuro, cuya carga es -2, se necesitan dos cationes hidrógenos por cada anión sulfuro. Esto se indica utilizando el subíndice 2 en la fórmula del hidrácido, por lo que su fórmula resulta: H₂S

¿Cómo llamamos a estos hidrácidos cuyas fórmulas hemos escrito?

Para nombrar un hidrácido se antepone la palabra ácido y se cambia la terminación “uro” del anión por “hídrico”



Debes tener presente que los compuestos hidrogenados formados con los halógenos y el azufre, **al estado gaseoso**, mantienen la denominación del anión: uro de hidrógeno.

Ej.: HCl (g) : cloruro de hidrógeno
H₂S (g) : sulfuro de hidrógeno

Pero... no todos los aniones monoatómicos dan compuestos con carácter ácido. Los aniones óxido, nitruro, fosfuro, arseniuro, forman compuestos hidrogenados que no tienen carácter ácido.

O ²⁻	H ₂ O	AGUA
N ³⁻	NH ₃	AMONÍACO
P ³⁻	PH ₃	FOSFAMINA
As ³⁻	AsH ₃	ARSENAMINA

Completemos estos ejemplos:

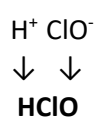


Fórmula	Nombre
HBr (aq)	
HI (aq)	
HF (g)	

b- Oxoácidos:

Para escribir la fórmula de un oxoácido se debe asociar un oxoanión y el catión hidrógeno.

Por ejemplo, si se asocia el catión hidrógeno y el anión hipoclorito, se formará el siguiente oxoácido:



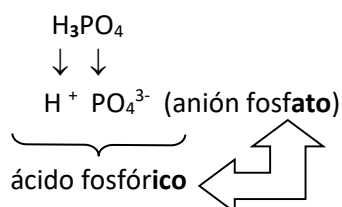
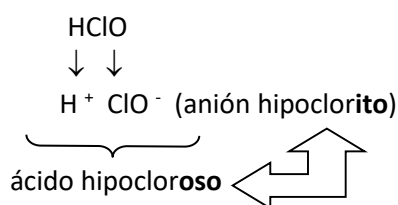
Al igual que en el caso de la escritura de fórmulas de hidrácidos, la cantidad de hidrógenos que deben escribirse dependerá de la carga del anión. Para el ejemplo considerado, como la carga del anión hipoclorito es -1, sólo se escribe un catión hidrógeno.

Si la carga del anión fuera diferente a -1, como por ejemplo el anión fosfato (PO_4^{3-}), la fórmula del ácido resulta:



Como habrás observado, debes escribir tres cationes hidrógeno, por lo que se coloca el subíndice 3 en la fórmula del ácido, para compensar eléctricamente la carga -3 del anión.

Para nombrarlos debes anteponer la palabra **ácido** y cambiar los sufijos: **“ito”** por **“oso”** y **“ato”** por **“ico”**.



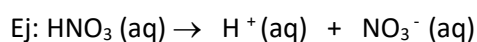
Ej.: ClO^- hipoclorito	HClO ácido hipocloroso
ClO_2^- clorito	HClO_2 ácido cloroso
ClO_3^- clorato	HClO_3 ácido clórico
ClO_4^- perclorato	HClO_4 ácido perclórico
SO_4^{2-} sulfato	H_2SO_4 ácido sulfúrico



Practicemos con otros ejemplos, completando con el nombre o la fórmula correspondiente:

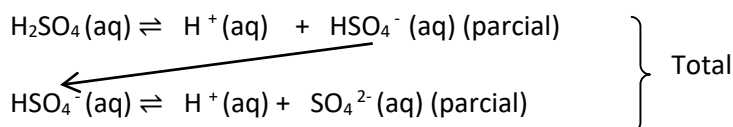
Fórmula	Nombre
HNO ₃	
HNO ₂
.....	Ácido hipobromoso

Cuando los ácidos se disuelven en agua pueden ionizarse (generar iones). Una vez formados los iones se produce la **disociación** (separación de los iones formados). El proceso de disociación puede representarse mediante la siguiente ecuación:



El símbolo **aq** indica que dichas especies están disueltas en agua.

Si los ácidos contienen más de un átomo de hidrógeno su disociación puede realizarse en etapas, liberando un catión hidrógeno en cada una de ellas, como ocurre por ejemplo con el ácido sulfúrico.



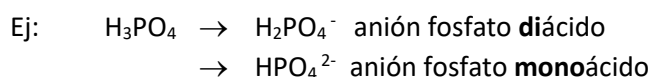
Si observas con atención la primera ecuación de disociación podrás ver un nuevo anión, **HSO₄⁻**, que contiene hidrógeno.

Estos aniones se denominan **aniones ácidos** y para nombrarlos simplemente se agrega la palabra ácido al nombre del anión y se antepone un prefijo que indica el número de átomos de hidrógeno presentes (si son más de uno).



Algunos aniones ácidos, entre los que se encuentra el anión que te acabamos de presentar, se denominan también usando el prefijo **bi**, siendo estos nombres comunes bastante usados todavía.

HSO ₄ ⁻	anión bisulfato
HSO ₃ ⁻	anión bisulfito
HCO ₃ ⁻	anión bicarbonato
HS ⁻	anión bisulfuro





Completa el cuadro con la fórmula o nombre según corresponda

Fórmula	Nombre
	Ácido clorhídrico
HClO ₃	
HPO ₂	
	Ácido carbónico
H ₃ AsO ₄	
	Anión carbonato ácido

Nomenclatura de hidróxidos

Para escribir la fórmula de un hidróxido deberás combinar el anión hidróxido (OH⁻) con un catión metálico, igualando las cargas iónicas correspondientes a cada uno de ellos.

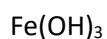
Un dato a tener en cuenta es que la solución de amoníaco en agua suele identificarse como hidróxido de amonio (NH₄OH), aunque esta denominación no sería correcta.

Aprenderemos las reglas que permiten escribir la fórmula y nombrar a un hidróxido.

Por ejemplo, se puede escribir la fórmula de un hidróxido asociando el catión férrico (Fe³⁺) con el anión hidróxido (OH⁻).

Ej.: Fe³⁺ OH⁻

Como la especie química cuya fórmula queremos escribir es eléctricamente neutra, necesitamos agregar tantos iones hidróxido, cuya carga es -1, como cargas positivas tenga el catión. En nuestro caso, como el catión férrico tiene carga +3, necesitamos asociarlo a tres aniones hidróxido. El catión se escribe en primer término, resultando finalmente la fórmula del hidróxido así:



Como habrás notado, al necesitar tres aniones hidróxido, debemos encerrar entre paréntesis el anión hidróxido, de manera que el subíndice (el número tres en nuestro ejemplo) nos indica que tres aniones hidróxido, cuya carga negativa total es $3 \times (-1) = -3$, compensan eléctricamente a un catión férrico de carga positiva = +3.

Si la carga del catión fuera +1, no es necesario colocar un paréntesis en el anión hidróxido. Por ejemplo, asociando el catión potasio (K⁺) con el anión hidróxido (OH⁻) puede formarse un hidróxido cuya fórmula se escribe: KOH

Para nombrarlos debes anteponer la palabra hidróxido al nombre del catión. En el caso de los ejemplos dados, se nombran de la siguiente forma:

- $\text{Fe}(\text{OH})_3$ hidróxido de hierro (III) o hidróxido férrico
- KOH hidróxido de potasio



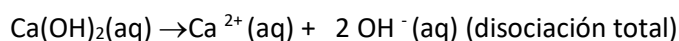
Practicemos con otros ejemplos, completando con el nombre o la fórmula, según corresponda:

Fórmula	Nombre
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	
	Hidróxido de bario
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	
	Hidróxido crómico
$\text{Ni}(\text{OH})_2$	

Algunos hidróxidos no existen, ya que no pueden ser aislados porque descomponen en el óxido correspondiente y agua, ni bien se forman. Estos son los hidróxidos de **cobre (I)**, **plata**, **mercurio**, **oro** y **platino**. Esto debes recordarlo.

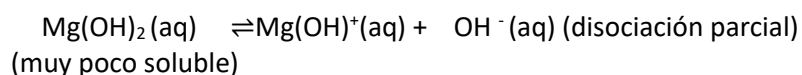
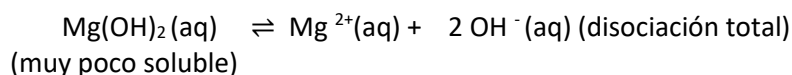
La mayoría de los hidróxidos son muy poco solubles en agua. Sólo son solubles los hidróxidos del Grupo 1 y 2, con excepción del hidróxido de magnesio.

Cuando los hidróxidos se disuelven en agua también se disocian:



El hidróxido de calcio sólo puede disociarse en forma total.

El hidróxido de magnesio, **muy poco soluble**, puede disociarse en forma total o parcial de acuerdo a las siguientes ecuaciones:



En esta última ecuación podrás ver un catión que contiene en su estructura un anión hidróxido. Éste es un **catión básico**, y para designarlo, al nombre del catión deberás anteponer la palabra básico y agregar un prefijo que indica el número de grupos (OH) presentes (si son más de uno).

Por ejemplo, el aluminio puede formar los siguientes cationes básicos:

$\text{Al}(\text{OH})_2^{+}$ catión **dibásico** de aluminio

$\text{Al}(\text{OH})^{2+}$ catión **monobásico** de aluminio



¿Todos los hidróxidos pueden formar cationes básicos?
 ¿Qué características debería tener un hidróxido para que de él deriven cationes básicos? Anota tus conclusiones de acuerdo a lo que has leído:

¿Podrá el cobre formar algún catión básico? Si así fuera, ¿Cómo escribirías su fórmula, y cómo lo nombrarías?



Completa la siguiente tabla, indicando el nombre o fórmula de los siguientes ácidos e hidróxidos, según corresponda:

Nombre	Fórmula
Hidróxido de potasio	
	HF
Ácido hipocloroso	
	Fe(OH) ₂
Ácido bromhídrico	
	Cd(OH) ₂
Hidróxido de aluminio	
	HNO ₃
Ácido sulfhídrico	
	H ₃ PO ₄
Ácido sulfuroso	

Nomenclatura de sales

Las sales se forman al reemplazar uno o más hidrógenos de un ácido por otros cationes. Son en su gran mayoría compuestos iónicos constituidos por un catión diferente al H⁺ y un anión diferente al OH⁻ o el O²⁻.

Veremos tres tipos de sales: sales neutras, ácidas y básicas. Existen reglas para nombrarlas, como en el caso de los compuestos que hemos visto anteriormente.

a) Sales neutras

Para escribir la fórmula de una sal deberás asociar un catión metálico (o el catión amonio) con un anión (con excepción de los aniones óxido o hidróxido), teniendo siempre en cuenta que cada compuesto debe ser eléctricamente neutro. Esto significa que la suma de las cargas del catión y del anión en cada fórmula debe ser igual a cero.

Veamos cómo podríamos combinar el catión potasio y el anión carbonato para obtener una sal.

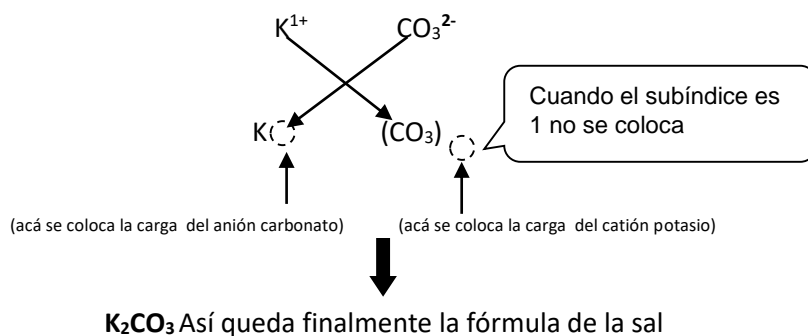
- La tabla nos muestra que el catión potasio tiene una carga positiva (K^+) y el anión carbonato tiene dos cargas negativas (CO_3^{2-}).
- Para igualar las dos cargas negativas del anión carbonato (CO_3^{2-}) necesitarás dos cationes potasio ($2 K^+$).
- Entonces se cumple: $2 \cdot (+1) + (-2) = 0$
- La fórmula de la sal que forman el catión potasio y el anión carbonato quedará entonces:
 $K_2 CO_3$
- El subíndice 2, colocado después del catión potasio, indica que tenemos dos cationes potasio, cuyas cargas positivas, compensan eléctricamente la carga negativa del anión carbonato.

Pero, basada en el principio de electroneutralidad que hemos expuesto, existe una regla práctica que facilita la escritura de fórmulas, y es la siguiente:

El subíndice del catión es numéricamente igual a la carga del anión y el subíndice del anión es numéricamente igual a la carga del catión.

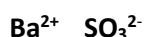
En el ejemplo que presentamos, podrás observar que el subíndice dos, colocado después del potasio, coincide con la carga del anión carbonato (en valor absoluto). Como la carga del catión potasio es +1, el subíndice que debería colocarse a continuación de la fórmula del anión carbonato es 1. **El subíndice 1 nunca se coloca**, dándose por sobreentendido.

Con este diagrama te podrás ayudar:




Si las cargas del anión y del catión son numéricamente iguales, no se colocan subíndices, ya que la carga positiva del catión está compensada con la carga del anión.

Por ejemplo, ¿cómo se escribirá la fórmula de la sal formada al combinar catión bario con el anión sulfito?



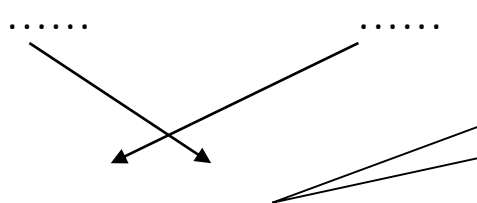
Como la carga del catión es +2 y la del anión -2, la fórmula de la sal que forman estos iones es:




 ¿Y si ahora combinamos el catión calcio con el anión fosfato? Si no recuerdas la fórmula de los iones, busca las tablas de cationes y aniones, para poder escribirlas.

Cation calcio Anion fosfato

.....




Así queda finalmente la fórmula de la sal, al combinar los iones, colocando los subíndices correspondientes.

Si observas todas estas fórmulas, te darás cuenta que **siempre** hemos escrito primero el catión y a continuación el anión. Esta es la forma que la IUPAC (Unión Internacional de la Química Pura y Aplicada) nos recomienda para escribir la fórmula de un compuesto.

Y ahora ¿Cómo nombramos a las sales?

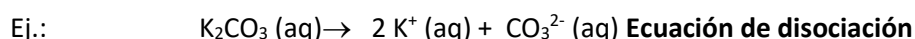
Designamos en **primer** lugar al **anión** y luego al catión, siguiendo las reglas de nomenclatura que ya estudiamos para unos y otros.


 Veamos entonces como llamamos a los compuestos que escribimos antes:

Fórmula	Nombre
K ₂ CO ₃	carbonato de potasio
BaSO ₃	
Ca ₃ (PO ₄) ₂	

Cuando las sales se disuelven en agua o funden sufren un proceso de separación de sus iones constituyentes denominado **disociación**.

Este proceso lo podemos representar de la siguiente manera:



Como puedes observar, en este proceso de disociación se separan los **iones**; los mismos que has usado para escribir la fórmula correspondiente. **¡La carga de los iones no puede modificarse!** El catión potasio tiene carga +1, sólo que en el proceso de disociación se liberan dos cationes potasio, por cada unidad fórmula de carbonato de potasio. Esto se indica mediante el número dos que se coloca adelante de la fórmula del catión potasio, en la **ecuación de disociación**.

Para ayudarte a comprender mejor este tema te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica lo que hemos visto:



<https://youtu.be/0FN-uapwo5E>

b) Sales ácidas

Para escribir la fórmula de una **sal ácida** deberás asociar un **catión metálico** (o el catión amonio) con un **anión ácido**.

Por ejemplo, si quiero escribir la fórmula de la sal denominada carbonato ácido de magnesio, tendremos que combinar el catión magnesio y el anión carbonato ácido.

	Catión magnesio	Anión carbonato ácido	
	↓	↓	
	Mg^{2+}	HCO_3^-	
Colocando como subíndices las cargas de los iones, resulta:	↘	↙	
	$Mg(HCO_3)_2$		

En tu tabla de aniones encontrarás al anión carbonato. El anión carbonato ácido puede deducirse fácilmente a partir del carbonato, añadiendo hidrógeno:
 CO_3^{2-} anión carbonato
 HCO_3^- anión carbonato ácido
 Como puedes observar, al agregar un catión hidrógeno (de carga +1), la carga del anión resulta -1.

¡Recuerda que el subíndice 1, correspondiente a la carga -1 del anión, no debe colocarse!

Podemos escribir una ecuación de disociación para esta sal básica, ya que disuelta en agua, disocia. Para el ejemplo que hemos presentado, la ecuación de disociación será:



¿Podrías escribir la sal que resulta de combinar el catión calcio y el anión fosfato diácido? ¿Cómo la nombrarías? ¿Cuál sería la ecuación de disociación para esta sal?

Para nombrarlos debes anteponer la palabra **óxido** al nombre del **catión**.

Para el ejemplo dado lo llamarás: óxido de hierro (III) u óxido férrico.



¿Puedes completar la siguiente tabla? (Recuerda tener en cuenta la carga -2 del anión óxido y la carga del catión del metal).

Fórmula	Nombre
FeO	óxido de hierro (II) = óxido ferroso
Al ₂ O ₃	
	óxido de litio

b – ÓXIDOS NO METÁLICOS (covalentes):

Resultan de la combinación del oxígeno con los elementos no metálicos. Para estos óxidos la IUPAC recomienda el uso de prefijos griegos que denotan el número de átomos de cada elemento presente.

Ej : Cl₂O **monóxido de dicloro** SO₂ **dióxido de azufre**
 Cl₂O₃ **trióxido de dicloro** SO₃ **trióxido de azufre**
 Cl₂O₅ **pentóxido de dicloro**
 Cl₂O₇ **heptóxido de dicloro**

Pueden resultar confusos los nombres comunes de algunos óxidos del nitrógeno, por lo que sus nombres y fórmulas se detallan a continuación:

N₂O **monóxido de dinitrógeno** (también llamado **óxido nitroso**)
 NO **monóxido de nitrógeno** (también llamado **óxido nítrico**)
 N₂O₃ **trióxido de dinitrógeno**
 NO₂ **dióxido de nitrógeno**
 N₂O₅ **pentóxido de dinitrógeno**



¿Podrías, con el criterio que hemos visto nombrar o escribir la fórmula de los siguientes óxidos?

Fórmula	Nombre
N ₂ O ₅	
CO	
	Dióxido de cloro

Para ayudarte a comprender mejor este tema te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica lo que hemos visto:



<https://youtu.be/GKjYbVq96kk>

Resuelve los siguientes ejercicios:

3.1– Marca con una x la proposición correcta:

MnO_4^{2-} es la fórmula de:

- el anión permanganato
- el anión manganato
- un óxido de manganeso
- el anión manganito

La fórmula del nitrato férrico es:

- FeNO_2
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
- $\text{Fe}_2(\text{NO}_2)_3$
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
- $\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$

La fórmula: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ corresponde a:

- un ácido
- un hidróxido
- una sal básica
- una sal neutra
- una sal ácida

La ecuación de disociación del ácido nítrico es:

- $\text{HNO}_3 (\text{aq}) \rightarrow \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{NO}_3^- (\text{aq})$
- $2\text{HNO}_3 (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_5 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\ell)$
- $\text{HNO}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{NO}_2^- (\text{aq})$
- $2\text{HNO}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\ell)$

La fórmula $\text{HCl}(\text{ac})$ corresponde a:

- hidruro de cloro
- ácido clórico
- clorato de hidrógeno
- ácido clorhídrico
- perclorato de hidrógeno

3.2- Dados los nombres de distintas especies químicas, escribe sus fórmulas:

a) hidróxido de bario	b) hidróxido de níquel (II)
c) cromato de plata	d) dicromato de potasio
e) sulfato ácido de magnesio	f) óxido de litio
g) anión cromito	h) óxido nítrico
i) nitrato mercurioso	j) sulfito de sodio
k) ácido perclórico	l) yoduro crómico
m) pentóxido de dinitrógeno	n) trisulfuro de diarsénico

3.3- Dadas las fórmulas de distintas especies escribe sus nombres:

a) HNO_2	b) SiO_2
c) $\text{Fe}(\text{OH})_2$	d) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
e) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	f) Hg_2Cl_2
g) $[\text{FeOH}]\text{SO}_4$	h) K_2ZnO_2
i) CO	j) NH_4HSO_4
k) NaMnO_4	l) HIO
m) HS^-	n) Na_3P
o) K_2HAsO_4	p) $\text{Cu}(\text{OH})^+$
q) Na_2MnO_4	r) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
s) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	t) KIO_3

4 REACCIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS:

- Diferenciar transformaciones químicas de las transformaciones físicas.
- Interpretar las transformaciones químicas desde el modelo de interacción de partículas propuesto por la disciplina.
- Predecir la factibilidad de una reacción entre determinadas sustancias.
- Determinar los posibles productos de reacción que se obtendrán al mezclar ciertos reactivos.
- Determinar los reactivos necesarios para formar un determinado producto.
- Describir una reacción mediante el uso de ecuaciones químicas.

Las reacciones químicas forman parte de nuestra vida diaria. Las sustancias que forman el aire, el agua y las rocas de nuestro planeta, participan en lentas reacciones químicas que son parte de procesos geológicos que lentamente moldean al mundo.

Otras, forman parte de procesos industriales y artesanales; por ejemplo, la obtención de materiales que utilizamos en la construcción, los combustibles, las fibras con las que vestimos, los productos cosméticos, de limpieza, fármacos, etc.

También las reacciones químicas son parte de los procesos biológicos, por ejemplo, la digestión, respiración, fotosíntesis, fermentación, etc.

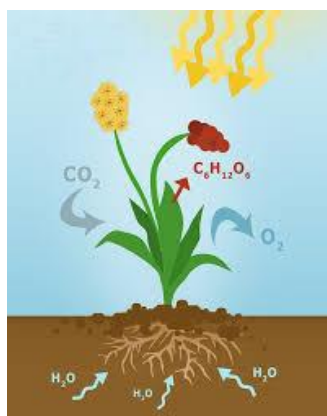


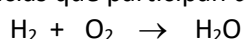
Figura 4.1: Sustancias que participan en la fotosíntesis

Una **reacción química** es el proceso por el cual las sustancias (espontáneamente o por acción de agentes físicos o químicos) en condiciones adecuadas, se transforman en otras sustancias de propiedades específicas diferentes.

Por lo tanto, una reacción es una transformación que implica cambios profundos en la estructura de la materia. Por ejemplo cuando el hidrógeno molecular (H₂) reacciona con oxígeno molecular (O₂) se forma agua (H₂O).

ECUACIONES QUÍMICAS

Toda reacción se puede representar mediante una **ecuación química**. ¿Cómo se plantea una ecuación química? Por ejemplo, para la reacción del hidrógeno molecular con el oxígeno molecular con agua podemos comenzar por escribir las sustancias que participan de la reacción.



La o las sustancias del lado izquierdo de la flecha (en nuestro ejemplo hidrógeno molecular y oxígeno molecular) se denominan **sustancias reactantes o reactivos** y son las sustancias que están presentes antes de que se efectúe la reacción. La o las sustancias que se escriben a la derecha de la flecha se denominan **productos** (en nuestro ejemplo el agua). Los productos son las sustancias que se forman en una reacción.

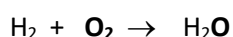
En este caso las sustancias reactantes se transforman completamente en los productos de la reacción (reacción irreversible) por lo que se utiliza una flecha de este tipo: \rightarrow

En el caso de que las sustancias reactantes se transformen parcialmente en los productos de reacción (reacción reversible) se utiliza una doble flecha de este tipo: \rightleftharpoons

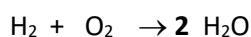
Volviendo al ejemplo de la ecuación química planteado, el signo + significa “reacciona con” y la flecha (\rightarrow) significa “se forma”. Así, esta ecuación se puede leer de la siguiente forma:

“hidrógeno molecular reacciona con oxígeno molecular para formar agua”

Sin embargo, para que la representación realizada se considere una ecuación, el número de átomos de cada clase debe ser igual a cada lado de la flecha. En este caso se observa a la izquierda de la flecha dos átomos de oxígeno, y a la derecha sólo uno.



Se puede **balancear** esta ecuación, colocando coeficientes adecuados. Para este caso planteado, podemos igualar la cantidad de átomos de oxígeno de ambos miembros de la siguiente forma:



Al colocar el coeficiente 2 a la izquierda de la fórmula del agua se igualan la cantidad de átomos de oxígeno. Observa que el coeficiente incorporado afecta a toda la fórmula.

¿Cómo contamos la cantidad de átomos de cada elemento? Tenemos que multiplicar el coeficiente por el subíndice de cada elemento en la fórmula de cada sustancia.

En este caso para saber la **cantidad de átomos de oxígeno** realizamos la siguiente operación matemática:

$$\text{Primer miembro: } 1 \times 2 = 2$$

$$\text{Segundo miembro: } 2 \times 1 = 2$$

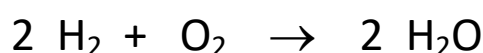
Para calcular la **cantidad de átomos de hidrógeno** realizamos la siguiente operación matemática:

$$\text{Primer miembro: } 1 \times 2 = 2$$

$$\text{Segundo miembro: } 2 \times 2 = 4$$

Es decir a la derecha de la flecha se cuentan 4 átomos de hidrógeno y 2 de oxígeno.

El coeficiente agregado nos presenta ahora un problema: la cantidad de átomos de hidrógeno ha quedado desbalanceada. Para corregir agrego el coeficiente 2 a la izquierda de la fórmula del hidrógeno, quedando finalmente así:



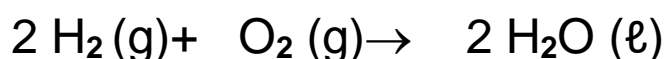
Si contamos la cantidad de átomos de hidrógeno a la izquierda de la flecha podemos comprobar que es la misma cantidad que hay a la derecha de la flecha (cuatro). Si contamos la cantidad de átomos de oxígeno que se han representado a la izquierda de la flecha (dos) es igual a la cantidad de átomos de oxígeno representados a la derecha de la flecha (dos).

Una ecuación se iguala entonces colocando **coeficientes** a la izquierda de las fórmulas. Si no se observa ningún coeficiente esto implica que éste es 1 (uno).

NOTA: No deben modificarse para igualar la ecuación las fórmulas de las sustancias reactantes o productos de reacción. Recuerda que los coeficientes se colocan, por tanteo, a la izquierda de las fórmulas de reactivos y productos, según sea necesario.

Por último, pueden utilizarse los símbolos de un sólido (**s**), líquido (**ℓ**) o un gas (**g**) a la derecha de las fórmulas, para dar más información de la reacción. Para una solución de una sustancia en agua se usa el símbolo (**ac**) ó (**aq**), formado por las dos primeras letras de *aqua* (agua en latín). Este tipo de soluciones se denomina solución acuosa.

Para nuestro ejemplo, la ecuación química resulta entonces:

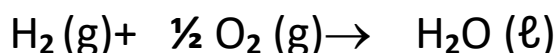


Resumamos ahora los pasos necesarios para plantear una ecuación química:

1. Identificar las sustancias reactantes y productos de una reacción.
2. Escribir las fórmulas de las sustancias que intervienen en la reacción. Los reactivos a la izquierda de la flecha y los productos a la derecha
3. Balancear agregando los coeficientes que se necesiten a la izquierda de las fórmulas. (No cambiar las fórmulas).
4. Revisar que ambos miembros de la ecuación tengan la misma cantidad de átomos de cada elemento.
5. En el caso de disponer de información, escribir los símbolos que indican si la sustancia es un sólido, líquido, gas o se encuentra disuelta en agua.

¿Podríamos escribir la ecuación planteada de otra forma?

Aunque generalmente los coeficientes en una ecuación química equilibrada son números enteros lo más pequeños posible, una ecuación se puede multiplicar por un factor, pudiendo entonces los coeficientes tener valores fraccionarios. Para nuestro ejemplo, también podríamos igualar la ecuación de la siguiente forma:



En este caso para saber la **cantidad de átomos de oxígeno** realizamos la siguiente operación matemática:

Primer miembro: $\frac{1}{2} \times 2 = 1$

Segundo miembro: $1 \times 1 = 1$

Para calcular la **cantidad de átomos de hidrógeno** realizamos la siguiente operación matemática:

Primer miembro: $1 \times 2 = 2$

Segundo miembro: $1 \times 2 = 2$



¿Igualamos ecuaciones?

Plantea e iguala las siguientes ecuaciones. Para cada caso contarás con la información de las sustancias reactantes y los productos de la reacción.

Sustancia/s reactante/s	Producto/s	Ecuación química
Cloro molecular gaseoso y hierro metálico	Cloruro férrico sólido	
Hidróxido de sodio (en solución acuosa) y sulfato cúprico (en solución acuosa)	Hidróxido cúprico (sólido) y sulfato de sodio (en solución acuosa)	
Carbonato de calcio (sólido)	Óxido de calcio (sólido) y dióxido de carbono (gaseoso)	
Nitrógeno molecular (gaseoso) + Magnesio (sólido)	Nitruro de magnesio (sólido)	
Ácido fosfórico (en solución acuosa) e hidróxido de calcio (en solución acuosa)	Fosfato de calcio (sólido) y agua (líquida)	

Para ayudarte a comprender mejor este tema te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica lo que hemos visto:



<https://youtu.be/LRf7N2y677k>

CLASIFICACIÓN DE REACCIONES

Sabemos que existe una gran diversidad de reacciones químicas. Para poder predecir la factibilidad de una reacción y conocer excepciones a un comportamiento uniforme general, es necesario utilizar algún criterio de clasificación, basándose en características comunes.

Desde un punto de vista elemental y general pueden considerarse los siguientes tipos de reacciones:

En función del reordenamiento de átomos se clasifican según muestra la Figura 4.2.

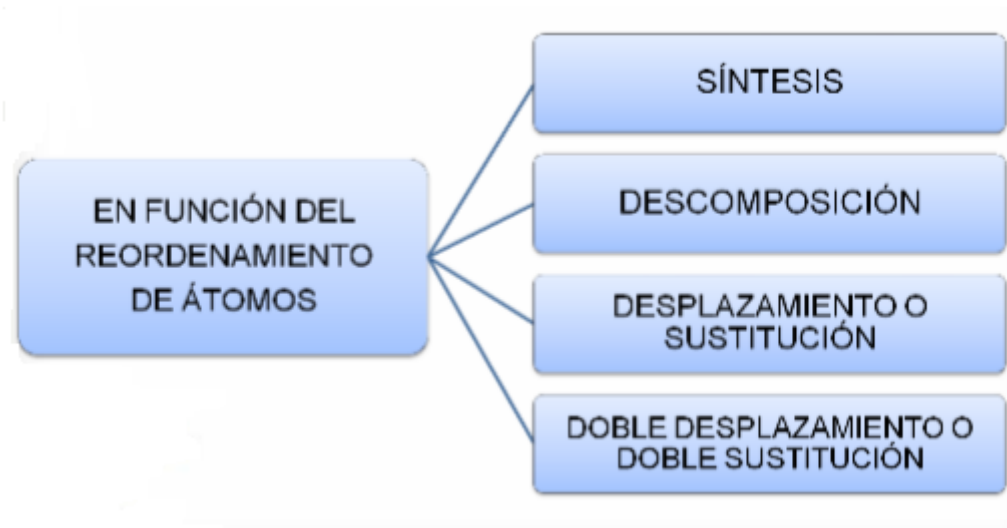


Figura 4.2: Clasificación de reacciones según el reordenamiento de átomos

Existen otros criterios diferentes para clasificar las reacciones químicas. Por ejemplo, **de acuerdo a las características de las sustancias que intervienen en la reacción y el efecto producido encontramos:**

- Reacciones de neutralización
- Reacciones de combustión

En función de las **características de alguno de los productos formados:**

- Reacciones de precipitación
- Reacciones de liberación de gases

REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN

Para comenzar con el estudio de las reacciones de neutralización, te proponemos observar la siguiente imagen, que es la copia de la etiqueta de identificación y de las indicaciones de un medicamento antiácido.

MYLANTA[®] EXTRA
 Famotidina 10 mg
 Hidróxido de Magnesio 165 mg
 Carbonato de Calcio 800 mg

Más de 12 horas de acción
Antiácido + Reductor de ácido

Comprimidos Masticables
 Industria Argentina / Venta Libre

Fórmula:
 Cada comprimido masticable contiene: Famotidina 10,0 mg; Carbonato de Calcio 800,0 mg; Hidróxido de Magnesio 165,0 mg. Excipientes: sorbitol cristalino 172,64 mg; manitol 329,00 mg; aspartamo 5,5 mg; esencia de menta 12,00 mg; polivinilpirrolidona K 30 42,50 mg; colorante óxido de hierro rojo 0,80 mg; estearato de magnesio 65,00 mg.

Descripción:
 Mylanta[®] Extra, posee en su fórmula la combinación de un reductor de la acidez, la famotidina, con dos antiácidos: carbonato de calcio e hidróxido de magnesio. El reductor de la acidez, disminuye la producción de los nuevos ácidos del estómago por más de 12 horas, mientras que los antiácidos neutralizan la acidez estomacal.

Acción terapéutica:
 Reduce la secreción ácida por más de 12 horas y neutraliza la acidez estomacal.

Indicaciones:
 Alivio del ardor epigástrico, acidez gástrica, asociada a la hiperproducción de ácido gástrico.

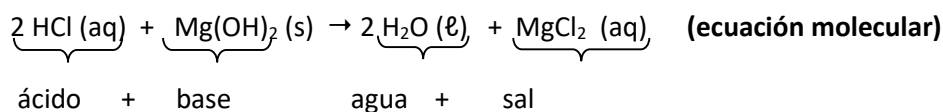
Figura 4.3: Envase y prospecto de un medicamento antiácido

¿Qué significa que el medicamento es un antiácido? ¿Qué componentes del medicamento neutralizan el exceso de ácido? Interpretaremos la acción del medicamento al comprender qué es una reacción de neutralización.

Las reacciones de neutralización se producen entre una sustancia ácida y una sustancia básica con la formación de una sal y generalmente agua.



En el proceso de neutralización las sustancias ácidas y básicas pierden sus propiedades. Algunos medicamentos antiácidos contienen sustancias que neutralizan el exceso de ácido del estómago. Podemos representar la reacción del hidróxido de magnesio (componente común de muchos medicamentos antiácidos) con el ácido clorhídrico.

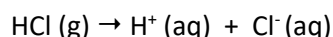


Al ingerir la base (hidróxido de magnesio) se produce la **neutralización total** del exceso de ácido formándose una sal neutra.

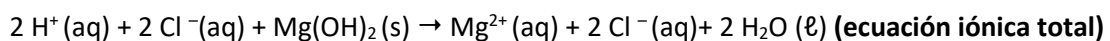
Otra representación posible de la reacción es la **ecuación iónica total**. En ésta se escriben las fórmulas mostrando la forma (predominante) en que existe cada sustancia cuando está en la disolución acuosa. En la misma se consignan los iones presentes en la solución antes y después de la reacción.

Las sustancias que no son solubles y los electrolitos débiles se deben presentar en la ecuación sin disociar y los electrolitos fuertes se escriben en forma iónica.

Al ser el ácido clorhídrico un ácido fuerte, en solución acuosa ioniza⁷ formando iones H⁺ y Cl⁻ hidratados:

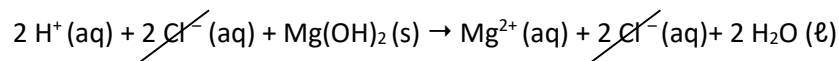


El hidróxido de magnesio es una base insoluble en agua. En solución acuosa prácticamente no disocia, por lo que debe escribirse sin disociar en la ecuación iónica. La sal que se forma disocia por completo por lo que deben escribirse los iones presentes en la disolución. De allí que la ecuación iónica total se escribe de la siguiente forma:



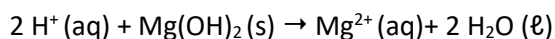
El H⁺ proveniente del ácido reacciona con el OH⁻ que proviene del hidróxido para formar agua y **se forma una sal cuyo anión proviene del ácido y cuyo catión proviene de la base**.

Se observa que algunos iones no se modifican durante la transformación. A estos iones, como el ión cloruro del ejemplo planteado, se los denomina **iones espectadores**. Si queremos representar una **ecuación iónica neta** se los cancela en la ecuación.



⁷La ionización se refiere al proceso en el que un compuesto molecular se separa formando iones en disolución.

Finalmente, la **ecuación iónica neta** que representa la reacción de **neutralización** del ácido clorhídrico con el hidróxido de magnesio es:



Para representar la ecuación iónica puede ser útil tener en cuenta el siguiente criterio para decidir qué especies deben escribirse en forma de iones:

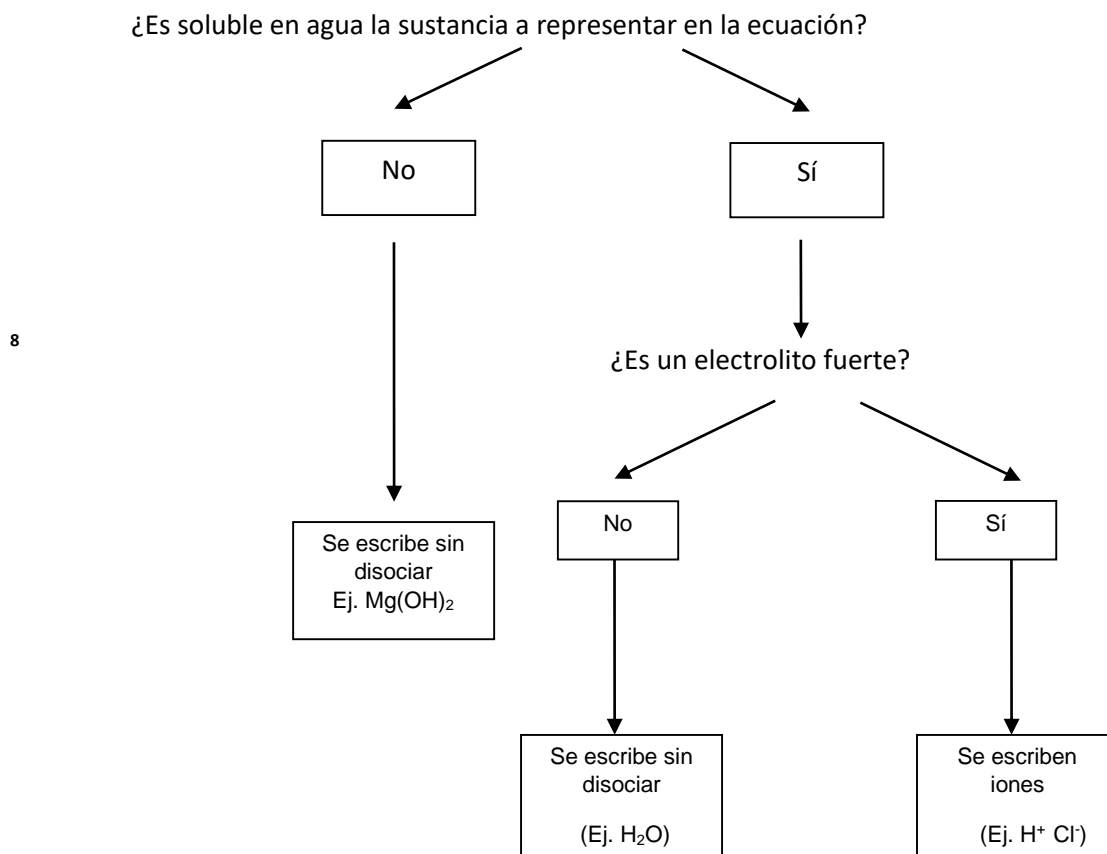


Figura 4.4: Esquema de toma de decisiones para la escritura de ecuaciones iónicas

Al ser numerosas las sustancias que intervienen en las reacciones de neutralización, es necesario clasificarlas para su estudio.

Ácido: Según Arrhenius, son aquellas sustancias que disueltas en agua se disocian liberando H^+ . Por ejemplo: $\text{HNO}_3 (\text{aq}) \rightarrow \text{H}^+ (\text{aq}) + \text{NO}_3^- (\text{aq})$

- Tienen sabor agrio; por ejemplo el sabor característico del vinagre se debe al ácido acético que contiene.
- Reaccionan con bases formando sales
- Sus soluciones conducen la corriente eléctrica ya que están total o parcialmente disociados

Bases: Según Arrhenius, son aquellas sustancias que disueltas en agua se disocian liberando iones OH^- . Por ejemplo: $\text{KOH} (\text{aq}) \rightarrow \text{K}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$

- Tienen sabor amargo y son resbaladizas al tacto; por ejemplo los jabones.
- Reaccionan con ácidos formando sales.

En este curso sólo veremos las definiciones de Arrhenius de ácidos y bases. En el curso de Química General veremos otras más amplias de esas especies.

⁸La mayoría de las sales solubles, hidróxidos de los elementos del Grupo I, de calcio, de bario y de estroncio y sólo algunos ácidos comunes (HClO_4 , HClO_3 , HI , HBr , HCl , HNO_3 y H_2SO_4) son electrolitos fuertes.

Algunas sustancias se comportan reaccionando con ácidos o con bases, según las condiciones experimentales y se conocen como **sustancias anfóteras**.

Otras no participan en las reacciones de neutralización y tampoco reaccionan con agua y reciben el nombre de **sustancias neutras**.

Tabla 4.1: Tipos de sustancias ácidas, básicas, anfóteras y neutras

Clasificación	Tipo de sustancia	Ejemplos
Sustancias ácidas	Ácidos	oxoácidos HNO ₃ - H ₂ SO ₄
		hidrácidos HCl (aq) – H ₂ S (aq)
	Óxidos ácidos	CO ₂ (g) – SiO ₂ (s)
Sustancias básicas	Hidróxidos	KOH – Cd(OH) ₂
	Óxidos básicos	CaO(s) - Ag ₂ O
Sustancias anfóteras	Óxidos anfóteros	Cr ₂ O ₃ - ZnO - Al ₂ O ₃ - SnO - PbO
	Hidróxidos anfóteros	Son los derivados de los óxidos anteriores.
Sustancias neutras	Algunos óxidos no metálicos	CO - N ₂ O - NO

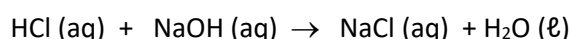
Los óxidos no metálicos se comportan en general como óxidos ácidos con algunas excepciones de óxidos que tienen carácter neutro (CO - N₂O - NO). La mayoría de ellos disueltos en agua, forman el oxoácido correspondiente. Por ejemplo: CO₂ (g) + H₂O (ℓ) → H₂CO₃ (aq)

Los óxidos metálicos se comportan como óxidos básicos, con algunas excepciones de óxidos que tienen carácter anfótero (Cr₂O₃ - ZnO - Al₂O₃ - SnO - PbO) y otros de carácter ácido que veremos en el curso de Química General. En su mayoría son insolubles en agua.

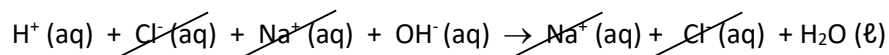
a) Reacciones de neutralización: Ácido - Hidróxido

Si se neutralizan un ácido y un hidróxido soluble, ¿cuál será la ecuación iónica neta?

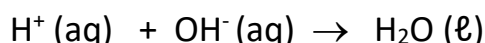
Consideremos como ejemplo la **neutralización del ácido clorhídrico con hidróxido de sodio**. Como ya hemos visto **se formará la sal cuyo catión proviene de la base** (hidróxido de sodio) y cuyo **anión proviene del ácido** (ácido clorhídrico).



La ecuación iónica para la reacción será:



Finalmente, la ecuación iónica neta es:

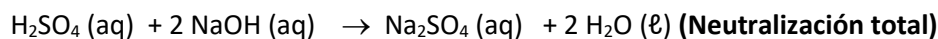
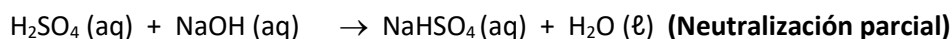


Como se puede observar, en este caso se neutraliza el ión hidróxido que proviene de la base con el catión hidrógeno que proviene del ácido para formar agua.

Hasta el momento hemos visto reacciones de neutralización total (se forman sales neutras). Puede ocurrir que en la neutralización se formen sales ácidas o básicas. Este tipo de neutralización se denomina **neutralización parcial**. Las condiciones experimentales determinarán que se produzca una neutralización parcial o total.

Por ejemplo:

Si se agrega una solución de hidróxido de sodio a una solución de ácido sulfúrico, pueden presentarse las siguientes posibilidades:



En la neutralización parcial del ácido sulfúrico se forma la sal ácida (sulfato ácido de sodio). Las cantidades de base agregadas determinan que la neutralización sea parcial o total.

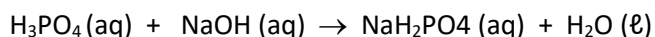
¿Siempre se puede producir una neutralización parcial? En nuestro ejemplo, el ácido sulfúrico tiene dos hidrógenos reemplazables (H_2SO_4) por lo que su neutralización puede ser parcial (cuando sustituye uno de los hidrógenos) formando la sal ácida, o total (cuando el ácido sustituye los dos hidrógenos) formando la sal neutra.

¿Puede el hidróxido de sodio formar sales básicas? El hidróxido de sodio (NaOH) sólo tiene un ión hidróxido reemplazable, por lo que no puede formar sales básicas. De manera que, en este ejemplo planteado, si presentamos la reacción como la neutralización parcial del ácido sulfúrico con hidróxido de sodio, la única posibilidad de ecuación que puede plantearse es aquella en la que se forma la sal ácida (sulfato ácido de sodio).

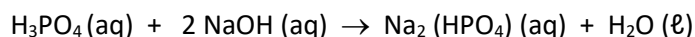
En aquellos casos en los que se puedan presentar más de una posibilidad de reacción de neutralización (que dependerá de las condiciones experimentales), debe indicarse el tipo de producto formado, o bien cómo se produce la neutralización.

Por ejemplo, la neutralización parcial del ácido fosfórico con hidróxido de sodio, se producirá formando sales ácidas (no pueden formarse sales básicas a partir del hidróxido de sodio). En este caso el ácido fosfórico (H_3PO_4), al tener tres hidrógenos reemplazables, puede formar sales monoácidas (que contengan el ión fosfato monoácido, HPO_4^{2-}), o bien sales diácidos (que contengan el ión fosfato diácido, H_2PO_4^-). En este caso, deberá indicarse el tipo de neutralización parcial que se está produciendo, para poder plantear la ecuación correspondiente:

Ej.: Neutralización parcial del ácido fosfórico con hidróxido de sodio, formando la sal diácida:



O bien, neutralización parcial del ácido fosfórico con hidróxido de sodio, formando la sal monoácida:



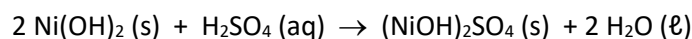
¿Cuándo se forman sales básicas? ¿Qué características deben tener las bases para formar este tipo de sales?

Como ya hemos dicho, debe tener más de un ión hidróxido reemplazable, por ejemplo,

Neutralización parcial del hidróxido de níquel, Ni(OH)_2 , con ácido sulfúrico.

En este caso, tal como está presentada la reacción, la neutralización parcial es la del hidróxido, y por tanto se formará la sal básica de níquel.

La ecuación correspondiente a la neutralización parcial del hidróxido de níquel con ácido sulfúrico resulta entonces:



¿Qué sucedería si el hidróxido que se neutraliza parcialmente con ácido clorhídrico es el de aluminio? ¿Qué tipo de sales se formarán?



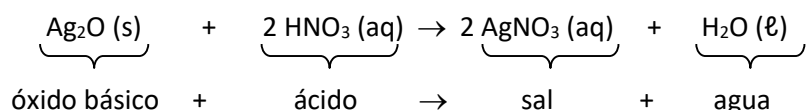
Plantea las ecuaciones (todas las que resulten posibles) que representan las reacciones de neutralización (total y parcial) del hidróxido de aluminio con ácido clorhídrico.

Hasta el momento hemos planteado ejemplos de neutralización entre ácidos e hidróxidos. Pero, como ya hemos visto, existen otro tipo de sustancias que pueden reaccionar de forma semejante a los ácidos e hidróxidos. Veremos cómo se produce la reacción de neutralización en esos casos:

b) Reacciones de neutralización: óxido básico – ácido

En este caso, la sal formada tendrá **el catión que proviene del óxido básico** correspondiente. El **ácido aporta el anión de la sal**.

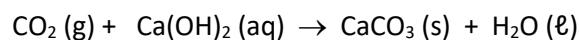
Por ejemplo, el óxido de plata puede reaccionar con ácido nítrico. La ecuación que representa la reacción es la siguiente:



c) Reacciones de neutralización: óxido ácido - hidróxido

En este tipo de reacciones de neutralización, el **catión de la sal proviene de la base (en este caso el hidróxido)**, y el **anión de la sal proviene de la sustancia ácida (en este caso el óxido ácido)**.

Por ejemplo, neutralización total del dióxido de carbono con hidróxido de calcio, la ecuación resulta:



En este caso presentado, no presenta dificultad predecir el anión que forma la sal, ya que el anión carbonato (CO_3^{2-}) es el único que estudiaremos (El carbono forma otros aniones que forman parte del campo de estudio de la Química Orgánica).



En el caso de existir más de un óxido ácido del mismo elemento, por ejemplo: SO_2 y SO_3 , el óxido ácido menos oxigenado formará el oxoanión menos oxigenado, y el óxido ácido más oxigenado, el oxoanión más oxigenado.



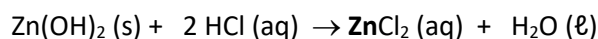
En el caso de los siguientes óxidos del nitrógeno:



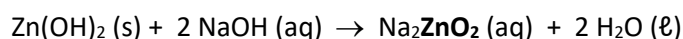
d) Neutralización de óxido e hidróxido anfótero

En este caso el producto de la reacción dependerá de que reaccione con una sustancia ácida o con una sustancia básica. Por ejemplo, el hidróxido de cinc tiene carácter anfótero. Puede reaccionar con ácidos o con bases.

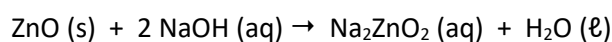
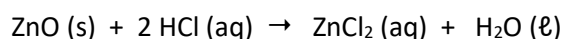
Si reacciona con ácidos, se comporta como una base, y en tal caso forma el catión de la sal correspondiente:



Si reacciona con bases, se comporta como un ácido, y en tal caso forma el anión de la sal correspondiente:



Si quisiéramos demostrar el carácter anfótero de una especie química, deberíamos hacerla reaccionar con un ácido y con una base. Por ejemplo, para demostrar el carácter anfótero del óxido de cinc, las ecuaciones que debería plantear son las siguientes:





Elige los reactivos necesarios o los productos que se forman en los siguientes ejemplos de reacciones químicas, completa los puntos suspensivos con el nombre de las sustancias que participan en las reacciones y escribe las ecuaciones químicas correspondientes.

a) cloruro de calcio - agua - hipoclorito de calcio - ácido clorhídrico - hidrógeno molecular

Ácido hipocloroso + hidróxido de calcio → +

Ecuación:

b) dióxido de azufre - ácido sulfúrico – trióxido de azufre - hidróxido de calcio - sulfuro de hidrógeno

..... + → sulfito de calcio + agua

Ecuación:

c) sulfato de aluminio - sulfuro de aluminio - agua - hidrógeno molecular - aluminato de potasio

Ácido sulfúrico + hidróxido de aluminio →..... +

Ecuación:

d) óxido de hierro (III) – hidróxido ferroso – ácido nitroso – ácido nítrico – óxido de hierro (II)

..... + → nitrato férrico + agua

Ecuación:

e) nitrato de sodio - óxido de cinc - cinc metálico - sodio metálico - hidróxido de sodio

..... + → cincato de sodio + agua

Ecuación:

f) cloruro de níquel (II) - hidróxido de níquel (II) - níquel metálico – ácido clorhídrico - hidróxido de sodio

..... + → cloruro básico de níquel (II) + agua

Ecuación:

REACCIONES DE COMBUSTIÓN



Figura 4.4: Combustión de la madera

Las reacciones de combustión son reacciones de óxido – reducción, rápidas, y en las que se produce una flama (masa gaseosa en combustión que se eleva de los cuerpos que arden) generalmente visible.

El material oxidable (combustible) reacciona con el comburente (generalmente el oxígeno del aire).

Cuando quemamos hidrocarburos (compuestos que contienen sólo carbono e hidrógeno) o sus derivados (que contienen O en su composición) en aire, éstos reaccionan con suficiente O_2 formando CO_2 y H_2O . En estos casos se dice que la **combustión es completa**.

A continuación presentamos las ecuaciones químicas que corresponden a la combustión completa del metano, etanol y glucosa respectivamente:

- $CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(g)$
- $C_2H_5OH(l) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(g)$
- $C_6H_{12}O_6(s) + 6 O_2(g) \rightarrow 6 CO_2(g) + 6 H_2O(g)$

Si en el transcurso de la reacción, el oxígeno disponible no es el suficiente, se dice que la **combustiones incompleta**.

Los compuestos que contienen carbono, en presencia de una cantidad **limitada** de oxígeno, producen monóxido de carbono y en tal caso se dice que la combustión es incompleta.

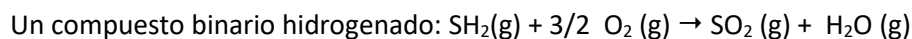
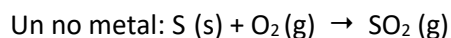
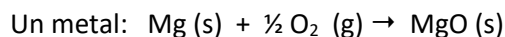
- $CH_4(g) + 1 \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow CO(g) + 2 H_2O(g)$

Cuando la cantidad de oxígeno es **muy limitada**, se produce carbón (hollín) por combustión incompleta de hidrocarburos.

- $CH_4(g) + O_2(g) \rightarrow C(s) + 2 H_2O(g)$

La combustión incompleta de hidrocarburos genera productos indeseables, monóxido de carbono y carbono elemental (hollín), que contaminan el aire.

También pueden arder, en presencia de oxígeno, otro tipo de sustancias. Te presentamos algunos ejemplos,



Para ayudarte a comprender mejor este tema te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica lo que hemos visto:



<https://youtu.be/QRPEAulq8tY>

REACCIONES DE SÍNTESIS

En las **reacciones de síntesis** a partir de dos o más reactivos se forma un solo producto.



Figura 4.5: Representación esquemática de las reacciones de síntesis

En las reacciones de este tipo a partir de dos o más reactivos se forma un solo producto. Presentaremos algunos ejemplos:

A) Formación de compuestos binarios (a partir de sustancias elementales)

ÓXIDOS: El oxígeno molecular puede reaccionar con algunos metales o no metales para formar los óxidos correspondientes.

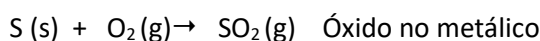
Por ejemplo:

El magnesio (un metal) arde en el aire con una luz blanca para formar óxido de magnesio (se produce la combustión del magnesio). La siguiente ecuación representa la reacción.



En esta ecuación, como puedes observar, se escribe la fórmula del oxígeno molecular colocando el subíndice 2 al símbolo del elemento (O_2).

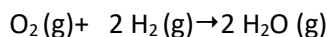
El azufre (no metal) también puede arder en presencia de oxígeno molecular formando dióxido de azufre.



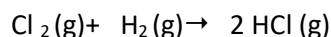
COMPUESTOS HIDROGENADOS:

Algunos metales y no metales reaccionan con el hidrógeno molecular formando compuestos hidrogenados. Por ejemplo:

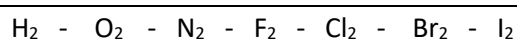
Síntesis de agua



Síntesis de cloruro de hidrógeno



Cuando se plantea la ecuación de una reacción en la que intervienen moléculas biatómicas las fórmulas de esas especies deben escribirse con el subíndice adecuado. Recuerda estas especies para escribir las ecuaciones en las que se utilizan:



También se coloca la atomicidad en otras especies que en el mismo estado de agregación difieren en su atomicidad. Por ejemplo, cuando se utiliza en alguna reacción el fósforo, como en estado sólido presenta dos variedades alotrópicas, se debe indicar cuál de ellas está participando en la reacción colocando el subíndice adecuado.

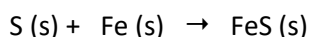
Fósforo blanco: P_4

Fósforo rojo: P

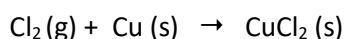
SALES:

Algunos metales pueden reaccionar con no metales para formar sales binarias. Ej.:

Calentado azufre y hierro se forma sulfuro ferroso.



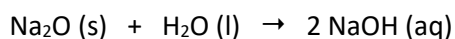
Los halógenos pueden combinarse con muchos metales, formando halogenuros, como la reacción que se presenta a continuación:



B) Formación de compuestos ternarios (a partir de sustancias compuestas):

HIDRÓXIDOS:

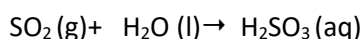
Por ej. Síntesis de hidróxido de sodio



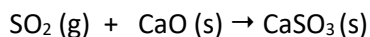
Nota: Solamente producen esta reacción los óxidos del grupo I y los de calcio y bario del grupo II. Los restantes óxidos son insolubles en agua.

OXOÁCIDOS:

Por ej. Síntesis de ácido sulfuroso

**OXOSALES:**

Pueden formarse por reacción entre óxidos, por ejemplo:



Esta reacción también podría clasificarse como reacción de neutralización. El dióxido de azufre (óxido ácido) reacciona con el óxido de calcio (óxido básico) para formar una sal (sulfito de calcio).

REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN

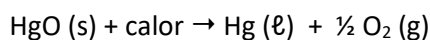
En las **reacciones de descomposición**, a partir de un reactivo, por acción de un agente físico (calor, luz, electricidad, etc.) se obtienen dos o más productos (Esta reacción es la inversa a la reacción de síntesis). La Figura 4.6 muestra un esquema de una reacción de este tipo.



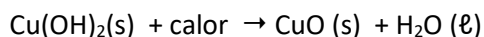
Figura 4.6: Representación esquemática de una reacción de descomposición

Veremos sólo algunos tipos de reacciones de descomposición. Las siguientes ecuaciones ejemplifican las reacciones de descomposición que estudiaremos:

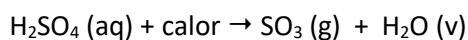
Descomposición de óxidos:



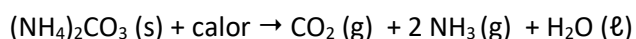
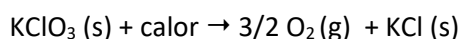
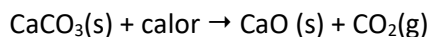
Descomposición de hidróxidos:



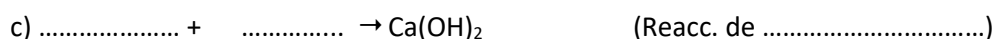
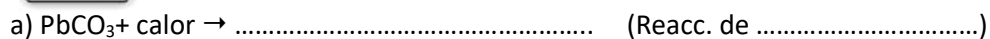
Descomposición de ácidos:



Descomposición de sales



Completa las siguientes ecuaciones con los reactivos o productos adecuados y clasifica las mismas.



Para ayudarte a comprender mejor este tema te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica lo que hemos visto:



<https://youtu.be/waTck49L85k>

REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO O SUSTITUCIÓN

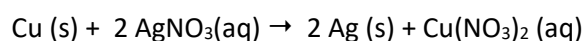
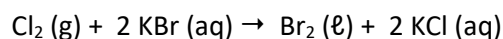
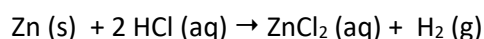
Estas reacciones están comprendidas dentro de una clase amplia llamada reacciones de oxidación-reducción.

En las reacciones de desplazamiento un elemento desaloja a otro de su compuesto. La Figura 4.7 muestra en forma general una representación de las reacciones de este tipo.



Figura 4.7: Representación de las reacciones de desplazamiento

Las siguientes ecuaciones muestran ejemplos de este tipo de reacciones:



Veremos sólo aquellas en las que se desaloja hidrógeno molecular (desplazamiento de hidrógeno).

La Figura 4.8 muestra la imagen de una tira de magnesio sumergida en un tubo de ensayo que contiene una solución de ácido clorhídrico. El esquema contiguo representa la interpretación de la reacción que se lleva a cabo en el tubo de ensayo utilizando el modelo de partículas (submicroscópica) y mediante una ecuación química.

Se debe considerar que en el esquema, y para hacer más sencilla su observación, se ha omitido la representación de las moléculas de agua de la solución.



Figura 4.8: Desplazamiento de hidrógeno

Las burbujas de gas alrededor del metal que pueden observarse en la foto corresponden al hidrógeno gaseoso formado como producto de la reacción.

Si en lugar de una tira de magnesio, se introduce otro metal, como por ejemplo cobre, ¿ocurrirá lo mismo?



Observa y compara la imagen de la Figura 4.9 con la de la Figura 4.8.

¿Qué diferencia observas? ¿Los dos metales desalojan hidrógeno del ácido clorhídrico?

Para poder predecir si un metal es capaz de desalojar hidrógeno de un ácido, necesitamos conocer su actividad (poder reductor), que se presenta en la Tabla 4.2.

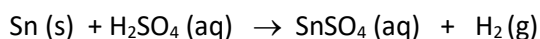
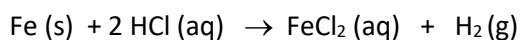
Figura 4.9: Cobre sumergido en solución de ácido clorhídrico

Tabla 4.2: Tabla de actividad de metales

M E T A L E S	Reaccionan con ácido clorhídrico liberando hidrógeno molecular	Alcalinos y alcalinotérreos	Li
			K
			Ca
			Na
		De uso cotidiano	Mg
			Al
			Zn
			Cr
	No reaccionan con ácido clorhídrico	Metales poco activos	Cu
			Ag
			Hg
			Pt
			Au

Es importante tener en cuenta que para liberar hidrógeno molecular se puede usar además del ácido clorhídrico, ácido sulfúrico diluido.

En el caso del Fe y Sn frente a los ácidos clorhídrico o sulfúrico diluidos siempre se forman las sales del catión de menor carga (ferrosa y estañosa)



Para ayudarte a comprender mejor este tema te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica lo que hemos visto:



<https://youtu.be/0sXUvMhESFg>

REACCIONES DE DOBLE DESPLAZAMIENTO O DOBLE SUSTITUCIÓN

En este tipo de reacciones se produce el intercambio de iones positivos (cationes) y de iones negativos (aniones) que se encuentran en solución acuosa. La Figura 4.10 muestra un esquema general de las reacciones de este tipo.

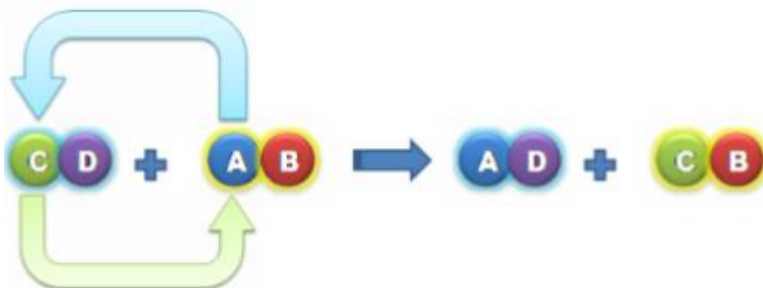


Figura 4.10: Esquema de las reacciones de doble desplazamiento

Veremos los siguientes tipos:

- Reacciones de precipitación: Uno de los productos formados es un sólido muy poco soluble (precipitado).
- Reacciones con desprendimiento de gases: Se forma un gas que escapa de la solución.

Reacciones de precipitación

Las reacciones de doble desplazamiento en las que se forma como producto de la reacción un sólido insoluble se conocen como **reacciones de precipitación**. Un **precipitado** es un sólido insoluble formado en una reacción en solución.

Podemos considerar que ocurre al mezclar soluciones acuosas de yoduro de potasio, KI, y nitrato de plomo (II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

La figura 4.11 muestra dos vasos que contienen dichas soluciones. Como puede observarse, las soluciones utilizadas en la experiencia son incoloras. En los esquemas contiguos se representan los

iones que están presentes en la solución. Para simplificar el esquema se ha omitido el agua, que es el disolvente presente en ambas soluciones.

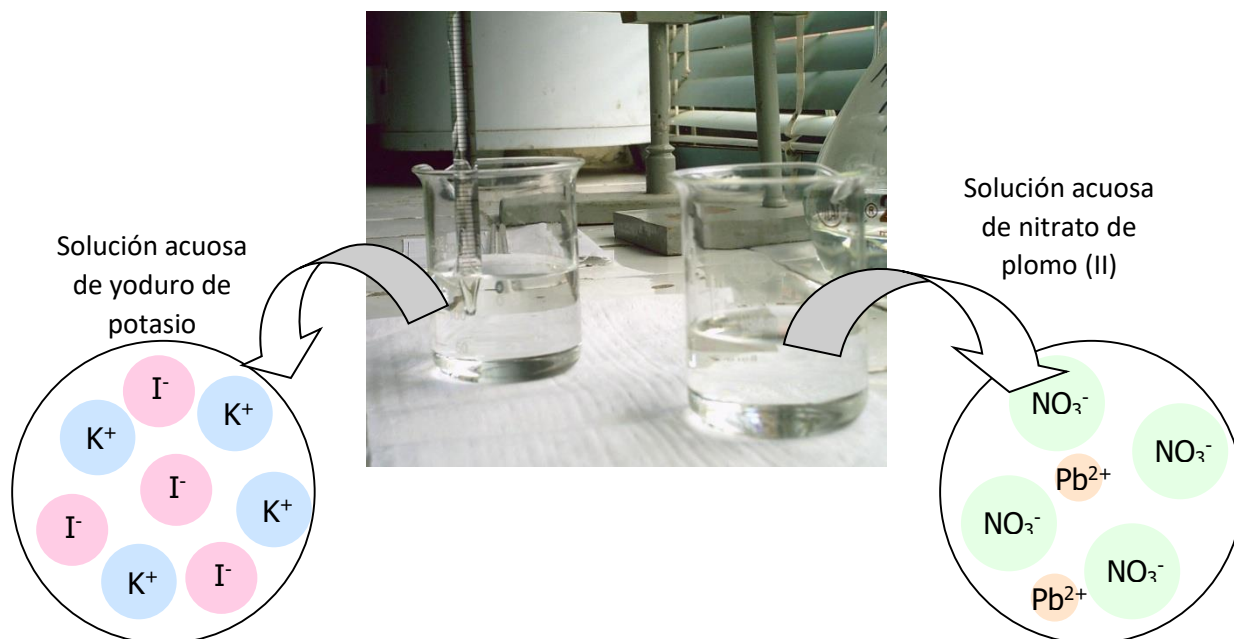


Figura 4.11: Características de las disoluciones acuosas de yoduro de potasio y nitrato de plomo (II)

Cuando se mezclan las dos soluciones (Figura 4.12), se forma un precipitado amarillo de yoduro de plomo, ya que la solubilidad de esta sal en el agua es muy baja.

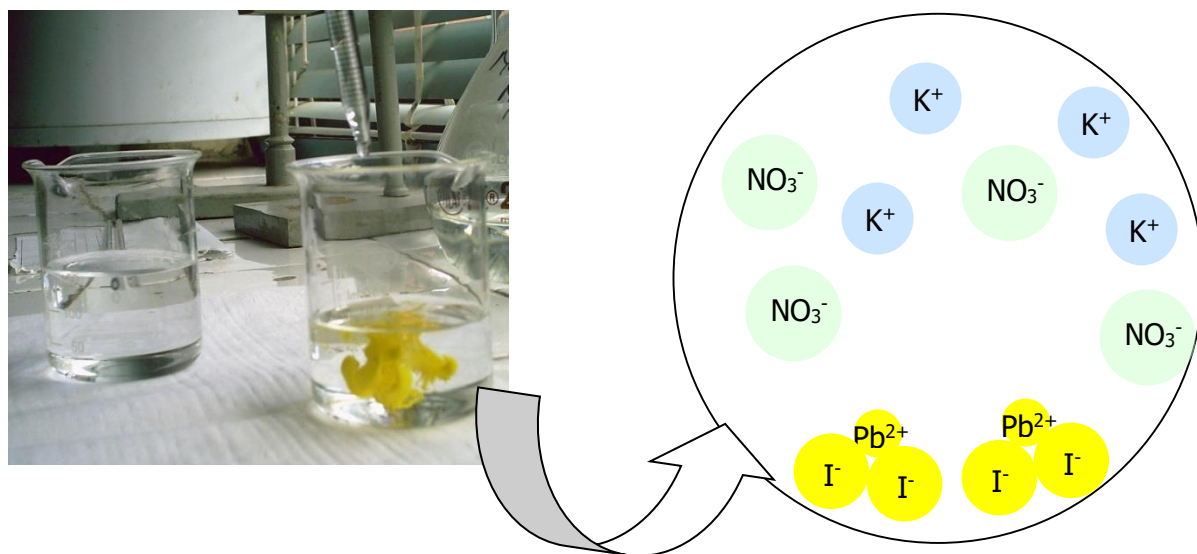
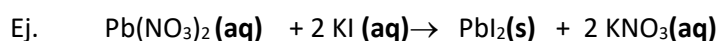


Figura 4.12: Precipitación de yoduro de plomo (II)

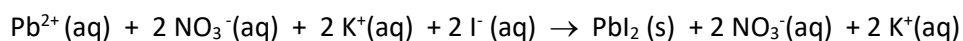
La solución incolora que queda sobre el precipitado del ejemplo presentado contiene cationes K^+ y aniones NO_3^- . Estos iones quedan en la solución porque el nitrato de potasio, KNO_3 , es soluble en agua.

Cuando se forma una sustancia insoluble en agua, ésta precipita inmediatamente.

En la ecuación química que representa la reacción de precipitación, se usa la aclaración (aq) para indicar que esa sustancia se encuentra disuelta en agua y (s) para indicar el sólido que ha precipitado.

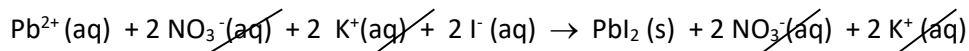


Esta es la **ecuación molecular**, ya que muestra las fórmulas químicas completas de reactivos y productos. Como, tanto el nitrato de plomo como el yoduro de potasio son compuestos iónicos solubles, puede escribirse una ecuación en la cual se consignent los iones presentes en la disolución:

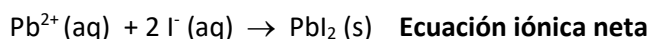


Esta es la **ecuación iónica completa**.

Puede observarse en la ecuación que los iones $\text{NO}_3^{-} + \text{K}^{+}$ se encuentran en ambos miembros. Estos iones, que aparecen en ambos miembros de la ecuación iónica completa se denominan **iones espectadores**. Si bien están presentes, no intervienen en forma directa en la reacción. Si se cancelan estos iones de la ecuación,



La ecuación resultante es la siguiente:



Las ecuaciones iónicas netas sólo incluyen los iones y moléculas que participan en la reacción en forma directa.

Obsérvese que la suma de las cargas de los iones del primer miembro es igual a cero, y el producto formado es eléctricamente neutro. En toda ecuación iónica balanceada debe cumplirse que la suma de las cargas de los iones sea igual en ambos miembros.

De la observación de la ecuación iónica neta se deduce que puede producirse la misma reacción neta (precipitación de yoduro de plomo) a partir de diferentes reactivos, siempre que, al disolverse los mismos en agua, proporcionen los iones necesarios para la reacción. Por ejemplo, podríamos utilizar yoduro de sodio, que es soluble en agua, en lugar de yoduro de potasio para la misma reacción.

Consideraremos como sólido insoluble a aquella sustancia de muy baja solubilidad.

Para poder predecir si se puede formar un precipitado cuando se mezclan soluciones acuosas de compuestos inorgánicos, debe tenerse algún conocimiento de las solubilidades de los diferentes compuestos. No hay reglas para predecir si una sustancia es soluble o no, pero las observaciones experimentales han originado un conjunto de reglas empíricas para los compuestos iónicos (Tabla 4.3).

Tabla 4.3: Reglas de solubilidad en agua para compuestos iónicos comunes

Compuestos principalmente solubles en agua	
NO_3^{-}	Todos los nitratos son solubles
$\text{CH}_3\text{COO}^{-}$	Todos los acetatos son solubles
Cl^{-}	Todos los cloruros son solubles, excepto AgCl , Hg_2Cl_2 y PbCl_2
Br^{-}	Todos los bromuros son solubles, excepto AgBr , Hg_2Br_2 , PbBr_2 y HgBr_2
I^{-}	Todos los yoduros son solubles, excepto AgI , Hg_2I_2 , PbI_2 y HgI_2
SO_4^{2-}	Todos los sulfatos son solubles, excepto CaSO_4 , SrSO_4 , BaSO_4 y PbSO_4

Compuestos principalmente insolubles en agua	
S ²⁻	Todos los sulfuros son insolubles excepto los de los elementos del grupo 1, 2 y el de amonio
CO ₃ ²⁻	Todos los carbonatos son insolubles, excepto los de los grupos 1 y de amonio
CrO ₄ ²⁻	Todos los cromatos son insolubles, excepto los de los grupos 1 y de amonio
PO ₄ ³⁻	Todos los fosfatos son insolubles, excepto los de los del grupo 1 y de amonio
OH ⁻	Todos los hidróxidos son insolubles (*), excepto los de los elementos del grupo 1, los hidróxidos de bario, estroncio y calcio. También en las sales básicas, donde el hidróxido forma parte de ellas

* **Nota:** Algunos hidróxidos son inestables, por lo que se descomponen inmediatamente después de su formación, en el óxido correspondiente y agua.



Observa con atención la tabla 4.3 y de acuerdo a ella clasifica las sustancias siguientes como solubles o insolubles en agua:

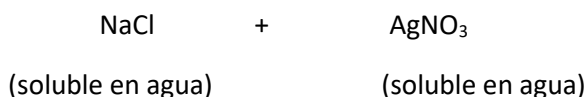
Hidróxido cúprico
Sulfato de sodio
Nitrato de plata
Sulfuro de plomo
Fosfato de calcio

El manejo de la tabla resultará útil para predecir si una reacción de precipitación es factible o no.

¿Qué ocurrirá si se mezclan soluciones acuosas de distintas sustancias? ¿Se formará un precipitado?

Te presentamos algunas situaciones que resolveremos consultando la tabla.

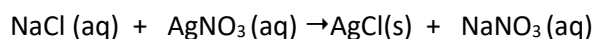
1º caso: Se mezcla solución de cloruro de sodio y solución de nitrato de plata




Debería observarse, ya que las reacciones de precipitación están comprendidas entre las reacciones de doble desplazamiento, si es factible formar una sustancia muy poco soluble al intercambiar los iones de las sustancias mezcladas:



De acuerdo a esta observación, se produce una reacción de precipitación, ya que pueden combinarse los iones para formar un compuesto muy poco soluble en agua. La reacción puede representarse mediante la siguiente ecuación molecular:



 ¿Qué sustancia precipita en esta reacción?

¿Podrías escribir la ecuación iónica total y la iónica neta para dicha reacción?

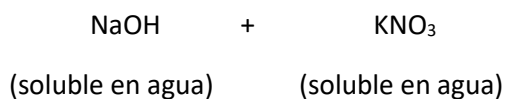
-

-

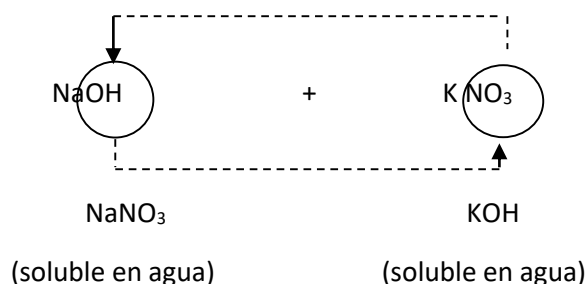
¿Se puede reemplazar el cloruro de sodio por otro reactivo diferente para obtener el mismo precipitado de cloruro de plata? De ser factible, elige alguno, teniendo en cuenta la regla de solubilidades de compuestos iónicos en agua.

.....

2º caso: Se mezcla solución acuosa de hidróxido de sodio y solución acuosa de nitrato de potasio.

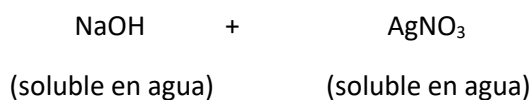


Si se intercambiaran los iones de dichas sustancias:

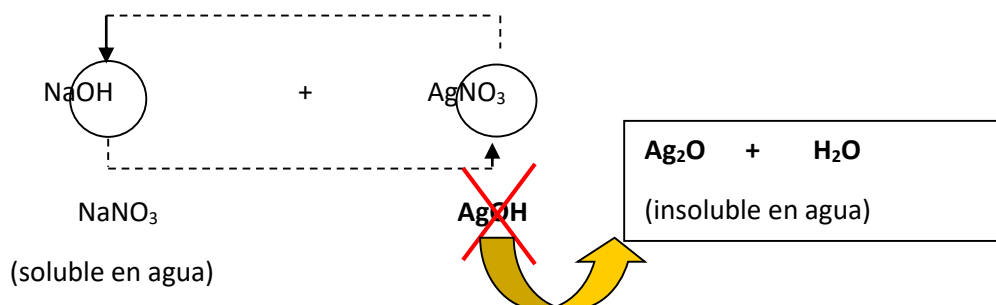


Como puede observarse la combinación de iones no forma ningún compuesto muy poco soluble en agua, por lo que no se producirá ninguna reacción de precipitación.

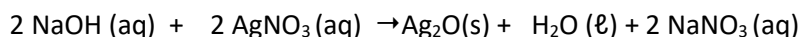
3º caso: Se mezcla solución acuosa de hidróxido de sodio y solución acuosa de nitrato de plata.



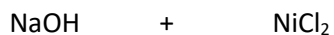
Si se intercambiaran los iones de dichas sustancias:



De acuerdo a esta observación, se produce una reacción de precipitación, ya que pueden combinarse los iones para formar un compuesto muy poco soluble en agua. La reacción puede representarse mediante la siguiente ecuación molecular:



4º caso: Se mezcla solución acuosa de hidróxido de sodio y solución acuosa de cloruro de níquel.



(soluble en agua) (soluble en agua)

Si se intercambiaran los iones de dichas sustancias se nos pueden presentar dos situaciones (Figura 4.13):

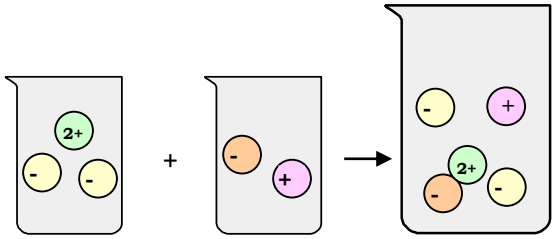
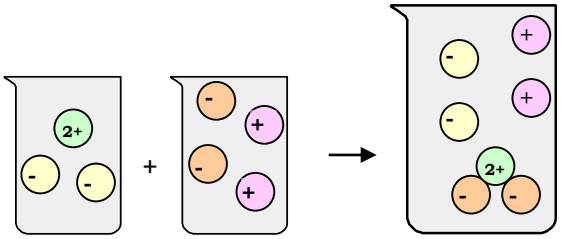
Si agregamos solución de hidróxido de sodio gota a gota	Si agregamos solución de hidróxido de sodio en exceso
<p style="text-align: center;">Las esferas de colores representan los siguientes iones:</p> <div style="display: flex; justify-content: center; gap: 20px;"> Ni²⁺ Na⁺ Cl⁻ OH⁻ </div>	
	
<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> <p>NaOH</p> <p>(soluble en agua)</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>+</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>NiCl₂</p> <p>(insoluble en agua)</p> </div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center; margin-top: 10px;"> <div style="text-align: center;"> <p>NaCl</p> <p>(soluble en agua)</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>+</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>NiOH⁺</p> <p>(insoluble en agua)</p> </div> </div>	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> <p>NaOH</p> <p>(soluble en agua)</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>+</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>NiCl₂</p> <p>(insoluble en agua)</p> </div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center; margin-top: 10px;"> <div style="text-align: center;"> <p>NaCl</p> <p>(soluble en agua)</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>+</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>Ni(OH)₂</p> <p>(insoluble en agua)</p> </div> </div>
$\text{NaOH} (\text{aq}) + \text{NiCl}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{NiOHCl} (\text{s}) + \text{NaCl} (\text{aq})$	$2\text{NaOH} (\text{aq}) + \text{NiCl}_2 (\text{aq}) \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 (\text{s}) + 2\text{NaCl} (\text{aq})$

Figura 4.13: Reacción de cloruro níqueloso con hidróxido de sodio

De acuerdo a esta observación, se pueden producir dos reacciones de precipitación diferentes, de acuerdo a la cantidad de hidróxido de sodio en solución agregada.

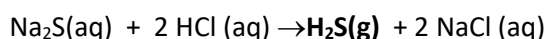
Reacciones con desprendimiento de gases

En algunas reacciones de doble desplazamiento se puede formar un producto gaseoso.

Se pueden presentar dos tipos de situaciones que analizaremos a continuación.

1º caso: Reacción entre un ácido y una sal, liberando un ácido volátil

Al mezclar una solución de sulfuro de sodio con una solución de ácido clorhídrico se libera un gas de olor nauseabundo. La ecuación que representa la reacción es la siguiente



Se puede observar que se ha forma un compuesto gaseoso a través del intercambio de iones (reacción de doble desplazamiento). El sulfuro de hidrógeno formado es la especie química que presenta el olor nauseabundo (huevo podrido).

¿Siempre que mezcle un ácido con una sal, habrá reacción?

Conocer las características de algunos ácidos nos permitirá predecir si este tipo de reacción es factible. La tabla 4.4 muestra la clasificación de los ácidos que veremos en este curso de acuerdo a su punto de ebullición.

Tabla 4.4: Clasificación de ácidos de acuerdo a su punto de ebullición

ÁCIDOS		
FIJOS	VOLÁTILES	MUY VOLÁTILES
H ₂ SO ₄ (aq) (inestable)	HCl (aq)	H ₂ S (aq)
HNO ₃ (aq) (inestable)		H ₂ CO ₃ (aq) → CO ₂ + H ₂ O (inestable)
		H ₂ SO ₃ (aq) → SO ₂ + H ₂ O (inestable)
		CH ₃ COOH = Ácido acético
		HCN (aq)

Llamamos **ácidos fijos** a aquellos que presentan punto de ebullición elevado, y **volátiles** a los de bajo punto de ebullición.

En la reacción planteada el ácido clorhídrico desaloja al ácido volátil (sulfuro de hidrógeno), por ser éste más volátil que el primero.

Como regla general para este tipo de reacciones, podemos decir que **“un ácido fijo desaloja al volátil de su sal”**.

Para comprender mejor el tema, analizaremos la reacción entre una solución de ácido clorhídrico y una solución de bicarbonato de sodio. La siguiente foto muestra las soluciones y en los esquemas se han representado las especies químicas que están disueltas en agua.



Figura 4.14: Representación de ácido clorhídrico y bicarbonato de sodio

Cuando se mezclan las dos soluciones (Figura 4.15), se puede observar el desprendimiento de burbujas de gas, debido a la formación de dióxido de carbono

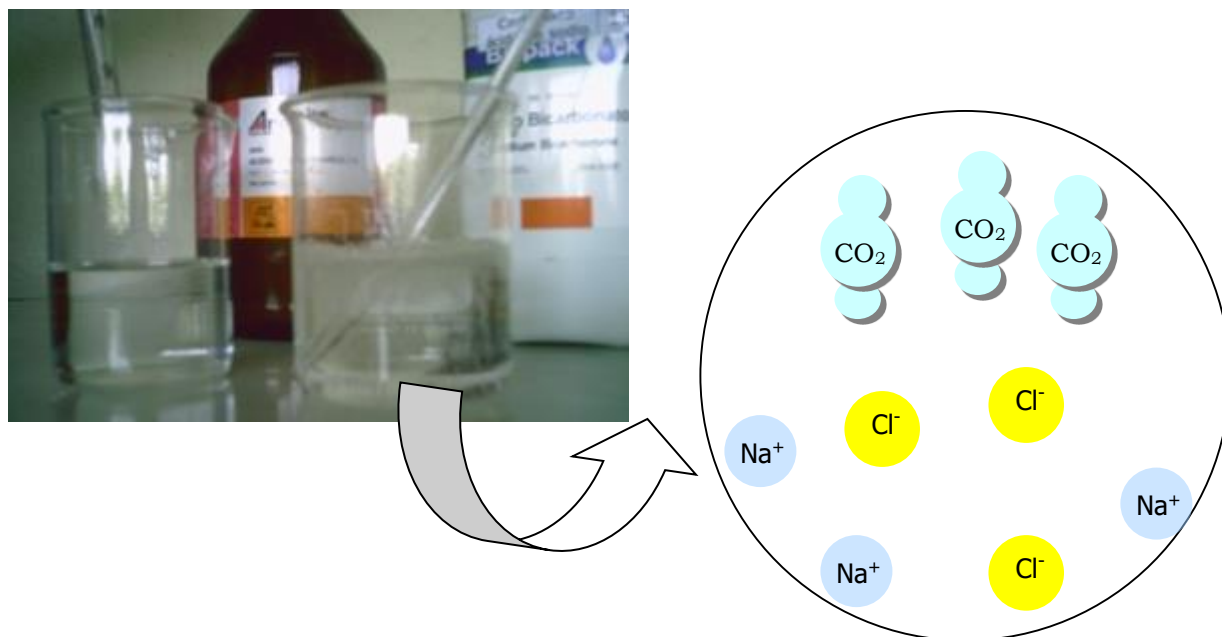
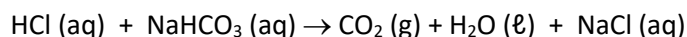


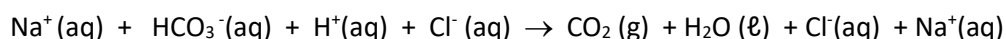
Figura 4.15: Representación de la reacción de ácido clorhídrico y bicarbonato de sodio

El ácido carbónico obtenido por el doble desplazamiento, al ser inestable, se descompone en dióxido de carbono y agua.

La ecuación que representa la reacción es la siguiente:

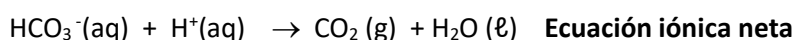
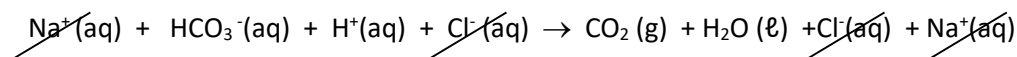


Esta es la **ecuación molecular**, ya que muestra las fórmulas químicas completas de reactivos y productos. Como, tanto el carbonato ácido de sodio como el ácido clorhídrico disocian en forma total en solución acuosa, puede escribirse una ecuación en la cual se consignen los iones presentes en la disolución:

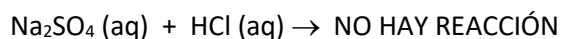


Esta es la **ecuación iónica completa**.

Puede observarse en la ecuación que los iones $\text{Cl}^- + \text{Na}^+$ se encuentran en ambos miembros. Estos iones, que aparecen en ambos miembros de la ecuación iónica completa se denominan **iones espectadores**. Si bien están presentes, no intervienen en forma directa en la reacción. Si se cancelan estos iones de la ecuación, la ecuación resultante es la siguiente:



Recordando la regla general que hemos presentado “**un ácido fijo desaloja al volátil de su sal**”, si mezclamos una solución de ácido clorhídrico con una solución de sulfato de sodio no se producirá ninguna reacción, y en tal caso se simboliza de la siguiente forma:



2º caso: Reacción entre una base y una sal, liberando una base volátil

Al mezclar una solución de cloruro de amonio con una solución de hidróxido de sodio, se libera un gas de olor amoniacal. La ecuación que representa la reacción es la siguiente



Se puede observar que se ha forma un compuesto gaseoso a través del intercambio de iones (reacción de doble desplazamiento). El amoníaco formado es la especie química que presenta el olor amoniacal.

¿Siempre que mezcle una base con una sal, habrá reacción?

Conocer las características de algunas bases nos permitirá predecir si este tipo de reacción es factible.

Tabla 4.5: Clasificación de bases inorgánicas de acuerdo a su punto de ebullición

BASES	
FIJAS	VOLÁTILES
NaOH (aq)	NH ₃ (el mal llamado hidróxido de amonio es en realidad una solución acuosa de amoníaco).
KOH (aq)	
Ca(OH) ₂ (aq)	
Ba(OH) ₂ (aq)	
CaO (s)	

Llamamos **base fija** a aquella que presenta punto de ebullición elevado, y **volátil** a la de bajo punto de ebullición.

En la reacción planteada el hidróxido de sodio desaloja a la base volátil (amoníaco), por ser ésta más volátil que la primera.

Como regla general para este tipo de reacciones, podemos decir que **“una base fija desaloja a la volátil de su sal”**.

Para ayudarte a comprender mejor este tema te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica lo que hemos visto:



<https://youtu.be/Tf9Eyhvlbek>

Resuelve los siguientes ejercicios:

4.1 – Se han perdido los rótulos de dos bolsas que se sabe contienen caliza (cuyo componente principal es carbonato de calcio) y yeso (sulfato de calcio hidratado) respectivamente.



Se coloca una muestra de cada sólido en un vaso de precipitación y se les agrega ácido clorhídrico. La siguiente foto muestra los vasos luego del agregado de ácido clorhídrico.



- a - ¿Qué diferencia se observa entre los dos vasos?
- b - ¿Cómo podemos distinguir el contenido de cada vaso de acuerdo a lo observado? Podrías comenzar pensando lo que ocurriría si al sulfato de calcio se le agrega ácido clorhídrico, ¿habrá reacción?, y si fuera carbonato de calcio, ¿qué ocurriría? ¿Puedes relacionar tu hipótesis con lo observado? Explícalo con tus palabras y representa lo que está ocurriendo mediante la ecuación correspondiente.
- c - De acuerdo a lo observado y representado identifica el contenido de los vasos de la izquierda y de la derecha.
- d – ¿Qué tipo de reacción es la producida? Explica con tus palabras como has llegado a esa conclusión.

4.2 – Se desea escribir ecuaciones químicas que representan distintos tipos de reacciones. Lee atentamente las recomendaciones y preguntas planteadas que pueden llegar a ayudarte a escribir las ecuaciones:

- a – Síntesis de dióxido de azufre.
 - Recuerda qué significa el término síntesis
 - De acuerdo a esto, el dióxido de azufre, ¿es reactivo o producto de la reacción?
 - ¿Cuáles son los reactivos?
 - Recuerda que primero escribes las especies químicas, y después te dedicas a igualar.
 - Piensa ahora como escribirías la ecuación que se solicita.

.....

b - nitrato de plata + cromato de potasio, dando sal insoluble de plata

- ¿cuál será la sal insoluble de plata que precipita?
- Si no lo puedes deducir en forma inmediata, piensa en el intercambio de iones entre los reactivos. Escribir las fórmulas de las sustancias reactantes puede ser muy útil.
- Puedes plantear la ecuación, ¿dónde colocarás los reactivos?, ¿y el compuesto insoluble que se forma?

.....

c- cloruro de hidrógeno + amoníaco

- ¿Qué características tienen el cloruro de hidrógeno y el amoníaco?
- De acuerdo a esto, ¿qué tipo de reacción podría producirse?
- Si se formara una sal, ¿qué anión tendría? ¿y el catión?

.....

d- descomposición térmica del clorato de potasio

- ¿qué significa el término descomposición?
- En estos casos hay que consultar la bibliografía ya que no es factible deducir cuáles serán los productos de la descomposición. ¡No son muchos los casos que tendrás que ver en este curso!

.....

e- descomposición térmica del óxido de plata

- En este caso es más fácil deducir los productos que se formarán, ¿por qué?

.....

f- ácido sulfúrico + sulfito de potasio

- Piensa en las características de las sustancias reactantes
- ¿Puede formarse algún producto insoluble o gaseoso? ¿Hay alguna particularidad que tenga esta reacción?
- ¿Qué principio permite explicar que esta reacción sea factible?

.....

g- ácido clorhídrico + estaño

- Piensa en las características de estas especies químicas. ¿Recuerdas haber visto o leído sobre alguna reacción en la que un metal reaccione con un ácido?
- ¿Qué productos se formarán?
- ¿Qué tipo de reacción será esta?

.....

h- óxido férrico + ácido sulfúrico

- Analiza las características químicas de las sustancias reactantes.
- Piensa en qué tipo de reacción podría producirse entre sustancias de este tipo.
- Comienza a esbozar la ecuación escribiendo las fórmulas de las sustancias reactantes. Luego, puedes pensar en el producto de reacción que escribirás.
- Recuerda que la igualación hay que hacerla después de haber escrito las fórmulas de reactivos y productos!!!!

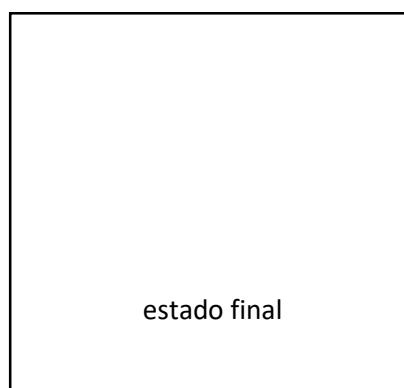
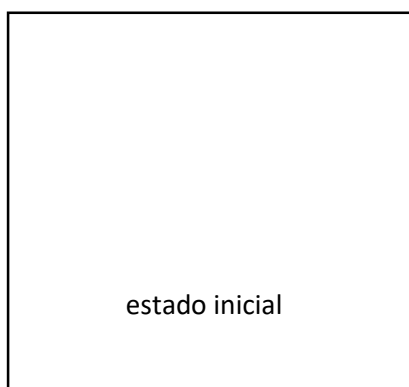
4.3 -

La foto de la derecha muestra la reacción en solución acuosa entre el cloruro de sodio (que se encontraba disuelto en agua en el vaso de precipitación) y el nitrato de plata (solución del frasco color caramelo). Observa la foto y luego realiza las actividades propuestas:



a – De acuerdo a lo observado, ¿qué tipo de reacción se ha producido?

b – Representa mediante círculos los iones presentes en las soluciones antes de la reacción (en la representación puede obviarse el agua para que la misma resulte más sencilla). Para ello deberás considerar las características de los reactivos (podría ser útil representarlos previamente mediante las fórmulas químicas correspondientes). A continuación representa las partículas luego de la reacción.



c - ¿Qué has tenido en cuenta para realizar la representación?

d - ¿Cuáles son los iones espectadores de la reacción?

e – Escribe las ecuaciones iónica y molecular para la reacción descripta.

-
-

4.4 – Plantea e iguala las ecuaciones que representan las siguientes reacciones químicas:

a - síntesis del óxido férrico

b - neutralización total de ácido fosfórico con hidróxido de calcio

c - neutralización parcial del dióxido de azufre con hidróxido de potasio

d - ácido sulfúrico + aluminio

e - oxidación del óxido ferroso

f - sulfuro ferroso + ácido clorhídrico

g - nitrato mercurico + hidróxido de potasio

h - descomposición térmica del carbonato de plomo

i - sulfato de amonio + hidróxido de calcio

j - demuestra el anfoterismo del hidróxido de aluminio frente al ácido clorhídrico y al hidróxido de sodio.

5 LEYES DE LAS COMBINACIONES QUÍMICAS

OBJETIVOS:

- Conocer el concepto de unidad de masa atómica.
- Aplicar correctamente el concepto de mol y masa molar.
- Interpretar la expresión del número de Avogadro y su utilidad.

Las transformaciones químicas implican una serie de cambios macroscópicos que podemos detectar con nuestros sentidos; ellos fueron estudiados a partir del siglo XVIII.

El descubrimiento de la balanza y su aplicación al estudio de las transformaciones químicas dio lugar al análisis cuantitativo de estos cambios y permitió enunciar las leyes fundamentales de la Química y explicar la naturaleza atómico-molecular de la materia.

MASAS DE ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

Históricamente lo primero que pensaron los antiguos filósofos griegos era que los átomos de los distintos elementos tenían diferente peso, y que todos los átomos del mismo elemento tenían el mismo peso. Por lo tanto se intentó tener una tabla de pesos atómicos.

Lógicamente, una molécula o un átomo no pueden pesarse en una balanza, por lo que no resulta práctico determinar sus masas absolutas, es decir, no es posible pesar un átomo aislado, o una molécula aislada, pero sí se puede determinar la masa de una partícula con la de otra tomada como patrón.

Así se creó una unidad de masa que se denomina unidad de masa atómica cuyo símbolo es **uma**.

Los científicos pudieron deducir que un átomo de cloro era tantas veces más pesado que un átomo de oxígeno, que este era tantas veces más pesado que uno de carbono, etc. Como se dieron cuenta que el elemento más liviano era el hidrógeno, le asignaron valor 1(uno). Al hacer esto estaban tomando el peso de un átomo de hidrógeno como unidad patrón de medida para medir el peso de los demás átomos.

Esos valores de pesos atómicos eran relativos porque la unidad, (en ese momento el peso del átomo de hidrógeno), era desconocida. En el transcurso del tiempo se ha ido cambiando el átomo que se toma como unidad de referencia. A partir del año 1961 se acordó establecer al isótopo doce del Carbono (^{12}C) como patrón internacional único para definir los pesos atómicos.

De esta manera se define como la **unidad de masa atómica** (uma) a la doceava parte de la masa del isótopo doce del Carbono.

Aunque la unidad de masa atómica se usa para medir partículas muy pequeñas, no deja de ser una unidad de masa, por lo tanto existe una equivalencia entre la unidad de masa atómica y el gramo. Una **uma** es igual a $1,661 \cdot 10^{-24}$ g.

Podemos también considerar cuántas veces es más pesada una molécula que la unidad de masa atómica, y en tal caso hablamos de masa molecular relativa.

3 Li LITHIUM 6.941	4 Be BERYLLIUM 9.012	
11 Na SODIUM 22.990	12 Mg MAGNESIUM 24.305	
19 K POTASSIUM 39.098	20 Ca CALCIUM 40.078	21 Sc SCANDIUM 44.956

Figura 5.1: Sección del perfil de Tabla Periódica.

En la Figura 5.1 se muestra un sector de una Tabla Periódica. En ella se puede observar cómo, además del número atómico, símbolo del elemento y nombre del elemento, se dispone de la información de la masa atómica relativa. Por ejemplo, para el elemento potasio, de símbolo K, la masa atómica relativa es 39,098. Esto significa que la masa de un átomo de Potasio (K) es 39,098 veces mayor que la doceava parte de la masa de un átomo de isótopo doce del Carbono.

Para los elementos, los valores que figuran en la tabla periódica, constituyen un promedio ponderado, que tiene en cuenta la abundancia en la naturaleza de los distintos isótopos del elemento considerado. Para su cálculo se utiliza la siguiente expresión matemática:

$$m_{\text{at (promedio)}} = \sum \frac{x_{i\%} \cdot m_{\text{at } i}}{100}$$

Donde:

$x_{i\%}$: es la composición porcentual del isótopo correspondiente;
 m_{ati} : masa del isótopo i

Por ejemplo, el elemento oxígeno presenta tres isótopos:

Isótopo	Masa atómica relativa (uma)	Abundancia en la naturaleza (%)
¹⁶ O	15,994915	99,7587
¹⁷ O	16,999133	0,0374
¹⁸ O	17,99916	0,2049

¿Cuál será la masa atómica promedio del oxígeno?

Aplicamos la expresión:

$$m_{\text{at (promedio)}} = \sum \frac{x_{i\%} \cdot m_{\text{at } i}}{100}$$

$$m_{\text{atómica promedio del O}} = \frac{15,994915 \times 99,7587 + 16,999133 \times 0,0374 + 17,99916 \times 0,2049}{100} = 15,99$$

Si observas tu Tabla Periódica, verás que éste es el valor de masa atómica que figura para el oxígeno.

Del mismo modo podemos determinar la Masa molecular relativa como el número que exprese cuántas veces es mayor la masa de una molécula que la unidad de masa atómica (uma). Este valor se calcula:

$$\text{masa molecular} = \Sigma \text{masas atómicas promedio} \times \text{número de átomos}$$

Para el caso de la molécula de agua: H₂O

Como cada molécula está formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno, podemos calcular la masa molecular de la siguiente forma:

$$m_H = 1,008 \times 2 = 2,016$$

$$m_O = 15,9998$$

$$\Rightarrow 2,016 + 15,9998 = 18,0158$$

La masa molecular del agua es aproximadamente 18. Esto quiere decir que es 18 veces más pesada que la uma (unidad de masa atómica).

En el caso de iones, al no constituir moléculas hablamos de **unidades formulares**, por lo que suele referirse a **masa formular** a cuántas veces es mayor la masa de un ión que la uma.



¿Cuál será la masa molecular del ácido sulfúrico?

Mol - Masa molar - Nº de Avogadro

Cuando se trata de cantidades grandes, es más útil informarlas usando un agrupamiento de éstas. Por ejemplo a los comerciantes les resulta práctico utilizar la unidad docena (que contiene 12 unidades) o gruesa (contiene 144 unidades), en vez de contar unidades individuales. Lo mismo ocurre con los átomos y moléculas. Si tuviéramos que referirnos a ellas individualmente es difícil y poco práctico hacerlo de esta manera. Hablar de cuántas moléculas de agua se producen en una determinada reacción o cuántos átomos de carbono se necesitan para reaccionar con cierta masa de oxígeno, es difícil de imaginar. Esto se debe a que hay proporciones gigantescas de moléculas, iones y átomos en pequeñas porciones de materia (ej: en 1 mL de agua hay contenidos 3×10^{22} moléculas). Entonces, en cualquier situación real debemos manejar grandes números de átomos, o que hace que necesitemos alguna unidad que describa grandes números de átomos de manera conveniente.

Para ello en química se informan los números de átomos, iones y moléculas (y otras partículas como los electrones) en términos de una unidad denominada "**mol**".

El **Mol** se define como la cantidad de materia que contiene tantas partículas elementales (átomos, moléculas, iones u otras partículas) como átomos hay en doce gramos de ¹²C puro.

Este valor ha sido determinado a través de numerosos experimentos, actualmente es:

$$1 \text{ mol} = 6,022045 \cdot 10^{23}$$

Redondeando $6,02 \cdot 10^{23} = 602.000.000.000.000.000.000 = 602.000$ trillones!!!!

Este número extremadamente grande, determinado experimentalmente, se lo conoce como Número de Avogadro (N_A) en honor al científico Amadeo Avogadro (1776 – 1856), quien ayudó a establecer la existencia de los átomos.

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ (átomos, moléculas, iones)

* 1 mol de moléculas contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas

* 1 mol de cualquier objeto contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ objetos

Cuando se emplea el mol, las partículas elementales deben ser especificadas y pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, etc.

Así como el gramo es la unidad física de la masa, el **moles** una unidad física de la **cantidad de sustancia "n"**. El mol es la "**cantidad química**" de entidades presentes en una muestra. Como cualquier unidad del SI, para el mol pueden usarse prefijos 1 milimol, por ejemplo, equivale a 10^{-3} mol (1 mmol= 10^{-3} mol).

La constante de Avogadro (N_A) se utiliza para hacer la conversión entre la cantidad química (número de moles) y el número de átomos, iones o moléculas en esa cantidad.

Número de objetos = número de moles x constante de Avogadro

$$N = n \times N_A$$

Siendo;

N: número de objetos (iones, moléculas, electrones, átomo, etc.)

N_A : constante de Avogadro

n: cantidad de sustancia o número de moles

La cantidad de átomos, iones o moléculas en una muestra se expresan en moles, y la constante de Avogadro (N_A) se utiliza para hacer la conversión entre el número de esas partículas y el número de moles.

Masa molar

Una docena de naranjas y una docena de elefantes tienen el mismo número de elementos; sin embargo, está más que claro, que no poseen la misma masa.

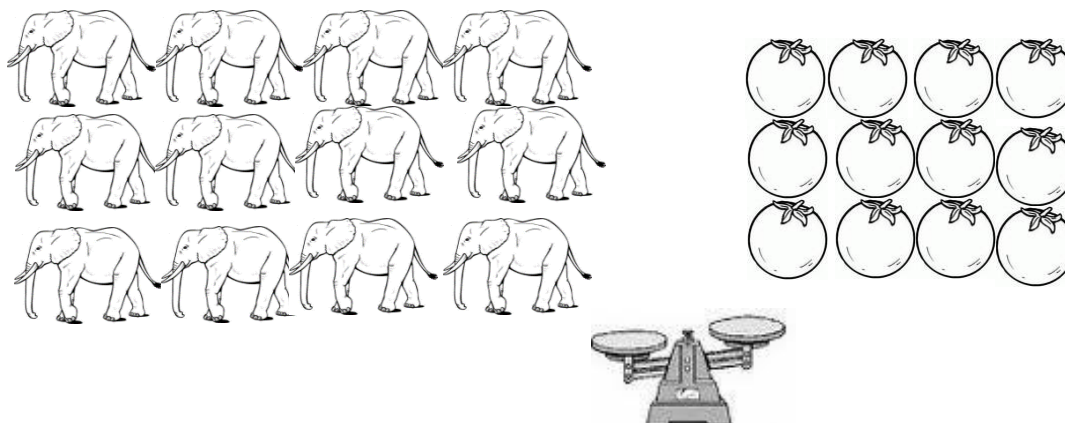


Figura 5.2: Comparación de masa total para el mismo número de elementos con diferente masa individual.

Si esto lo trasladamos a la química un mol siempre tiene el **mismo número de elementos**, pero si consideramos **moles de diferentes sustancias** obviamente, tendrán **masas también diferentes**.

Un solo átomo de ^{12}C tiene una masa atómica relativa de 12 uma, con lo cual podemos calcular la masa expresada en gramos de un mol de átomos de ^{12}C , 1 uma equivale a 1.66×10^{-24} g

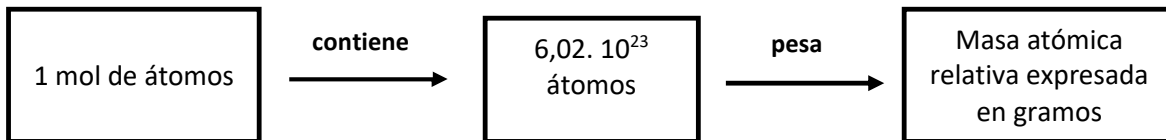
La masa expresada en gramos de un mol de átomos de ^{12}C , es numéricamente igual a la masa atómica relativa de ese elemento.

La masa en gramos de un mol de átomos del elemento, coincide con el valor numérico de la masa atómica relativa de dichos elementos. Esto se verifica para cualquier elemento, por lo que se puede generalizar con el siguiente ejemplo:

1 átomo de azufre tiene una masa relativa de 32 uma \longrightarrow 1 mol de átomos de azufre pesa 32 g
 1 átomo de Cloro tiene una masa relativa de 35.5 uma \longrightarrow 1 mol de átomos de cloro pesa 35,5 g
 1 átomo de aluminio tiene una masa relativa de 27 uma \longrightarrow 1 mol de átomos de aluminio pesa 27 g

La masa de un mol de átomos de cualquier elemento es igual a la masa atómica relativa de ese elemento, expresada en gramos

La **masa molar** es la masa, expresada en gramos, de 1 (un) mol de partículas.
 Las unidades de la masa molar en todos los casos es g/mol.



Número de moles (n)

¿Es posible determinar la cantidad de sustancia presente si no podemos contar los átomos directamente? Si conocemos la masa de la muestra de una sustancia y su masa molar (m_M) podemos determinar la masa de un mol de partículas.

Es común tener que realizar conversiones de masa a moles y de moles a masa en cálculos en los que se usa el concepto de mol. Entonces la masa de una determinada muestra de sustancia es el producto de su m_M y la cantidad de moles.

$$m = n m_M$$

$$\text{despejando: } n = \frac{m}{m_M}$$

Por ejemplo si queremos saber el número de moles en 150 mL de agua contenidos en un vaso; sabiendo que por su densidad (1 g/mL) corresponde a 150 g de agua tendremos:

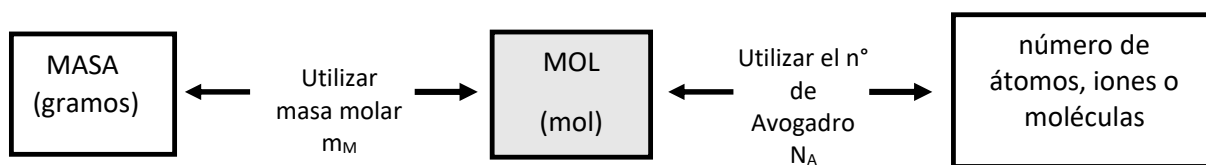
$$n = \frac{m}{m_M} \quad n = \frac{150\text{g}}{18\text{g/mol}}$$

$$n = 8,33 \text{ moles}$$

Es decir, en 150 mL de agua hay 8,33 moles de ésta.

El siguiente esquema simboliza los pasajes requeridos para efectuar las conversiones analizadas. Como puede observarse, el n° de moles de la sustancia se halla en el centro de cálculo, por lo tanto, el concepto

de mol puede resultar el nexo entre la masa de la sustancia expresada en gramos y el nº de unidades formularas (átomos, moléculas o iones).



Para ayudarte a comprender mejor este tema, te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica lo que hemos visto.



https://youtu.be/GYqk0_BuBrU

Resuelve los siguientes ejercicios:

5.1- ¿Cuántos moles de O₂, hay en 40.0 g de oxígeno gaseoso?

R: a) 1,25 mol de O₂

5.2- Completa el siguiente cuadro:

Especie química	masa (g)	moles (n)	Masa molar (g/mol)
Hidrógeno molecular	0,5
Ozono	10
Sulfuro de hidrógeno	34

5.3- En el laboratorio estamos preparando una solución de permanganato de potasio y necesitamos 0,1 moles del compuesto. ¿Cuántos gramos del compuesto debemos pesar?

R: 16 g

5.4- Calcula el número de moles presentes en:

- | | |
|---|----------------|
| a) 0,01 kg de hidrógeno | R: 5 moles |
| b) 10 g de cloruro de sodio | R: 0,17 moles |
| c) 15000 mg de nitrógeno | R: 0,536 moles |
| d) $1,61 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno | R: 1,34 moles |

5.5- Calcula el número de moles que se encuentran en 150 mL de ácido clorhídrico; sabiendo que su densidad es de 1,19 g/mL.

R: 4,89 moles

5.6- En la naturaleza hay dos isótopos del Cloro en la siguiente composición: ³⁵Cl 75,77% y ³⁷Cl en un 24,23 %. ¿Cuál es la masa atómica promedio del cloro?

R: 35,48 g/mol

6 ESTADO GASEOSO

OBJETIVOS:

- Identificar las características que distinguen los gases de sólidos y líquidos.
- Resolver ejercicios y problemas utilizando las leyes de los gases ideales.
- Utilizar la ecuación general del estado gaseoso en la resolución de problemas y ejercicios.
- Describir el comportamiento de mezclas de gases.

El estado gaseoso lo estudiaremos con más detalle, debido a que muchos elementos y compuestos son gases en condiciones ordinarias. Por ejemplo, los componentes principales de la atmósfera terrestre son gases (78,09 % de nitrógeno molecular, 20,94 % de oxígeno molecular, 0,93 % de argón).

Las sustancias que son líquidos o sólidos en condiciones ordinarias por lo general pueden también existir en el estado gaseoso. En ese caso se llama vapor. Por ejemplo, el agua, líquida a temperatura ambiente, puede encontrarse en condiciones diferentes, en estado sólido (hielo) o en estado gaseoso (vapor de agua).

En ciertas condiciones de presión y temperatura, es posible que la mayoría de las sustancias existan en alguno de los tres estados de la materia: sólido, líquido o gaseoso.

Los gases son en diversos aspectos mucho más sencillos que los líquidos y los sólidos. El movimiento molecular de los gases resulta totalmente aleatorio y las fuerzas de atracción entre sus moléculas son tan pequeñas que cada una se mueve en forma libre y fundamentalmente independiente de las otras. Sujetos a cambios de temperatura y presión, se comportan en forma más previsible que los sólidos y los líquidos.

En muchos sentidos, los gases son la forma de materia que es más fácil entender. Aunque diferentes sustancias gaseosas puedan tener muy distintas propiedades químicas, se comportan de forma muy similar en lo que a sus propiedades físicas respecta, particularmente a presiones bajas.

Esta relativa sencillez del estado gaseoso es un buen punto de partida si queremos entender las propiedades de la materia en términos de su composición atómica y molecular.

Un gas se caracteriza por:

- a) No tener forma propia: adopta la del recipiente que lo contiene.
- b) No tener volumen fijo: ocupa todo el volumen del recipiente.
- c) Es fácilmente compresible pero también es capaz de expansión infinita. Es decir, se comprime o se expande en la medida en que lo hace su recipiente. Además se expande cuando se calienta y se comprime cuando se enfría.
- d) Difunde fácilmente en otro. Por lo tanto los gases se mezclan y forman siempre mezclas homogéneas.
- e) Ejerce presión. Las moléculas gaseosas están en constante movimiento, por eso ejercen presión sobre cualquier superficie con la que entran en contacto. La presión se define entonces como la fuerza ejercida por un gas sobre la unidad de superficie

Una característica de los gases es que presentan propiedades físicas semejantes. En este módulo veremos esas propiedades, y las leyes que rigen su comportamiento.

VARIABLES QUE CARACTERIZAN EL ESTADO GASEOSO

Temperatura

Según la teoría cinética, la temperatura es una medida de la energía cinética media de los átomos y moléculas que constituyen un sistema. Dado que la energía cinética depende de la velocidad, podemos decir que la temperatura está relacionada con las velocidades medias de las moléculas del gas.

Hay varias escalas para medir la temperatura; las más conocidas y utilizadas son las escalas Celsius (°C), Kelvin (K) y Fahrenheit (°F).

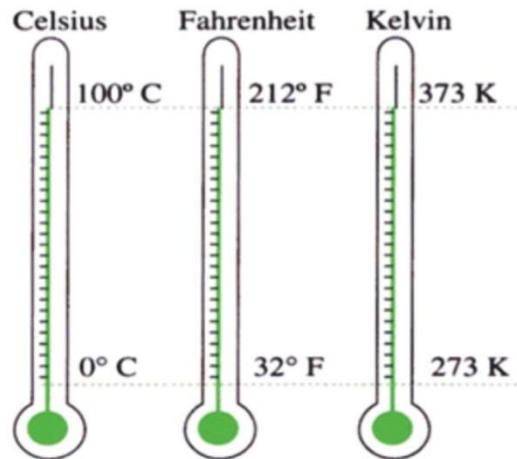


Imagen 6.1. Termómetros con escalas de temperatura Celsius, Fahrenheit y Kelvin

Recuerda:

En los cálculos que vamos a realizar en este tema SIEMPRE habrá que expresar la temperatura en Kelvin.

Presión

En Física, llamamos presión a la fuerza ejercida por un gas sobre la unidad de superficie

$$p = \frac{f}{s}$$

Dado que en el Sistema Internacional la unidad de fuerza es el newton (N) y la de superficie es el metro cuadrado (m²), la unidad resultante para la presión es el newton por metro cuadrado (N/m²) que recibe el nombre de pascal (Pa)

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$$

$$p = \frac{f}{s} = \frac{1 \text{ N}}{1 \text{ m}^2} = 1 \text{ Pa}$$

Otra unidad muy utilizada para medir la presión, aunque no pertenece al Sistema Internacional, es el milímetro de mercurio (mm Hg) que representa una presión equivalente al peso de una columna de mercurio de 1 mm de altura. Esta unidad está relacionada con la experiencia de Torricelli que encontró, utilizando un barómetro de mercurio, que al nivel del mar la **presión atmosférica** o **presión normal** era equivalente a la ejercida por una columna de mercurio de 760 mm de altura a 0 °C y a nivel del mar, a una latitud de 45 ° (Figura 6.2).

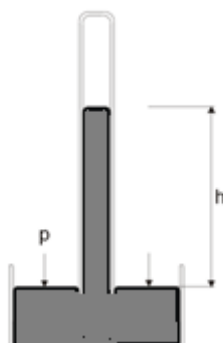


Figura 6.2. Esquema de un barómetro de mercurio

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$$

La unidad mmHg también se llama “Torricelli” = Torr

El siguiente cuadro muestra la relación entre las distintas unidades de presión y su simbología:

$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ Torr} = 1013 \text{ hPa} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

La unidad hPa corresponde a un hectopascal, muy utilizada para indicar la presión atmosférica.

Otra unidad de presión de uso mundial es el bar y es casi igual a una atmósfera de presión:

$$1,00 \text{ atm} = 1,01 \text{ bar}$$

Volumen

Un gas se caracteriza por no tener forma propia, por lo tanto adopta la del recipiente que lo contiene y no tiene volumen fijo, por lo que ocupa todo el volumen del recipiente.

El volumen de un gas depende del recipiente que lo contiene. Decir que el volumen de un gas ha cambiado es equivalente a decir que ha cambiado la capacidad del recipiente que lo contiene.

En el laboratorio se utilizan frecuentemente jeringuillas como recipientes de volumen variable cuando se quiere experimentar con gases.

Hay muchas unidades para medir el volumen: litro (L), mililitro (mL), centímetro cúbico (cm³), metro cúbico (m³).

Algunas equivalencias son 1L = 1000 mL. Además 1 L = 1 dm³= 1000 cm³, entonces el mL y el cm³ son unidades equivalentes.

Cantidad de gas

La cantidad de gas está relacionada con el número total de moléculas que se encuentran en un recipiente. La unidad que utilizamos para medir la cantidad de gas es el **mol**.

Recuerda que para calcular el mol debes usar:

$$n = \frac{m}{m_M}$$



Ahora resuelve:

Cálculos de T (K)

¿A qué temperatura en la escala Kelvin corresponderán 25 °C?

Si, por el contrario, quisiera transformar la temperatura de la escala Kelvin a la escala Celsius, ¿qué debería hacer?

Por ejemplo, 373 K, ¿a qué temperatura de la escala Celsius corresponden?

Presión

La presión necesaria para fabricar diamantes sintéticos a partir del grafito es $8 \cdot 10^4$ atm. Expresa esta presión en (a) Pa, (b) Torr

Si la presión que ejerce un gas es de 970 hPa, ¿cuál será el valor en atmósferas?

Moles

¿Cuántos moles de amoníaco contienen 10 g del mismo?

LEYES DE LOS GASES

El comportamiento de los gases se resume en las leyes de los gases. Puede explicarse mediante la **Teoría cinético - molecular**, enunciada por Rudolf Clausius en 1857.

De acuerdo a esta teoría, los gases están formados por partículas muy pequeñas llamadas moléculas, muy distanciadas entre sí. Las moléculas de un gas se mueven a velocidades muy elevadas, en forma totalmente aleatoria. La presión es el resultado del choque de las moléculas contra las paredes del recipiente que contiene el gas. No existen fuerzas de atracción entre las moléculas de un **gas ideal**.

Las ecuaciones que expresan las relaciones entre T (temperatura absoluta), p (presión), V (volumen) y la cantidad de gas, se conocen como las **leyes de los gases**.

La primera medición de las propiedades de los gases la realizó el científico Roberto **Boyle** en 1662 cuando investigó el efecto de la presión sobre el volumen. Un siglo y medio más tarde, un nuevo

pasatiempo, un viaje en globo aerostático, inspiró a dos científicos franceses J. **Charles** y L. **Gay-Lussac** en la formulación de leyes adicionales de los gases. Ellos midieron cómo la temperatura de un gas afecta su presión, volumen y densidad.

Cada uno de ellos enunció su ley. Los gases ideales cumplen exactamente estas leyes. Los gases reales presentan ligeras desviaciones de la idealidad. En los cálculos que realicemos, consideraremos que los gases se comportan como ideales.

LEY DE BOYLE: Presión y volumen

Boyle tomó un tubo en forma de “J” con una cantidad de gas atrapada detrás de una columna de mercurio. Cambió la presión a la que estaba sometida el gas, agregando mercurio al tubo. Boyle concluyó que el volumen de una cantidad determinada de gas, disminuye cuando la presión aumenta.

Estas experiencias le permitieron a Boyle establecer la ley cuyo enunciado es:

“Los **volúmenes** ocupados por una masa de gas seco, a **temperatura constante**, son **inversamente** proporcionales a las **presiones** que soportan”.

$$p \propto \frac{1}{V}$$

El signo “ \propto ” significa “proporcional a...”

Una proporcionalidad puede convertirse en una igualdad introduciendo una constante de proporcionalidad:

$$p \propto \Rightarrow = cte. \frac{1}{V}$$

o lo que es lo mismo **p · V = cte**

Esta es la expresión matemática de la Ley de Boyle

En la figura 6.3 se observa que, al aumentar la presión del gas, el volumen del mismo disminuye. Esta curva recibe el nombre de **isoterma**.

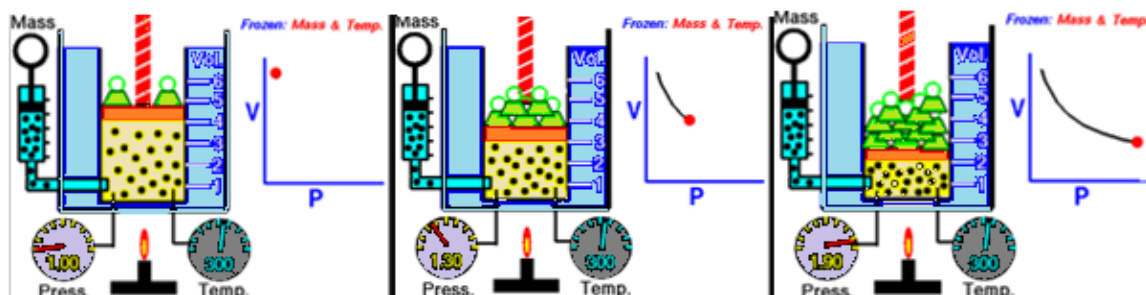


Figura 6.3: Cambio en el volumen de un gas con el aumento de la presión. A temperatura y masa constante.

Aunque los valores individuales de presión y volumen pueden variar mucho para una muestra dada de gas, siempre que la **temperatura** permanezca **constante** y la **cantidad** de gas **no cambie**, el producto de p·V será igual a la misma constante. Por consiguiente, para una muestra de un gas bajo dos condiciones distintas a temperatura constante se tiene:

$$p_1 \cdot V_1 = \text{cte}$$

$$p_2 \cdot V_2 = \text{cte}$$

⇒

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

Llamaremos:

estado inicial a $p_1 \cdot V_1$

estado final a $p_2 \cdot V_2$

Una aplicación común de esta ley, es predecir, con base en la ecuación, en qué forma se afectará el volumen de un gas por un cambio de presión, o como impactará la presión ejercida por un gas mediante el cambio de volumen.

Un globo inflado con un volumen de 0,55 L a nivel del mar (1 atm) se deja elevar a una altura de 6,5 km donde la presión es de 0,4 atm. Suponiendo que la temperatura permanece constante, ¿cuál será el volumen del globo?

Resolución:

Nos proponemos: Calcular el volumen del globo.

Veamos cómo abordar la resolución del ítem. Algunas preguntas te servirán para saber si has comprendido el problema.

¿Cuál es tu incógnita?

Necesitas calcular el volumen del gas.

¿Qué datos proporciona el enunciado?

Volumen inicial del globo: 0,55 L

Presión inicial: 1 atm

Altura inicial: nivel del mar

Temperatura: constante

Altura final: 6,5 km

Presión final: 0,4 atm



¿Todos estos datos son necesarios para resolver el problema?

Como habrás notado la temperatura permanece constante, hay una variación en la presión, por lo tanto se modifica el volumen según la ley de Boyle. Al aplicar dicha ley, no es necesario tener en cuenta la altura inicial o final, por lo que este dato no es necesario utilizarlo.

Para facilitar la comprensión es conveniente tabular las condiciones iniciales y finales:

Estado inicial	Estado final	Cambio
$P_1 = 1 \text{ atm}$	$P_2 = 0,4 \text{ atm}$	Disminuye
$V_1 = 0,55 \text{ L}$	$V_2 = ?$	¿?

A continuación aplicamos la expresión $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$ y despejamos el volumen deseado (V_2)

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \qquad 1 \text{ atm} \cdot 0,55 \text{ L} = 0,4 \text{ atm} \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,55 \text{ L}}{0,4 \text{ atm}}$$

$$V_2 = 1,375 \text{ L}$$

Rta= el volumen final del sistema será de 1,375 L

El resultado obtenido es racional porque la presión final es menor que la inicial y en consecuencia el volumen final es mayor. Además debes considerar que en estas aplicaciones puedes emplear las unidades de presión y volumen que desees, siempre y cuando utilices **las mismas unidades** en todo el cálculo que realices.



Resuelve los siguientes ejercicios:

- Un gas, que inicialmente ocupa un volumen de 1,8 L, a 2 atm de presión, se expande, a temperatura constante, hasta la presión del laboratorio, que es de 960 hPa. Calcula el volumen final del gas. ($R = 3,8L$)

- Una muestra de oxígeno ocupa 10 L bajo una presión de 1050 hPa. Si la temperatura no varía, ¿a qué presión ocupará 13,4 L? ($R = 784 \text{ hPa}$)

LEY DE CHARLES – GAY- LUSSAC: Temperatura y volumen

Los problemas asociados con los viajes en globo inspiraron a Jacques Charles (1746–1823) y Joseph Gay-Lussac (1778-1850), a continuar con los experimentos para mejorar el comportamiento de los globos aerostáticos.

Ambos encontraron que si la presión se mantiene constante, el volumen de un gas aumenta cuando su temperatura se eleva.

Estas experiencias le permitieron a Charles – Gay-Lussac establecer la ley cuyo enunciado es:

“Los volúmenes ocupados por una determinada masa gaseosa, a presión constante, son directamente proporcionales a sus temperaturas absolutas”

A esta ley se le denomina ley de Charles – Gay-Lussac o simplemente **ley de Charles**.

$$V \propto T$$

El signo “ \propto ” significa “proporcional a”...

Una proporcionalidad puede convertirse en una igualdad introduciendo una constante de proporcionalidad:

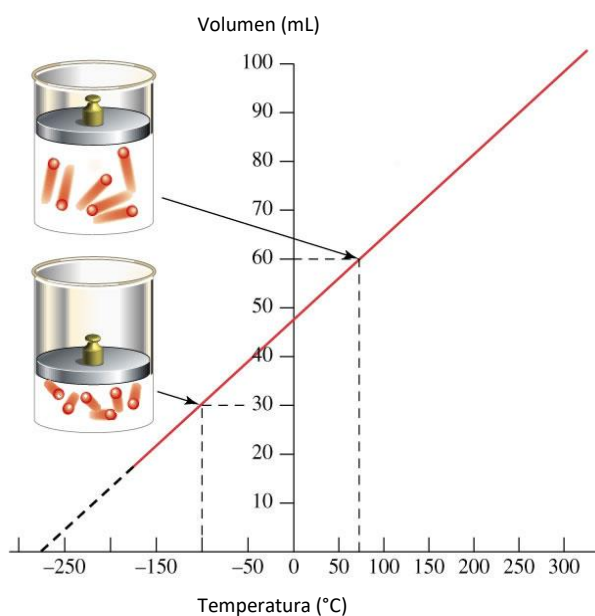
$$V \propto T \quad \Rightarrow \quad V = cte \cdot T$$

o lo que es lo mismo

$$\frac{V}{T} = cte$$

El valor de la constante depende de la presión y de la cantidad del gas presente.

En el siguiente gráfico se observa que cuando la temperatura de un gas aumenta y su volumen puede cambiar a presión constante, el volumen del mismo aumenta. La representación del volumen en función de la temperatura es una línea recta y recibe el nombre de **isobara**.



Aunque los valores individuales de volumen y temperatura pueden variar mucho para una muestra dada de gas, siempre que la presión permanezca constante y la cantidad de gas no cambie, el cociente de V/T será igual a la misma constante. Por consiguiente, para una muestra de un gas bajo dos condiciones distintas, a presión constante se tiene:

$$V_1 / T_1 = \text{cte}$$

⇒

Esta igualdad se verifica trabajando con las temperaturas en escala Kelvin!!!!

$$V_2 / T_2 = \text{cte}$$

Figura 6.4. Isobara, cambio del volumen de un gas con la variación de la temperatura (p constante).

Una aplicación de esta ley, es predecir, con base en la ecuación, en qué forma se afectará el volumen de una cantidad fija de gas por un cambio de temperatura, o cómo se modificará la temperatura de una cantidad fija de gas mediante la variación de volumen (Figura 6.5).

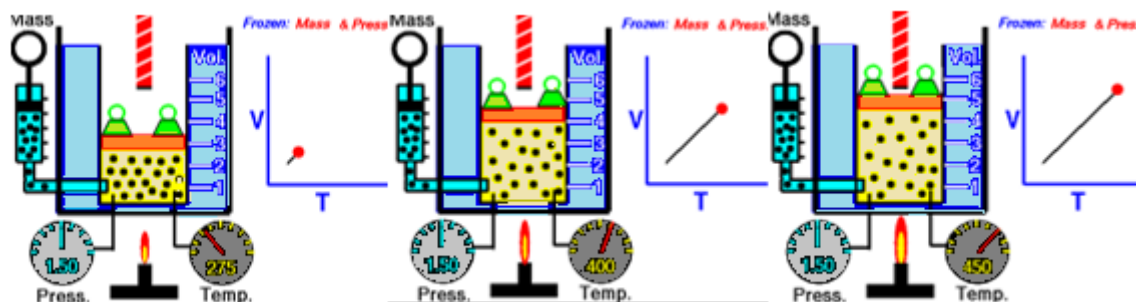


Figura 6.5: Cambio en el volumen de un gas con el aumento de la temperatura. A presión y masa constante.



Interpreta el siguiente ejercicio:

Se tiene una masa de neón que ocupa 500 mL a 363 K. Si se disminuye la temperatura a 5°C sin que varíe la presión, ¿qué ocurrirá con su volumen?

Las siguientes preguntas te ayudarán para abordar la resolución del problema.

¿Cuál es ahora tu incógnita?

¿Qué variables se mantienen constantes?

¿Podrías ordenar los datos en estado inicial y final?

¿Todas las variables están en las mismas unidades?

¿Qué ley aplicarás para su cálculo?

Según la Ley de Charles – Gay-Lussac ¿puedes predecir si el volumen en el estado inicial será mayor, menor o igual al estado final? Verifica con el resultado obtenido, tu predicción

- Repite el procedimiento anterior con este ejercicio:

Los globos de aire caliente ganan altura a partir de la reducción de la densidad del aire, que se produce al calentar el aire. ¿Hasta qué temperatura debería calentarse el aire, que inicialmente se encuentra a 30°C, para aumentar su volumen un 20 %?

Efecto del aumento de la temperatura a volumen constante:

También Charles – Gay-Lussac explicaron el efecto de la temperatura sobre la presión de un gas en un recipiente de volumen constante. Ellos establecieron que al aumentar la temperatura del gas, la velocidad de las moléculas aumenta, chocando un mayor número de veces y con mayor fuerza las paredes del recipiente. Por esta razón, el gas ejerce una presión mayor cuando la temperatura aumenta **a volumen constante**.

La presión que ejerce una cantidad determinada de gas en un recipiente de volumen constante es proporcional a la temperatura absoluta. La representación de presión en función de la temperatura es una línea recta y recibe el nombre de **isocora**.

De esta manera se puede enunciar:

“La presión que ejerce una determinada cantidad de un gas en un recipiente a volumen constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta”

$$P \propto T$$

Como ya hemos estudiado, una proporcionalidad puede convertirse en una igualdad introduciendo una constante de proporcionalidad:

$P \propto T \Rightarrow P = cte \cdot T$, o lo que es lo mismo

$$\frac{P}{T} = cte$$

Si consideramos para una misma cantidad de gas dos estados, inicial y final, resultará:

$$P_1 / T_1 = cte$$

$$P_2 / T_2 = cte$$

$$\Rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Esta igualdad se verifica trabajando con las temperaturas en escala Kelvin.

EXPRESIÓN UNIFICADA DE LAS LEYES DE LOS GASES

Tenemos un tanque de acero que contiene amoníaco a 7 °C. Se calienta el tanque, de manera que llega a los 33 °C y alcanza una presión de 800 mmHg.

¿Cuál sería su presión antes de calentarlo?

Datos:

V= constante

T₁= 7 °C, T₂= 33 °C

P₁=? , P₂= 800 mmHg

Estado inicial	Estado final	Cambio
p ₁ = ?	P ₂ = 800 mmHg	¿?
T ₁ = 7°C *	T ₂ = 33 °C *	aumenta

*Recuerda pasar la temperatura en escala Celsius a escala Kelvin. T(K) = T (°C) + 273

$$T_1 = 7 \text{ °C} + 273 = 280 \text{ K}; T_2 = 33 \text{ °C} + 273 = 306 \text{ K}$$

A partir de la fórmula $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$ despejamos la variable que nos falta (P₁).

$$p_1 = \frac{T_1 \cdot p_2}{T_2} = \frac{280 \text{ K} \cdot 800 \text{ mmHg}}{306 \text{ K}} = 732 \text{ mmHg}$$

Rta: 732 mmHg habrá sido la presión inicial antes de calentar el tanque.

A partir de las leyes anteriormente vistas, en las cuales, se modificaban **dos variables** y manteniendo constantes las otras dos, podemos deducir la relación entre tres variables cuando la **masa** del gas se mantiene **constante**. En la siguiente tabla se muestra dicha relación:

Expresión matemática de las leyes de Boyle y Charles – Gay–Lussac*	Variable que permanece constante	Combinación de las tres leyes
P ₁ · V ₁ = P ₂ · V ₂	Temperatura	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$
V ₁ / T ₁ = V ₂ / T ₂	Presión	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$

* para dos estados cualesquiera de la misma cantidad de gas

Entonces, la combinación de la ley de Boyle y la ley de Charles en una sola expresión da la **ecuación de la ley combinada de los gases**. Para una misma cantidad de gas, cuando se conocen cinco variables de la ecuación en un estado inicial 1 y un estado final 2, puede calcularse la sexta a partir de la expresión:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad (\text{para una misma cantidad de gas})$$

Analizamos el siguiente ejemplo:

Un globo inflado tiene un volumen de 6 L a 1 atm de presión y se le permite ascender hasta que la presión es de 0,45 atm. Durante el ascenso, la temperatura del gas baja desde 22 °C hasta -21 °C. Calcula el volumen del globo en su altitud final.

Nos proponemos: determinar un nuevo volumen de una muestra de gas en una situación en la que cambian tanto la presión como la temperatura (la masa de gas permanece constante).

Como recordarás, al trabajar con la variable temperatura, la misma tiene que estar expresada en grados K. Por lo tanto tenemos que realizar una conversión de unidades, de grados °C a K

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273$$

Para nuestro ejercicio T (K) inicial = 22 °C + 273 = **295 K**

$$T(K) \text{ final} = -21^{\circ}C + 273 = \mathbf{252\ K}$$

Posteriormente tabulamos la información dada en el enunciado del problema

Estado	P	V	T
Inicial	P ₁ = 1 atm	V ₁ =6 L	T ₁ = 295 K
Final	P ₂ = 0,45 at	V ₂ = ¿?	T ₂ = 252 K

$$V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot p_2}$$

$$V_2 = \frac{1\ atm \cdot 6L \cdot 252\ K}{295\ K \cdot 0,45\ atm} = 11\ L$$

Temperatura y presión normales

Muchas veces se necesitan fijar valores de presión y temperatura que sirvan como valores de referencia (patrones de comparación).

Se fijan así, como valores de referencia:

P₀ = 1 atm
T₀ = 273 K



El volumen determinado en esas condiciones se denomina **VOLUMEN NORMAL**, y se simboliza **V₀**

Entonces la expresión unificada toma la forma:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$$

V₁, P₁ y T₁ corresponde a otras condiciones cualesquiera, distintas a las normales.

**Resuelve:**

Una muestra de neón ocupa 100 L a 27 °C y 1000 Torr. ¿Qué volumen ocupará en condiciones normales de presión y temperatura?

Para ayudarte a comprender mejor este tema, te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica lo que hemos visto.



https://youtu.be/51A_6M35iF8

LEY DE AVOGADRO Y VOLUMEN MOLAR NORMAL

El trabajo del científico italiano Amadeo Avogadro complementó los estudios de Boyle, Charles y Gay-Lussac. En 1811 publicó una **hipótesis** en donde estableció:

“Volúmenes iguales de distintos gases a la misma temperatura y presión contienen igual número de moléculas”.

De ahí que el volumen de cualquier gas debe ser proporcional al número de moles de moléculas presentes, es decir:

$$V \propto n \Rightarrow V = n \cdot cte$$

Esta última es la expresión matemática de la **Ley de Avogadro**, cuyo enunciado es el siguiente:

“El volumen de un gas mantenido a temperatura y presión constantes es directamente proporcional al números de moles del gas”.

El volumen ocupado por **un mol** de cualquier gas en **condiciones normales de presión y temperatura (CNPT)**, se denomina **Volumen molar normal**, y tiene un valor de 22,4 L/mol, y se lo simboliza V_{MN} . Por ejemplo, un mol de oxígeno molecular, que pesa 32 g, ocupa un volumen de 22,4 L, en CNPT.

**Ahora resuelve:**

¿Qué volumen ocuparán, en condiciones normales de presión y temperatura, 5 moles de amoníaco?

ECUACIÓN GENERAL DEL ESTADO GASEOSO

La **Ecuación General del Estado Gaseoso** explica la relación entre las cuatro variables, la presión (p), el volumen (V), la temperatura (T) y la cantidad de gas (n).

De esta manera es posible combinar las expresiones que relacionan estas variables en una sola expresión matemática. ¿Cómo se hace?

Si reordenamos las leyes anteriormente estudiadas obtendremos la solución.

Variables que se mantienen constantes	Nombre de la Ley	Expresión matemática	Combinación de las tres leyes
n y T	Ley de Boyle	$P \cdot V = \text{cte}$	$P \cdot V = \text{cte } n T$
n y P	Ley de Charles Gay-Lussac	$V / T = \text{cte}$	
P y T	Ley de Avogadro	$n / V = \text{cte}$	

Esta constante se simboliza con la letra **R** y se denomina **constante universal de los gases**. La expresión queda de la siguiente manera:

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

La **Ecuación general del estado gaseoso** explica la relación entre las cuatro variables p , V , T y n . Conocidas tres de estas variables, queda determinada la cuarta. Esta ecuación expresa satisfactoriamente las propiedades de casi todos los gases en distintas circunstancias, pero no describe con exactitud los gases reales.

Antes de aplicar la ecuación, se debe calcular el valor de **R**, la constante de los gases. A 0°C (273 K) y 1 atm de presión. En diversas experiencias realizadas, se demuestra que en esas condiciones, 1 mol de un gas ideal ocupa un volumen de $22,4\text{ L}$, muchos gases reales se comportan como un gas ideal.

Si despejamos **R** de la ecuación general del estado gaseoso:

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

$$R = \frac{1\text{ atm} \cdot 22,4\text{ L}}{1\text{ mol} \cdot 273\text{ K}} = 0,082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}$$

R también se puede expresar en otras unidades, dependiendo de las unidades de las variables (la temperatura siempre debe expresarse en K y n en mol).

Valores determinados para R			
0,082 atm L/K mol	62,36 mmHg L/K mol	8,314 m ³ Pa /K.mol ó (J /K.mol)	1,987 cal /K mol

APLICACIONES DE LA ECUACIÓN GENERAL

- Cálculo de alguna de las variables (**p, T, V y n**) conociendo los valores de tres de ellas.

Ejemplo:

¿Qué volumen ocuparían 5 g de neón si se encuentra en unas condiciones de 70 °C y 0,95 atm sabiendo que su masa molar es 20,17 g/mol?

Datos obtenidos del enunciado:

V=?

T= 70 °C + 273 =343 K

p= 0,95 atm

m= 5 g

m_M= 20,17 g/mol

Resolución: a partir de las fórmulas: **p · V = n · R · T** y **n = m/m_M**, reemplazamos n y despejamos V.

$$V = \frac{m \cdot R \cdot T}{m_M \cdot p} = \frac{5 \text{ g} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 343 \text{ K}}{20,17 \text{ g/mol} \cdot 0,95 \text{ atm}} = 7,41 \text{ L}$$

Observa que el valor de la constante R es el correspondiente a la presión en atm y que la temperatura en °C debe transformarse en Kelvin.

Respuesta: 7,41 L ocuparían los 5 g de neón en esas condiciones.

- Cálculo de la **masa molar**

A partir de la ecuación general teniendo en cuenta la relación entre número de moles y masa molar:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad n = \frac{m}{m_M} \quad \Rightarrow \quad p \cdot V = \frac{m}{m_M} \cdot R \cdot T$$

podemos despejar: $m_M = \frac{m}{p \cdot V} R \cdot T$

Ejemplo:

¿Cuál será la masa molar de un gas, si 789 mL pesase 2,3 g en C.N.P.T (condiciones normales de presión y temperatura)?

Resolución: recuerda en primer lugar extraer los datos del problema:

Encuentras que hay datos explícitos: V=789 mL y m= 2,3 g

y también hay en este caso datos implícitos de la temperatura y la presión ¿cuáles son dichos valores? Si el gas está en CNPT significa que se encuentra a T=273 K y p= 1 atm.

$$m_M = \frac{m}{p \cdot V} R \cdot T$$

$$m_M = \frac{2,3 \text{ g}}{1 \text{ atm} \cdot 0,789 \text{ L}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K} = 65,26 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Recuerda que debes pasar el volumen en mL a L

Respuesta: la masa molar del gas es de 65,26 g/mol

- Determinación de la **densidad** a partir de su definición:

La densidad se calcula $\delta = \frac{m}{V}$
Reemplazando en:

$$p \cdot V = \frac{m}{m_M} R \cdot T$$

Podemos calcular:

$$\delta = \frac{m}{V} = \frac{p \cdot m_M}{R \cdot T}$$

Ejemplo:

Calcular la densidad del O₂ cuando se encuentra a 40 °C y 3 atm, sabiendo que su masa molar es 32 g/mol

Resolución:

Los datos aportados por el problema son:

$$T = 40 \text{ °C} + 273 = 313 \text{ K}$$

$$p = 3 \text{ atm}$$

$$m_M = 32 \text{ g/mol}$$

Primero, todas las unidades tienen que estar en la forma correcta para poder utilizar la constante R en la ecuación. La temperatura debe estar en **K**.

$$\delta = \frac{m}{V} = \frac{p \cdot m_M}{R \cdot T} \qquad \delta = \frac{3 \text{ atm} \cdot 32 \text{ g/mol}}{0,082 \frac{\text{atmL}}{\text{molK}} \cdot 313 \text{ K}} = 3,74 \text{ g/L}$$

Respuesta: la densidad del gas es de 3,74 g/L

Para ayudarte a comprender mejor este tema, te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica lo que hemos visto.



<https://youtu.be/mXfBc6-zAs>

Resuelve los siguientes ejercicios:

6.1- Un globo meteorológico elástico lanzado desde un buque oceanográfico contiene una cierta cantidad de gas caliente a la presión atmosférica. El volumen inicial es de $2,5 \cdot 10^5$ L. Cuando el globo cae al océano, en el que el agua se encuentra a 10°C , el volumen pasa a ser $2,01 \cdot 10^5$ L. ¿Cuál es la temperatura inicial del gas?

R: 352K

6.2 - Una muestra de gas argón contenida en un matraz de 250 mL, perfectamente cerrado, ejerce una presión de 750 mmHg a la temperatura del laboratorio (25°C). La muestra se introduce en un frigorífico a -20°C . ¿Cuál será la presión final que ejercerá el argón?

R: 636,7 mmHg

6.3- En un recipiente de 10 L de capacidad se han introducido 16 g de oxígeno molecular a 18°C de temperatura. a) ¿Qué presión ejerce el dioxígeno en el interior del recipiente?, b) ¿A qué temperatura habrá que enfriar el recipiente para que la presión se reduzca a la mitad?

R: a) 1,19 atm, b) $-127,5^\circ\text{C}$

6.4- Un frasco de 1 litro está lleno de amoníaco a 27°C . Se hace el vacío hasta que la presión del gas es de 0,0001 mmHg. Calcula el número de gramos de amoníaco que encierra el frasco.

R: $9,09 \cdot 10^{-8}$ g

6.5.- Para determinar el volumen de un reactor químico de baja presión a 0°C se hace el vacío en su interior y a continuación se inyectan con una jeringa 250 cm^3 de helio a 0°C y 1 atm, con lo que la presión en el interior del reactor pasa a ser de 0,25 atm. ¿Cuál es el volumen del reactor?

R: 1 L

6.6- En un recipiente adecuado se recogen 300 cm^3 de oxígeno molecular a 20°C y 926 hPa de presión. ¿Qué volumen ocupará este gas en condiciones normales de presión y temperatura?

R: $255,5 \text{ cm}^3$

6.7- ¿Cuál es la densidad del dióxido de carbono, a) en condiciones normales de presión y temperatura, b) a 800 mmHg de presión y 77°C de temperatura?

R: a) 1,96 g/L, b) 1,61 g/L

6.8- Se ensaya un tanque que resiste una presión de 10 atm. Se llena de aire a 0°C y 6 atm. ¿Podrá resistir, una vez lleno, una temperatura de 200°C ? ¿Qué presión es la que alcanza en estas condiciones?

R: 10,4 atm

6.9- Unos 15 mL de hidrógeno molecular se encuentran medidos en CNPT. ¿Qué volumen ocupará el hidrógeno a 25°C y 925 hPa?

R: 18 mL

6.10- Comprueba la masa molar del metano (CH_4), sabiendo que su densidad a 20°C y 5 atm es de 3,33 g/L.

R: 16 g/mol

7 ESTEQUIOMETRÍA

OBJETIVOS:

- Al terminar el estudio de este tema serás capaz de:
- Resolver ejercicios y problemas estequiométricos aplicando las leyes y principios de la Química en forma pertinente.

La **estequiometría** hace la interpretación cuantitativa de una reacción química (estudia las cantidades de reactivos y productos que participan en la reacción química).

Cada vez que se lleva a cabo una reacción con el fin de preparar un compuesto químico, es preciso formularse algunas preguntas. Por ejemplo ¿qué masa de cada reactivo debe medirse y dejar que reaccione para producir la cantidad deseada de producto? O bien, si sólo se dispone de unos gramos de un reactivo ¿Qué cantidad del otro reactivo será necesaria?

También ¿qué cantidad de producto podrá obtenerse a partir de una cantidad dada de las sustancias reactivas? o ¿permanecerá inalterada alguna cantidad de las sustancias reaccionantes? Por ejemplo, ¿podrá estimarse la cantidad de alcohol que tendrá el vino preparado con cierto mosto si se conoce su contenido de azúcares?

Todos estos interrogantes y muchos otros pueden contestarse con la información que brinda la ecuación química de la reacción estudiada. A partir de la misma se pueden establecer las relaciones de proporcionalidad necesarias.

Para resolver problemas de estequiometría, en primer término, deberemos escribir la ecuación química balanceada. Los coeficientes que anteceden a las fórmulas químicas se denominan coeficientes estequiométricos y nos permiten deducir otros datos como veremos en el ejemplo que se presenta a continuación. (Si el coeficiente es uno no hace falta indicarlo).

Como verás, para resolver los problemas estequiométricos, es necesario comprender muy bien el idioma químico, porque necesitamos usar toda la información que nos dan los símbolos y fórmulas involucradas en una ecuación.

Revisemos algunos conceptos:

¿Qué información nos da una ecuación?

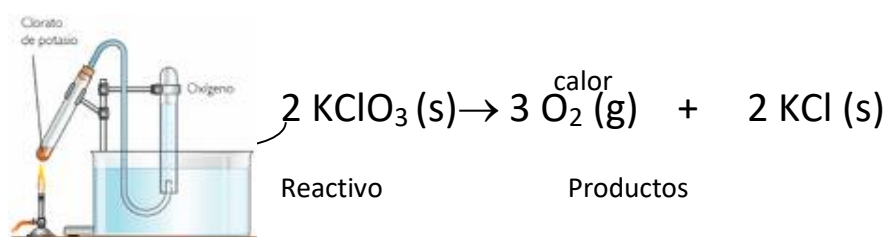


Figura 7.1: Descomposición térmica de clorato de potasio

- Nos indica cuáles son los reactivos y cuáles son los productos de la reacción.
- Nos informa la cantidad de reactivos y productos que intervienen en la transformación.

Es decir nos da una información **cualitativa** (¿qué?) y una información **cuantitativa** (¿cuánto?) de la transformación química.

Este conjunto de símbolos y fórmulas nos está diciendo que al calentar dos moles de clorato de potasio se forman tres moles de oxígeno y dos moles de cloruro de potasio.

Pero a partir de estos datos explícitos podemos deducir los siguientes datos implícitos:

Ecuación		$2 \text{ KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow 3 \text{ O}_2 (\text{g}) + 2 \text{ KCl} (\text{s})$		
Datos explícitos		2 moles	3 moles	2 moles
Datos implícitos	Masa (g)	2 x 122,5 gramos = 245 g de clorato de potasio	3 x 32 gramos = 96 g de oxígeno molecular	2 x 74,5 gramos = 149 g de cloruro de potasio
	Moléculas	$2 \times 6 \cdot 10^{23}$ moléculas	$3 \times 6 \cdot 10^{23}$ moléculas	$2 \times 6 \cdot 10^{23}$ moléculas
	Volumen (L)	-----	3 x 22,4 litros (medidos en CNPT)	-----

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS ESTEQUIOMÉTRICOS

Para encarar la resolución de problemas estequiométricos, será requisito indispensable manejar **todos** los conceptos y leyes que has estudiado y trabajado en las unidades anteriores (Masa molar, mol, leyes de los gases ideales, leyes gravimétricas, número de Avogadro).

No rige una pauta única y obligatoria para resolver problemas de este tipo. Pueden mencionarse algunas normas básicas, que ordenan el razonamiento y llevan hacia la respuesta correcta.

Te proponemos una serie de acciones y preguntas que te servirán de guía en la resolución de distintos tipos de problemas:

Ejemplo 1:

Reaccionan 2,5 moles de cinc con suficiente cantidad de vapor de agua. Calcula:

- masa de óxido de cinc que se forma;
- volumen de hidrógeno que se libera, medido en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT).

1º) Debes hacer una lectura comprensiva del problema

¿Encuentras palabras que no entiendes en el enunciado del problema?

¿Qué significa que el agua esté en estado de **vapor**?

¿Qué significa **CNPT**?

¿Cómo puede interpretarse que los 2,5 moles de cinc reaccionan con **suficiente cantidad de vapor de agua**?

¿Puedes reformular el enunciado con tus propias palabras?

Podríamos preguntarnos qué cantidad de óxido de cinc (en gramos) y de hidrógeno (en litros), se forman a partir de 2,5 moles de cinc.

¿Identificas que pide el problema?

Pide calcular las cantidades de productos (**incógnitas**) que se forman a partir de una cierta cantidad de moles de un reactivo (**dato**).

¿Qué datos explícitos e implícitos te proporciona el enunciado? ¿Puedes relacionarlos?

Datos explícitos:

- Cinc y vapor de agua son los reactivos, y óxido de cinc e hidrógeno son los productos de la reacción.
- La cantidad de cinc que reacciona es 2,5 moles de cinc (esta cantidad de reactivo se consumiría por completo dado que el enunciado dice que reacciona con cantidad suficiente de agua vapor; esta es la cantidad necesaria de agua vapor para consumir todo el cinc).
- El enunciado pide que se calcule el volumen de hidrógeno, medido en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT).

Datos implícitos:

- relación cuantitativa entre reactivos y productos dada por la ecuación química igualada.
- masa molar de óxido de cinc
- volumen de 1 mol de hidrógeno, medido en CNPT

2º) Debes elaborar y ejecutar un plan para la resolución del problema

¿Puedes realizar una representación mediante una fórmula, una ecuación química o un gráfico de ese enunciado?

Ecuación	Zn(s) +	H ₂ O(v) →	ZnO(s) +	H ₂ (g)
Datos explícitos que proporciona la ecuación	1 mol	1 mol	1 mol	1 mol
Datos implícitos que proporciona la ecuación	65 gramos	18 gramos	81 gramos	2 gramos 22,4 litros (CNPT)
Información que proporciona el enunciado del problema	Dato: 2,5 moles		Incógnita ¿? (gramos)	Incógnita ¿? (litros, medidos en CNPT)

¿Puedes establecer relaciones entre los elementos del problema a partir de la representación elegida?

- a) **Si lo que queremos encontrar es la masa de óxido de cinc, y el dato disponible es la cantidad de moles de cinc que reaccionan;** de la ecuación igualada, vemos que se desprende la siguiente información:

1 mol de cinc reacciona con suficiente cantidad de agua vapor para formar 1 mol de óxido de cinc. Si el dato disponible es la cantidad de moles de cinc, y lo que queremos averiguar es la masa de óxido de cinc que se formará, deberíamos relacionar moles de cinc con la masa de óxido de cinc (en gramos). En primer término, vemos que la ecuación nos proporciona la siguiente información: 1 mol de cinc reacciona con suficiente cantidad de agua vapor para formar 81 g. de óxido de cinc. Luego, deberíamos comparar nuestro dato, con la información que proporciona la ecuación, de lo que resulta:

$$\frac{81 \text{ g ZnO}}{1 \text{ mol Zn}} = \frac{x \text{ g ZnO}}{2,5 \text{ moles Zn}}$$

Despejamos luego la incógnita (x g. de ZnO)

$$x \text{ g ZnO} = \frac{81 \text{ g ZnO} \cdot 2,5 \text{ moles Zn}}{1 \text{ mol Zn}}$$

$$x \text{ g. ZnO} = 202,5 \text{ g. ZnO}$$

Como se puede observar, a partir de 2,5 moles de cinc se forman 202,5 g de óxido de cinc.

- b) **Si lo que queremos averiguar es el volumen de hidrógeno desprendido a partir de 2,5 moles de cinc,** deberíamos relacionar moles de cinc y volumen de hidrógeno (medido en condiciones normales de presión y temperatura).

Observando en primer término la información que proporciona la ecuación, vemos que a partir de 1 mol de cinc se liberan 22,4 L de hidrógeno (en CNPT). Comparando esta información con el dato resulta:

$$\frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = \frac{x \text{ L H}_2}{2,5 \text{ moles Zn}}$$

$$x \text{ L H}_2 = \frac{22,4 \text{ L H}_2 \cdot 2,5 \text{ moles Zn}}{1 \text{ mol Zn}}$$

$$x \text{ L H}_2 = 56 \text{ L H}_2$$

El volumen de hidrógeno que se libera al reaccionar 2,5 moles de hidrógeno con suficiente cantidad de agua vapor es de 56 L (medidos en CNPT).

¿Serías capaz de encontrar otro camino para llegar al mismo resultado?

a) Veremos otro camino para encontrar la masa de óxido de cinc.

Podría ser que en un primer paso encontrara la cantidad de moles de óxido de cinc que pueden formarse a partir de los 2,5 moles de cinc.

$$\frac{1 \text{ mol ZnO}}{1 \text{ mol Zn}} = \frac{x \text{ moles ZnO}}{2,5 \text{ moles Zn}}$$

$$x \text{ moles ZnO} = \frac{1 \text{ mol ZnO} \cdot 2,5 \text{ moles Zn}}{1 \text{ mol Zn}}$$

$$x \text{ moles ZnO} = 2,5 \text{ moles ZnO}$$

Como puedes observar se forman 2,5 moles de óxido de cinc a partir de 2,5 moles de cinc, pero ¿es eso lo que queremos averiguar? Como **lo que buscamos es la masa de óxido de cinc que se forma**, deberíamos averiguar cuánto pesan esos 2,5 moles de óxido de cinc.

Recordemos la expresión que relaciona la masa y el número de moles:

$$n = m / m_M$$

n = número de moles

m = masa en gramos

m_M = masa molar (g/mol)

Si necesitamos encontrar la masa de óxido de cinc, despejamos masa (m) de esa expresión:

$$m = n \cdot m_M$$

$$m = 2,5 \text{ moles} \cdot 81 \text{ g / mol} = 202,5 \text{ g de óxido de cinc}$$

Otro camino para encontrar la masa de óxido de cinc es establecer la siguiente relación, partiendo de que 1 mol de óxido de cinc pesa 81 g.

$$\frac{81 \text{ g ZnO}}{1 \text{ mol ZnO}} = \frac{x \text{ g ZnO}}{2,5 \text{ moles ZnO}}$$

$$x \text{ g ZnO} = \frac{81 \text{ g ZnO} \cdot 2,5 \text{ moles ZnO}}{1 \text{ mol ZnO}}$$

$$x \text{ g ZnO} = 202,5 \text{ g ZnO}$$

b) Veremos ahora otra alternativa para encontrar el volumen de hidrógeno desprendido en la reacción.

Podríamos calcular en primer término el número de moles de hidrógeno desprendidos, partiendo de la relación que establece la ecuación: 1 mol de cinc, al reaccionar con suficiente cantidad de agua vapor produce 1 mol de hidrógeno. ¿Cuántos moles de hidrógeno se formarán a partir de 2,5 moles de cinc?

- **Calculamos el número de moles de hidrógeno molecular desprendido**

$$\frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = \frac{x \text{ moles H}_2}{2,5 \text{ moles Zn}}$$

$$x \text{ moles H}_2 = \frac{1 \text{ mol H}_2 \cdot 2,5 \text{ moles Zn}}{1 \text{ mol Zn}}$$

$$x \text{ moles H}_2 = 2,5 \text{ moles H}_2$$

- **Calculamos el volumen (medido en CNPT) a partir del dato del número de moles**

Para ello partimos de que 1 mol de cualquier gas, medido en CNPT, ocupa 22,4 L, estableciendo entonces la siguiente relación:

$$\frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = \frac{x \text{ L H}_2}{2,5 \text{ moles de H}_2}$$

$$x \text{ L H}_2 = \frac{22,4 \text{ L H}_2 \cdot 2,5 \text{ moles H}_2}{1 \text{ mol H}_2}$$

$$x \text{ L H}_2 = 56 \text{ L H}_2$$

Como habrás observado, hemos llegado a los mismos resultados por caminos diferentes.

3º) Debes realizar la verificación y revisión del plan ejecutado

¿Es correcto lo que hiciste?

.....

¿Puedes corroborarlo hallando alguno de los datos a partir del resultado final?

$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{81 \text{ g ZnO}} = \frac{x \text{ moles Zn}}{202,5 \text{ g ZnO}}$$

$$x \text{ moles Zn} = \frac{202,5 \text{ g ZnO} \cdot 1 \text{ mol Zn}}{81 \text{ g ZnO}}$$

$$x \text{ moles Zn} = 2,5 \text{ moles Zn}$$

¿Revisaste cada uno de los pasos para asegurarte que no hubieras cometido errores en las relaciones que estableciste al elaborar tu plan?

¿Hiciste un análisis dimensional en las expresiones matemáticas utilizadas?

En este momento debes revisar que las unidades correspondan a los datos que te da el problema y al resultado obtenido.

4º) **Debes realizar la comunicación de los resultados**

¿Puedes explicar lo realizado?

Debes tener en cuenta si los resultados obtenidos responden a las incógnitas del problema.

¿Puedes justificar el camino elegido?

.....

¿Puedes expresar el resultado en forma verbal o gráfica?

Por ejemplo:

A partir de 2,5 moles de Zn se obtienen 202,5 gr de ZnO y 56 L H₂ medidos en CNPT.

Pueden presentarse situaciones en las que se incorporan otras dificultades; por ejemplo, en el problema presentado con anterioridad podría ser necesario averiguar el volumen de hidrógeno desprendido, pero medido en otras condiciones diferentes a las CNPT.

Ejemplo 2:

¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 25 °C y 942 hPa, se desprenderán en la reacción de 2,5 moles de cinc con suficiente cantidad de vapor de agua?

Podrías comenzar la resolución ordenando la información que proporciona el problema y realizando la representación de la situación planteada:

Ecuación	Zn(s)	+	H ₂ O(v)	→	ZnO(s)	+	H ₂ (g)
Datos explícitos que proporciona la ecuación	1 mol		1 mol		1 mol		1 mol
Datos implícitos que proporciona la ecuación	65 gramos		18 gramos		81 gramos		2 g 22,4 litros (CNPT)
Información que proporciona el enunciado del problema	Dato: 2,5 moles						Incógnita ¿? (litros, medidos a 25 °C y 942 hPa)

Podría resolverse este problema comenzando por un primer paso idéntico al realizado para resolver el ejercicio anterior:

$$\frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = \frac{x \text{ moles H}_2}{2,5 \text{ moles de Zn}}$$

$$x \text{ moles H}_2 = \frac{1 \text{ mol H}_2 \cdot 2,5 \text{ moles Zn}}{1 \text{ mol Zn}}$$

$$x \text{ moles H}_2 = 2,5 \text{ moles H}_2$$

Pero, si leemos con atención el enunciado, lo que se pide calcular es el **volumen de hidrógeno desprendido, medido en ciertas condiciones de presión y temperatura**. ¿Cómo calculamos ese volumen a partir del número de moles de hidrógeno? ¿Qué relación existe entre el número de moles y el volumen de un gas?

La **ecuación general del estado gaseoso** establece la relación entre dichas variables:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{Ecuación general del estado gaseoso}$$

Recordemos que en la misma:

p = presión del gas

V = volumen del gas
 n = número de moles del gas
 R = constante universal de los gases
 T = temperatura absoluta del gas (K)

Si la constante R utilizada en esta expresión es **R = 0,082 L atm /K mol**, deberán utilizarse los datos expresados en las siguientes unidades:

p en atmósferas (atm)
 V en litros (L)
 T en K

Por lo que, la presión (en hPa) se ha de expresar en atmósferas. Si 1 atm = 1013 hPa, los 970 hPa, ¿a cuántas atmósferas equivalen? Establecemos la relación correspondiente:

$$\frac{1 \text{ atm}}{1013 \text{ hPa}} = \frac{x \text{ atm}}{942 \text{ hPa}}$$

$$x \text{ atm} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 942 \text{ hPa}}{1013 \text{ hPa}}$$

$$p \text{ (atm)} = 0,93 \text{ atm}$$

La temperatura absoluta, puede calcularse utilizando la siguiente expresión:

$$T \text{ (K)} = t \text{ (°C)} + 273$$

En nuestro ejemplo, 25 °C equivalen a:

$$T = 25 \text{ °C} + 273 = 298 \text{ K}$$

Ahora sí, **despejamos V (volumen en L)** de la ecuación general del estado gaseoso y reemplazamos por nuestros datos:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{2,5 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ L atm/K mol} \cdot 298 \text{ K}}{0,93 \text{ atm}}$$

V = 65,7 L de hidrógeno (medidos a 25 °C y 942 hPa)

¿Podríamos haber utilizado otro camino para resolver este problema? Si hubiéramos decidido como primer paso calcular el volumen de hidrógeno liberado en CNPT, ¿cómo calcularíamos el volumen que se ha liberado en otras condiciones diferentes?

Si lo que tenemos que establecer es la relación entre dos estados cualesquiera de una misma masa gaseosa, deberíamos aplicar la siguiente expresión:

$$\frac{p_o \cdot V_o}{T_o} = \frac{p \cdot V}{T}$$

	CNPT	Otras condiciones
Presión	1013 hPa	942 hPa
Temperatura	273 K	298 K
Volumen	56 L	¿?

V = ¿? Es el volumen que debemos averiguar (Volumen de hidrógeno, medido a 25 °C y 942 hPa, que se libera cuando 2,5 moles de cinc reaccionan con suficiente cantidad de vapor de agua)

Despejando V de la expresión anterior:

$$V = \frac{p_o \cdot V_o \cdot T}{T_o \cdot p} = \frac{1013 \text{ hPa} \cdot 56 \text{ L} \cdot 298 \text{ K}}{273 \text{ K} \cdot 942 \text{ hPa}}$$

$$V = 65,7 \text{ L}$$

Se presentan situaciones en las que el volumen de un gas, medido en ciertas condiciones de presión y temperatura, es uno de los datos. ¿Cómo trabajamos en ese caso? Veamos un ejemplo para comprender este tipo de situación que puede plantearse:

Ejemplo 3:

En la reacción entre el hierro y el ácido clorhídrico, se liberan 2,41 L de hidrógeno medidos a 100 °C y 96.259 Pa. Calcula:

- a) masa de metal que reaccionó R: 4,19 g Fe
 b) moles de cloruro ferroso obtenidos R: 0,075 moles
 c) ¿podrías encontrar otro camino para llegar al mismo resultado?, resuelve el problema aplicando este camino alternativo.

Recordemos los pasos que debemos seguir para resolver el problema:

1º) Debes hacer una lectura comprensiva del problema

A partir de esta lectura deberíamos identificar lo que pide el problema; en este caso, **que calculemos la masa de metal que ha reaccionado, y la cantidad de moles de cloruro ferroso obtenidos**. Nuestro dato será el volumen de hidrógeno liberado, medido en ciertas condiciones de presión y temperatura. De la lectura se desprende que el hierro (metal) reacciona con el ácido clorhídrico liberando hidrógeno. Si lees con atención el ítem b) verás que también proporciona información, ya que pide la cantidad de moles de **cloruro ferroso** formado (puedes recordar también las reacciones de desplazamiento que hemos visto, entre las que encontrarás a ésta).

2º) Debes elaborar y ejecutar un plan para la resolución del problema

¿Puedes realizar una representación mediante una fórmula, una ecuación química o un gráfico de ese enunciado?

Veamos entonces si podemos representar la información del enunciado de otro modo. En los problemas estequiométricos la ecuación química es una herramienta muy útil, que nos permite visualizar datos e incógnitas.

Ecuación	Fe (s)	+	2 HCl (aq)	→	FeCl ₂ (aq)	+	H ₂ (g)
Datos explícitos que proporciona la ecuación	1 mol		2 moles		1 mol		1 mol
Datos implícitos que proporciona la ecuación	56 gramos		73 gramos		127 gramos		2 gramos 22,4 litros (CNPT)
Información que proporciona el enunciado del problema	Incógnita: ¿? (gramos)				Incógnita: ¿? (moles)		Dato: 2,41 L (a 100°C y 96.259 Pa)

¿Puedes establecer relaciones entre los elementos del problema a partir de la representación elegida?

Como ya vimos, la ecuación química nos brinda una información muy importante. Nos “dice” que 1 mol de hierro metálico (que pesa 56 g) reacciona con 2 moles de ácido clorhídrico para formar 1 mol de cloruro ferroso y 1 mol de hidrógeno gaseoso (que ocupa 22,4 L en CNPT).

Veamos qué relaciones debemos establecer para cada uno de los ítems.

a) Se pide que calculemos la masa de metal (ya identificamos que se trata del hierro) que ha reaccionado. Si nuestro dato es el volumen de hidrógeno, deberíamos relacionar volumen de hidrógeno con masa de hierro.

De la ecuación se desprende que 1 mol de hidrógeno (que ocupa 22,4 L en CNPT) es desalojado cuando reacciona 1 mol de hierro (56 g). ¿Podría comparar el dato del volumen con esta información? Como habrás observado están medidos en condiciones diferentes, y por lo tanto esos volúmenes no son comparables. ¿Qué podemos hacer entonces? Existen distintos caminos para resolver la situación:

1° alternativa:

Para lograr que los volúmenes sean comparables, podría llevar el volumen que constituye nuestro dato (2,41 L, medidos a 100°C y 96.259 Pa) a las condiciones normales de presión y temperatura. Tenemos que recordar lo que hemos visto en estado gaseoso.

¿Cómo comparamos dos estados diferentes de una misma masa gaseosa? En nuestro caso, si las condiciones a las que hacemos referencia corresponden a las normales de presión y temperatura, ¿cómo indicamos ese estado?

Trataremos entonces que ordenar los datos:

$$\begin{array}{ll} V = 2,41 \text{ L} & V_o = \text{¿?} \\ p = 96.259 \text{ Pa} & p_o = 101.300 \text{ Pa} \\ T = 373 \text{ K} & T_o = 273 \text{ K} \end{array}$$

El subíndice _o indica las condiciones normales de presión y temperatura (CNPT)

La relación entre los dos estados estará dada por la siguiente expresión:

$$\frac{p_o \cdot V_o}{T_o} = \frac{p \cdot V}{T}$$

De donde:

$$V_o = \frac{p \cdot V \cdot T_o}{p_o \cdot T}$$

Reemplazando por los valores correspondientes, resulta:

$$V_o = \frac{96.259 \text{ Pa} \cdot 2,41 \text{ L} \cdot 273 \text{ K}}{101.300 \text{ Pa} \cdot 373 \text{ K}}$$

$$V_o = 1,67 \text{ L}$$

Este volumen (medido en CNPT) puede compararse con los 22,4 L que ocupan 1 mol en CNPT para calcular la masa de hierro.

$$\frac{56 \text{ g Fe}}{22,4 \text{ L H}_2} = \frac{x \text{ g Fe}}{1,676 \text{ L de H}_2}$$

$$x \text{ g Fe} = \frac{1,676 \text{ L H}_2 \cdot 56 \text{ g Fe}}{22,4 \text{ L H}_2} = \mathbf{4,19 \text{ g de Fe}}$$

2° alternativa:

Otro camino distinto es averiguar cuántos moles hay en el volumen de hidrógeno que constituye nuestro dato, y luego relacionar estos moles con la masa de hierro necesaria para su obtención. ¿Cómo calculamos la cantidad de moles que hay en un volumen determinado de gas, medido en ciertas condiciones de presión y temperatura?

De la ecuación general del estado gaseoso: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$, despejamos n:

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

En esta expresión, si vamos a utilizar como valor de $R = 0,082 \text{ L atm/K mol}$, deberemos transformar el dato de la presión de Pascales (Pa) a atmósferas (atm):

$$\frac{1 \text{ atm}}{101.300 \text{ Pa}} = \frac{x \text{ atm}}{96.259 \text{ Pa}}$$

$$x \text{ atm} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 96.259 \text{ Pa}}{101.300 \text{ Pa}} = 0,95 \text{ atm}$$

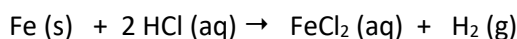
Reemplazamos entonces nuestros datos en la ecuación general del estado gaseoso:

$$n = \frac{0,95 \text{ atm} \cdot 2,41 \text{ L}}{0,082 \text{ L atm/K mol} \cdot 373 \text{ K}}$$

$$n = 0,0748 \text{ moles de H}_2$$

Ahora sí, podemos comparar este dato con lo que nos “dice” la ecuación estequiométrica. Sabemos que 1 mol de hidrógeno se obtiene a partir de 1 mol de hierro (56 g de Fe). **¿Qué masa de hierro necesitaríamos para obtener 0,075 moles de hidrógeno?**

Cálculo de la masa de hierro necesaria para obtener 0,0748 moles de H₂



¿g? D= 0,0748 moles

$$\frac{56 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol H}_2} = \frac{x \text{ g de Fe}}{0,0748 \text{ moles de H}_2}$$

$$x \text{ g de Fe} = \frac{56 \text{ g de Fe} \cdot 0,0748 \text{ moles de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 4,19 \text{ g de Fe}$$

Hemos llegado al mismo resultado, por dos caminos diferentes. La masa de hierro necesaria para liberar 2,41 L de hidrógeno, medidos a 100 °C y 96.259 Pa, es de 4,19 g.



Intenta resolver los ítems b) y c) de este problema.

Si alguno de los datos o lo que queremos averiguar es el volumen de una sustancia, hay que distinguir si ésta es un líquido o un gas. En los problemas que te hemos presentado previamente, los volúmenes que debíamos calcular, o los que usábamos como datos, correspondían a gases. ¿Cómo te darías cuenta? Algunas “pistas” pueden ayudarte a diferenciar si la sustancia a la que hacemos referencia es un gas o un líquido. Como ya hemos visto, el volumen de un gas es una propiedad condicionada. El

dato del volumen de un gas debe estar acompañado de las condiciones en las que está medido ese volumen.

Por ejemplo:

El primer problema que presentamos pedía que calculáramos el volumen de hidrógeno que se libera, **medido en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT)**. Este volumen corresponde a un gas, en este caso hidrógeno gaseoso (H_2).

En el siguiente problema:

Ejemplo 4:

Se descomponen térmicamente 108 g de óxido mercuríco. Calcula:

a) volumen de oxígeno molecular liberado, medido en CNPT;

b) volumen de mercurio obtenido ($\delta = 13,6 \text{ g/mL}$)

R: a) 5,6 L de O_2 ; b) 7,35 mL de Hg

¿En qué estado se presentan el oxígeno y el mercurio obtenidos? El oxígeno liberado se encuentra en estado gaseoso. Si te fijas, nos pide el enunciado del problema que calculemos el **volumen de oxígeno, medido en CNPT**.

El mercurio es un líquido cuya densidad es de 13,6 g/mL. Algunas tablas periódicas proporcionan información sobre el estado de algunas sustancias elementales.



¿Podrías fijarte en tu tabla? ¿Cómo indica tu tabla los diferentes estados? ¿Qué información trae respecto al oxígeno y en relación al mercurio.

Observa

Resolución:

Recordemos los pasos que debemos seguir para resolver el problema:

1º) Debes hacer una lectura comprensiva del problema

¿Puedes reformular el enunciado con tus propias palabras?

¿Identificas que pide el problema?

¿Qué datos explícitos e implícitos te proporciona el enunciado? ¿Puedes relacionarlos?

2º) Debes elaborar y ejecutar un plan para la resolución del problema ¿Puedes realizar una representación mediante una fórmula, una ecuación química o un gráfico de ese enunciado?

Completa la tabla con los datos del problema para ordenarlos:

Ecuación	$2 \text{ HgO (s) + calor} \rightarrow 2 \text{ Hg (l)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$		
Datos explícitos que proporciona la ecuación	2 moles	2 moles	1 mol
Datos implícitos que proporciona la ecuación	434 g	402 g	32 g 22,4 L (en CNPT)
Información que proporciona el enunciado del problema	Dato = 108 g	Incógnita (mL)	Incógnita (L, medidos en CNPT)

¿Puedes establecer relaciones entre los elementos del problema a partir de la representación elegida?

Si comenzamos por el ítem a) que nos pide calcular el volumen de oxígeno, medido en CNPT, los pasos son semejantes a los que realizamos para resolver los problemas presentados anteriormente. ¿Te

animas a intentar la resolución de este ítem? Deberías fijarte muy bien que comparaciones deberíamos realizar, partiendo de la información que nos proporciona la ecuación.

No te olvides de realizar los siguientes pasos a continuación!

Debes realizar la verificación y revisión del plan ejecutado

¿Es correcto lo que hiciste?

¿Puedes corroborarlo hallando alguno de los datos a partir del resultado final?

¿Puedes resolver el problema utilizando otro camino?

4º) Debes realizar la comunicación de los resultados

¿Puedes explicar lo realizado? Debes tener en cuenta si los resultados obtenidos responden a las incógnitas del problema.

¿Puedes justificar el camino elegido?

¿Puedes expresar el resultado en forma verbal o gráfica?

Continuando con nuestro ejemplo, veamos cómo puede resolverse el ítem b)

En este ítem, se nos pide que calculemos el volumen de mercurio que se produce, cuando descomponen térmicamente 108 g de óxido mercúrico.

Partimos de la ecuación que previamente hemos presentado. A partir de la misma deberíamos establecer la relación entre la cantidad de mercurio que se forma y la masa de óxido mercúrico que se descompone térmicamente. Pero, ¿sabemos qué volumen ocupan los dos moles de mercurio líquido para establecer esa relación?

Un camino posible para esta situación en la que queremos averiguar el volumen de un líquido, sería tener un paso intermedio en el que calculemos la masa de ese líquido, y luego, ya que la densidad del mismo es un dato, calcular el volumen relacionando la masa con la densidad. Veamos cómo podríamos resolver la situación:

1º Paso: Cálculo de la masa de mercurio formada:

Establecemos la siguiente relación: 2 moles de óxido de mercurio, que pesan 434 g producen al descomponerse térmicamente 2 moles de mercurio, que pesan 402 g. ¿Qué masa de mercurio se formará a partir de 108 g de óxido mercúrico?

$$\frac{402 \text{ g Hg}}{434 \text{ g HgO}} = \frac{x \text{ g de Hg}}{108 \text{ g de HgO}}$$

$$x \text{ g de Hg} = \frac{402 \text{ g de Hg} \cdot 108 \text{ g de HgO}}{434 \text{ g de HgO}}$$

$$x \text{ g de Hg} = 100 \text{ g de Hg}$$

2º Paso: Cálculo del volumen de mercurio:

Para calcular el volumen necesitamos utilizar el dato de la densidad y la masa de mercurio formada.

$$\delta = m / V$$

$$\text{Por lo tanto: } V = m / \delta$$

Reemplazando por los datos resulta:

$$V = \frac{100 \text{ g}}{13,6 \text{ g/mL}} = 7,35 \text{ mL}$$

El volumen de mercurio líquido que se forma por la descomposición térmica de 108 g de óxido mercúrico es de 7,35 mL. ¿Podrías corroborar el resultado obtenido? En los pasos seguidos en la resolución de los problemas vistos previamente, te hicimos algunas sugerencias que pueden orientarte en la revisión de los resultados. Aplícalos para revisar lo realizado:



Los ejemplos y ejercicios que hemos presentado hasta aquí se basan en reacciones sencillas. Te invitamos a resolver algunos ejercicios de este tipo

Para ayudarte a comprender mejor este tema, te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica lo que hemos visto.



<https://youtu.be/rfvh3M6sbww>

Resuelve los siguientes ejercicios

Te presentamos algunos problemas, semejantes a los ejemplos trabajados. Recuerda los pasos que hemos seguido en dichos ejemplos:

- lee atentamente el enunciado del problema y registra los datos identificándolos mediante la simbología adecuada,
- ¿qué tienes que averiguar? ¿Cómo representarías la incógnita?
- ¿puedes realizar una representación mediante una ecuación o un gráfico de ese enunciado?
- ¿puedes relacionar los datos del problema a partir de la representación elegida? ¿necesitas realizar alguna conversión?
- realiza el cálculo correspondiente
- el resultado obtenido, ¿es acorde a lo esperado?
- ¿puedes verificar alguno de los datos a partir del resultado obtenido?
- comunica literalmente tu resultado

7.1 - Calcula la masa de dióxido de azufre que se formarán si 48 g de azufre reacciona con suficiente cantidad de oxígeno molecular.

R: 96 g de SO₂

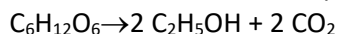
- 7.2** – Reaccionan 2,5 moles de cinc con suficiente cantidad de ácido clorhídrico. Calcula:
- a) el volumen de hidrógeno molecular que se obtiene, medido en condiciones normales de presión y temperatura) R: 56 L H₂ (CNPT)
 - b) masa de la sal obtenida R: 340 g de sal

- 7.3** - Calcula la masa de hidróxido de sodio que se necesita para que en su reacción con sulfato cúprico precipiten 250 mg de hidróxido cúprico. R: 0,2 g NaOH

- 7.4** - Se hace burbujear cloro molecular gaseoso en una solución acuosa de bromuro de potasio. Si se quiere obtener 10 mL de bromo líquido (densidad = 3g/mL), calcula:
- a) volumen de cloro molecular necesario, medido en CNPT, R: 4,2 L de dicloro
 - b) Moles de cloruro de potasio obtenido en la reacción R: 0,375 moles
 - c) Volumen de cloro molecular que se necesitaría, si estuviera medido a 25°C y 950 hPa R: 4,88 L

- 7.5** - Se necesita obtener 10 L de dióxido de azufre, medidos a 20 °C y 680 Torr, haciendo reaccionar sulfito de potasio con suficiente cantidad de ácido clorhídrico. Calcula la cantidad necesaria de:
- a) sulfito de potasio, expresada en gramos R: 58,8 g
 - b) moles de ácido clorhídrico R: 0,74 moles

- 7.6** - El alcohol etílico se obtiene por fermentación de la glucosa según la siguiente ecuación:



Si se quieren obtener 320 mL de alcohol (C₂H₅OH), cuya densidad es $\delta = 0,8$ g/mL, calcula:

- a) masa de glucosa (C₆H₁₂O₆) necesaria R: 500,87 g
- b) volumen de CO₂ que se libera, medido a 911,7 hPa y 25 °C. R: 151,2 L

- 7.7** - Se hacen burbujear 5 L de sulfuro de hidrógeno, a 20 °C y 0,8 atm en solución acuosa de nitrato de plata precipitando sulfuro de plata. Calcula
- a) mínima cantidad de nitrato de plata, expresada en moles, necesaria para que todo el sulfuro precipite, R: 0,33 moles
 - b) masa de sulfuro de plata precipitada, expresada en gramos. R: 41,26 g

PUREZA DE REACTIVOS

En los problemas que has resuelto hasta aquí has utilizado sustancias puras. Pero en el laboratorio, en general, los reactivos que usas no son puros.

Una sustancia **“absolutamente” pura** estaría exenta de cualquier impureza. Obtener un 100 % de pureza no es tarea sencilla ni económica. Con las mejores técnicas de purificación se alcanzan porcentajes muy elevados, pero rara vez totales. Si bien, la pureza de los reactivos es fundamental para la exactitud que se obtiene en cualquier análisis, debe estar relacionada con la calidad de la determinación que queremos realizar.

En el rótulo que se muestra en la Figura 7.3 puedes observar la inscripción que indica que es un hidróxido de sodio “P.A. - ACS” Esto indica que es un reactivo para análisis, por lo que tiene un alto grado de pureza. En las especificaciones del reactivo puede leerse que tiene un título mínimo de 97 %. Una sustancia de grado reactivo (P.A) debe ajustarse a los estándares mínimos establecidos por el Comité de Sustancias Reactivas de la Sociedad Química Americana (A.C.S.)

Puede ocurrir que tengamos un reactivo con “pureza comercial” con más cantidad de impurezas; por ejemplo en la etiqueta del frasco o paquete que lo contiene encontraríamos la inscripción: Pureza

95 % ¿Qué significa esto? Esto quiere decir que 100 g de reactivo que usas tiene 95 g del reactivo puro y 5 g de impurezas.



Figura 7.2: Rótulo de un envase de hidróxido de sodio

La pureza de un reactivo es entonces la relación porcentual entre la cantidad de reactivo puro y la cantidad de reactivo comercial.

$$\text{Pureza} = \frac{\text{masa pura}}{\text{masa impura (comercial)}} \cdot 100$$

Utilizando este concepto resuelve las siguientes situaciones:



a) Si una caliza tiene 90 % de pureza en carbonato de calcio, calcula la masa de carbonato de calcio que contiene 0,5 kg de caliza

b) Si se dispone de una pirolusita, que contiene 75 % de dióxido de manganeso, calcula la masa de pirolusita necesaria para disponer de 60 mg de dióxido de manganeso.

Resolución de problemas estequiométricos utilizando el concepto de pureza

En general, se pueden presentar en los problemas, las siguientes situaciones:

- Que se necesite calcular la cantidad de producto que se obtendrá a partir de un reactivo impuro;
- Que tengamos que calcular la pureza (o porcentaje de impurezas) que presenta una muestra de alguna **droga comercial**;
- Que se necesite calcular la cantidad de reactivo (que contiene impurezas) que debe utilizarse para obtener una cierta cantidad de producto.

Se debe tener presente que, si contamos con un dato de masa impura de uno de los reactivos, este dato **no se puede utilizar directamente en las relaciones estequiométricas**. En las relaciones

estequiométricas que se plantean a partir de una ecuación tanto los reactivos como los productos, son puros.

Aplicaremos estos conceptos en los ejercicios siguientes:

Primer caso: Se tiene como dato la masa de un reactivo que contiene impurezas:

Ejemplo 5:

Calcula el volumen de hidrógeno, medido a 20 °C y 754 mmHg, que puede obtenerse por acción de un exceso de ácido clorhídrico sobre 45 g de aluminio de un 83,8 % de pureza.

R: 50,76 L de H₂

1º Una lectura comprensiva del problema

¿Identificas que pide el problema?

En este caso tenemos que calcular a partir de una masa impura de reactivo, el volumen de producto gaseoso en condiciones diferentes a las normales ¿recuerdas alguna cosa a tener en cuenta en estos casos?

2º Debes elaborar y ejecutar un plan para la resolución del problema

¿Puedes realizar una representación mediante una fórmula, una ecuación química o un gráfico de ese enunciado? La ecuación que representa la reacción es una herramienta útil. Completamos la tabla para ordenar los datos:

Ecuación	2 Al (s)	+ 6 HCl (aq)	→ 2 AlCl ₃ (aq)	+ 3 H ₂ (g)
Datos explícitos que proporciona la ecuación	2 moles	6 moles	2 mol	3 mol
Datos implícitos que proporciona la ecuación	54 g	219 g	267 gramos	6 g 67,2 litros (CNPT)
Información que proporciona el enunciado del problema	Dato: 45 g (83,8 % pureza)			Incógnita: litros (a 20°C y 754 mmHg)

¿Puedes establecer relaciones entre los elementos del problema a partir de la representación elegida?

En primer término, vemos la información que nos proporciona la ecuación: 2 moles de aluminio (54 gramos) producen 3 moles de H₂ (67,2 L de hidrógeno en CNPT).

Podríamos calcular en primer término el volumen de hidrógeno desprendido, medido en CNPT, y luego llevar ese volumen a las otras condiciones (20 °C y 754 mmHg).

Pero el dato de masa impura de aluminio no nos permite realizar la relación estequiométrica; primero tenemos que calcular cuánta **masa pura** tienen esos 45 gramos, a partir de conocer su pureza de 83,8 %, usando la fórmula de pureza y despejando masa pura.

$$\text{Pureza} = \frac{\text{masa pura}}{\text{masa impura (comercial)}} \cdot 100$$

$$\text{Masa pura} = \frac{\text{Pureza} \cdot \text{masa impura}}{100}$$

$$\text{Masa pura de Al} = \frac{83,8 \cdot 45}{100} = 37,71 \text{ g}$$

Ahora si podemos realizar nuestra relación estequiométrica para calcular el volumen de hidrógeno:

$$\frac{67,2 \text{ L H}_2 \text{ (CNPT)}}{54 \text{ g Al}} = \frac{\text{L H}_2 \text{ (CNPT)}}{37,71 \text{ g Al}}$$

Despejamos luego la incógnita (x L H₂ CNPT)

$$x \text{ L H}_2 \text{ (CNPT)} = \frac{37,71 \text{ g Al} \cdot 67,2 \text{ L H}_2}{54 \text{ g Al}}$$

$$x \text{ L H}_2 \text{ (CNPT)} = 46,93 \text{ L H}_2$$

Pero, tal como vimos en ejemplos anteriores, lo que se pide calcular es el volumen de hidrógeno desprendido en condiciones diferentes a las normales **¿cómo calculamos el volumen que se liberaría en otras condiciones diferentes?**

Recuerdas que para establecer la relación entre dos estados cualesquiera de una misma masa gaseosa, deberíamos aplicar la siguiente expresión:

$$\frac{p_o \cdot V_o}{T_o} = \frac{p \cdot V}{T}$$

Según nuestros datos $t = 20 \text{ }^\circ\text{C}$ y $P = 754 \text{ mmHg}$

La temperatura absoluta, puede calcularse utilizando la siguiente expresión:

$$T \text{ (K)} = t \text{ (}^\circ\text{C)} + 273$$

En nuestro ejemplo, $20 \text{ }^\circ\text{C}$ equivalen a:

$$T = 20 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$$

Ahora, despejando V de la expresión anterior, y reemplazando por nuestros datos, resulta:

$$V = \frac{p_o \cdot V_o \cdot T}{T_o \cdot p} = \frac{760 \text{ mmHg} \cdot 46,93 \text{ L} \cdot 293 \text{ K}}{273 \text{ K} \cdot 754 \text{ mmHg}}$$

$$V = 50,76 \text{ L}$$

El volumen de hidrógeno liberado, medido a 20°C y 754 mmHg es de $50,76 \text{ L}$.



¿Serías capaz de encontrar otro camino para llegar al mismo resultado?

Para calcular la masa pura de aluminio podríamos haber realizado una proporción, considerando que de cada 100 gramos de aluminio impuro, sólo 83,8 gramos son puros, podemos calcular cuántos gramos puros tiene la masa de 45 gramos de muestra de nuestro problema:

$$\frac{83,8 \text{ g de Al puro}}{100 \text{ g de Al impuro}} = \frac{x \text{ g de Al puro}}{45 \text{ g de Al impuro}}$$

Despejamos luego la incógnita (x g Al puro)

$$x \text{ g de Al puro} = \frac{83,8 \text{ g de Al puro} \cdot 45 \text{ g de Al impuro}}{100 \text{ g de Al impuro}}$$

x gramos puros = 37,71 g de Al puros

Y también podríamos haber relacionado ésta masa pura con el número de moles de hidrógeno que nos produciría; en ese caso nuestra relación sería:

$$\frac{3 \text{ moles de H}_2}{54 \text{ g de Al}} = \frac{x \text{ moles de H}_2}{37,71 \text{ g de Al}}$$

Despejamos luego la incógnita (x moles de H₂)

$$x \text{ moles de H}_2 = \frac{3 \text{ moles de H}_2 \cdot 37,71 \text{ g de Al}}{54 \text{ g de Al}}$$

x moles de H₂ = 2,095 moles de H₂

¿Recuerdas la relación existe entre el número de moles y el volumen de un gas? Estaba dada por la ecuación general del estado gaseoso:

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

Si la constante R utilizada en esta expresión es R = 0,082 L atm /K mol, deberán utilizarse los datos expresados en las siguientes unidades:

p en atmósferas (atm)

V en litros (L)

T en K

Por lo que, la presión de 754 mmHg debemos expresarla en atmósferas y para ello establecemos la relación correspondiente:

$$\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = \frac{x \text{ atm}}{754 \text{ mmHg}}$$

$$x \text{ atm} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 754 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}}$$

$$p \text{ (atm)} = 0,992 \text{ atm.}$$

Ya habíamos calculado la temperatura absoluta:

$$T = 20 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$$

Ahora despejamos V (volumen en L) de la ecuación general del estado gaseoso resultando:

$$V = \frac{p_o \cdot V_o \cdot T}{T_o \cdot p} = \frac{2,095 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ L atm/K mol} \cdot 293 \text{ K}}{0,992 \text{ atm}}$$

$$\mathbf{V = 50,74 \text{ L de hidrógeno (medidos a } 20 \text{ }^\circ\text{C y } 754 \text{ mmHg)}}$$

3º Debes realizar la verificación y revisión del plan ejecutado

¿Es correcto lo que hiciste?

.....

¿Puedes corroborarlo hallando alguno de los datos a partir del resultado final?

Para ello por ejemplo deberías calcular el número de moles que corresponden a los 50,74 litros de hidrógeno y luego calcular según la relación estequiométrica a partir de qué masa pura de aluminio lo habrías obtenido.

Conociendo la pureza puedes también corroborar la cantidad de masa impura utilizada.

Realiza los cálculos para corroborarlo.

De todos modos puedes probar de hacer otras relaciones ¿te atreves?

- ¿Revisaste cada uno de los pasos para asegurarte que no cometiste errores en las relaciones que estableciste al elaborar tu plan?
- ¿Hiciste un análisis dimensional en las expresiones matemáticas utilizadas?
En éste momento debes revisar que las unidades correspondan a los datos que te da el problema y al resultado obtenido.

4º Debes realizar la comunicación de los resultados

- ¿Puedes explicar lo realizado?
Debes tener en cuenta si los resultados obtenidos responden a las incógnitas del problema.
- ¿Puedes justificar el camino elegido?

.....
¿Puedes expresar el resultado en forma verbal?

Segundo caso: Se necesita calcular la pureza de un reactivo:

Ejemplo 6:

Se hacen reaccionar 33,8 g de nitrato de plata con cromato de potasio, obteniéndose 20 g de precipitado. Calcula la pureza del nitrato utilizado.

R: 60,6 %

Recordemos el modo en que procedíamos para resolver nuestros problemas:

1º Una lectura comprensiva del problema

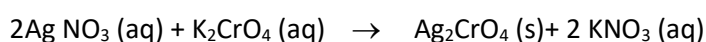
¿Identificas que pide el problema?

Lo que queremos encontrar es la pureza del nitrato de plata utilizado en una reacción de precipitación, en la que se han formado 20 gramos de precipitado.

2º Debes elaborar y ejecutar un plan para la resolución del problema

¿Puedes realizar una representación mediante una fórmula, una ecuación química o un gráfico de ese enunciado?

¿Qué precipitado es el que se forma? Deberíamos recordar las reacciones de precipitación que ya hemos visto; el precipitado que se forma es de cromato de plata, sal muy poco soluble. Representemos la reacción mediante la ecuación correspondiente:



Pero, ¿Qué es lo que queremos averiguar? Si lo que vamos a calcular es la pureza de un reactivo debemos recordar la expresión que permite calcular la pureza:

$$\text{Pureza} = \frac{\text{masa pura}}{\text{masa impura (comercial)}} \cdot 100$$

¿Qué datos tenemos para poder calcularla? Si el enunciado del problema pide que calculemos la pureza del nitrato utilizado, evidentemente la masa de nitrato de plata que nos están dando como dato, corresponde a una masa impura. Es decir, los 33,8 g de nitrato de plata contienen impurezas. Por lo que para calcular la pureza, estaría faltando el dato de la masa pura de nitrato de plata. ¿Cómo puedo calcularla? Considerando que las impurezas no intervienen en la reacción, podría calcular la masa de nitrato de plata puro a partir del dato de la masa de cromato de plata precipitada, utilizando la relación estequiométrica.

Podríamos ordenar la información que tenemos:

Ecuación	$2 \text{AgNO}_3 (\text{aq}) + \text{K}_2\text{CrO}_4 (\text{aq}) \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 (\text{s}) + 2 \text{KNO}_3 (\text{aq})$			
Datos explícitos que proporciona la ecuación	2 moles	1 mol	1 mol	2 moles
Datos implícitos que proporciona la ecuación	340 g	194 g	332 gramos	202 gramos
Información que proporciona el enunciado del problema	Dato: 33,8 g Incógnita: ¿? (pureza)		Dato: 20 g	

¿Puedes establecer relaciones entre los elementos del problema a partir de la representación elegida?

En primer término, vemos la información que nos proporciona la ecuación: 2 moles de nitrato de plata, que pesan 340 gramos, reaccionan con suficiente cantidad de cromato de potasio para formar 1 mol de cromato de plata, que pesa 332g. Luego, deberíamos comparar nuestro dato, con la información que proporciona la ecuación, de lo que resulta:

$$\frac{340 \text{ g de AgNO}_3}{332 \text{ g de Ag}_2\text{CrO}_4} = \frac{x \text{ g de AgNO}_3}{20 \text{ g de Ag}_2\text{CrO}_4}$$

Despejamos luego la incógnita (x g AgNO₃), de lo que resulta que:

$$x \text{ g AgNO}_3 = 20,48 \text{ g AgNO}_3 \text{ puros}$$

Como se puede observar, los 20 gramos de cromato de plata se obtienen a partir de 20,48 g de nitrato de plata, lo cual indica que una parte de la masa de 33,08 g de nitrato de plata no reaccionó.

Podemos calcular a partir de la fórmula la pureza del reactivo.

$$\text{Pureza} = \frac{\text{masa pura}}{\text{masa impura (comercial)}} \cdot 100 = \frac{20,48 \text{ g}}{33,8 \text{ g}} \cdot 100$$

$$\text{Pureza del AgNO}_3 = 60,6 \%$$

La pureza del nitrato de nitrato de plata utilizado es del 60,6 %

¿Serías capaz de encontrar otro camino para llegar al mismo resultado?

Podemos calcular la pureza obteniendo la masa pura (en gramos) que hay en 100 g de reactivo (masa impura). Para ello partimos del dato de la masa pura calculado a través de la relación estequiométrica. Si los 33,8 g. de nitrato de plata impuros contienen 20,48 g. de nitrato de plata puros, ¿cuántos gramos puros habrá en 100 g del nitrato de plata comercial?

$$\frac{20,48 \text{ g de AgNO}_3 \text{ puro}}{33,8 \text{ g de AgNO}_3 \text{ impuros}} = \frac{x \text{ g de AgNO}_3 \text{ puros}}{100 \text{ g de AgNO}_3 \text{ impuros}}$$

Despejamos luego la incógnita (x g AgNO₃ puros)

$$x \text{ g de AgNO}_3 \text{ puros} = \frac{100 \text{ g de AgNO}_3 \text{ impuros} \cdot 20,48 \text{ g de AgNO}_3 \text{ puros}}{33,8 \text{ g de AgNO}_3 \text{ impuros}}$$

x gramos puros = 60,6 gramos de AgNO₃ puros

Como puedes observar la relación que tenemos es que si de cada 33,8 g AgNO₃ impuros reaccionan 20,48 g AgNO₃ puros (según nuestro primer cálculo) cada 100 gramos impuros reaccionarían 60,6 gramos. Este valor corresponde a la pureza del reactivo, expresada en forma porcentual (60,6 %).

Como habrás observado, hemos llegado al mismo resultado por caminos diferentes.

3º Debes realizar la verificación y revisión del plan ejecutado

- ¿Es correcto lo que hiciste?
.....
- ¿Puedes corroborarlo hallando alguno de los datos a partir del resultado final?

$$\frac{60,6 \text{ g de AgNO}_3 \text{ puros}}{100 \text{ g de AgNO}_3 \text{ impuros}} = \frac{x \text{ g de AgNO}_3 \text{ puros}}{33,8 \text{ g de AgNO}_3 \text{ impuros}}$$

Despejamos luego la incógnita (x g AgNO₃ puros)

$$x \text{ gramos puros} = \frac{33,08 \text{ g de AgNO}_3 \text{ impuros} \cdot 60,6 \text{ g de AgNO}_3 \text{ puros}}{100 \text{ g de AgNO}_3 \text{ impuros}}$$

$$x \text{ gramos puros} = 20,48 \text{ g AgNO}_3 \text{ puros}$$

Observamos que si la pureza es del 60,6 % de 33,8 gramos de nitrato de plata impuro reaccionarían 20,48 gramos puros.

Nuestra próxima relación sería ¿Qué cantidad de cromato de plata produciría esa masa de nitrato de plata?

$$\frac{332 \text{ g de Ag}_2\text{CrO}_4}{340 \text{ g de AgNO}_3} = \frac{x \text{ g de Ag}_2\text{CrO}_4}{20,48 \text{ g de AgNO}_3}$$

Despejamos luego la incógnita (x g Ag₂CrO₄)

$$x \text{ g Ag}_2\text{CrO}_4 = 20 \text{ g Ag}_2\text{CrO}_4$$

- ¿Revisaste cada uno de los pasos para asegurarte que no cometiste errores en las relaciones que estableciste al elaborar tu plan?
- ¿Hiciste un análisis dimensional en las expresiones matemáticas utilizadas?
En éste momento debes revisar que las unidades correspondan a los datos que te da el problema y al resultado obtenido.

4º Debes realizar la comunicación de los resultados

- ¿Puedes explicar lo realizado?
Debes tener en cuenta si los resultados obtenidos responden a las incógnitas del problema.

- ¿Puedes justificar el camino elegido?
.....
- ¿Puedes expresar el resultado en forma verbal o gráfica?

Tercer caso: Se necesita calcular la cantidad de reactivo impuro necesario para obtener una cierta cantidad de producto:

Ejemplo 7:

Un método para la obtención de oxígeno es la descomposición térmica del clorato de potasio. ¿Qué masa de clorato de potasio comercial con una pureza del 95% es necesario utilizar si se quieren recoger 4 L de O₂, medidos a 18 °C y 740 mmHg de presión?

R: 14 g

Seguiremos los pasos ya vistos para resolver el problema:

1º Realizamos una lectura comprensiva del problema

- lee atentamente el enunciado del problema y registra los datos identificándolos mediante la simbología adecuada,
Se requiere obtener oxígeno, a partir de la descomposición térmica de clorato de potasio. La cantidad de oxígeno que desea obtenerse es 4 L, medidos a 18°C y 740 mmHg de presión.
- ¿qué tienes que averiguar? ¿Cómo representarías la incógnita?

Necesitamos averiguar la cantidad de clorato de potasio comercial que se necesita. El reactivo a utilizar contiene impurezas. El enunciado dice que tiene una pureza del 95. Necesitamos calcular la **masa impura** necesaria.

- realiza la representación del enunciado,
Ordenamos los datos utilizando como forma de representación la ecuación química correspondiente:

Ecuación	2 KClO ₃ (s)+ calor → 2 KCl (s) + 3 O ₂ (g)		
Datos explícitos que proporciona la ecuación	2 moles	2 moles	3 moles
Datos implícitos que proporciona la ecuación	245 g	149 g	96 g 67,2 L (en CNPT)
Información que proporciona el enunciado del problema	Incógnita: ¿? (gramos, pureza 95 %)		Dato: 4 L de O ₂ (medidos a 18°C y 740 mmHg)

2º Debes elaborar y ejecutar un plan para la resolución del problema

- ¿puedes relacionar los datos del problema a partir de la representación elegida?

Para calcular la masa impura, ¿qué necesitaría? Si conocemos la pureza del reactivo, debemos calcular la masa pura de reactivo (clorato de potasio) necesaria. Ésta, la podemos calcular a partir de la relación estequiométrica.

- realiza ahora el cálculo correspondiente,

Tal como hemos hecho en los problemas anteriores, debemos relacionar nuestro dato con la relación que establece la ecuación. Como el volumen no está medido en condiciones normales de presión y temperatura, ¿qué podemos hacer para establecer la comparación?



Calcula la **masa de clorato de potasio pura** necesaria para la reacción, utilizando alguna de las alternativas que hemos visto previamente:

Si has realizado los cálculos en forma correcta, la masa de clorato de potasio pura que has calculado debe ser 13,3 g.

- la masa obtenida, ¿corresponde a la droga comercial?
- de ser negativa tu respuesta, ¿cómo puedes calcular la **masa comercial (masa impura)** a partir de la **masa de clorato de potasio pura**?

Puedes usar distintos caminos. Te ayudamos con uno de las posibles alternativas:

$$\text{Pureza} = \frac{\text{masa pura}}{\text{masa impura (comercial)}} \cdot 100$$

A partir de esa expresión podrías despejar la masa impura.

- la respuesta que debes obtener, ¿corresponderá a una masa mayor o menor a la masa de clorato de potasio puro necesario para la reacción? Si el reactivo a utilizar contiene impurezas, ¿se necesitará mayor o menor cantidad de reactivo que la masa de clorato de potasio puro?

3º Debes realizar la verificación y revisión del plan ejecutado

- el resultado obtenido, ¿es acorde a lo esperado?

4º Debes realizar la comunicación de los resultados

- comunica literalmente tu resultado

Para ayudarte a comprender mejor este tema, te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica lo que hemos visto.



<https://youtu.be/wYeXFMN8oIE>

Resuelve los siguientes ejercicios; en ellos podrás aplicar lo que hemos trabajado en relación a la pureza de reactivos.

7.8 – Treinta gramos de una caliza, cuya pureza en carbonato de calcio es del 90 %, se tratan con ácido clorhídrico. Calcula:

- a) volumen de dióxido de carbono liberado, medido a 18°C y 940 hPa; R: 6,95 L
 b) moles de la sal formados R: 0,27 moles

7.9 – Calcula la masa de hidróxido de sodio, pureza 85 %, necesaria para neutralizar parcialmente 3 moles de ácido sulfúrico. R: 141,18 g

7.10- 15 g de nitrato de plata reaccionan con hidróxido de sodio, formándose 8 g de óxido de plata. Calcula la pureza del nitrato de plata utilizado. R: 78,2 %

7.11- Se neutralizan parcialmente 2,5 kg de ácido fosfórico, pureza 90 %, para formar la sal diácida. Calcula:

- a) el número de moles de hidróxido de calcio necesario R: 11,47 moles
 b) la masa de la sal diácida formada R: 2,69 kg

7.12- Una solución acuosa de nitrato de cinc se trata con una solución diluida de hidróxido de sodio precipitando 8,6 g de hidróxido de cinc. Calcula:

- a) masa del nitrato de cinc que contiene la disolución, si su pureza es del 95 %;
 R: 17,28 g
 b) moles de hidróxido de sodio necesarios R: 0,17 moles

7.13- Calcula la masa de arseniato de plata que precipita al tratar con solución de nitrato de plata una solución acuosa que contiene 35 mg de arseniato de sodio, pureza 90 %.

R: 70,12 mg

7.14- 240 mg de sulfato de magnesio reaccionan con hidróxido de sodio. Calcula la masa de hidróxido de sodio, pureza 90 %, necesaria para que todo el magnesio presente precipite como hidróxido.

R: 0,18 g

RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

El término **rendimiento** indica la relación entre la **cantidad de producto obtenido y la cantidad de producto teóricamente obtenible**. El rendimiento de una reacción puede expresarse en forma porcentual. La expresión que permite su cálculo es:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{cantidad de producto obtenida (valor experimental)}}{\text{cantidad de producto teóricamente obtenible (valor teórico)}} \cdot 100$$

Pueden presentarse dos situaciones distintas:

- a) Se necesita calcular el rendimiento de la reacción.
 b) Se necesita calcular la cantidad de producto que se obtendría en una reacción con un rendimiento determinado.

a) Se necesita calcular el rendimiento de una reacción:

Ejemplo 8

Al calentar 100 g de carbonato de magnesio se obtienen 30 g de óxido de magnesio. Calcula: a)
 rendimiento de la reacción R: 63 %
 b) gramos que se han obtenido de dióxido de carbono R: 33 g

1º Una lectura comprensiva del problema

- ¿Identificas que pide el problema?

En este caso tenemos que calcular el rendimiento de una reacción, ¿de cuál? Si lees el enunciado con atención, se trata de la descomposición térmica de carbonato de magnesio.

2º Debes elaborar y ejecutar un plan para la resolución del problema

- En primer término deberás revisar la expresión que permite calcular el rendimiento de una reacción.

¿Qué datos tenemos para utilizar en esa expresión? Como ya vimos, X real representa la cantidad de producto que efectivamente se produce y X teórico la cantidad de producto que podría llegar a obtenerse si el rendimiento de la reacción fuera del 100 %. Deberíamos analizar cuáles son los productos de la reacción para poder encarar la resolución del problema. El planteo de la ecuación que representa la reacción puede ser útil para la resolución.

- ¿Puedes realizar una representación mediante una fórmula, una ecuación química o un gráfico de ese enunciado? La ecuación nos resultará de utilidad para ubicar los datos.

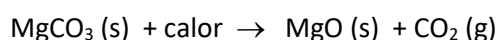
Ecuación	$\text{MgCO}_3 (\text{s}) + \text{calor} \rightarrow \text{MgO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$		
Datos explícitos que proporciona la ecuación	1 mol	1 mol	1 mol
Datos implícitos que proporciona la ecuación	84 g	40 g	44 g 22,4 L (en CNPT)
Información que proporciona el enunciado del problema	Dato: 100 gramos	Dato: 30 gramos	

- ¿Puedes establecer relaciones entre los elementos del problema a partir de la representación elegida?

Al realizar la representación, vemos que el óxido de magnesio es uno de los productos. El enunciado del problema nos dice que se forman 30 g de óxido de magnesio. Ésa es la cantidad real de producto obtenido. Si lo que queremos calcular es el rendimiento de la reacción, necesitamos conocer la cantidad de producto teóricamente obtenible.

$$\text{Rendimiento} = \frac{30 \text{ g (experimental)}}{\text{..... g (teórico)}} \cdot 100$$

La cantidad de producto teóricamente obtenible puede calcularse a partir de la relación estequiométrica dada por la ecuación:



D = 100 g **¿g?**

Partimos de lo que “dice” la ecuación. La ecuación nos da la siguiente información: 1 mol de carbonato de magnesio, que pesa 84 g, descompone térmicamente formando 1 mol de óxido de magnesio, que pesa 40 g. ¿Qué masa de óxido de magnesio puede formarse a partir de 100 g. de carbonato de magnesio?

$$\frac{40 \text{ g de MgO}}{84 \text{ g MgCO}_3} = \frac{x \text{ g MgO}}{100 \text{ g MgCO}_3}$$

$$x \text{ g de MgO} = \frac{40 \text{ g MgO} \cdot 100 \text{ g MgCO}_3}{84 \text{ g MgCO}_3} = 47,62 \text{ g}$$

La masa de óxido de magnesio (X teórico) que puede obtenerse es de 47,62 g.

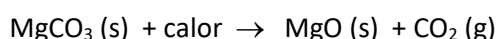
Reemplazando en la expresión de rendimiento:

$$\text{Rendimiento} = \frac{30 \text{ g MgO}}{47,62 \text{ g MgO}} \cdot 100 = 63 \%$$

El rendimiento de la reacción es del 63 %.



¿Te animas a resolver el ítem b) del problema presentado como ejemplo? Lo que necesitamos calcular es la masa (en gramos) de dióxido de carbono obtenida. La representación de la reacción es la misma:



¿Serías capaz de encontrar otro camino para llegar a los mismos resultados? Debes realizar la verificación y revisión del plan ejecutado. Debes realizar la comunicación de los resultados.

b) Se necesita calcular la cantidad de producto que se obtendría en una reacción con un rendimiento determinado.

Ejemplo 9:

Se hacen reaccionar 100 gramos de bromo con hidróxido de potasio en solución, según la siguiente ecuación: $3 \text{ Br}_2 + 6 \text{ KOH} = \text{KBrO}_3 + 5 \text{ KBr} + 3 \text{ H}_2\text{O}$

¿Cuántos gramos de bromato de potasio se producen si el rendimiento de la reacción es del 90%?

R: 31,31 g

1º Una lectura comprensiva del problema

- ¿Identificas que pide el problema?

En este caso tenemos que calcular la masa de bromato de potasio que se produce en la reacción del bromo con hidróxido de potasio, si el rendimiento de la reacción es del 90 %.

2º Debes elaborar y ejecutar un plan para la resolución del problema

- Hemos visto una expresión que permite el cálculo del rendimiento de una reacción. En la misma se relacionan la cantidad de producto que se obtiene en forma efectiva con la teóricamente obtenible. Si leemos con atención, nos están dando como dato el rendimiento de la reacción (90 %). Lo que debemos calcular es la cantidad de producto (bromato de potasio) que puede obtenerse con ese rendimiento.
- Si tenemos el rendimiento de la reacción, ¿Qué otro dato necesitaríamos para poder calcular la cantidad de producto que efectivamente se produce? Si observamos la fórmula, necesitamos el dato de la cantidad de bromato de potasio teóricamente obtenible. Esa cantidad teórica podemos calcularla a partir de la ecuación:

Ecuación	$3 \text{ Br}_2(\text{ac}) + 6 \text{ KOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{KBrO}_3(\text{ac}) + 5 \text{ KBr}(\text{ac}) + 3 \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$				
Datos explícitos que proporciona la ecuación	3 mol	6 mol	1 mol	5 moles	3 moles
Datos implícitos que proporciona la ecuación	480 g	336 g	167 g	595 g	54 g
Información que proporciona el enunciado del problema	Dato: 100 gramos		Incógnita: ¿g?		

Partimos de lo que la ecuación “dice”: 3 moles de bromo, que pesan 480 g producen en su reacción con hidróxido de potasio 1 mol de bromato de potasio, que pesa 167 g. ¿Qué cantidad de bromato de potasio se obtendría con 100 g de bromo? Establecemos la relación:

$$\frac{167 \text{ g KBrO}_3}{480 \text{ g Br}_2} = \frac{x \text{ g KBrO}_3}{100 \text{ g Br}_2}$$

$$x \text{ g KBrO}_3 = \frac{100 \text{ g Br}_2 \cdot 167 \text{ g KBrO}_3}{480 \text{ g Br}_2}$$

$x \text{ g de KBrO}_3 = 34,79 \text{ g de KBrO}_3$ (cantidad de producto teóricamente obtenible)

- De la expresión de rendimiento:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{valor real}}{\text{valor teórico}} \cdot 100$$

Despejamos valor real

$$\text{valor real} = \frac{\text{Rendimiento} \cdot \text{valor teórico}}{100}$$

$$\text{valorreal} = \frac{90 \% \cdot 34,79 \text{ g}}{100} = 31,31 \text{ g}$$

Se producen 31,31 g de bromato de potasio, en la reacción de 100 g de bromo con suficiente cantidad de hidróxido de potasio, cuando el rendimiento de la reacción es del 90 %

Completa el ejercicio con la secuencia que hemos visto en los ejemplos anteriores.

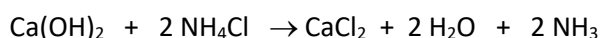
Para ayudarte a comprender mejor este tema, te dejamos el código QR y el link de un video donde se explica lo que hemos visto.



<https://youtu.be/Rd64lhSnxtQ>

Resuelve los siguientes ejercicios; en ellos podrás aplicar lo que hemos trabajado en relación al rendimiento de una reacción.

7.15 - El cloruro de amonio es un subproducto del proceso Solvay y de él se recupera amoníaco según la reacción:



a) ¿qué volumen de amoníaco gaseoso, medidos en CNPT puedes obtener a partir de 42,8 gramos de cloruro de amonio, si el rendimiento de la reacción es del 92 %?

R: 16,48 L

b) ¿cuál es el volumen de amoníaco obtenido si se trabaja a 20 °C y 720 Torr?

R: 18,67 L

7.16 - Una muestra de cinc metálico de 150 g se calienta hasta que se vaporiza y a continuación se quema en exceso de oxígeno. Una vez que la reacción ha terminado se recogen 160 g de óxido de cinc, usado como pigmento en las pinturas. Calcula el rendimiento del proceso.

R: 85,6 %

7.17 - 10 gramos de mineral que tiene un 60 % de cinc se hace reaccionar con ácido sulfúrico. Calcula:

a) moles de ácido sulfúrico necesarios para la reacción;

R: 0,09 moles

b) la cantidad de sulfato de cinc producido;

R: 14,86 g

c) volumen de hidrógeno obtenido, si las condiciones del laboratorio son 25°C y 740 mmHg.;

R: 2,3 L

EJERCICIOS INTEGRADORES

7.22 - ¿Cuántos litros de metano (CH₄), medidos en CNPT, son necesarios para obtener en su combustión incompleta, 2500 g de carbono? R: 4,67.10³ L

7.23 - Reaccionan 34 g de sulfuro de amonio con suficiente cantidad de cloruro de cinc, obteniéndose 40,26 g de sulfuro de cinc. Calcula el rendimiento de la reacción.

R: 83 %

7.24 - El trióxido de dicromo es un compuesto anfótero. Por reacción de 1,52 g del óxido, calcula:

a) moles de catión crómico formados al reaccionar con suficiente cantidad de ácido sulfúrico

R: 0,02 moles

b) gramos de anión metacromito formados al reaccionar con suficiente cantidad de hidróxido de potasio.

R: 1,68 g

7.25 - Se tratan 50 g del mineral con suficiente ácido clorhídrico liberándose 11,75 L de sulfuro de hidrógeno a 32 °C y 750 mmHg. Calcula el porcentaje de sulfuro de cinc en el mineral.