

TEMARIO

- ESTEQUIOMETRÍA •
- CONTAMINACIÓN ATMOSFÉRICA •

COMPENDIO N°2

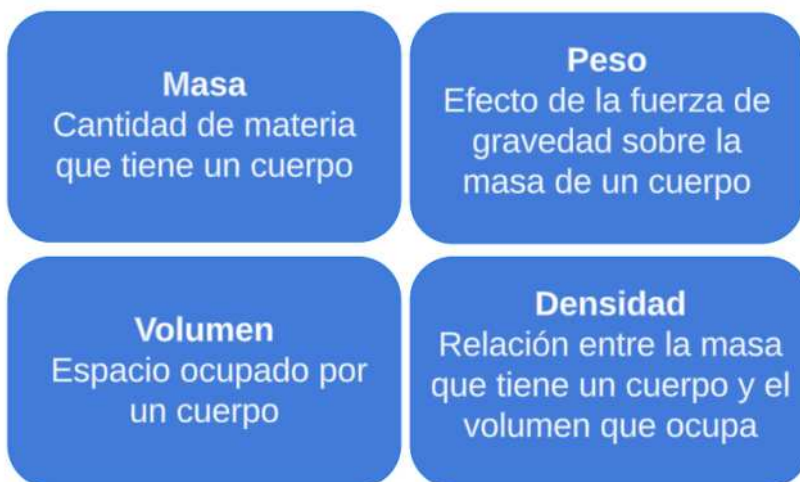
QUÍMICA COMÚN 2024

Para la resolución de algunos ejercicios, se adjunta una parte de la Tabla Periódica de los Elementos.

1 H 1,0	Número atómico $\longrightarrow$ Masa atómica $\longrightarrow$						2 He 4,0
3 Li 6,9	4 Be 9,0	5 B 10,8	6 C 12,0	7 N 14,0	8 O 16,0	9 F 19,0	10 Ne 20,2
11 Na 23,0	12 Mg 24,3	13 Al 27,0	14 Si 28,1	15 P 31,0	16 S 32,0	17 Cl 35,5	18 Ar 39,9
19 K 39,1	20 Ca 40,0						

LEYES PONDERALES Y ESTEQUIOMETRÍA

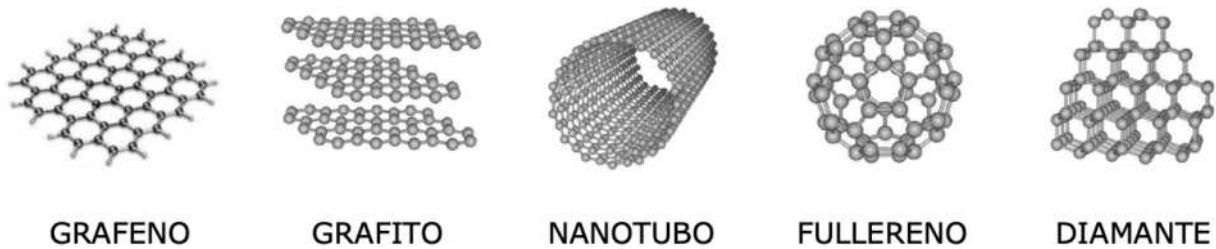
1. El concepto más global en ciencias es **materia** y se define como **cualquier sustancia que tenga masa y ocupe un lugar en el espacio**.
2. La materia se subclasifica de acuerdo con su composición, propiedades y estado de agregación. La materia posee propiedades comunes que se denominan *generales* y entre ellas se cuentan, la masa, el volumen y el peso. También posee propiedades intrínsecas que le son propias de acuerdo con su composición y naturaleza (brillo, forma, color, etc.). Estas propiedades se denominan *específicas*.
3. Definiciones importantes:



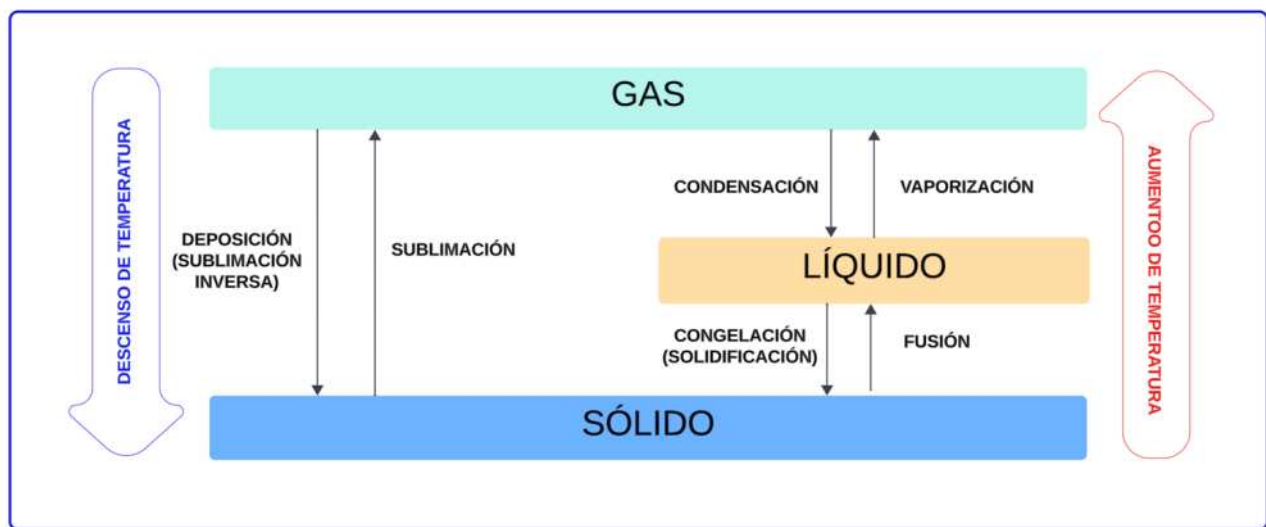
4. En general los elementos formadores de la materia suelen presentarse en forma atómica y molecular, sin embargo, existe un fenómeno asociado a su composición muy importante: se define **alotropía** como la capacidad de algunos elementos de presentarse de distinta forma en la naturaleza con propiedades muchas veces únicas. El **oxígeno**, por ejemplo, se encuentra en la troposfera (una capa de la atmósfera) con fórmula molecular **O₂** (2 átomos unidos mediante un enlace apolar), sin embargo, en esta misma capa y, fundamentalmente en la estratosfera, existe en una forma triatómica que se conoce como **ozono O₃**. Ambas formas corresponden a la misma sustancia elemental, sin embargo, presentan distintas propiedades físicas y químicas.

Sustancias con ejemplos de alotropía son: Fósforo, Azufre, Carbono, Boro, entre otros.

5. El carbono es otro elemento que se encuentra en distintas formas en la naturaleza. Se conocen los siguientes alótopos de esta sustancia: Grafeno, Grafito, Nanotubos, Fullerenos y Diamante, todos muy distintos entre sí y con propiedades particulares:



6. La materia se presenta en 3 estados de agregación: **sólido**, **líquido** y **gaseoso**, que se describen y caracterizan en función de sus propiedades físicas y químicas. Las propiedades químicas indican la capacidad de una sustancia para cambiar a otra distinta ganando (formando) nuevos enlaces o perdiendo otros. Las propiedades físicas, en cambio, son características de la sustancia y se relacionan con el ordenamiento de las partículas que la componen.
7. A diferencia del cambio químico, el cambio físico es transitorio y no altera la estructura de la materia. El cambio químico es permanente y en él se altera la estructura de la materia porque se crean sustancias nuevas.
8. Los cambios físicos se consideran alteraciones en el orden en que se disponen los componentes de las sustancias. Este cambio siempre está condicionado por el entorno, principalmente la temperatura y presión que soportan las sustancias.
9. Principales cambios físicos experimentados por la materia:



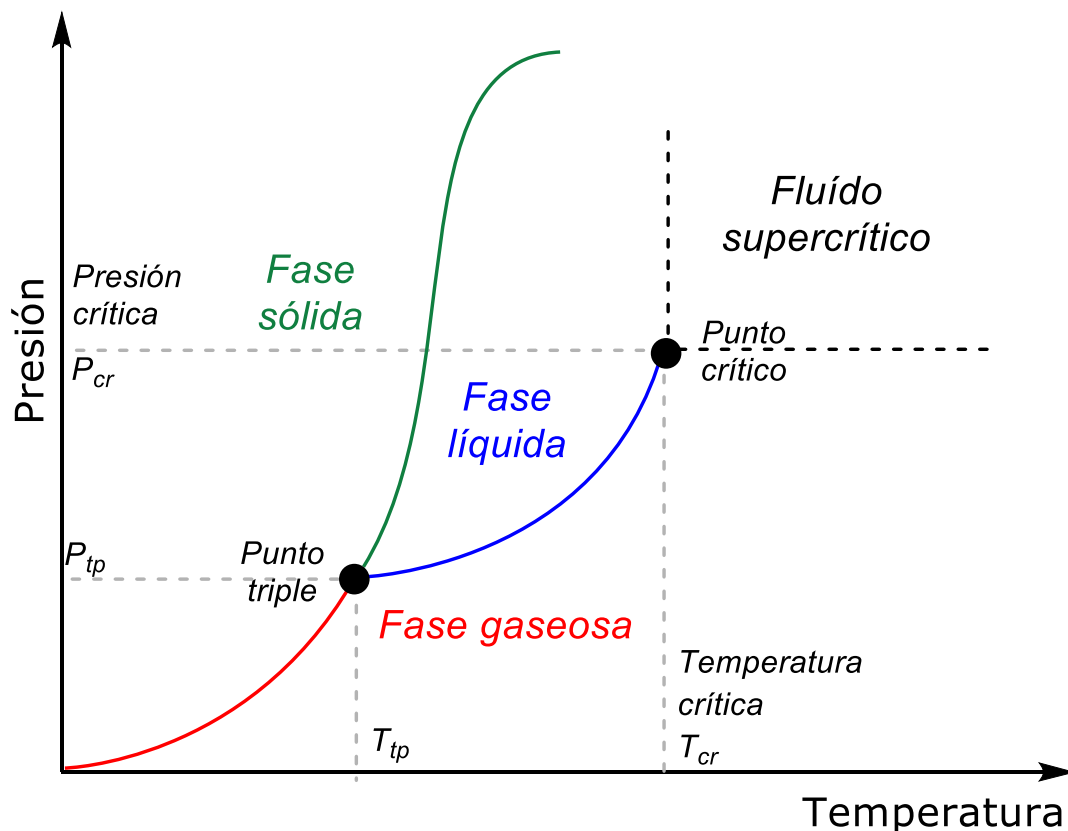
10. Respecto de las diferencias entre los distintos tipos de fase en que se presenta la materia, es importante señalar lo siguiente: los sólidos son sustancias con volumen y forma definidos. En cambio, los gases pueden adoptar la forma del recipiente que los contiene y su volumen dependerá, en gran medida, de la presión que soporten. Los líquidos son sustancias que pueden fluir (libertad de movimiento), sin embargo, las interacciones intermoleculares permiten un mayor orden que el que presenta una sustancia gaseosa.
11. Sólidos y líquidos son fases de una sustancia que se consideran **incompresibles**, así que, la presión no es una variable termodinámica que modifique su estructura.
12. Todos los cambios de estado o fase van acompañados por cambios de energía (gasto o ganancia). Al respecto:

Fusión, Vaporización (evaporación / ebullición) y Sublimación ocurren siempre con absorción de energía, generalmente de tipo calórica, así que, se consideran procesos endotérmicos.

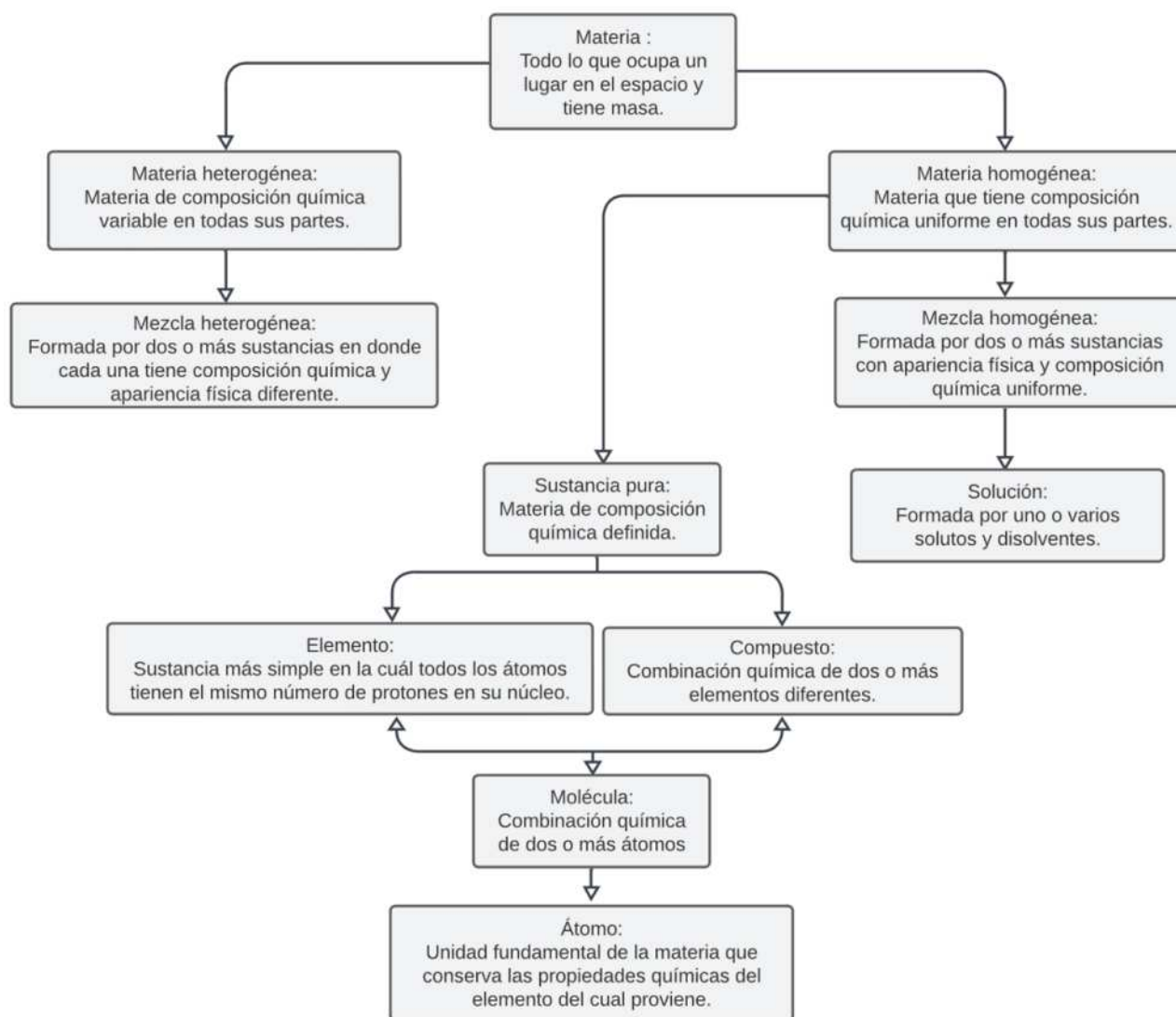
Solidificación, Congelación (en el caso del agua), Condensación y Sublimación inversa ocurren con liberación de energía, así que, se consideran procesos exotérmicos.

13. Un diagrama de fases es una representación gráfica donde se indican las condiciones de temperatura y presión bajo las cuales las distintas fases (sólido, líquido y gas) de una sustancia pueden coexistir en equilibrio. Se compone básicamente de lo siguiente:

- Dos ejes donde se relacionan 2 variables termodinámicas para una sustancia (temperatura y presión):
- **Curvas de cambio de fase:** Curva de fusión, curva de vaporización, curva de sublimación
- **Punto triple:** punto en el diagrama donde las tres curvas de fase se encuentran. Las tres fases (sólido, líquido y gas) pueden coexistir en equilibrio.
- **Punto crítico:** punto al final de la curva de vaporización. Por sobre este punto, las diferencias entre las fases líquida y gaseosa desaparecen y la sustancia se convierte en un fluido supercrítico.
- **Área a la izquierda de la curva de fusión:** Fase sólida.
- **Área entre las curvas de fusión y vaporización:** Fase líquida.
- **Área bajo las curvas de sublimación y vaporización:** Fase gaseosa.



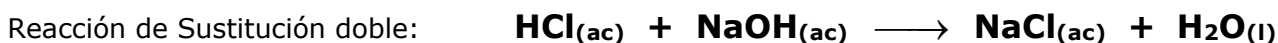
14. Cuando se trata de un cambio químico, se alteran los enlaces en que participan los átomos que componen las sustancias. Esto implica acomodo de cargas eléctricas, transferencia de electrones, cambios en el número de enlaces, cambios de color, forma, alteraciones en el pH, generación de gases y precipitados, etc. Todas ellas son manifestaciones de que se generaron nuevas sustancias y que, muchas veces, estas alteraciones son irreversibles. Esta es la principal razón que justifica un cambio químico.
15. A pesar de todas las alteraciones que pueden ocurrir tanto en un cambio físico como químico, es importante tener en cuenta que, siempre se conserva el número de átomos, es decir, no se crean otros nuevos ni tampoco se pierden. Cualquier cambio que experimente la materia ocurre con conservación en el número de átomos y, por lo tanto, en la masa involucrada.
16. Organización de la materia:



17. En la naturaleza se conocen 2 tipos de sustancias puras: 1) los elementos, que no pueden descomponerse químicamente en sustancias más sencillas y 2) los compuestos, que pueden descomponerse químicamente en elementos (mediante procesos de ruptura). A diferencia de las mezclas, los compuestos se representan mediante fórmulas donde se verifican las proporciones de combinación entre los átomos que lo componen.
18. Los elementos pueden presentarse como átomos (símbolos: Fe, Al, C, Ni) o como moléculas (O₂, O₃, S₈, N₂). Los primeros se denominan *elementos atómicos* y los segundos *elementos moleculares*.
19. En general, las mezclas tienen composición variable. Las que son homogéneas pueden ser separadas mediante procesos de *evaporación y destilación*. En cambio, las que son heterogéneas pueden ser separadas mediante procesos mecánicos como la *decantación, la filtración y la centrifugación*.
20. En una reacción química interaccionan varias sustancias con formación de uno o más productos con distintas características y propiedades. Hay algunas incluso donde, por calentamiento, un solo reactivo se descompone en más de un producto. Se puede comprobar la ocurrencia de reacciones químicas por medio de evidencias, tales como:
- **Cambio de color**
 - **Formación de precipitados**
 - **Liberación y absorción de calor**
 - **Desprendimiento de gases**
 - **Emisión de luz**
21. Toda **reacción química** se representa mediante una ecuación química. La lectura de ésta siempre debe hacerse de izquierda a derecha siguiendo el sentido de la flecha que separa a reactivos de productos. En estas condiciones, a la izquierda se disponen las sustancias iniciales o reactivos y a la derecha el resultado de la reacción o productos.

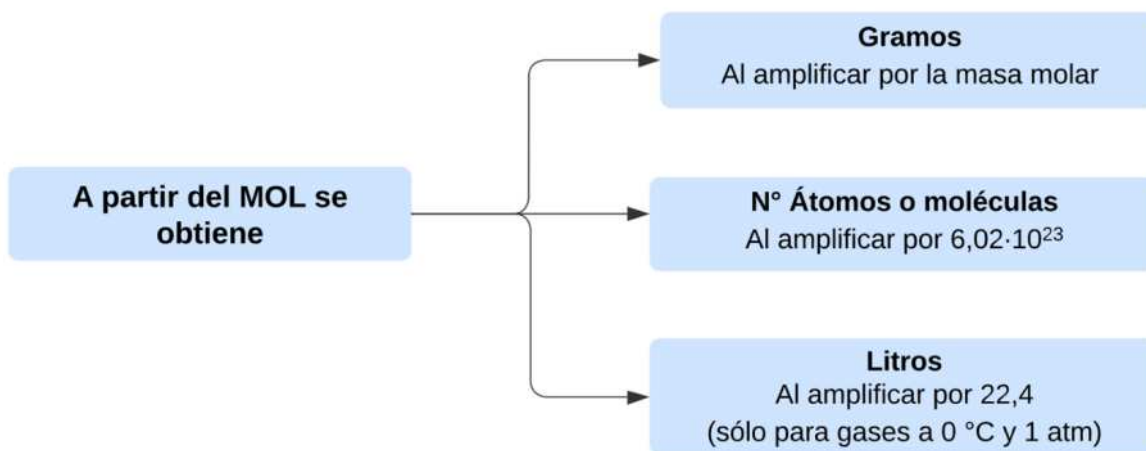
Reactivos → Productos

Algunos tipos de reacciones químicas son:



22. Todo proceso químico con formación de sustancias nuevas implica, necesariamente, la colisión de partículas o sustancias reaccionantes. Respecto de ello, es importante tener en cuenta algunos conceptos.

23. Los reactivos deben colisionar con la energía necesaria para que se rompan los enlaces y se generen nuevas sustancias. Si esto no ocurre, no hay reacción.
24. La energía mínima necesaria para que ocurra una colisión efectiva entre reactivos y que lleve a la formación de productos se denomina **energía de activación**. Todo proceso químico requiere de este empuje inicial.
25. En química es común usar, para cuantificar sustancias, **el número de Avogadro**. Esta cifra se denomina **mol** (que significa montón), es inconmensurable y permite calcular con precisión cantidades de sustancias y partículas. El valor para el mol es **$6,02 \cdot 10^{23}$** .
26. **Por definición MOL es una cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como el número de átomos presentes en 12 gramos del isótopo estable de carbono-12 (^{12}C).**
27. Se define **masa atómica** de un elemento como *la masa equivalente a 1/12 de la masa de 1 átomo de carbono-12*, expresada en unidades u.m.a.
28. La **masa molar** de un compuesto o elemento molecular, es la masa de 1 mol de moléculas y equivale a su masa expresada en gramos. En el caso de elementos atómicos, su masa molar equivale al valor en gramos de 1 mol de átomos.
29. De acuerdo con la Ley de Avogadro, el volumen ocupado por 1 mol de gas en condiciones tales que la presión es de 1 atmósfera y la temperatura 0°Celsius (condiciones normales), es de 22,4 litros, y el **volumen molar** es el volumen que ocupa un mol de un gas en cualquier condición.
30. Un mol de cualquier elemento tiene una masa igual a la masa atómica de dicho elemento expresada en gramos. La masa molar de cualquier compuesto es la masa (en gramos) de un mol de este, y corresponde a la suma de las masas de los átomos que lo forman. En general, es conveniente tener claridad respecto de lo siguiente:



31. Un ejemplo clarificador: **1 mol de moléculas de H₂O** contiene y/o presenta:

1. $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas
2. $3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos en total
3. $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno
4. $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno
5. 18 gramos de compuesto
6. 18 mililitros aproximadamente
7. 16 gramos de oxígeno
8. 2 gramos de hidrógeno
9. 22,4 litros de compuesto (si fuera un gas en C.N.P.T)

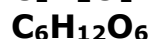
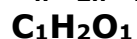
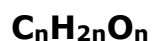
32. En todo compuesto químico, los átomos siempre están combinados en una relación de números enteros y sencillos, por lo tanto, es posible escribir un compuesto con una fórmula simple, cuya mínima proporción de combinación se denomina **fórmula mínima o fórmula empírica**.

33. La **fórmula molecular** de un compuesto representa el número real de átomos combinados y no la proporción mínima de ellos. Esta fórmula molecular es un múltiplo entero de la fórmula mínima y corresponde a la representación más exacta de un compuesto.

34. Respecto de la fórmula para un compuesto pueden definirse 3 situaciones:

1. **Fórmula General:** indica la relación de átomos que hay en un compuesto sin dar cuenta de la proporción matemática mínima en que se encuentran.
2. **Fórmula Empírica (mínima):** ya explicada, indica la menor proporción matemática en la que se encuentran los átomos en un compuesto. La fórmula mínima no permite conocer la estructura molecular de un compuesto, sólo da cuenta del porcentaje en masa que aportan los elementos.
3. **Fórmula Molecular:** ya explicada, indica la proporción real en la que los átomos se encuentran dentro de un compuesto. La fórmula molecular tampoco permite conocer la estructura real del compuesto, pero sí determina la relación estequiométrica en la que se enlazaron los distintos elementos. La fórmula molecular presenta una masa molar igual o mayor que la fórmula mínima. El **cociente** entre ambas, entrega una cifra entera que permite conocer las veces en que se debe amplificar la fórmula mínima para obtener la molecular.

Un ejemplo:



Fórmula general (F.G)

Fórmula empírica (F.E)

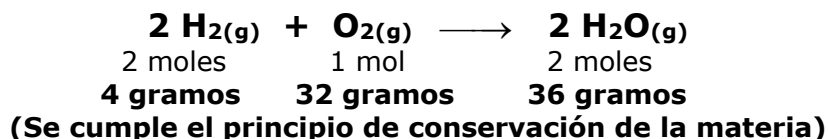
Fórmula molecular (F.M)

$$(\text{F.M} / \text{F.E}) = 6$$

35. Elementos y compuestos distintos pueden interaccionar entre sí, formando sustancias nuevas en diferentes estados de agregación. Lo anterior define a una reacción química que puede representarse en una ecuación de transformación, en la que reactivos dan origen a productos, bajo la premisa de que la masa total es invariable.
36. Si en una ecuación química no se verifica conservación de la masa, es necesario balancear, adicionando coeficientes estequiométricos a reactivos y productos según sea conveniente. Es preferible adicionar como coeficiente, números enteros para una mejor lectura. Sin embargo, como estos representan cantidades de moles (frecuentemente), también es correcto utilizar números fraccionarios.
37. Las relaciones cuantitativas entre las cantidades de reactivos y productos en una ecuación química es parte del estudio de la **estequiometría**.

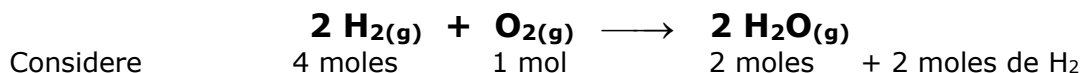
38. En la práctica (laboratorio) se llevan a cabo reacciones donde, con frecuencia, los reactivos se mezclan de manera distinta a lo establecido en la reacción balanceada, esto es, en cantidades no estequiométricas. Cuando esto ocurre, uno de ellos se agotará primero limitando la cantidad de producto que puede formarse. A este reactivo se le denomina **limitante**, en tanto, el reactivo que no se agota se denomina **exceso**.
39. Para una mayor comprensión de los conceptos anteriores, conviene analizar los siguientes ejemplos:

i)



En esta reacción H_2 y O_2 se encuentran en proporción 2:1 (en moles), por lo tanto, a partir de 4 gramos de H_2 y 32 gramos de O_2 se obtienen 36 gramos de H_2O (2 moles). En este ejemplo no hay reactivo limitante ni exceso.

ii)



En la reacción H_2 y O_2 se encuentran en proporción 2:1 (en moles), por lo tanto, si se cuenta con 1 mol de O_2 sólo se requieren 2 moles de H_2 . Como se cuenta con el doble de moles (4), sobrarán 2 moles (H_2 es el reactivo en exceso). La cantidad de producto que se forma estará limitada por el número de moles de O_2 (reactivo limitante).

40. El rendimiento de una reacción tiene como propósito definir qué tan eficiente es el proceso. Al respecto, a mayor porcentaje de rendimiento, mayor es la eficiencia de la reacción.

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \cdot 100$$

El **rendimiento teórico** se define como la máxima cantidad de producto que se espera obtener si todo el reactivo limitante reacciona.

El **rendimiento real o experimental** se define como la cantidad real de producto que se obtiene en una reacción.

41. Se define **porcentaje de pureza** como el valor de porcentaje en masa de una sustancia específica en una muestra impura. Por ejemplo, si se tienen 50 gramos de una muestra de un reactivo con 95% de pureza, en esa cantidad hay menos gramos de la sustancia de interés:

$$\frac{95 \text{ g de compuesto}}{100 \text{ g de muestra}} = \frac{X \text{ g de compuesto}}{50 \text{ g de muestra}}$$

$$X = 47,5 \text{ g de compuesto en } 50 \text{ g de la muestra}$$

42. Leyes Ponderales:

- **La ley de la conservación de la masa o ley de Lavoisier** indica que en una reacción química la suma de las masas de reactantes es igual a la suma de las masas de los productos.
- **La ley de las proporciones definidas o ley de Proust** indica que cuando 2 o más elementos se combinan para formar un compuesto lo hacen en proporciones fijas y definidas, independiente de la cantidad de compuesto que se genere.
- **La ley de las proporciones múltiples o ley de Dalton** indica que, si 2 elementos se combinan para formar más de un compuesto, lo hacen en proporciones de masa diferentes. En detalle, indica que, si dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las diferentes masas de uno que se combinan con la misma masa del otro están en una razón de números sencilla y entera.
- **La ley de volúmenes de combinación o ley de Gay-Lussac** indica que cuando los reactantes y productos en una reacción son gases, mantienen una proporción de volúmenes equivalente a la proporción en moles, a temperatura y presión constante.
- **La ley de las proporciones recíprocas o ley de Richter** indica que las masas de dos elementos diferentes que se combinan con una misma cantidad de un tercer elemento guardan la misma relación que las masas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí.

ESTUDIO DE LOS GASES

1. Los gases se consideran fluidos con gran entropía y energía cinética. El estado gaseoso se caracteriza por presentar, a diferencia de los otros estados, menor valor para la densidad (si se trata de la misma sustancia). En estado gaseoso las partículas presentan mayor grado de separación.
2. Las variables termodinámicas que modifican el estado de un gas son:

Presión (P)	Se mide habitualmente en unidades de atmósfera (atm), milímetros de mercurio (mmHg), hectopascales (hPa) o milibares (mb).
Volumen (V)	Se mide en mililitros (mL), litros (L), centímetros cúbicos (cc o cm ³) o decímetros cúbicos (dm ³).
Temperatura (T)	Se mide en grados Celsius o centígrados (°C) o Kelvin (K).
Cantidad de materia (n)	Se expresa en unidades de moles.

3. El número o cantidad de partículas condiciona el cambio de estas variables termodinámicas.
4. La ecuación de estado de los gases permite conocer la relación entre estas variables termodinámicas. Su expresión es la siguiente:

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

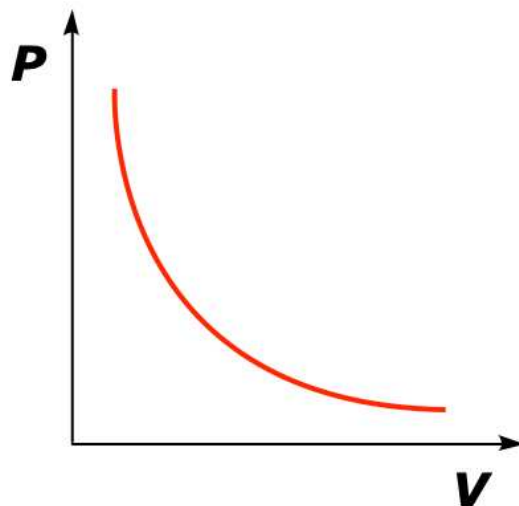
5. Las moléculas de una sustancia en estado gaseoso están en constante movimiento. Con respecto a su tamaño, los espacios entre ellas son muy grandes, de modo que, el movimiento de las moléculas produce choques con las paredes del recipiente que lo contiene y entre ellas mismas, originando la presión del gas.

6. Un aumento en la temperatura (y de la energía cinética) de las partículas que forman el gas modificará su velocidad media haciendo más frecuentes las colisiones. Lo anterior se traduce en: un aumento en la presión, aumento en la energía promedio de las partículas, cambio en el volumen del recipiente que contiene el gas (si es que posee paredes elásticas) y cambio en el estado del gas.
7. Lo anterior se conoce como **transformaciones gaseosas**, que se justifican en leyes establecidas en el estudio de estos sistemas.
8. Transformaciones Gaseosas:

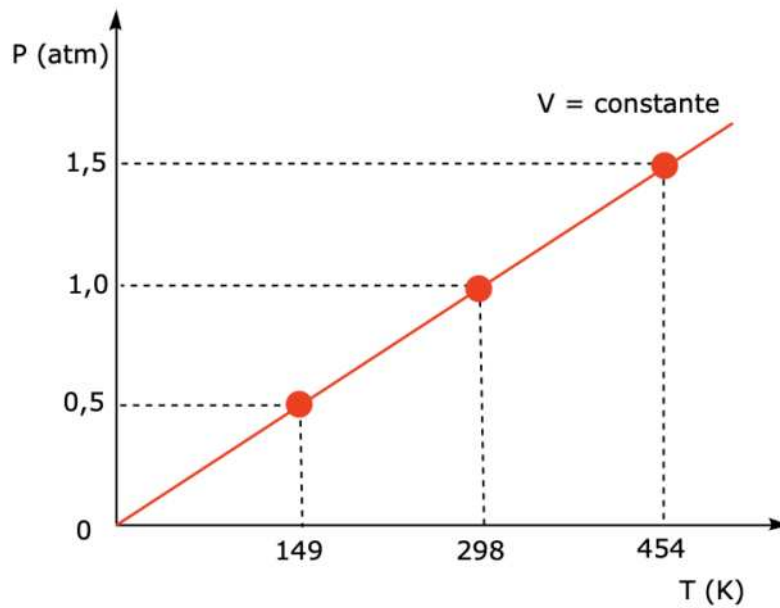
Isotérmica	La temperatura se mantiene constante , variando sólo el volumen y la presión.
Isobárica	La presión se mantiene constante , variando sólo la temperatura y el volumen.
Isocórica	El volumen se mantiene constante , variando sólo la temperatura y la presión.

9. **Detalle de las transformaciones gaseosas:**

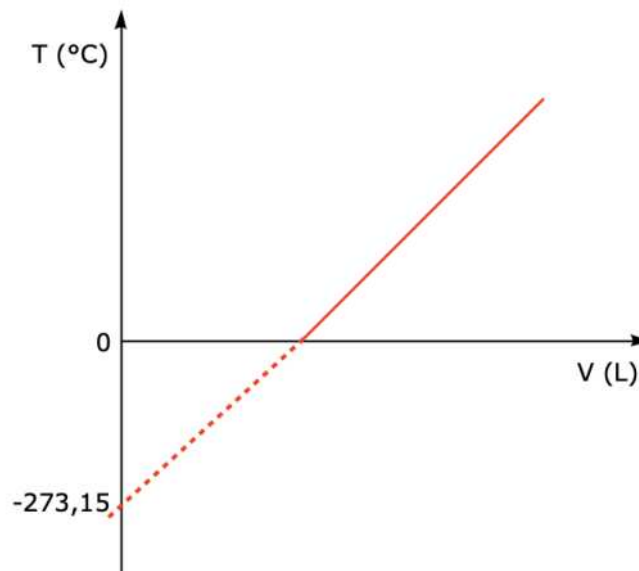
- La Presión y el Volumen de un gas se relacionan en forma **inversamente proporcional**, si la transformación ocurre a temperatura constante. Esta condición se denomina **isotérmica** (es parte de la Ley de Boyle) y la gráfica que da cuenta de esta relación es la siguiente:



- La Presión y la Temperatura de un gas se relacionan en forma **directamente proporcional**, si la transformación ocurre a volumen constante. Esta condición se denomina **isocórica** (segunda Ley de Gay-Lussac) y la gráfica que da cuenta de esta relación es:



- La Temperatura y el Volumen de un gas se relacionan en forma directamente **proporcional**, si la transformación ocurre a presión constante. Esta condición se denomina **isobárica** (primera Ley de Gay-Lussac) y la gráfica que da cuenta de esta relación es:



10. Las ecuaciones para estas transformaciones, considerando una cantidad fija y constante de gas, son:

1. $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

A Temperatura constante

2. $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

A Presión constante

3. $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

A Volumen constante

11. Es posible combinar las ecuaciones anteriores en una sola expresión sencilla, si la temperatura se expresa en escala absoluta. La expresión, para una cantidad fija y constante de gas es la siguiente:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

12. De lo anterior, se concluye que:

- ***Si dos gases tienen el mismo volumen, están a la misma temperatura y ejercen la misma presión, entonces contienen igual número de partículas.***
- ***Si dos gases contienen el mismo número de moles, y ocupan el mismo volumen a la misma temperatura, entonces ejercen la misma presión.***

13. En 1811 el químico italiano Amedeo Avogadro enunció una Ley válida para sistemas gaseosos en condiciones especiales de temperatura y presión. En la Ley se establece lo siguiente:

"2 volúmenes iguales de cualquier gas, a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de partículas".

CONTAMINACIÓN ATMOSFÉRICA:

1. El aire que respiramos presenta aproximadamente un 78% de N_2 y 21% de O_2 .
2. Se define como **contaminante** a cualquier sustancia, no necesariamente tóxica ni nociva, presente en cualquier estado físico dentro de una mezcla y que no corresponde a la composición original.
3. Los contaminantes producidos directamente como emisiones de origen natural o de la actividad del hombre se denominan primarios.
4. Los contaminantes generados como consecuencia de procesos químicos donde participan contaminantes primarios se denominan secundarios.

Ejemplos de contaminantes primarios y secundarios en el aire:



5. El material particulado (MP) está compuesto de partículas sólidas extremadamente pequeñas y gotitas de líquido que pueden estar formadas por varios componentes diferentes como sales de sulfatos y nitratos, moléculas orgánicas, hollín, metal y polvo. La clasificación MP10 da cuenta de las llamadas partículas gruesas inhalables con diámetros entre 2,5 y 10 μm , mientras que las MP2,5 son partículas con diámetros menores a 2,5 μm y constituyen las partículas finas.
6. Las dos principales fuentes de la lluvia ácida son el dióxido de azufre (SO_2) y el monóxido de nitrógeno (NO) de las plantas termoeléctricas y los automóviles. Éstos se oxidan en el aire y reaccionan con agua formando H_2SO_4 y HNO_3 respectivamente, que caen sobre la Tierra como lluvia o nieve ácida.
7. Los compuestos llamados clorofluorocarbonos o CFC, se han utilizado como gases dispersores en latas de aerosoles y como refrigerantes. Estos se difunden en la estratosfera, donde la radiación ultravioleta los descompone, y los átomos de cloro que se forman en este proceso rompen las moléculas de ozono formando el agujero de la capa de ozono, que protege a la tierra de la dañina radiación ultravioleta.

8. Normalmente el aire está más caliente cerca del suelo y asciende, pero en las noches despejadas el suelo se enfría muy rápido, y si el aire se queda quieto, los contaminantes quedan atrapados cerca del suelo acumulándose en concentraciones peligrosas hasta que el viento vuelva a soplar. Esta condición se conoce como inversión atmosférica o inversión térmica.
9. El efecto invernadero es un proceso natural que permite que la Tierra tenga una temperatura promedio de 14°C y la proliferación de organismos vivos se ve favorecida. Producto de la actividad humana se emiten gases de efecto invernadero (GEI) adicionales que incrementan este proceso natural generando un sobrecalentamiento de la superficie del planeta y la atmósfera. A este fenómeno se le conoce como calentamiento global.
10. Además, del dióxido de carbono, los otros gases de efecto invernadero que deben disminuirse en concentración son:

Gas	Fórmula	Origen
Metano	CH ₄	Natural y artificial
Óxido nitroso	N ₂ O	Natural y artificial
Hidrofluorocarbonos	HFC	Artificial
Perfluorocarbonos	PFC	Artificial
Hexafluoruro de azufre	SF ₆	Artificial

TEST DE EVALUACIÓN

CONTAMINACIÓN ATMOSFÉRICA

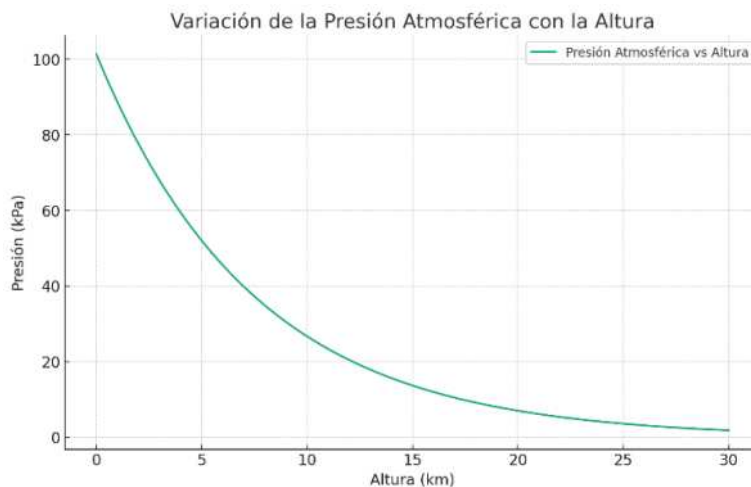
1. En la actualidad se conoce con bastante exactitud la composición del aire. Los más fundamentales son el nitrógeno (N_2 ; 78,1%) y el oxígeno (O_2 ; 20,9%), los que en conjunto alcanzan un 99% del volumen de aire seco. Como componentes secundarios se encuentran presentes el argón (Ar), el dióxido de carbono (CO_2), el neón (Ne), el helio (He), el kriptón (Kr), el hidrógeno (H_2), el metano (CH_4) y el xenón (Xe). A niveles de traza y dependiendo de la ubicación geográfica, se encuentran presentes compuestos como monóxido de nitrógeno (NO), ozono (O_3), dióxido de azufre (SO_2), dióxido de nitrógeno (NO_2), amoníaco (NH_3) y monóxido de carbono (CO).

Además, existen dos componentes que están presentes en el aire en cantidades variables: el agua (H_2O), en sus tres estados físicos y el polvo atmosférico (humo, arena fina, cenizas, esporas, polen, microorganismos, etc.). Al respecto, la concentración de vapor de agua puede variar desde 0% en zonas desértica hasta un 5-6% en zonas tropicales.

Según los datos que se entregan y sus conocimientos, sería correcto afirmar que

- A) el nitrógeno es el gas que se inhala en mayor cantidad, a pesar de ser nocivo para los seres humanos.
- B) el oxígeno es el gas más importante para la vida, por lo tanto, es el más abundante en la atmósfera.
- C) el vapor de agua no siempre está presente en la composición de la atmósfera.
- D) el polvo atmosférico está en bajas cantidades y no se considera un componente del aire porque es un sólido.

2. El siguiente gráfico da cuenta de la variación de la presión atmosférica con la altura:



De acuerdo con el análisis de esta información, es correcto inferir y concluir que:

- A) Cuanto mayor es la altura, mayor cantidad de gases contiene el aire
- B) En la cumbre del monte Everest, la presión del aire es menor que a nivel del mar
- C) A nivel del suelo, la presión del aire es de casi cero kilopascales
- D) A pesar de que la presión del aire cambia con la altura, la concentración de gases se mantiene inalterable

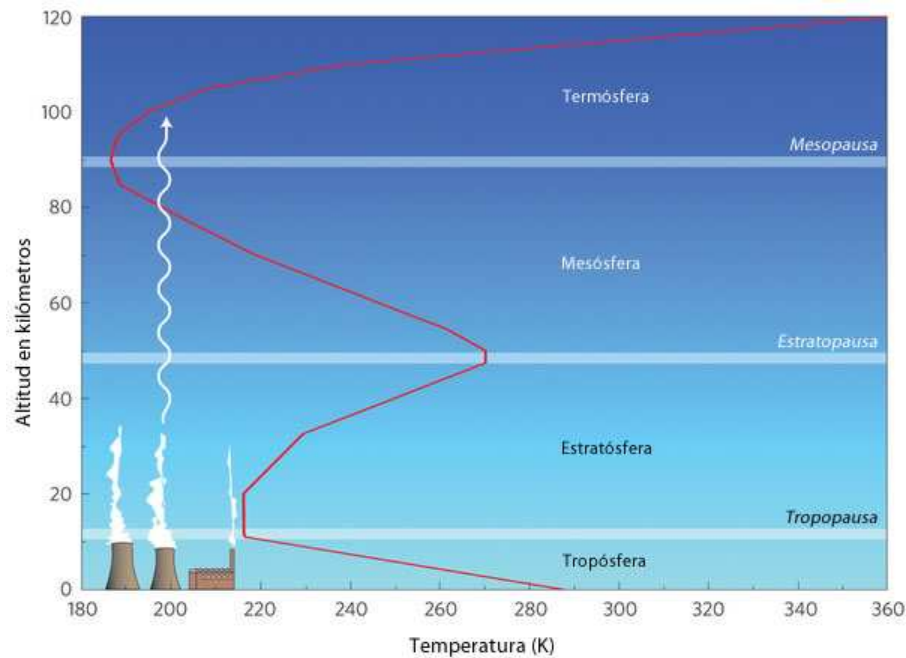
3. Considere la siguiente información:

El contenido de agua en el aire se expresa como **humedad**. La *humedad relativa* es el porcentaje de vapor de agua en el aire respecto del monto máximo de vapor que el aire puede contener a una temperatura determinada. El aire, con una humedad relativa dada, puede experimentar algunos de los siguientes procesos para alcanzar el punto de saturación en el cual se condensa el vapor de agua: a) enfriamiento por contacto con una superficie fría; b) enfriamiento a presión constante a causa de su elevación y expansión; c) mezcla de masas de aire frío con aire caliente; d) irradiación de calor del propio aire. La temperatura a la cual ocurre esta condensación se denomina *punto de rocío*.

De acuerdo con lo anterior y sus conocimientos relativos a los cambios que experimenta la materia, es correcto afirmar que

- A) cuanto más vapor de agua contiene el aire, habrá menos oxígeno disponible para respirar.
- B) la humedad es un parámetro del clima que da cuenta del porcentaje de agua lluvia contenida en una masa fija de aire.
- C) en cualquiera de los casos que se mencionan, la temperatura del aire se modificará generando, por ejemplo, precipitaciones de agua lluvia.
- D) siempre que en una región exista humedad en el aire, habrá nubes visibles a baja y mediana altura.

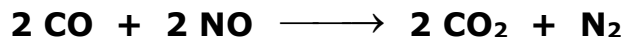
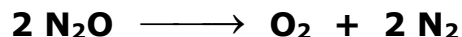
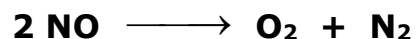
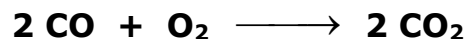
4. En la siguiente figura se muestra la variación de la temperatura del aire atmosférico respecto de la altitud:



Al respecto, suponga que en condiciones muy especiales un globo inflado con helio asciende desde la orilla de la playa hasta la parte superior de la Atmósfera, ¿en cuál región su volumen será mayor?

- A) Mesósfera
 - B) Termósfera
 - C) Estratósfera
 - D) Tropósfera
 - E) Mesopausa
5. De acuerdo con sus conocimientos, ¿cuál de las siguientes alternativas energéticas se considera *renovable*?
- A) Energía fósil, relacionada con el uso de combustibles como petróleo
 - B) Energía extractiva, es decir, aquella que proviene del uso de metales
 - C) Energía proveniente de gases hidrocarbonados como metano y etano
 - D) Energía solar, relacionada con el uso de celdas fotovoltaicas
6. En las alternativas se indican 4 compuestos oxigenados que se generan en los procesos de combustión de derivados del petróleo. De acuerdo con sus conocimientos, ¿cuál de ellos, presente en la atmósfera, es el que contribuye en mayor medida al sobrecalentamiento de la atmósfera terrestre?
- A) CO_2
 - B) SO_2
 - C) CO
 - D) NO

7. Respecto de los gases de efecto invernadero, es correcto afirmar que
- A) dañan seriamente la capa de ozono troposférico y estratosférico.
 - B) todos se convierten en lluvia y nieve ácida, provocando graves efecto en la salud.
 - C) interaccionan con la radiación infrarroja evitando que entren en contacto con la corteza terrestre.
 - D) forman un escudo protector contra las radiaciones ultravioletas provenientes del Sol.
 - E) provocan que la radiación infrarroja proveniente del Sol quede atrapada en la atmósfera sobrecalentando la superficie de la Tierra.
8. Junto con el CO₂, ¿qué otros gases provocan el sobrecalentamiento de la superficie terrestre?
- A) Etano, dióxido de azufre y helio
 - B) Metano, ozono y vapor de agua
 - C) Argón, neón y cloruro de hidrógeno
 - D) Sulfuro de hidrógeno, amoníaco y ozono
9. De acuerdo con sus conocimientos, ¿cuál de las siguientes medidas de orden medioambiental podría ser favorable para aminorar el efecto del calentamiento de la superficie de la Tierra?
- A) Evitar el uso de energía solar para bajar la temperatura de la corteza terrestre
 - B) Aumentar el uso de materiales plásticos por sobre otros como el vidrio
 - C) Incrementar las áreas verdes reforestando
 - D) Disminuir considerablemente el uso de la energía en el planeta
10. A partir de la década del 70, con el inicio del uso de los convertidores catalíticos en automóviles y medios de transporte, las emisiones de gases como el monóxido de carbono y los óxidos de nitrógeno han disminuido considerablemente. La manera en que estos gases se convierten en otros menos nocivos puede resumirse con las siguientes ecuaciones químicas:



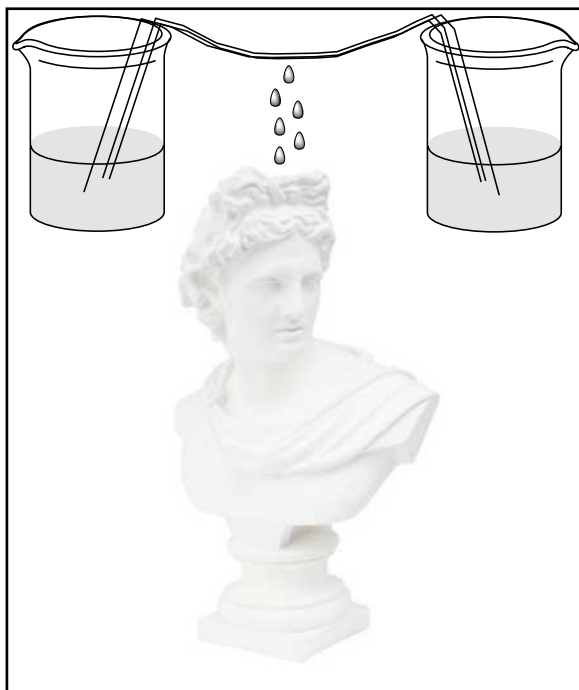
Teniendo en cuenta la capacidad de estos gases para absorber energía (radiación), la implementación del convertidor catalítico en los motores de combustión favoreció el (la)

- A) aumento de la lluvia ácida.
- B) aumento de la temperatura global.
- C) disminución del vapor de agua en la atmósfera.
- D) disminución de la emisión de gases de efecto invernadero.

11. ¿Cuál de los siguientes gases contaminantes atmosféricos son causantes de la *acidificación del agua de lluvia*?

- A) O_2
- B) O_3
- C) H_2S
- D) CO_2
- E) SO_2

12. Un estudiante realizó el siguiente experimento: colocó a cierta altura 2 vasos de precipitados con vinagre, conectados por hilos, todo sobre una pequeña estatua de yeso (sulfato de calcio hemihidratado: $CaSO_4 \cdot \frac{1}{2}H_2O$). El propósito fue aprovechar el fenómeno de capilaridad para que el vinagre ascendiera por los hilos y goteara directamente sobre la estatua:



El experimento duró varios días, observándose, en la superficie de la estatua, claros indicios de deterioro.

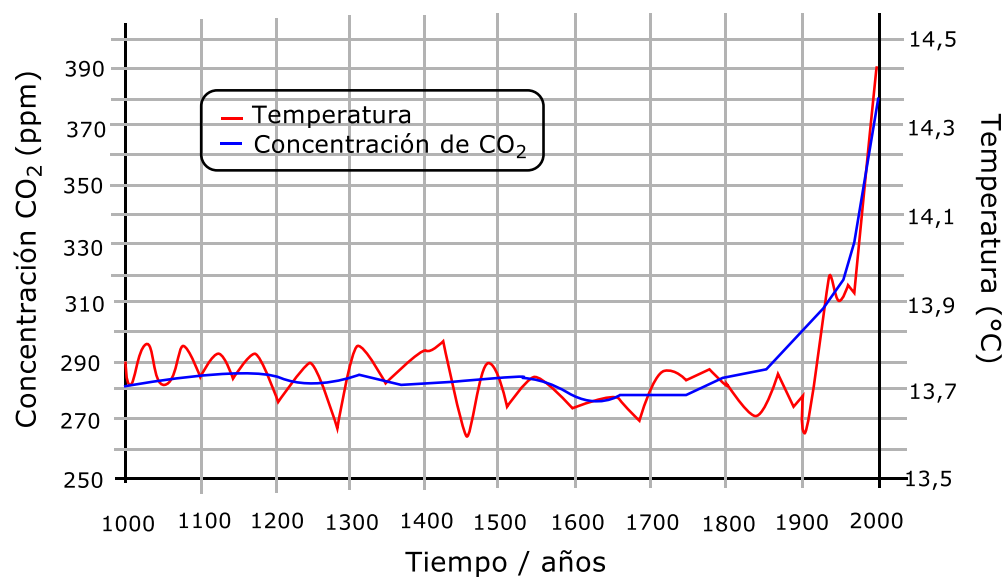
De acuerdo con la información, ¿qué buscaba el estudiante con este experimento?

- A) Emular el efecto de la lluvia ácida
- B) Comprobar que el vinagre es una sustancia alcalina
- C) Comprobar que el vinagre es un potente oxidante
- D) Calcular el rendimiento en volumen generado por la capilaridad

13. En una ciudad, un grupo de científicos realizó un estudio para analizar la relación entre las actividades industriales y los niveles de contaminación atmosférica. Durante un mes, midieron diariamente los niveles de dióxido de azufre (SO_2) y partículas en suspensión (MP10). Los resultados mostraron que los días con mayor actividad industrial coincidían con un aumento significativo en los niveles de ambos contaminantes. Basándose en esta información, ¿cuál de las siguientes conclusiones es más adecuada?

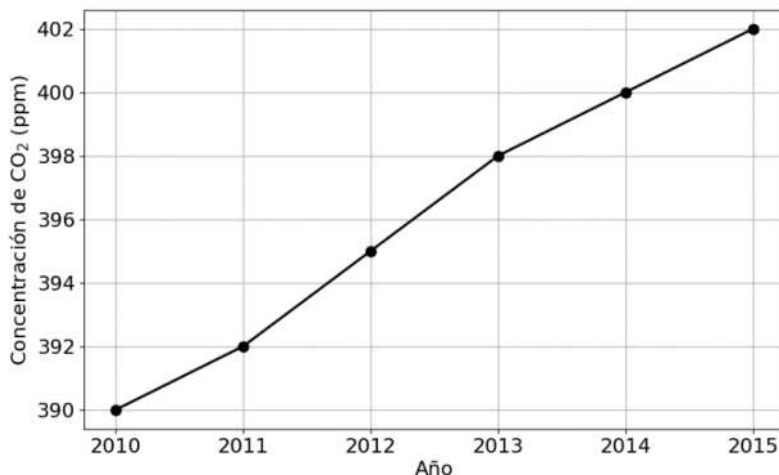
- A) El aumento de MP10 se debe únicamente a las emisiones de los vehículos en la ciudad
- B) Las actividades industriales no tienen un impacto significativo en los niveles de SO_2 y MP10
- C) Existe una relación directa entre el aumento de las actividades industriales y el incremento de los niveles de SO_2 y MP10 en el aire
- D) La presencia de SO_2 y MP10 en la atmósfera es natural y no está relacionada con actividades humanas

14. Del análisis del siguiente gráfico donde se relaciona el contenido de CO_2 en la atmósfera y la temperatura de la Tierra entre el año 1000 y 2000, es correcto afirmar que:



- A) El CO_2 es un gas que está estrechamente relacionado con el calentamiento de la Tierra
- B) En el último siglo la concentración de CO_2 en la atmósfera se ha mantenido relativamente constante
- C) En los últimos 100 años la temperatura de la Tierra aumentó más de 10 grados centígrados
- D) Las reacciones entre CO_2 y O_2 , ambos gases de efecto invernadero, han generado múltiples efectos tanto en la troposfera como en la estratosfera

15. El gráfico adjunto da cuenta del incremento en la concentración de dióxido de carbono (CO_2) en la atmósfera durante un tramo de tiempo que va desde el 2010 al 2015. Considerando que el CO_2 es un gas de efecto invernadero y tiene especial importancia en el cambio climático, ¿qué implicaciones podrían tener esta tendencia para el medio ambiente y las políticas de gestión ambiental?



- A) Las fluctuaciones en los niveles de CO_2 indican un ciclo natural, así que, las políticas de gestión ambiental no deben ser ajustadas
- B) La estabilización de los niveles de CO_2 sugiere una disminución efectiva de las emisiones globales, lo que indica políticas ambientales exitosas
- C) La disminución en los niveles de CO_2 refleja un progreso significativo en la lucha contra el cambio climático y justifica una menor priorización de políticas ambientales
- D) El incremento constante, aunque leve, de CO_2 destaca la necesidad de intensificar esfuerzos en energías renovables y políticas de reducción de emisiones
16. En una visita a un parque urbano, Tamara observa que el agua del lago presenta una capa gruesa de sustancias aceitosas y peces muertos flotando. Considerando esta situación, ¿cuál de las siguientes preguntas sería adecuada de formular a fin de investigar sus causas?
- A) ¿Cómo afecta la luz solar a la fotosíntesis de las algas en el lago?
- B) ¿Cómo influye la temperatura del agua en la mortandad de los peces?
- C) ¿Cuál es el ciclo de vida promedio de los peces en este tipo de ecosistemas acuáticos?
- D) ¿Qué tipo de sustancias se encuentran en el agua y cuál podría ser su origen?

17. Durante un proyecto de investigación relacionado con la calidad del aire, un equipo de científicos recolectó datos sobre los niveles de ozono (O_3) y monóxido de carbono (CO) en cuatro ciudades. El objetivo de la investigación era identificar patrones de contaminación y recomendar acciones específicas para cada ciudad. La siguiente tabla muestra los datos recolectados:

Ciudad	O_3 ($\mu g/m^3$)	CO (mg/m^3)
Ciudad A	30	0,7
Ciudad B	55	1,2
Ciudad C	25	0,5
Ciudad D	60	0,9

Los científicos observaron que el ozono, aunque necesario en la alta atmósfera, a nivel del suelo puede ser perjudicial para la salud, especialmente en combinación con altos niveles de CO. Con base en esta información, ¿qué ciudad debería tener prioridad para una intervención inmediata debido a la combinación potencialmente dañina de altos niveles de O_3 y CO?

- A) Ciudad A, porque tiene el nivel más bajo de O_3 , lo que indica una potencial acumulación de contaminantes
 - B) Ciudad B, pues presenta alta concentración tanto de gas O_3 como de gas CO
 - C) Ciudad C, porque a pesar de tener bajos niveles de gases puede almacenar una mayor cantidad de ellos en el futuro
 - D) Ciudad D, debido a su alto nivel de O_3 y baja concentración de gas CO
18. Un equipo de científicos ambientales llevó a cabo un estudio para determinar los factores que inciden en el smog fotoquímico de una localidad industrializada. Durante su investigación, recopilaron información relativa a las emisiones de óxidos de nitrógeno (NO_x) y compuestos orgánicos volátiles (COV's), en distintos periodos del día, estableciendo una relación entre sus concentraciones, la intensidad de la luz solar y la cantidad de ozono troposférico (O_3). Al respecto, ¿qué metodología deberían seguir los científicos para determinar con mayor precisión la contribución de las emisiones a la formación de smog fotoquímico?
- A) Medir únicamente las concentraciones de NO_x durante los días de alto smog fotoquímico a fin de establecer una relación directa y constante
 - B) Considerar los niveles de COV's como única variable relevante, pues está comprobado que son los únicos precursores en la generación de smog fotoquímico
 - C) Analizar la variación diurna de NO_x y COV's en conjunto con la intensidad de luz solar y las cantidades de gas ozono generadas
 - D) Establecer una relación directa entre la intensidad de luz solar y la generación de gas ozono, sin considerar las emisiones de NO_x y COV's

19. Una estudiante pretende investigar la relación entre la contaminación del aire y la acidez en el agua de lluvia de su ciudad. Para ello, planea recolectar muestras de agua lluvia y determinar el valor de pH. Al respecto, ¿cuál de los siguientes planes de investigación sería el más adecuado para obtener resultados confiables y relevantes?
- A) Recolectar muestras de agua lluvia durante un día en diferentes áreas de la ciudad y medir de inmediato su pH
 - B) Considerar sólo un punto geográfico de la ciudad, recolectar muestras de agua lluvia durante una temporada y determinar, en todas, el valor de pH en similares condiciones
 - C) Recolectar muestras de agua lluvia una vez a la semana, durante varios meses en varias locaciones y medir, en todas, el valor de pH en condiciones similares
 - D) Comparar los valores de pH del agua de lluvia con los valores de pH de muestras con agua destilada recolectadas en la misma zona geográfica
20. Considere la siguiente tabla con datos de concentración de gas carbónico (CO₂) en el aire y temperaturas promedio durante los últimos cinco años:

Año	Concentración de CO ₂ (ppm)	Variación de Temperatura (°C)
2018	408,52	+0,85
2019	411,44	+0,92
2020	412,95	+1,02
2021	414,24	+1,16
2022	416,45	+1,26

Al respecto, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta considerando los datos y sus conocimientos previos?

- A) A medida que se incrementa la concentración de CO₂, la variación en la temperatura promedio aumenta
- B) El cambio en la temperatura promedio de la atmósfera no está directamente relacionado con el incremento en la concentración de CO₂
- C) La variación en la temperatura promedio durante los últimos 5 años no se debe al incremento en la concentración de CO₂, sino al aumento en la radiación solar
- D) Para el caso de este gas, la variable concentración sólo puede determinarse en lugares geográficos secos, pues la humedad siempre afecta su abundancia relativa

TEST DE EVALUACIÓN

ESTEQUIOMETRÍA

1. De acuerdo con sus conocimientos en el comportamiento de los gases, a temperatura constante, la relación entre la **presión** y el **volumen** de un gas es
 - A) inversa, pero no proporcional.
 - B) directa, pero no proporcional.
 - C) directamente proporcional.
 - D) inversamente proporcional.

2. Un grupo de estudiantes realizó un experimento para comprender cabalmente la reacción química que ocurre al interior del **airbag** en un vehículo. Al respecto, hicieron reaccionar violentamente los reactivos sólidos que se disponen en el airbag, generándose un proceso espontáneo que generó los mismos productos gaseosos que inflan el dispositivo. Considerando el propósito del experimento, ¿cuál de las siguientes preguntas permitiría investigar con más detalle este proceso reactivo?
 - A) ¿Qué gases se producen en la reacción y cómo su expansión permite el rápido inflado del dispositivo?
 - B) ¿Cuál es la temperatura de fusión de los reactivos sólidos y en qué condiciones cambian de fase?
 - C) ¿Qué tipo de reacción es la que se lleva a cabo y qué cantidad de reactivos se requiere?
 - D) ¿Cómo se relaciona la energía generada en la reacción con el nivel de seguridad cuando se activa el mecanismo al interior del airbag de un automóvil?

3. Un grupo de estudiantes llevó a cabo un experimento para analizar el comportamiento de un gas ideal en diferentes condiciones ambientales. Consistió en cambiar la temperatura y el volumen de una cantidad fija de gas en un recipiente cerrado y medir la presión resultante. Al respecto, verificaron lo siguiente:
 1. Al incrementar la temperatura desde 20°C hasta 40°C, sin modificar el volumen ocupado por el gas, la presión aumentó en un 10% respecto de su valor inicial
 2. Al aumentar al doble el volumen ocupado por el gas, manteniendo constante la temperatura en unidades Celsius, la presión bajó en 1 unidad de atmósfera
 3. Al duplicar la temperatura en unidades Kelvin, calentando, sin modificar la presión del gas, su volumen se duplicó

Con base en sus conocimientos, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- A) Con los datos del experimento es posible corroborar la Ley de Boyle
- B) Con los datos del experimento es posible corroborar la Ley de Charles
- C) Con los datos del experimento es posible corroborar la Ley de Gay-Lussac
- D) Con los datos del experimento es posible corroborar la ley de Avogadro

4. Un equipo de estudiantes dispuso un globo con aire caliente a diferentes alturas con el fin de estudiar los cambios en su volumen. En cada caso, registraron la temperatura y la presión dentro y fuera del globo. Al analizar los datos, verificaron que mientras mayor era la altura más grande era el volumen del globo.

Teniendo en cuenta las leyes de los gases ideales y sus conocimientos al respecto, ¿cuál de las siguientes conclusiones se deriva de la evidencia recogida?

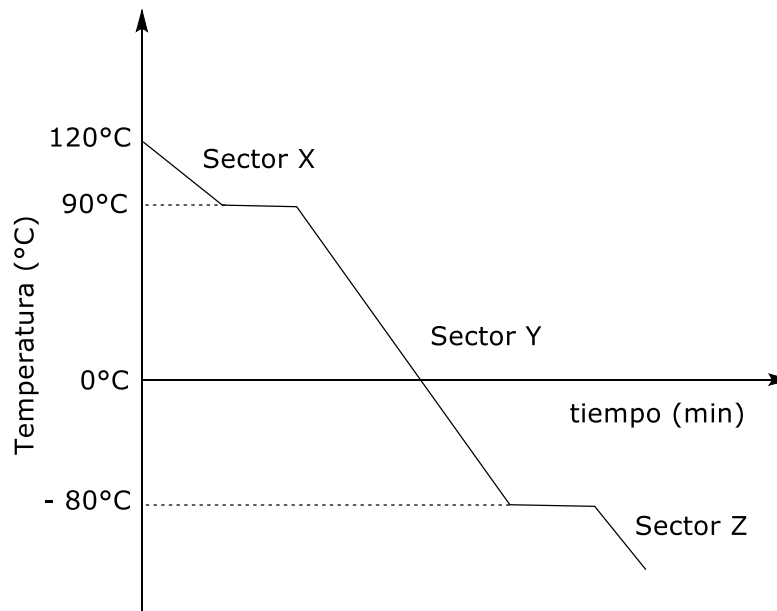
- A) Presión y volumen son variables en un gas que se relacionan en forma inversa. Además, cuanto mayor es la altura menor es la presión atmosférica
- B) La temperatura al interior del globo es proporcional al cambio de volumen, por lo tanto, para mantener su volumen, si la altura cambia, es preciso calentar el gas que contiene
- C) La temperatura del globo no cambia con la altura, así que, el cambio de volumen obedece a variables relacionadas con la estructura molecular del gas
- D) La expansión y contracción del globo son evidencia tangible de que la presión y la temperatura son variables que se mantienen constantes con la altura
5. Normalmente en un cambio de estado **sólido** $\longrightarrow$ **líquido** hay una modificación discreta del volumen ocupado por la sustancia, mientras que en una transición **líquido** $\longrightarrow$ **gas** esta modificación de volumen es mucho mayor.

Considerando los cambios de volumen en el agua, ¿cuál de las siguientes opciones es correcta?

	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{sólido})} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{líquido})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{líquido})} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{gas})}$
A)	Volumen aumenta	Volumen aumenta
B)	Volumen disminuye	Volumen disminuye
C)	Volumen disminuye	Volumen aumenta
D)	Volumen aumenta	Volumen disminuye
E)	Volumen disminuye	Volumen no se altera

6. Con respecto al proceso de **evaporación** propio de los líquidos sería INCORRECTO afirmar que
- A) las fuerzas intermoleculares disminuyen al mínimo.
- B) puede ocurrir a temperaturas menores que la de ebullición.
- C) la separación de las moléculas aumenta luego de la evaporación.
- D) el cambio de estado ocurre a temperatura constante.
- E) la densidad de la sustancia se incrementa junto con el volumen.

7. Algunos compuestos orgánicos se purifican mediante un proceso que implica calentarlos hasta ebullición y luego enfriar los gases llevándolos directamente al estado sólido. Al respecto, este último paso del proceso de purificación se denomina
- A) licuación.
 - B) solidificación.
 - C) deposición.
 - D) vaporización.
 - E) congelación.
8. En el siguiente gráfico de cambios de fases, se relaciona la variación de la temperatura de una sustancia a distintos intervalos de tiempo:



Respecto del análisis es INCORRECTO afirmar que

- A) se trata de una curva de enfriamiento.
 - B) en el sector Y la sustancia se encuentra líquida.
 - C) entre 120°C y 90°C la sustancia está líquida.
 - D) la sustancia solidifica a una temperatura de -80°C.
 - E) en el sector Z la sustancia se encuentra en fase sólida.
9. Un observador verificó lo siguiente:

Cuando un pedazo de hierro se deja en contacto con aire húmedo, su superficie cambia de color y aumenta su masa.

Al respecto, esta observación basta para concluir correctamente que

- A) ocurrió un cambio químico en el hierro.
- B) en el hierro ocurrió un cambio físico.
- C) la masa atómica del hierro se incrementó.
- D) el hierro sólo se humedeció.

10. En un laboratorio, un grupo de estudiantes observó que al adicionar etanol (un alcohol) a un vaso con agua, la temperatura desciende. Uno de ellos sugiere que este descenso se debe a que ocurre un proceso endotérmico cuando se mezcla agua y alcohol. Para poner a prueba esta hipótesis y evaluar si es correcta o no, ¿cuál de las siguientes acciones sería más útil de llevar a cabo al comienzo de la experimentación?
- A) Medir la temperatura de cada sustancia antes de mezclarlas a fin de comprobar si ocurre o no cambio en la temperatura
 - B) Determinar si este cambio es reversible y ocurre cuando se separan los componentes de la mezcla por destilación
 - C) Verificar si el cambio de temperatura ocurre siempre a la misma velocidad, independiente de las cantidades de alcohol y agua que contenga una mezcla
 - D) Adicionar etanol a otros líquidos diferentes del agua, para verificar si el cambio ocurre sólo con este compuesto orgánico
11. Con el propósito de ilustrar los cambios físicos y químicos que experimenta la materia, el profesor Gonzalo llevó a cabo los siguientes experimentos en el laboratorio:
1. *Fundió hielo hasta obtener agua líquida*
 2. *Sometió a ebullición 1 litro de agua destilada*
 3. *Disolvió una cantidad medida de sal de mesa en un recipiente con agua destilada*
 4. *Mezcló bicarbonato de sodio con vinagre para mostrar la formación de burbujas en una reacción*

De acuerdo con lo anterior, ¿cuál es la mejor forma de comunicar los resultados de estos experimentos a sus alumnos?

- A) Hacer una lista con todas las observaciones anotadas en un único párrafo, poniendo énfasis en la naturaleza de las sustancias involucradas y sus estados físicos
- B) Hacer un gráfico donde las variables sean los tipos de transformación y el rendimiento alcanzado en cada una. Con esta información se podrá corroborar qué proceso es más espontáneo y efectivo
- C) Crear una tabla con columnas donde se indique en cuál experimento hubo cambio físico y en cuál la transformación fue química. Anexo a la tabla, deben indicarse las observaciones relevantes respecto de cada proceso
- D) Generar una serie de gráficos de curvas de calentamiento, a fin de comprobar que los procesos químicos siempre requieren mayor energía que los cambios físicos

12. Durante una clase, un grupo de estudiantes observó el cambio de coloración de un trozo de manzana al exponerse al aire por un periodo fijo de tiempo. Con base en lo anterior, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
- A) En el trozo de manzana ocurre un fenómeno de oxidación y da cuenta de un cambio físico donde se mantiene constante la masa
 - B) El cambio de color se relaciona con un proceso biológico, no químico, por lo tanto, no puede describirse como un cambio de la materia
 - C) Dado que no se forman nuevas sustancias y el cambio de color es reversible, el fenómeno observado constituye sólo un cambio físico transitorio
 - D) El cambio de color en el trozo de manzana se debe a un proceso químico donde reacciona el oxígeno del aire. Esta manifestación va acompañada de un cambio en la estructura de las moléculas que componen la fruta
13. Al mezclar una solución de ácido clorhídrico (HCl) con una de hidróxido de sodio (NaOH) ocurre una reacción donde se libera calor y se generan nuevas sustancias. Según lo anterior, ¿cuál de las siguientes preguntas científicas sería la más relevante para plantear una hipótesis y ponerla a prueba?
- A) ¿Cuál es el color de la sustancia resultante después de la reacción?
 - B) ¿Cómo afecta la concentración del ácido clorhídrico a la temperatura de la reacción?
 - C) ¿Cuál es la masa total de las sustancias generadas y la diferencia con los valores de masa de los reactivos involucrados?
 - D) ¿De qué manera influye la temperatura en la solubilidad del hidróxido de sodio?
14. En la ley de Avogadro se establece que volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de partículas, en condiciones ambientales iguales. Al respecto, si la masa molar del gas ozono O_3 es 48 gramos/mol, entonces, ¿qué volumen ocuparán 240 gramos de gas O_3 a $0^\circ C$ y 1 atmósfera de presión?
- A) 56 Litros
 - B) 448 Litros
 - C) 336 Litros
 - D) 224 Litros
 - E) 112 Litros
15. Teniendo en cuenta la ley de Avogadro, dos o más gases distintos, en las mismas condiciones de temperatura, presión y volumen deben presentar igual
- A) densidad.
 - B) masa molar.
 - C) masa atómica.
 - D) energía cinética.
 - E) número de partículas.

16. Si **No** corresponde al número de Avogadro, entonces **5·No** moléculas de *gas acetileno* C_2H_2 , deben contener

- A) 2 moles de átomos de C.
- B) 4 moles de átomos de H.
- C) 15 moles de átomos de C.
- D) $6,02 \cdot 10^{23}$ moles de átomos de H.
- E) 20 moles de átomos totales.

17. ¿En cuál de las siguientes cantidades de sustancia hay menor número de átomos de oxígeno?

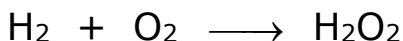
- A) 2,0 mol de moléculas de H_2O_2
- B) 1,0 mol de moléculas de NaOH
- C) 1,0 mol de moléculas de gas O_2
- D) 2,0 mol de moléculas de gas CO_2

18. En 1 mol de moléculas de **MgSO₄**, el número de moles de átomos de oxígeno es y el número de moles de átomos de azufre es

En las líneas punteadas debe escribirse respectivamente

- A) 4 y 1
- B) 1 y 4
- C) 2 y 1
- D) 4 y 4

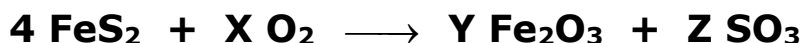
19. La reacción de formación de agua oxigenada (peróxido de hidrógeno) es la siguiente:



Si se pretende generar como máximo 1 mol de H_2O_2 , ¿qué cantidad de ambos reactivos será necesaria?

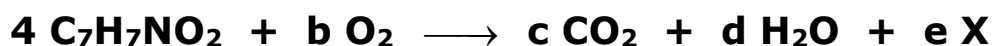
	Moléculas de hidrógeno	Moléculas de oxígeno
A)	$2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	$1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$
B)	$3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	$2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$
C)	$5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	$2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$
D)	$1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	$2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$
E)	$1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$	$1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$

20. Para balancear la siguiente ecuación química, los coeficientes **X**, **Y** y **Z** deben tener los valores:



	X	Y	Z
A)	15	2	4
B)	15	2	8
C)	12	2	8
D)	12	2	4

21. La siguiente reacción corresponde a la combustión del **ácido p-aminobenzoico**:



Al respecto, si el coeficiente estequiométrico del ácido es **4**, entonces ¿cuáles deben ser los valores para los coeficientes **b**, **c**, **d**, **e** y la fórmula del producto **X**, para que la reacción quede correctamente balanceada?

	b	c	d	e	X
A)	33	28	14	2	N ₂
B)	31	28	14	4	NO
C)	33	28	14	2	NO
D)	31	28	14	2	N ₂
E)	37	28	14	4	NO ₂

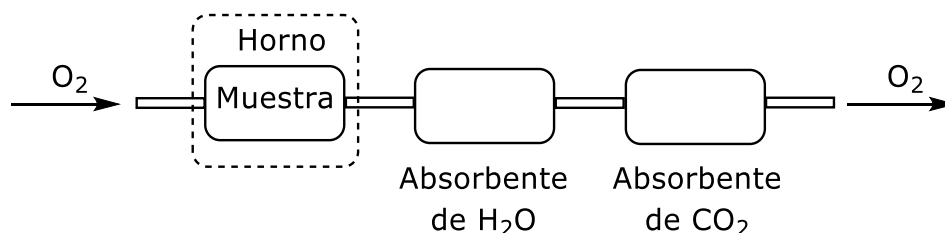
22. Respecto de un compuesto con fórmula **C_xH_y** se sabe que el porcentaje en masa de carbono es 80%. Si el cociente entre la fórmula molecular y la mínima es igual a 2, entonces, ¿cuánto vale la masa de 2,0 moles de este compuesto?

- A) 60 gramos
- B) 50 gramos
- C) 45 gramos
- D) 30 gramos

23. La composición en masa de hierro (**Fe**) en el compuesto **Fe₂O₃** es 70%. Al respecto, ¿cuántos gramos de oxígeno están contenidos en 50 gramos de este compuesto?

- A) 35 g
- B) 15 g
- C) 70 g
- D) 60 g

24. Un compuesto orgánico cuya masa molar es de 144 gramos/mol contiene 6 átomos de carbono por molécula. Al respecto, el porcentaje en masa de carbono en el compuesto es igual a
- A) 50%
B) 45%
C) 30%
D) 75%
25. Un **tren de combustión** es un sistema que permite llevar a cabo el análisis elemental de una sustancia a la que se desea determinar su fórmula empírica, esto es, la mínima combinación de los átomos en el compuesto:



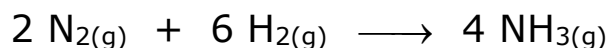
El tren de combustión funciona de la siguiente forma:

Una muestra de un compuesto orgánico se dispone en un horno en presencia de un comburente (gas oxígeno) a alta temperatura. Los gases de combustión (CO_2 y H_2O) pasan a través de 2 filtros que los absorben por separado y, por diferencia de masas, se pueden determinar sus cantidades. En el procedimiento, todo el carbono y el hidrógeno del compuesto orgánico será recogido por los filtros. Mediante cálculos estequiométricos sencillos es posible convertir las cantidades en mol para luego determinar la fórmula empírica del compuesto.

Al respecto, lo anterior constituye un(a)

- A) hipótesis de investigación.
B) método de análisis para cualquier compuesto orgánico.
C) procedimiento experimental que permite, mediante cálculos, determinar una fórmula.
D) observación relativa a un experimento y los productos que deben obtenerse.

26. Considere el siguiente cambio químico para la formación de amoníaco gas:



Al hacer una lectura correcta que permita interpretar sus relaciones de combinación, debiera afirmarse que:

- A) Reaccionan completamente 2 átomos de nitrógeno con 6 átomos de hidrógeno
 - B) En la formación de 4 moles de amoníaco reaccionan completamente 2 moléculas de gas nitrógeno con 6 átomos de hidrógeno
 - C) Para formar 2 moléculas del producto se requieren 2 átomos de nitrógeno y 6 átomos de hidrógeno
 - D) En la formación de 1 molécula de amoníaco se consume 1 molécula de nitrógeno y 2 moléculas de hidrógeno
27. Un estudiante quemó completamente 24 gramos de carbono recolectando todo el CO₂ que se generó. Luego, masó este gas obteniendo como resultado 88 gramos. Al respecto, con este sencillo experimento, pudo comprobar
- A) sólo la masa de oxígeno involucrada.
 - B) sólo la masa de producto que se generó.
 - C) sólo la ley de proporciones definidas y la de proporciones múltiples.
 - D) sólo la masa de comburente y la ley de conservación de la masa.

28. En un laboratorio se llevaron a cabo 2 reacciones distintas utilizando los mismos reactivos:

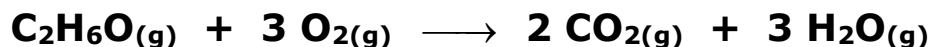
Reacción 1: Formación de 9,0 gramos de H₂O a partir de 8,0 gramos de O₂ y 1,0 gramo de H₂

Reacción 2: Formación de 17,0 gramos de H₂O₂ a partir de 16,0 gramos de O₂ y 1,0 gramo de H₂

Considerando sólo estos datos, es posible corroborar

- A) la ley de conservación de la masa y la ley de proporciones definidas.
- B) la ley de conservación de la masa y la ley de proporciones múltiples.
- C) sólo la ley de proporciones definidas.
- D) sólo la ley de proporciones múltiples.

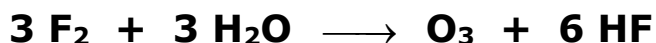
29. Un grupo de estudiantes analizó la reacción química usada en la producción industrial de amoníaco (NH_3). Durante su estudio, se enfocaron en las cantidades de nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2), únicos reactivos en el proceso. Tomando como referencia las leyes ponderales y los cálculos estequiométricos, ¿cuál de las siguientes afirmaciones propuestas por el grupo de estudiantes es correcta en relación con las proporciones cuantitativas de reactantes y productos?
- A) La reacción produce más moles de amoníaco que la suma de moles de nitrógeno e hidrógeno utilizados
 - B) En la producción de dos moles de amoníaco (NH_3) se requieren tres moles de hidrógeno (H_2) y 1 mol de nitrógeno (N_2). En este caso hay conservación de masa
 - C) La cantidad total de moles de amoníaco (NH_3) formados no depende de la cantidad en moles de nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2) que reaccionen. Este proceso no cumple con las leyes estequiométricas relativas a un cambio químico
 - D) El número de moléculas de nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2) que reaccionan es exactamente igual al número de moléculas de amoníaco (NH_3) que se genera, por lo tanto, en el proceso es posible corroborar la ley de proporciones múltiples
30. Un grupo de científicos pretende investigar la ley de proporciones múltiples analizando algunos óxidos de nitrógeno. Eligen para su estudio los compuestos NO y NO_2 . Al respecto, de acuerdo con sus conocimientos, ¿qué estrategia deben emplear para demostrar la ley?
- A) Determinar la masa de nitrógeno que reacciona con una masa fija de oxígeno al momento de formar ambos óxidos
 - B) Determinar la cantidad de oxígeno necesaria para que reaccione con una cantidad fija de nitrógeno a fin de generar ambos compuestos
 - C) Comparar las masas de NO y NO_2 producidas a partir de cantidades iguales de nitrógeno
 - D) Establecer la proporción de masas de oxígeno que se combinan con una masa fija de nitrógeno para formar ambos óxidos
31. En un recipiente cerrado se hicieron reaccionar 2 litros de alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) con 7 litros de O_2 , ambos en fase gas y en las mismas condiciones de temperatura y presión. La ecuación que da cuenta de la reacción es:



De acuerdo con los datos, ¿qué volumen de gas CO_2 se generó?

- A) 0,5 L
- B) 1,0 L
- C) 8,0 L
- D) 2,0 L
- E) 4,0 L

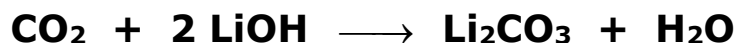
32. Considere la siguiente reacción:



Para obtener 48 gramos de gas ozono (O_3), ¿qué masa de H_2O se requiere? (Considere un exceso de gas F_2)

- A) 9 gramos
- B) 18 gramos
- C) 27 gramos
- D) 54 gramos

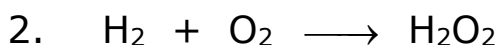
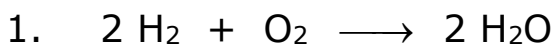
33. El **hidróxido de litio** es un compuesto utilizado en el sistema de eliminación de dióxido de carbono de las cabinas de las naves espaciales. La ecuación química general que representa esta reacción es:



¿Cuántos gramos de CO_2 pueden ser retirados de una cabina si reaccionan completamente con 4,0 moles de hidróxido de litio?

- A) 13 gramos
- B) 27 gramos
- C) 66 gramos
- D) 71 gramos
- E) 88 gramos

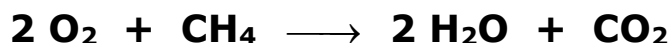
34. Considere las siguientes reacciones y sus relaciones estequiométricas:



Si para ambas se cuenta experimentalmente con 1 gramo de H_2 y 32 gramos de O_2 , entonces el número de moles de H_2O y H_2O_2 que se genera es

- | H_2O | H_2O_2 |
|----------------------|------------------------|
| A) 1,5 mol | 1,0 mol |
| B) 1,0 mol | 1,0 mol |
| C) 1,0 mol | 0,5 mol |
| D) 0,5 mol | 1,5 mol |
| E) 0,5 mol | 0,5 mol |

35. Considere la siguiente ecuación química balanceada:



Al respecto, ¿cuál de las siguientes combinaciones de masas de reactivos generará la **mayor masa** de productos?

	O₂	CH₄
A)	16 gramos	16 gramos
B)	32 gramos	24 gramos
C)	32 gramos	8 gramos
D)	64 gramos	16 gramos

36. En la siguiente tabla se indican datos experimentales respecto de la variación en las cantidades de un producto obtenido por reacción entre 2 reactivos, a diferentes temperaturas:

Ensayos	Masa de producto (g)	Temperatura (°C)
N°1	1,00	25
N°2	1,53	40
N°3	1,78	55
N°4	2,03	70

Considerando que la variable de control en todos los ensayos fue la masa de reactivos, usted podría afirmar correctamente que

- A) el producto es altamente estable a altas temperaturas.
- B) el rendimiento de la reacción depende de la temperatura.
- C) la masa de producto no depende del cambio de temperatura.
- D) por sobre los 100°C debe generarse mayor cantidad de producto.

37. En un proyecto de ciencias, un grupo de estudiantes decidió investigar el efecto del pH del suelo con respecto al crecimiento de algunas plantas de tomate. Para llevarlo a cabo, cultivaron plantas en diferentes tipos de suelo con variados niveles de pH, asegurándose que todas las plantas recibieran la misma cantidad de luz solar y agua. Luego de un tiempo fijo de exposición midieron la altura alcanzada por cada planta.

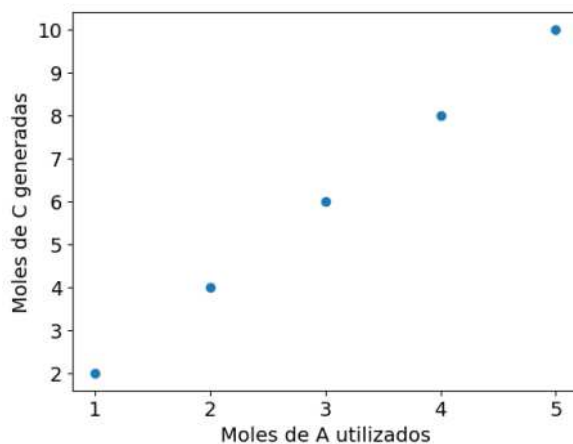
Teniendo en cuenta este diseño experimental, ¿cuáles son, a su juicio, las variables independiente, dependiente y controlada?

	Variable independiente	Variable dependiente	Variables controladas
A)	Altura de las plantas	pH del suelo	Cantidad de luz y agua
B)	Cantidad de luz solar y agua	Altura de las plantas	pH del suelo, tipo de planta
C)	pH del suelo	Altura de las plantas	Cantidad de luz solar y agua
D)	Tipo de planta	pH del suelo	Altura de las plantas, y agua
E)	Cantidad de agua	Tipo de suelo	pH del suelo, altura de las plantas

38. Considere la siguiente reacción química:



Suponga que un estudiante llevó a cabo la reacción utilizando diferentes cantidades de reactantes, luego, registró las cantidades de producto generado y las graficó en función del número de moles de reactivo A. Con ello obtuvo lo siguiente:



Según este gráfico de dispersión, ¿cuál de las siguientes relaciones estequiométricas es correcta?

- A) A:C = 1:2
- B) A:C = 1:3
- C) A:C = 1:1
- D) A:C = 1:4
- E) A:C = 1:5

39. Una familia está cocinando y decide experimentar con la fermentación para hacer su propia masa de pan. Al respecto, se sabe que en todo proceso de fermentación se genera gas carbónico (CO_2), el cual provoca que la masa aumente de volumen. La receta para el pan que pretenden cocinar requiere levadura, que descompone los azúcares en la harina produciendo CO_2 y alcohol, así que, con estas consideraciones se proponen fabricar una gran cantidad de pan. En esta condición, ¿cuál de los siguientes es un objetivo adecuado de llevar a cabo para que el proceso ocurra sin contratiempos?
- A) Cronometrar el tiempo que tarda la masa en duplicar su tamaño, considerando diferentes cantidades de levadura
 - B) Evaluar el aroma del pan posterior a la reacción de fermentación, a fin de asegurar si ocurrió en forma óptima
 - C) Determinar la cantidad exacta de levadura a fin de maximizar la producción de CO_2 y obtener una masa bien fermentada
 - D) Probar el pan y ver si esta variable organoléptica se relaciona directamente con la cantidad de levadura adicionada
40. Un grupo de estudiantes de química desea investigar la influencia de la concentración de un reactivo en el rendimiento de una reacción química. Para ello, deciden realizar una serie de experimentos cuantificando la cantidad de producto en la reacción entre ácido acético (CH_3COOH) y carbonato de sodio (Na_2CO_3). Se sabe que los productos de ésta son acetato de sodio (CH_3COONa), agua (H_2O) y dióxido de carbono (CO_2). De acuerdo con el diseño experimental, planean usar una batería de soluciones acuosas de ácido acético con diferente concentración y cantidades fijas de carbonato de sodio. Todos los ensayos serán llevados a cabo en las mismas condiciones de temperatura y presión.

Según lo anterior, ¿en cuál de las opciones se indica la variable dependiente del experimento?

- A) La temperatura a la cual interaccionan ambos reactivos
- B) Concentración de ácido acético usada en cada reacción
- C) Variación en la masa de carbonato de sodio después de cada reacción
- D) Cantidad de acetato de sodio generada en cada reacción