



UNIDAD DIDÁCTICA CUARTO PERIODO

Química

GRADO DÉCIMO 1

Docente: Sylvia María Cagua Ortiz

Estequiometría y gases

Nombre: _____ Curso: 11°
Fecha: _____

Instrucciones generales:

El taller se propone como estrategia metodológica para reafirmar los conceptos básicos de biología adquiridos en años anteriores y así poder continuar desarrollando las actividades académicas de las ciencias naturales propuestas para el grado noveno de educación básica secundaria

Objetivos

Al finalizar el estudio de esta guía, el estudiante estará en capacidad de:

- Interpretar ecuaciones químicas balanceadas como la base de todo cálculo estequiométrico.
- Resolver problemas de relación mol-mol, mol-masa y masa-masa a partir de ecuaciones químicas.
- Identificar el reactivo límite y el reactivo en exceso en una reacción química.
- Incorporar el concepto de pureza de un reactivo o producto en los cálculos estequiométricos.
- Calcular el rendimiento teórico, el rendimiento real y el rendimiento porcentual de una reacción.
- Explicar el comportamiento de los gases a partir de los postulados de la teoría cinético-molecular.
- Aplicar las leyes de Boyle, Charles, Gay-Lussac, la ley combinada, la ley de Avogadro, la ecuación de estado del gas ideal y la ley de Dalton en la solución de problemas.
- Relacionar los volúmenes de gases que participan en una reacción química mediante la estequiometría de los gases.
- Diseñar y ejecutar una práctica experimental sencilla que permita verificar, de manera práctica, los conceptos estudiados

UNIDAD 1. ESTEQUIOMETRÍA

1. Conceptos previos indispensables

Antes de calcular cualquier cantidad en una reacción química es necesario dominar tres ideas: el concepto de mol, el de masa molar y el significado de una ecuación química balanceada.



1.1 El mol y el número de Avogadro

El mol es la unidad que usan los químicos para "contar" partículas muy pequeñas (átomos, moléculas o iones) en cantidades manejables. Un mol equivale exactamente a $6,022 \times 10^{23}$ partículas, cifra conocida como número de Avogadro.

Ejemplo de la vida cotidiana: Contar en docenas

Así como en la panadería no compramos los huevos de uno en uno sino por docenas (12 unidades), en química no contamos átomos de uno en uno sino por moles ($6,022 \times 10^{23}$ unidades). La docena y el mol cumplen la misma función: agrupar unidades diminutas en una cantidad práctica para trabajar.

1.2 La masa molar

La masa molar es la masa de un mol de sustancia, expresada en gramos por mol (g/mol). Se obtiene sumando las masas atómicas de los elementos presentes en la fórmula, tomadas de la tabla periódica.

1.3 La ecuación química balanceada: la receta de la reacción

Una ecuación química balanceada indica, mediante los coeficientes estequiométricos, la proporción exacta en la que reactivos y productos participan en la reacción. Sin una ecuación balanceada, ningún cálculo estequiométrico es válido.

Ejemplo de la vida cotidiana: La receta de cocina

Una receta para preparar arepas indica, por ejemplo, 2 tazas de harina de maíz por 1 taza de agua y una pizca de sal. Si se quiere preparar el doble de arepas, se duplican todos los ingredientes conservando la proporción. La ecuación química funciona igual: los coeficientes son la "receta" y, sin importar cuánto se escale la reacción, la proporción entre reactivos y productos permanece constante.

2. Cálculos estequiométricos

Los cálculos estequiométricos permiten predecir la cantidad de producto que se obtendrá a partir de una cantidad conocida de reactivo, o la cantidad de reactivo necesaria para obtener una cantidad determinada de producto.

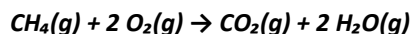
2.1 Pasos generales para resolver un cálculo estequiométrico

1. Escribir y balancear correctamente la ecuación química.
2. Convertir la cantidad dada (en gramos, litros u otra unidad) a moles.
3. Utilizar la razón molar (relación de coeficientes) entre la sustancia dada y la sustancia buscada.
4. Convertir el resultado, si es necesario, a la unidad solicitada en el problema (gramos, litros, moléculas, etc.).



2.2 Ejemplo resuelto

La cocina de gas de una casa quema metano (CH_4), el principal componente del gas natural, de acuerdo con la siguiente ecuación:



¿Cuántos gramos de oxígeno se necesitan para quemar por completo 8 g de metano?

- Masa molar del $\text{CH}_4 = 16 \text{ g/mol}$
- Moles de $\text{CH}_4 = 8 \text{ g} \div 16 \text{ g/mol} = 0,5 \text{ mol}$
- Razón molar $\text{CH}_4 : \text{O}_2 = 1 : 2$, por lo tanto moles de $\text{O}_2 = 0,5 \text{ mol} \times 2 = 1 \text{ mol}$
- Masa de $\text{O}_2 = 1 \text{ mol} \times 32 \text{ g/mol} = 32 \text{ g}$

Respuesta: se necesitan 32 g de oxígeno. Como ejercicio adicional, verifica que en esa misma combustión se producen 22 g de dióxido de carbono.

Ejemplo de la vida cotidiana: La estufa de la casa

Cada vez que se enciende una estufa a gas, el quemador está "calculando" en tiempo real cuánto oxígeno del aire debe mezclarse con el gas combustible para que la llama sea azul y eficiente. Cuando esa proporción no es la adecuada (por ejemplo, si falta oxígeno), la llama se vuelve amarilla y se produce hollín; esto es evidencia directa de que la estequiometría de la reacción no se está cumpliendo.

Ejercicios propuestos 2 — Cálculos estequiométricos

1. La combustión completa del propano (gas usado en cilindros domésticos) ocurre según: $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$. Si se queman 22 g de propano, calcula la masa de CO_2 producida.
2. El hierro se oxida al aire libre según: $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$. Calcula cuántos moles de óxido férrico se forman a partir de 5,6 g de hierro.
3. En la neutralización de un ácido estomacal se produce la reacción: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. Calcula la masa de cloruro de sodio que se forma cuando reaccionan por completo 3,65 g de HCl con NaOH en exceso.
4. La fermentación de la glucosa que ocurre al hacer pan o cerveza sigue la ecuación: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2 \text{CO}_2$. Calcula cuántos gramos de etanol se producen a partir de 90 g de glucosa.

3. Reactivo límite y reactivo en exceso

En la mayoría de las situaciones reales, los reactivos no se mezclan en la proporción exacta que indica la ecuación balanceada. El reactivo que se agota primero y determina cuánto producto se forma se llama reactivo límite; el que sobra se llama reactivo en exceso.

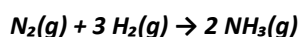


Ejemplo de la vida cotidiana: Preparar sándwiches

Imagina que para preparar un sándwich necesitas 2 rebanadas de pan y 1 lonja de jamón. Si en la nevera hay 20 rebanadas de pan (para 10 sándwiches) pero solo 6 lonjas de jamón, el jamón es el reactivo límite: por más pan que sobre, únicamente se podrán preparar 6 sándwiches, y quedarán 8 rebanadas de pan sin usar (el reactivo en exceso).

3.1 Ejemplo resuelto

En la síntesis industrial del amoníaco ocurre la reacción:



Se hacen reaccionar 56 g de N_2 con 6 g de H_2 . Determina el reactivo límite y la masa de amoníaco producida.

- Moles de $\text{N}_2 = 56 \text{ g} \div 28 \text{ g/mol} = 2 \text{ mol}$
- Moles de $\text{H}_2 = 6 \text{ g} \div 2 \text{ g/mol} = 3 \text{ mol}$
- Según la ecuación, 2 mol de N_2 necesitarían 6 mol de H_2 , pero solo hay 3 mol disponibles: el H_2 es el reactivo límite.
- Moles de NH_3 producidos = $3 \text{ mol H}_2 \times (2 \text{ mol NH}_3 / 3 \text{ mol H}_2) = 2 \text{ mol de NH}_3$
- Masa de $\text{NH}_3 = 2 \text{ mol} \times 17 \text{ g/mol} = 34 \text{ g}$
- Moles de N_2 realmente consumidos = $3 \text{ mol H}_2 \times (1 \text{ mol N}_2 / 3 \text{ mol H}_2) = 1 \text{ mol}$; por lo tanto sobra 1 mol de N_2 (28 g) sin reaccionar.

Para tener en cuenta: Cómo identificar el reactivo límite sin equivocarse

Calcula, para cada reactivo disponible, cuánto producto podrías obtener si ese reactivo se consumiera por completo. El reactivo que produce la menor cantidad de producto es el reactivo límite, porque es el primero en agotarse.

Ejercicios propuestos 3 — Reactivo límite

1. En la formación de agua ($2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$) reaccionan 4 g de H_2 con 32 g de O_2 . Determina el reactivo límite y la masa de agua formada.
2. Para producir óxido de aluminio ($4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$) se hacen reaccionar 54 g de aluminio con 48 g de oxígeno. ¿Cuál es el reactivo límite? ¿Qué masa de reactivo en exceso queda sin reaccionar?
3. En una fábrica de gaseosas se produce CO_2 mediante: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. Si se mezclan 50 g de CaCO_3 con 50 g de HCl , identifica el reactivo límite y calcula la masa de CO_2 generada.



4. Pureza de reactivos y productos

En la industria y en el laboratorio, muy pocas sustancias son 100 % puras. Los minerales, por ejemplo, están mezclados con arcillas, arena u otros compuestos que no participan en la reacción deseada. Por ello, antes de aplicar la estequiometría es necesario calcular la masa real de sustancia pura disponible.

$$\text{masa pura} = \text{masa de la muestra} \times (\% \text{ pureza} / 100)$$

Ejemplo de la vida cotidiana: La caliza de una cantera

La piedra caliza que se extrae de una cantera para fabricar cal viva (usada en construcción y en el tratamiento de aguas) nunca es carbonato de calcio puro: suele venir mezclada con arcilla y otros minerales, alcanzando purezas típicas del 85 % al 95 %. Un ingeniero que calcule cuánta cal puede producir una cantera debe descontar siempre esas impurezas, o sus cálculos de producción quedarán sobreestimados.

4.1 Ejemplo resuelto

La piedra caliza se descompone térmicamente según la ecuación:



Una cantera dispone de 200 kg de caliza con 90 % de pureza en CaCO_3 . Calcula la masa de cal viva (CaO) que se puede obtener.

- Masa pura de $\text{CaCO}_3 = 200 \text{ kg} \times 0,90 = 180 \text{ kg} = 180\,000 \text{ g}$
- Moles de $\text{CaCO}_3 = 180\,000 \text{ g} \div 100 \text{ g/mol} = 1\,800 \text{ mol}$
- Razón molar $\text{CaCO}_3 : \text{CaO} = 1 : 1$, entonces moles de $\text{CaO} = 1\,800 \text{ mol}$
- Masa de $\text{CaO} = 1\,800 \text{ mol} \times 56 \text{ g/mol} = 100\,800 \text{ g} = 100,8 \text{ kg}$

Ejercicios propuestos 4 — Pureza de reactivos y productos

1. Una muestra de 50 g de cinc con 80 % de pureza reacciona con exceso de ácido clorhídrico según: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$. Calcula la masa de ZnCl_2 que se produce.
2. Un mineral de hierro (hematita, Fe_2O_3) con 75 % de pureza se procesa en un alto horno mediante: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$. Calcula la masa de hierro puro que se puede obtener a partir de 1 000 kg de mineral.
3. Se dispone de 120 g de mármol (CaCO_3) con una pureza del 96 % y se hace reaccionar con exceso de ácido clorhídrico ($\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$). Calcula los moles de CO_2 que se producen.



5. Rendimiento de una reacción

En teoría, si conocemos la cantidad de reactivo límite podemos calcular exactamente cuánto producto se obtendrá; a esa cantidad se le llama rendimiento teórico. Sin embargo, en la práctica siempre se pierde algo de producto por reacciones secundarias, derrames o dificultades en la purificación; la cantidad que realmente se obtiene se llama rendimiento real. La relación entre ambas se expresa como rendimiento porcentual.

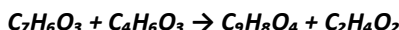
$$\% \text{ rendimiento} = (\text{rendimiento real} / \text{rendimiento teórico}) \times 100$$

Ejemplo de la vida cotidiana: La panadería del barrio

Un panadero calcula, según su receta, que con cierta cantidad de harina debería obtener 50 panes (su "rendimiento teórico"). Sin embargo, algunos panes se queman, otros se pegan al molde y unos pocos se caen al piso; al final del día solo puede vender 44 panes (su "rendimiento real"). Su rendimiento porcentual ese día fue del 88 %. Ningún proceso, ni siquiera en la industria química, alcanza jamás el 100 % de rendimiento.

5.1 Ejemplo resuelto

En un laboratorio se sintetiza aspirina a partir de ácido salicílico ($C_7H_6O_3$, masa molar 138 g/mol) y anhídrido acético en exceso, obteniéndose ácido acetilsalicílico o aspirina ($C_9H_8O_4$, masa molar 180 g/mol):



Se hacen reaccionar 5 g de ácido salicílico y, luego de purificar el producto, se obtienen 5,20 g de aspirina. Calcula el rendimiento porcentual.

- Moles de ácido salicílico = $5 \text{ g} \div 138 \text{ g/mol} = 0,0362 \text{ mol}$
- Rendimiento teórico de aspirina = $0,0362 \text{ mol} \times 180 \text{ g/mol} = 6,52 \text{ g}$
- Rendimiento real = 5,20 g (dato experimental)
- % rendimiento = $(5,20 \text{ g} \div 6,52 \text{ g}) \times 100 = 79,8 \%$

Ejercicios propuestos 5 — Rendimiento de una reacción

1. Un proceso tiene un rendimiento teórico de 40 g de producto, pero en el laboratorio se obtienen realmente 34 g. Calcula el rendimiento porcentual.
2. En la reacción $CaCO_3 + 2 HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$ se parte de 25 g de $CaCO_3$ puro. Calcula el rendimiento teórico de $CaCl_2$ y, si en el laboratorio se obtuvieron 24,5 g, calcula el rendimiento porcentual.
3. Una fábrica de fertilizantes espera producir 500 kg de sulfato de amonio en un lote de producción, pero al finalizar el proceso solo logra recuperar 452 kg. ¿Cuál fue el rendimiento porcentual del proceso?



UNIDAD 2. GASES

6. Teoría cinética de los gases

La teoría cinético-molecular explica el comportamiento de los gases suponiendo que están formados por partículas (átomos o moléculas) en movimiento constante. Sus postulados fundamentales son:

- Los gases están formados por partículas muy pequeñas separadas por grandes distancias en comparación con su propio tamaño; por eso el volumen que ocupan las partículas se considera despreciable frente al volumen total del recipiente.
- Las partículas se encuentran en movimiento continuo, aleatorio y rectilíneo, chocando entre sí y contra las paredes del recipiente.
- Las colisiones entre partículas y con las paredes del recipiente son perfectamente elásticas, es decir, no se pierde energía cinética en el choque.
- No existen fuerzas de atracción ni de repulsión significativas entre las partículas de un gas ideal.
- La energía cinética promedio de las partículas es directamente proporcional a la temperatura absoluta (en kelvin) del gas.

Ejemplo de la vida cotidiana: El aroma del café recién hecho

Cuando alguien prepara café en la cocina, en pocos minutos el aroma se percibe en toda la casa. Esto ocurre porque las moléculas responsables del olor se mueven constantemente en todas direcciones (difusión), tal como lo predice la teoría cinética. Entre más caliente esté el café, más rápido se percibirá el aroma, porque una mayor temperatura significa mayor energía cinética promedio de las moléculas.

7. Leyes de los gases

7.1 Ley de Boyle (relación presión–volumen)

A temperatura y cantidad de gas constantes, el volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión que se ejerce sobre él.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Ejemplo de la vida cotidiana: El buceo y los pulmones

Un buzo que llena sus pulmones de aire en la superficie y asciende rápidamente sin exhalar corre un grave peligro: a medida que sube, la presión del agua disminuye y, según la ley de Boyle, el volumen de aire en sus pulmones tiende a aumentar. Si el aire no se libera lentamente, los pulmones pueden sufrir una lesión conocida como barotrauma. Por eso a los buzos se les enseña a exhalar de forma continua mientras ascienden.

Ejemplo resuelto: un buzo tiene 6 L de aire en los pulmones a nivel del mar, donde la presión es de 1 atm. Si asciende y la presión externa baja a 0,5 atm, ¿qué volumen ocuparía ese aire si no lo exhalará?



- $P_1 V_1 = P_2 V_2 \rightarrow (1 \text{ atm})(6 \text{ L}) = (0,5 \text{ atm})(V_2)$
- $V_2 = 6 \text{ atm} \cdot \text{L} \div 0,5 \text{ atm} = 12 \text{ L}$ (¡el doble de su volumen original!)

7.2 Ley de Charles (relación volumen–temperatura)

A presión y cantidad de gas constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

Ejemplo de la vida cotidiana: El globo dentro de un carro caliente

Un globo inflado que se deja dentro de un carro estacionado al sol se expande visiblemente al cabo de un rato, e incluso puede llegar a explotar en días muy calurosos. Ese mismo globo, guardado en un refrigerador, se encoge notablemente. En ambos casos, la presión es prácticamente constante (la del aire exterior), y es la temperatura la que modifica el volumen del gas.

Ejemplo resuelto: un globo tiene un volumen de 2,5 L a 25 °C (298 K). Se deja dentro de un carro donde la temperatura sube a 50 °C (323 K). Calcula su nuevo volumen.

- $V_2 = V_1 \times (T_2 / T_1) = 2,5 \text{ L} \times (323 \text{ K} / 298 \text{ K}) = 2,71 \text{ L}$

7.3 Ley de Gay-Lussac (relación presión–temperatura)

A volumen y cantidad de gas constantes, la presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$$

Ejemplo de la vida cotidiana: Las llantas del carro en una carretera larga

Después de varias horas de viaje, la presión de las llantas de un vehículo aumenta, aunque su volumen prácticamente no cambia. Esto sucede porque la fricción con el pavimento calienta el aire dentro de la llanta y, según la ley de Gay-Lussac, ese aumento de temperatura se traduce directamente en un aumento de presión. Por esta razón se recomienda revisar la presión de las llantas en frío, antes de iniciar el recorrido.

Ejemplo resuelto: una llanta a 25 °C (298 K) tiene una presión de 2 atm. Tras varias horas de viaje, la temperatura del aire interior sube a 45 °C (318 K). Calcula la nueva presión.

- $P_2 = P_1 \times (T_2 / T_1) = 2 \text{ atm} \times (318 \text{ K} / 298 \text{ K}) = 2,13 \text{ atm}$

7.4 Ley combinada de los gases

Cuando presión, volumen y temperatura cambian simultáneamente (y la cantidad de gas permanece constante), se emplea la ley combinada, que integra las tres leyes anteriores.

$$(P_1 V_1 / T_1) = (P_2 V_2 / T_2)$$



Ejemplo de la vida cotidiana: Un globo meteorológico

Los globos meteorológicos se lanzan desde el suelo llenos de helio y, a medida que ascienden, la presión atmosférica disminuye y la temperatura también cambia, por lo que su volumen se modifica de manera simultánea siguiendo la ley combinada, hasta que finalmente el globo se expande tanto que revienta a gran altitud.

7.5 Ley de Avogadro (relación volumen–cantidad de sustancia)

A presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles presentes. En otras palabras, volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.

$$V / n = \text{constante}$$

Ejemplo de la vida cotidiana: Un globo de helio y uno de aire, del mismo tamaño

Si se inflan dos globos idénticos hasta el mismo volumen, uno con helio y otro con aire, ambos contienen exactamente el mismo número de moléculas de gas (misma presión, mismo volumen, misma temperatura). Sin embargo, el globo de helio flota y el de aire no, porque la masa molar del helio (4 g/mol) es mucho menor que la masa molar promedio del aire (cerca de 29 g/mol): igual número de partículas, pero mucha menos masa total.

7.6 Ecuación de estado del gas ideal

Combina las leyes anteriores en una sola expresión que relaciona presión, volumen, cantidad de sustancia y temperatura de un gas.

$$PV = nRT$$

Donde R es la constante universal de los gases, cuyo valor más usado en estos cálculos es $R = 0,0821 \text{ atm}\cdot\text{L} / (\text{mol}\cdot\text{K})$.

Ejemplo de la vida cotidiana: El balón de baloncesto

Cuando se infla un balón de baloncesto con una bomba de aire, se están introduciendo más moles de gas (n) en un volumen prácticamente fijo (V), lo que provoca que la presión (P) aumente; esta es la razón física por la que el balón se siente cada vez más "duro" a medida que se bombea más aire.

Ejemplo resuelto: ¿cuántos moles de aire hay en un balón de baloncesto de 7,5 L, inflado a una presión de 1,2 atm y una temperatura de 20 °C (293 K)?

- $n = PV / RT = (1,2 \text{ atm} \times 7,5 \text{ L}) / (0,0821 \text{ atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} \times 293 \text{ K})$
- $n = 9 / 24,06 = 0,374 \text{ mol de aire}$



7.7 Ley de Dalton de las presiones parciales

En una mezcla de gases que no reaccionan entre sí, la presión total ejercida es igual a la suma de las presiones parciales que ejercería cada gas si ocupara solo el recipiente.

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

Ejemplo de la vida cotidiana: El aire que respiramos y los tanques de buceo

El aire que respiramos es una mezcla de gases, principalmente 78 % de nitrógeno y 21 % de oxígeno; cada uno de ellos ejerce su propia presión parcial dentro de la presión atmosférica total. Los buzos deben tener especial cuidado con este principio: a mayor profundidad, la presión total aumenta y, con ella, la presión parcial de cada gas de la mezcla que respiran. Un exceso de presión parcial de oxígeno a grandes profundidades puede volverse tóxico, por lo que los buzos profesionales calculan cuidadosamente la mezcla de gases (nitrox, trimix) según la profundidad planeada.

Ejemplo resuelto: al nivel del mar (1 atm), el aire ejerce una presión parcial de 0,79 atm de N_2 y 0,21 atm de O_2 . A 30 metros de profundidad la presión total es de 4 atm. Calcula las nuevas presiones parciales, suponiendo que la composición porcentual de la mezcla no cambia.

- $P(N_2) = 4 \text{ atm} \times 0,79 = 3,16 \text{ atm}$
- $P(O_2) = 4 \text{ atm} \times 0,21 = 0,84 \text{ atm}$

Ejercicios propuestos 7 — Leyes de los gases

1. Un cilindro contiene 3 L de gas a 2 atm de presión. Si la temperatura se mantiene constante y se comprime hasta 1 L, calcula la nueva presión (ley de Boyle).
2. Un globo tiene un volumen de 1,8 L a 15 °C. Calcula su volumen si la temperatura sube a 40 °C, manteniendo la presión constante (ley de Charles).
3. Un aerosol cerrado contiene gas a 25 °C y 3 atm de presión. Si se deja cerca de una fuente de calor y su temperatura llega a 80 °C, calcula la nueva presión y explica el riesgo de explosión (ley de Gay-Lussac).
4. Un gas ocupa 4 L a 1 atm y 27 °C. Calcula el volumen que ocuparía a 2 atm y 127 °C (ley combinada).
5. Se tienen dos recipientes del mismo volumen, a la misma presión y temperatura: uno contiene oxígeno y el otro contiene dióxido de carbono. ¿Cuál de los dos contiene mayor número de moléculas? Justifica tu respuesta con la ley de Avogadro.
6. Calcula la presión que ejercen 0,5 mol de un gas ideal contenidos en un recipiente de 10 L a una temperatura de 300 K.
7. Una mezcla gaseosa contiene oxígeno, nitrógeno y dióxido de carbono, con presiones parciales de 0,5 atm, 1,2 atm y 0,3 atm respectivamente. Calcula la presión total de la mezcla.



8. Estequiometría de los gases

Cuando una reacción química involucra sustancias gaseosas, es posible relacionar directamente los volúmenes de los gases entre sí, gracias a la ley de Avogadro: en las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación de volúmenes de dos gases es igual a la relación de sus coeficientes estequiométricos. Además, se utiliza con frecuencia el volumen molar, que en condiciones normales de temperatura y presión (CNTP: 0 °C y 1 atm) equivale a:

$$1 \text{ mol de cualquier gas ideal} = 22,4 \text{ L en CNTP}$$

Ejemplo de la vida cotidiana: La bolsa de aire (airbag) de un automóvil

Uno de los ejemplos más impresionantes de estequiometría de gases aplicada a la seguridad vial es el airbag. En una colisión, un sensor activa la descomposición rápida de azida de sodio (NaN_3), que libera grandes cantidades de gas nitrógeno en fracciones de segundo, inflando la bolsa antes de que el ocupante impacte contra el volante o el tablero. La cantidad exacta de azida de sodio que lleva cada airbag se calcula, precisamente, mediante estequiometría de gases.

8.1 Ejemplo resuelto: el airbag

La reacción de activación del airbag es:



Un airbag necesita generar 65 L de gas N_2 , medidos a 25 °C (298 K) y 1 atm, para inflarse correctamente. Calcula la masa de azida de sodio (NaN_3 , masa molar 65 g/mol) que debe contener el dispositivo.

- Primero se calculan los moles de N_2 necesarios con la ecuación de gas ideal: $n = PV / RT$
- $n(\text{N}_2) = (1 \text{ atm} \times 65 \text{ L}) / (0,0821 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 298 \text{ K}) = 65 / 24,47 = 2,657 \text{ mol de } \text{N}_2$
- Razón molar $\text{NaN}_3 : \text{N}_2 = 2 : 3$, entonces moles de $\text{NaN}_3 = 2,657 \text{ mol} \times (2/3) = 1,771 \text{ mol}$
- Masa de $\text{NaN}_3 = 1,771 \text{ mol} \times 65 \text{ g/mol} = 115,1 \text{ g}$

8.2 Ejemplo resuelto: volúmenes de gases en la misma reacción

En la combustión del metano, $\text{CH}_4 + 2 \text{ O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$, si se queman 5 L de gas metano medidos en ciertas condiciones de presión y temperatura, ¿qué volumen de CO_2 se produce, medido en las mismas condiciones?

- Como la relación de coeficientes $\text{CH}_4 : \text{CO}_2$ es 1 : 1, la relación de volúmenes también es 1 : 1
- Por lo tanto, se producen 5 L de CO_2 en las mismas condiciones de presión y temperatura



Ejercicios propuestos 8 — Estequiometría de los gases

1. En la síntesis del amoníaco ($\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$), calcula qué volumen de H_2 se necesita para producir 10 L de NH_3 , medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.
2. Una tableta efervescente para el dolor de cabeza contiene 4,2 g de bicarbonato de sodio (NaHCO_3 , masa molar 84 g/mol), que reacciona con un ácido según: $\text{NaHCO}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. Calcula el volumen de CO_2 liberado, medido en CNTP.
3. Un segundo modelo de airbag debe generar 48 L de N_2 a 20 °C y 1 atm mediante la misma reacción de descomposición de la azida de sodio. Calcula la masa de NaN_3 requerida.
4. En la descomposición del clorato de potasio ($2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$) se producen 6,72 L de O_2 medidos en CNTP. Calcula la masa de KClO_3 que se descompuso.

PRÁCTICA DE LABORATORIO

Reactivo límite, rendimiento de una reacción y comportamiento de un gas: la reacción entre el bicarbonato de sodio y el vinagre

Objetivos

- Determinar experimentalmente el reactivo límite en la reacción entre el bicarbonato de sodio y el ácido acético del vinagre.
- Calcular el rendimiento real y el rendimiento porcentual del gas producido, comparándolo con el valor teórico.
- Aplicar la ecuación de estado del gas ideal para determinar el volumen esperado de dióxido de carbono.

Marco teórico

Al mezclar bicarbonato de sodio con vinagre (una disolución acuosa de ácido acético de aproximadamente 5 % de concentración) ocurre la siguiente reacción:



El gas CO_2 producido puede recolectarse en un globo ajustado a la boca del recipiente de reacción, lo que permite estimar su volumen y compararlo con el volumen teórico calculado mediante estequiometría y la ecuación de los gases ideales.



Materiales y reactivos

Materiales	Reactivos
Balanza digital	Bicarbonato de sodio (NaHCO_3)
Botella plástica de 250 mL de boca angosta	Vinagre blanco comercial (ácido acético al 5 %)
Globo de caucho pequeño	
Embudo pequeño	
Cinta métrica o metro flexible	
Termómetro	
Vaso de precipitados de 100 mL	
Gafas de seguridad y guantes de nitrilo	

Normas de seguridad

- Utiliza gafas de seguridad durante todo el procedimiento; aunque los reactivos son de bajo riesgo, pueden producirse salpicaduras.
- Trabaja en un espacio ventilado y sobre una superficie que pueda mojarse sin problema.
- No apuntes la boca de la botella hacia tu rostro ni el de tus compañeros al momento de iniciar la reacción.
- Lávate las manos al finalizar la práctica, aunque los reactivos empleados no sean tóxicos.

Procedimiento

1. Con ayuda de la balanza, pesa exactamente 3 g de bicarbonato de sodio y, con el embudo, introdúcelos dentro del globo sin dejarlos caer todavía.
2. Vierte 50 mL de vinagre dentro de la botella plástica.
3. Mide y registra la temperatura del vinagre con el termómetro.
4. Ajusta cuidadosamente la boca del globo (con el bicarbonato en su interior) sobre la boca de la botella, procurando que el bicarbonato no caiga todavía dentro del vinagre.
5. Levanta el globo para que el bicarbonato caiga dentro del vinagre, sosteniendo firmemente el globo en la boca de la botella, e inicia el cronómetro.
6. Observa la efervescencia y espera hasta que la reacción cese por completo.
7. Mide la circunferencia máxima del globo inflado con la cinta métrica.
8. Registra la temperatura ambiente del laboratorio y considera la presión atmosférica como 1 atm.



9. Repite el procedimiento dos veces más, manteniendo constantes las cantidades de reactivos, para promediar los resultados.

Tabla de resultados

Ensayo	Masa NaHCO_3 (g)	Vol. vinagre (mL)	Circunferencia globo (cm)	Volumen de CO_2 (L)	Temperatura ($^{\circ}\text{C}$)
1					
2					
3					
Promedio					
Para tener en cuenta: Cómo estimar el volumen del globo A partir de la circunferencia (C) medida, se calcula el radio con $C = 2\pi r$ y luego el volumen aproximado del globo (asumido como una esfera) con $V = (4/3)\pi r^3$. Este valor corresponde al volumen real de CO_2 recolectado en cada ensayo.					

Cálculos que debe presentar el estudiante

1. Determina los moles de NaHCO_3 empleados y los moles teóricos de CO_2 que se esperarían según la estequiometría de la reacción.
2. Ten en cuenta que el vinagre comercial contiene aproximadamente 5 % de ácido acético; calcula los moles de ácido acético disponibles en los 50 mL utilizados (densidad aproximada del vinagre: 1,01 g/mL) y determina cuál de los dos reactivos es el reactivo límite.
3. Utilizando la ecuación de gas ideal ($PV = nRT$) con la temperatura ambiente registrada y una presión de 1 atm, calcula el volumen teórico de CO_2 esperado.
4. Compara el volumen teórico calculado con el volumen real promedio medido en el globo y calcula el rendimiento porcentual de la reacción.
5. Redacta un breve análisis de las posibles fuentes de error del experimento (fugas de gas en el globo, precisión en la medición de la circunferencia, temperatura no uniforme, entre otras).

Preguntas de análisis

1. ¿Por qué es necesario tener en cuenta el porcentaje de pureza del vinagre al calcular el reactivo límite de esta reacción?



YERMO Y PARRES
INSTITUCIÓN EDUCATIVA



2. Si se aumentara la cantidad de bicarbonato de sodio manteniendo el volumen de vinagre constante, ¿qué sucedería con el reactivo límite y con el volumen de CO_2 producido?
3. ¿Por qué el volumen real de gas obtenido suele ser menor que el volumen teórico calculado?
4. Explica, usando la teoría cinético-molecular, por qué el globo se infla progresivamente y no de manera instantánea.
5. Si el experimento se realizara en un día mucho más caluroso, ¿qué ley de los gases explicaría un cambio en el volumen final del globo, a igual cantidad de gas producido?

Bibliografía y referencias sugeridas

- Chang, R. y Goldsby, K. (2013). Química. McGraw-Hill Educación.
- Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Murphy, C. y Woodward, P. (2014). Química: la ciencia central. Pearson Educación.
- Whitten, K., Davis, R., Peck, L. y Stanley, G. (2015). Química. Cengage Learning.
- Ministerio de Educación Nacional de Colombia. Estándares Básicos de Competencias en Ciencias Naturales.
- Petrucci, R., Herring, F., Madura, J. y Bissonnette, C. (2011). Química general: principios y aplicaciones modernas. Pearson Educación.