

5

ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

En la UNIDAD 1 se manejó el concepto de reacción química ligado a la transformación de unas sustancias en otras, justificando el hecho por la reordenación de los átomos. En el primer epígrafe de esta unidad se repasa el concepto de reacción química, así como la forma de representarlas (ecuaciones químicas) y las técnicas de ajuste de las ecuaciones químicas.

En el epígrafe 2 se tratan en profundidad los cambios materiales, estudiando por separado los diversos casos que se pueden presentar: reactivo limitante, reactivos impuros, reactivos en disolución y rendimiento de una reacción.

El dominio por parte del alumnado de todos los cálculos estequiométricos relacionados con las reacciones químicas (determinación de cantidades que reaccionan y/o que se forman) resulta esencial para comprender los estudios posteriores de química. Es conveniente seleccionar el número de ejercicios y problemas para evitar la memorización en su resolución.

Por último, el epígrafe 3 intenta dar una visión somera de los principales tipos de reacciones químicas, atendiendo al tipo de transformación que tiene lugar (combinación, descomposición, sustitución, etc.) y al tipo de partícula transferida (reacciones ácido-base y reacciones de óxido-reducción).

Objetivos

1. Comprender el significado de las ecuaciones químicas, como expresión de las reacciones, en su aspecto estequiométrico.
2. Saber ajustar ecuaciones químicas, haciendo figurar en ellas, de modo correcto, las fórmulas de las sustancias.
3. Aplicar un método sistemático, basado en el concepto de mol, para resolver problemas de cálculos estequiométricos.
4. Clasificar las reacciones químicas en función de la transformación ocurrida y de la partícula transferida.
5. Reconocer las reacciones de combustión como un caso especial de reacciones de óxido-reducción.

Relación de la unidad con las competencias clave

Los dos proyectos de investigación que se incluyen en la unidad van a servir para desarrollar la **competencia lingüística** (en su aspecto gramatical y ortográfico), la **competencia digital**, la **básica en ciencia y tecnología** y el **sentido de iniciativa y espíritu emprendedor**.

El alumnado puede conseguir la **competencia matemática y la básica en ciencia y tecnología** trabajando y resolviendo las múltiples actividades y tareas propuestas a lo largo de la unidad así como aprehendiendo la información que contienen los distintos epígrafes.

La inclusión de diez ejercicios resueltos (cuatro en el texto principal y seis en la sección *Estrategias de resolución*), la realización de la práctica de laboratorio propuesta en la sección *Técnicas de trabajo y experimentación*, así como los ejercicios de la sección *Evaluación del final de la unidad*, van a servir para que el estudiante vaya examinando la adecuación de sus acciones y la aproximación a la meta, que no es otra que ser capaz de adquirir y asimilar nuevos conocimientos y llegar a dominar capacidades y destrezas propias del ámbito de las ciencias (aplicables, no obstante, a otros ámbitos). De esta forma desarrollará la competencia **aprender a aprender**.

La sección *Química, tecnología y sociedad*, al describir las dos caras de la química (a través de la obra del químico alemán Fritz Haber), proporciona al alumno un conocimiento y actitud sobre la sociedad (en su concepción dinámica, cambiante y compleja), con los que podrá interpretar fenómenos y problemas, elaborar respuestas y tomar decisiones, así como interactuar con otras personas y grupos conforme a normas basadas en el respeto mutuo; en definitiva trabajar las competencias **social y cívica** y **conciencia y expresiones culturales**.

Temporalización

Se aconseja dedicar seis sesiones al estudio de la unidad.

PROGRAMACIÓN DIDÁCTICA DE LA UNIDAD				
Contenidos	Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje	Relación de actividades del LA	Competencias clave
Reacciones y ecuaciones químicas. <ul style="list-style-type: none"> ■ Reacción química ■ Ecuación química ■ Ajuste de ecuaciones químicas 	1. Formular y nombrar correctamente las sustancias que intervienen en una reacción química dada. 2. Ajustar correctamente las ecuaciones químicas.	1.1. Escribir y ajustar ecuaciones químicas sencillas de distinto tipo: neutralización, oxidación, síntesis, etc. 2.1. Ajustar ecuaciones químicas sencillas de distinto tipo: neutralización, oxidación, síntesis, etc.	A: 1-4, 16-18 ER: 6 AT: 1-4	CMCCT CCL
Estequiometría. <ul style="list-style-type: none"> ■ Diferentes lecturas de las ecuaciones químicas ■ Sistematización de los cálculos ■ Reactivo limitante ■ Reactivos impuros ■ Reactivos en disolución ■ Rendimiento de una reacción 	3. Interpretar las reacciones químicas y resolver problemas en los que intervengan reactivos limitantes, reactivos impuros y cuyo rendimiento no sea completo.	3.1. Interpretar una ecuación química en términos de cantidad de materia, masa, número de partículas o volumen para realizar cálculos estequiométricos en la misma.	A: 5,6 ER: 1-5 AT: 5-9	CMCCT
		3.2. Realizar cálculos estequiométricos, aplicando la ley de conservación de la masa, a distintas reacciones en las que intervengan compuestos en estado sólido, líquido o gaseoso, o en disolución en presencia de un reactivo limitante o un reactivo impuro.	A: 7-12 ER: 1-5 AT: 10-31	
		3.3. Considerar el rendimiento de una reacción en la realización de cálculos estequiométricos.	A: 13-15 ER: 5 AT: 10, 32-35	
Tipos de reacciones químicas. <ul style="list-style-type: none"> ■ En función de la transformación que tiene lugar ■ En función de la partícula transferida 	4. Clasificar las reacciones químicas en función de la transformación ocurrida y de la partícula transferida.	4.1. Distinguir reacciones de combinación, descomposición, sustitución, ácido-base y redox.	A: 15-17 ER: 6 AT: 36-38	CMCCT

LA: libro del alumno; A: actividades; ER: estrategias de resolución; AT: actividades y tareas;

CMCCT: competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología; CCL: comunicación lingüística

MAPA DE CONTENIDOS DE LA UNIDAD

PARA EL ALUMNO

Vídeo: Tipos de reacciones químicas.
Presentación

Enlaces web: 1. Ajuste de ecuaciones químicas.
Vídeos: 1. Ajuste por tanteo; 2. Ajuste por el método algebraico.
Práctica de laboratorio: Los iones existen

Enlace web: 1. Estequiometría
Vídeos: 1. Lectura de ecuaciones químicas; 2. Reactivo limitante; 3. Riqueza o % en masa; 4. Reactivos en disolución; 5. Rendimiento de una reacción
Animación: 1. Cálculos estequiométricos
Práctica de laboratorio: 1. Fórmulas y modelos moleculares; 2. Estequiometría de una reacción

Enlace web: 1. Reacciones ácido-base: indicadores; 2. Reacciones redox
Vídeos: 1. Clasificación de las reacciones químicas; 2. Reacción de neutralización
Animación: Reacción química de descomposición
Práctica de laboratorio: 1. Grupos polares y no polares; 2. Propiedades de sustancias con diferentes tipos de enlaces

Unidad 5: Estequiometría de las reacciones químicas

1. Reacciones y ecuaciones químicas

- 1.1. Reacción química
- 1.2. Ecuación química
- 1.3. Ajuste de ecuaciones químicas

2. Estequiometría

- 2.1. Diferentes lecturas de las ecuaciones químicas
- 2.2. Sistematización de los cálculos
- 2.3. Reactivo limitante
- 2.4. Reactivos impuros
- 2.5. Reactivos en disolución
- 2.6. Rendimiento de una reacción

3. Tipos de reacciones químicas

- 3.1. En función de la transformación que tiene lugar
- 3.2. En función de la partícula transferida

Presentación: Ajuste de ecuaciones químicas
Documento: 1. La naturaleza del enlace químico; 2. Tipos de enlace y propiedades

Presentación: Métodos de cálculos estequiométricos
Documento: 1. Ingeniería cristalina; 2. Los enlaces de hidrógeno en la estructura del ADN

Actividades de ampliación: Teoría sobre la disociación electrolítica
Documento: Sherlock Holmes y la tecnología del ADN

BIBLIOGRAFÍA

LÓPEZ PICAZO, S.

Química para la prueba de acceso a la Universidad para mayores de 25 años: Cultiva libros, 2009

Otra forma de enfocar un libro de química: facilitar al alumno exclusivamente los conocimientos necesarios para superar la prueba de acceso, sin perderse en otros aspectos.

FERNÁNDEZ, M. R. y FIDALGO, J. A.

Química general: Everest, 1992. León

Un libro muy completo de química general, válido para Bachillerato, así como los primeros cursos universitarios.

FIDALGO SÁNCHEZ, J. A.

3000 cuestiones y problemas de física y química: Everest, 1996. León. Una amplia colección de cuestiones y problemas, explicados y resueltos, presentados en orden de dificultad creciente.

GALLEGO PICÓ, A. *et al.*

Química Básica: Universidad Nacional de Educación a Distancia. Madrid, 2013

Libro asequible para estudiantes que se inician en la Química.

GARCÍA QUISMONDO, J.

Experimentos de química: Akal, 1990. Madrid

Un pequeño manual de prácticas de química muy bien explicadas.

SANTOS BEADE, E.

Estequiometría de las reacciones químicas: Ejercicios resueltos: Bubok, 2008

Una amplia colección de ejercicios de estequiometría.

CABALLERO HURTADO, A.

Cómo resolver problemas de estequiometría: Filarias, 2004

Explicaciones sencillas y útiles sobre cómo resolver problemas de estequiometría.

O'CONNOR, P. R. *et al.*

Química, manual para profesores: Reverté, 1972. Barcelona

Corresponde al proyecto inglés *Química básica Nuffield* para alumnos y alumnas de catorce a dieciséis años. Utiliza algunos términos que ya están obsoletos, pero el texto sigue teniendo un gran valor formativo.

ROSENBERG, J.L.

Teoría y 611 problemas resueltos de química general: McGraw-Hill, 1989 (Serie Shaum). Madrid

Buena colección de cuestiones y problemas de química.

WHITTEN, K. W., GAILEY, K.D. y DAVIS, R. E.

Química general: McGraw-Hill, 1996. Madrid

Se trata de un buen texto de consulta con desarrollos claros y abundantes datos y tablas. Óptimo para alumnos y alumnas de los primeros cursos universitarios pero accesibles al alumnado de Bachillerato.

PARA EL PROFESOR

Química, tecnología y sociedad

Fritz Haber: las dos caras de la química

Técnicas de trabajo y experimentación

Lluvia de oro

Estrategias de resolución y actividades y tareas**Síntesis de la unidad y Autoevaluación****Práctica de laboratorio:**

Electrolisis

Documento: Biografía de Svante August Arrhenius**Práctica de laboratorio:** Una reacción catalizada**Test de autoevaluación interactiva**
Pruebas de evaluación**WEBGRAFÍA****Reacciones químicas**<http://educacion.tv/archivos/2046>

Vídeo breve de Canal Sur Tv que presenta dos reacciones químicas sencillas.

<http://www.educaplus.org/play-69-Ajuste-de-reacciones.html>

Aplicación para ajustar ecuaciones químicas. Se puede acceder a otros contenidos de química.

Estequiometría<http://www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/esteq.html>

Recurso muy completo de la Universidad de Valladolid con contenidos teóricos y pruebas de evaluación sobre diversos aspectos de estequiometría.

Reacciones redoxhttp://www.profesorenlinea.cl/Quimica/oxido_reduccion.htm

Descripción teórica sobre los procesos de oxidación-reducción acompañada de algunas cuestiones.

Simulador sobre indicadores ácido-base<http://aulaenred.ibercaja.es/apartado/contenidos-didacticos/>

Recurso del programa Aula en red, de Ibercaja, donde se pueden realizar virtualmente dos prácticas para determinar el pH de diversas sustancias utilizando indicadores.

SUGERENCIAS DIDÁCTICAS

ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

A modo resumen se introduce la unidad con un texto que puede ser comentado en clase.

Sería interesante proponer a los alumnos que visualicen el vídeo introductorio sobre cuyo objetivo sería comprobar qué recuerdan los alumnos.

Vídeo: TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Vídeo de 12 min. de una serie clásica norteamericana, que muestra prácticas de laboratorio y modelos para describir los distintos tipos de reacciones químicas.

PRESENTACIÓN

Presentación en forma de diapositivas de recorrido de la unidad. El profesor la puede utilizar tanto al principio como al final de la unidad.

En el apartado *Conocimientos previos* sería importante preguntar a los alumnos si los recuerdan y que hagan las actividades propuestas en *Comprueba lo que sabes*, para así saber los conocimientos de partida.

1. Reacciones y ecuaciones químicas

(páginas 107/108)

En este epígrafe el profesor deberá recordar a sus alumnos la diferencia entre mezcla y reacción química ya que existe bastante confusión al respecto así como la que existe entre reacción y ecuación química.

1.1. Reacción química

Se explicará que una reacción química no es una simple mezcla, sino un proceso de cambio: unas sustancias de partida (reactivos) se transforman en otras nuevas (productos). Se preguntará al alumnado que indiquen ejemplos de reacciones químicas en el hogar, en la calle y en el laboratorio.

1.2. Ecuación química

La ecuación química es la forma de plasmar (en el papel o en la pizarra) una reacción química. Hay que tranquilizarles al respecto de utilizar indistintamente ambos conceptos ya que se demuestra que no es grave el equívoco.

1.3. Ajuste de ecuaciones químicas

En este epígrafe haremos hincapié en que es la ley de conservación de la masa la que obliga a ajustar las ecuaciones químicas y que el método más rápido es el de tanteo; no obstante, siempre se podrá explicar el método algebraico (que no falla nunca aunque es muy lento). La resolución de las actividades 1, 2, 3 y 4 puede servir para ejercitar el ajuste de ecuaciones químicas.

Enlace web: AJUSTE DE ECUACIONES QUÍMICAS

Página web interactiva para el ajuste de ecuaciones químicas donde se va aumentando, progresivamente, la dificultad.

Vídeo: AJUSTE POR TANTEO

Tutorial en español que muestra el ajuste de ecuaciones químicas por el método de tanteo y que permite enlazar con otros vídeos que muestran el ajuste de ecuaciones químicas por otros métodos como por ejemplo el método algebraico.

Vídeo: AJUSTE POR EL MÉTODO ALGEBRAICO

Tutorial en español que muestra el ajuste de ecuaciones químicas por el método algebraico.

Presentación: AJUSTE DE ECUACIONES QUÍMICAS

Documento: LA NATURALEZA DEL ENLACE QUÍMICO TIPOS DE ENLACE Y PROPIEDADES

2. Estequiometría (páginas 109/111)

Se les debe recordar a los alumnos (ya lo han estudiado en la ESO) el significado del término *estequiometría*.

En este epígrafe es necesario realizar un número conveniente de ejercicios y problemas numéricos en los que se contemplen todas las relaciones cuantitativas que se pueden deducir de una ecuación química: situaciones en las que aparezcan la masa, el volumen en gases y las concentraciones en disoluciones, solo así se podrá abordar con éxito la mayor parte de los contenidos de la química que se estudia en este curso y en el próximo.

Enlace web: ESTEQUIOMETRÍA

Tutorial y ejercicios sobre estequiometría.

2.1. Diferentes lecturas de las ecuaciones químicas

Hay que enseñar al alumnado a interpretar cuantitativamente una ecuación química, explicando las distintas formas de «leerla»: en moléculas, en moles, en masa y en volumen (si la sustancia es gaseosa).

Vídeo: LECTURA DE ECUACIONES QUÍMICAS

Vídeo en español que muestra, experimentalmente, el significado de una ecuación química.

Presentación: MÉTODOS DE CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Actividades de refuerzo: PROBLEMAS DE ESTEQUIOMETRÍA

2.2. Sistematización de los cálculos

Resulta muy útil señalar los pasos a seguir (están explicados en el libro del alumno) para realizar cálculos estequiométricos sencillos, del tipo «dato» y «problema». Si el profesor lo considera conveniente, puede sugerir a sus alumnos que los cálculos los hagan siempre en moles, convirtiendo los gramos, el volumen de gas o el volumen de disolución de concentración conocida en moles.

Animación: CALCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Animación con ajuste y cálculos estequiométricos en reacciones de combustión de diferentes gases.

2.3. Reactivo limitante

Posteriormente debemos indicar que, de acuerdo con la ley de las proporciones definidas, el primer paso para resolver un problema de estequiometría es encontrar el reactivo limitante, es decir, el reactivo que limita la cantidad de producto que se va a obtener (hay que advertir que no siempre es el que está en menor cantidad). La proporción estequiométrica deberá realizarse con él y no con el reactivo que esté en exceso.

Conocidas las cantidades en gramos de dos reactivos, la forma más sencilla de hallar el reactivo limitante es convertir los gramos a moles y, posteriormente, comparar esos moles con los estequiométricos.

Vídeo: REACTIVO LIMITANTE

Vídeo en español que muestra cómo llevar a cabo un ejercicio de estequiometría en el que debemos encontrar el reactivo limitante.

2.4. Reactivos impuros

Es un hecho muy frecuente que los reactivos utilizados sean impuros. Una simple operación de tanto por ciento nos permitirá obtener la cantidad de sustancia pura que contienen.

Vídeo: RIQUEZA O TANTO POR CIENTO EN MASA

Vídeo en español que muestra cómo llevar a cabo un ejercicio de estequiometría con reactivos impuros.

2.5. Reactivos en disolución

Si el reactivo está en disolución y de la misma se conoce el volumen y la concentración, se puede calcular fácilmente el número de moles de dicho reactivo ($n = MV$), una vez calculado, con él (siempre que sea el reactivo limitante) se harán los cálculos.

Vídeo: REACTIVOS EN DISOLUCIÓN

Vídeo en español que muestra cómo llevar a cabo un ejercicio de estequiometría con reactivos en disolución.

Documento:

**INGENIERÍA CRISTALINA
LOS ENLACES DE HIDRÓGENO EN LA ESTRUCTURA DEL ADN**

2.6. Rendimiento de una reacción

Variadas son las causas por las que al llevar a cabo una reacción química se obtiene menor cantidad de producto de lo que teóricamente cabría esperar: reacciones colaterales, reacciones se-

cundarias, pérdidas de producto, la reacción es muy lenta y la detenemos antes de que finalice del todo, etc. La realización del *Investiga* servirá al alumno para entender cuáles son estas causas.

Vídeo: RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

Vídeo en español que muestra cómo llevar a cabo un ejercicio de estequiometría en el que el rendimiento de la reacción no es del 100 %.

3. Tipos de reacciones químicas

(páginas 112/113)

Se comenzará este epígrafe exponiendo que, debido a la multitud de reacciones químicas existentes, es conveniente clasificarlas, siendo posible establecer diferentes clasificaciones en función de diversos criterios elegidos, por ejemplo, atendiendo al tipo de transformación, al tipo de partícula transferida, etc. incluso, una misma reacción puede pertenecer a más de un tipo dentro de una misma clasificación.

Vídeo: CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Vídeo en español que muestra los principales tipos de reacciones químicas.

3.1. En función de la transformación que tiene lugar

Esta clasificación puede que la conozca el alumno de cursos anteriores. Es importante, después de definir el tipo de reacción, pedir al alumno que de un ejemplo.

Conviene aclarar que no todas las reacciones de combinación son de formación, tan solo aquellas en las que se forma un mol de compuesto a partir de sus elementos en estado natural.

3.2. En función de la partícula transferida

Este epígrafe se ocupa, brevemente, de las reacciones de transferencia de protones (ácido y base) y de las reacciones de transferencia de electrones (oxidación y reducción), de esta forma se irá preparando el terreno para abordar la química del próximo curso.

Al final del epígrafe se estudia un caso especial de reacción de oxidación-reducción: la combustión, donde además de poder aplicar las relaciones entre masas y volúmenes en gases, se puede abordar la utilidad energética de la misma (de gran trascendencia en la evolución del ser humano). El análisis de la gran cantidad de combustiones que se producen en la vida cotidiana permitirá reflexionar sobre la enorme cantidad de gases que diariamente se vierten a la atmósfera, con las consecuencias que esto tiene sobre el medio ambiente, especialmente el aumento del efecto invernadero provocado por el CO_2 .

Enlace web: REACCIONES ACIDO-BASE: INDICADORES

Aplicación interactiva sobre los indicadores en reacciones ácido-base.

Enlace web: REACCIONES REDOX

Tutorial con conceptos básicos sobre la resolución de problemas con reacciones redox.

Vídeo: **REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN**

Animación:
REACCIÓN QUÍMICA DE DESCOMPOSICIÓN

Documento:
SHERLOCK HOLMES Y LA TECNOLOGÍA DEL ADN

Actividades de ampliación:
TEORÍA SOBRE LA DISOCIACIÓN ELECTROLÍTICA

Práctica de laboratorio:
**GRUPOS POLARES Y NO POLARES
PROPIEDADES DE SUSTANCIAS CON DIFERENTES
TIPOS DE ENLACES**

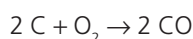
SOLUCIONES DE LAS ACTIVIDADES (páginas 106/113)

Comprueba lo que sabes

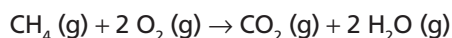
1. ¿Qué es una reacción química? ¿Cómo se produce?

Es aquel proceso por el que unas sustancias (reactivos) se transforman en otras nuevas (productos) mediante rupturas y formaciones de enlaces. Se produce por los choques eficaces de las moléculas reactivas.

2. Ajusta la siguiente ecuación química: $C + O_2 \rightarrow CO$



3. Calcula el volumen de CO_2 , medido en condiciones normales, que se formará al quemar 2 mol de metano según la ecuación química:

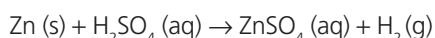


Establecemos la siguiente proporción:

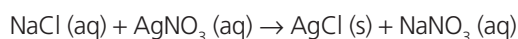
$$\frac{1 \text{ mol de } CH_4}{22,4 \text{ L de } CO_2} = \frac{2 \text{ mol de } CH_4}{x \text{ L de } CO_2} ; x = 44,8 \text{ L de } CO_2$$

Actividades

- 1 Escribe la ecuación química que representa el siguiente proceso: el cinc sólido reacciona con una disolución acuosa de ácido sulfúrico para originar sulfato de cinc (que queda en la disolución) y dihidrógeno gaseoso.



- 2 A una disolución acuosa de cloruro de sodio se le añade otra de nitrato de plata, resultando un precipitado blanco de cloruro de plata. Escribe la ecuación química que representa la reacción que ha tenido lugar.

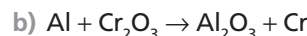


- 3 ¿Están ajustadas estas ecuaciones químicas? Ajustalas si no lo están.

- $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
- $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$
- $Al(NO_3)_3 + Na_2S \rightarrow Al_2S_3 + NaNO_3$
- $Mg_3N_2 + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + NH_3$
- $KNO_3 \rightarrow O_2 + KNO_2$
- $2 FeS + 7 O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + 2 SO_2$
- $CaCO_3 + 2 HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$
- $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow NaOH + CaCO_3$

- $CH_4 + 2 O_2 \rightarrow CO_2 + 2 H_2O$
- $2 NH_3 + 5/2 O_2 \rightarrow 2 NO + 3 H_2O$
- $2 Al (NO_3)_3 + 3 Na_2S \rightarrow Al_2S_3 + 6 NaNO_3$
- $Mg_3N_2 + 6 H_2O \rightarrow 3 Mg (OH)_2 + 2 NH_3$
- $2 KNO_3 \rightarrow O_2 + 2 KNO_2$
- $2 FeS + 7/2 O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + 2 SO_2$
- Está ajustada.
- $Na_2CO_3 + Ca (OH)_2 \rightarrow 2 NaOH + CaCO_3$

- 4 Ajusta por el método algebraico estas ecuaciones:

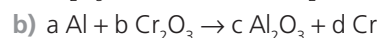
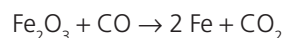


$$Fe: 2a = c$$

$$O: 3a + b = 2d$$

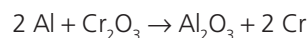
$$C: b = d$$

Suponemos $a = 1$; entonces: $c = 2$; También: $3 + d = 2d$;
 $d = 1$, y por tanto: $b = 1$

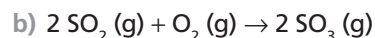
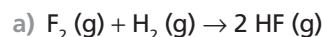


$$Al: a = 2c \quad Cr: 2b = d \quad O: 3b = 3c$$

Suponemos $a = 2$; entonces: $c = 1$; $b = 1$ y: $d = 2$



- 5 Lee de todas las formas posibles las siguientes reacciones:



- a) 1 mol de difluor gaseoso reacciona con 1 mol de dihidrógeno gaseoso para dar 2 mol de fluoruro de hidrógeno gaseoso; 38 g de difluor gaseoso reacciona con 2 g de dihidrógeno gaseoso para dar 40 g de fluoruro de hidrógeno gaseoso; 22,4 L de difluor gaseoso reacciona con 22,4 L de dihidrógeno gaseoso para dar 44,8 L de fluoruro de hidrógeno gaseoso.

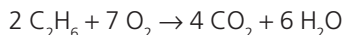
- b) 2 mol de óxido de azufre(IV) gaseoso reaccionan con 1 mol de oxígeno gaseoso para dar 2 mol de óxido de azufre(VI) gaseoso; 128 g de óxido de azufre(IV) gaseoso reaccionan con 32 g de oxígeno gaseoso para dar 160 g de óxido de azufre(VI) gaseoso; 44,8 L de óxido de azufre(IV) gaseoso reaccionan con 22,4 L de oxígeno gaseoso para dar 44,8 L de óxido de azufre(VI) gaseoso.

Todo ello si las condiciones son normales.

6 Se hacen arder, en atmósfera de oxígeno, 30 g de etano (C_2H_6). Calcula:

- El volumen necesario de oxígeno en CN.
- El volumen necesario de oxígeno a $p = 1,5 \text{ atm}$ y $T = 60^\circ \text{C}$.
- El volumen de CO_2 que se ha obtenido en CN.

La ecuación que describe el proceso es:



- Calculamos la masa molar del etano: 30 g/mol.

$$\frac{2 \cdot 30 \text{ g de } C_2H_6}{7 \text{ mol de } O_2} = \frac{30 \text{ g de } C_2H_6}{x \text{ mol de } O_2}; x = 3,5 \text{ mol de } O_2$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales y sustituyendo:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{3,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 78,4 \text{ L}$$

- Aplicando la ecuación de los gases ideales y sustituyendo:

$$V' = \frac{nRT'}{p'} = \frac{3,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 333 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 63,7 \text{ L}$$

- Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{2 \cdot 30 \text{ g de } C_2H_6}{4 \text{ mol de } CO_2} = \frac{30 \text{ g de } C_2H_6}{y \text{ mol de } CO_2}; y = 2 \text{ mol de } CO_2$$

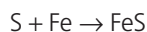
Aplicando la ecuación de los gases ideales y sustituyendo:

$$V'' = \frac{n'RT}{p} = \frac{2 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 44,8 \text{ L}$$

7 Se hacen reaccionar, a altas temperaturas, 6,4 g de azufre con 6,5 g de hierro, y se obtiene sulfuro de hierro(II).

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Qué cantidad de producto se ha formado?
- ¿Qué cantidad de reactivo en exceso ha quedado al final de la reacción?

La ecuación que describe el proceso es:



- Relación, en masa, en la que reaccionan el S y el Fe:

$$\frac{32,1 \text{ g de S}}{55,8 \text{ g de Fe}} = 0,58$$

Entonces, para que reaccionen en su totalidad los 6,4 g de azufre sería necesario una cantidad de hierro de:

$$\frac{6,4 \text{ g}}{x} = 0,58; x = \frac{6,4 \text{ g}}{0,58} = 11,0 \text{ g de hierro}$$

Cantidad superior a la que disponemos. Por tanto, el reactivo limitante es el hierro y quien está en exceso es el S.

- Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{32,1 \text{ g de S}}{55,8 \text{ g de Fe}} = \frac{x \text{ g de S}}{6,5 \text{ g de Fe}};$$

$$x = 3,7 \text{ g de S reaccionó}$$

La cantidad de producto formado es:

$$3,7 \text{ g de S} + 6,5 \text{ g de Fe} = 10,2 \text{ g de FeS}$$

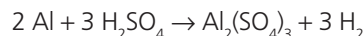
- 6,4 g – 3,7 g = 2,7 g de S sobrante.

8 Se introducen 13,5 g de Al en 500 mL de una disolución 1,7 M de H_2SO_4 . Sabiendo que uno de los productos es dihidrógeno gaseoso, calcula:

La cantidad de H_2SO_4 que queda sin reaccionar.

El volumen de gas obtenido a 27°C y 2 atm.

La ecuación que describe el proceso es:



- Averiguamos cuál es el reactivo limitante:

Sabemos que 54 g de Al reaccionan con 294 g de H_2SO_4 ; entonces, 13,5 g de Al reaccionarán con 73,5 g de H_2SO_4 .

Veamos cuántos gramos de H_2SO_4 contiene la disolución:

$$m = MV \cdot \text{masa molar}$$

$$m = 1,7 \text{ mol/L} \cdot 0,5 \text{ L} \cdot 98 \text{ g/mol} = 83,3 \text{ g de } H_2SO_4$$

Como esta cantidad supera los 73,5 g, el H_2SO_4 está en exceso en 9,8 g y, por tanto, el reactivo limitante es el Al.

- Con el aluminio establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{54 \text{ g de Al}}{3 \text{ mol de } H_2} = \frac{13,5 \text{ g de Al}}{x \text{ mol de } H_2}$$

$$x = 0,75 \text{ mol de } H_2 \text{ gaseoso}$$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{p}$$

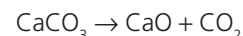
$$V = \frac{0,75 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 300 \text{ K}}{2 \text{ atm}} = 9,23 \text{ L}$$

9 El carbonato de calcio ($CaCO_3$) de las rocas calizas se descompone, al ser calentado, en óxido de calcio (CaO) y dióxido de carbono (CO_2). Calcula:

- La cantidad de CaO que se puede obtener a partir de la descomposición de 1 kg de roca caliza que contiene un 70 % de $CaCO_3$.

- El volumen de CO_2 obtenido a 17°C y 740 mmHg de presión.

La ecuación que describe el proceso es:



- En 1 kg de piedra caliza hay $\frac{1 \cdot 70}{100} = 0,7 \text{ kg}$ de $CaCO_3$.

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{0,100 \text{ kg de } CaCO_3}{0,056 \text{ kg de } CaO} = \frac{0,7 \text{ kg de } CaCO_3}{x \text{ kg de } CaO}$$

$$x = 0,392 \text{ kg de } CaO$$

b) Establezcamos la siguiente proporción:

$$\frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{1 \text{ mol de CO}_2} = \frac{700 \text{ g de CaCO}_3}{x \text{ mol de CO}_2}$$

$$x = 7 \text{ mol de CO}_2$$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

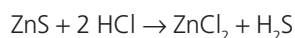
$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{7 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 290 \text{ K}}{\frac{740}{760}} = 171 \text{ L}$$

10 Se desea obtener 45 g de cloruro de cinc haciendo reaccionar un exceso de sulfuro de cinc con la cantidad suficiente de ácido clorhídrico:

a) ¿Qué cantidad de ácido clorhídrico del 30 % se consumirá?

b) ¿Qué volumen de sulfuro de dihidrógeno obtendremos, en condiciones normales?

La ecuación química que representa el proceso es:



a) $\text{ZnS} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$

(2 mol) → (1 mol)

73 g → 136,4 g

x g → 45 g

Establezcamos la siguiente relación:

$$\frac{73 \text{ g de HCl}}{x \text{ g de HCl}} = \frac{136,4 \text{ g de ZnCl}_2}{45 \text{ g de ZnCl}_2}$$

$$x = 24,1 \text{ g de HCl puro}$$

La cantidad necesaria de HCl del 30 % será superior a 24,1 g. Se calcula así:

$$\frac{24,1 \text{ g puros} \cdot 100 \text{ g del } 30\%}{30 \text{ g puros}} =$$

$$= 80,3 \text{ g de HCl del } 30\%$$

b) $\text{ZnS} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$

136,4 g 22,4 L (en CN)

45 g x L (en CN)

Establezcamos la siguiente relación:

$$\frac{136,4 \text{ g de ZnCl}_2}{45 \text{ g de ZnCl}_2} = \frac{22,4 \text{ L de H}_2\text{S}}{x \text{ L de H}_2\text{S}}$$

$$x = 7,4 \text{ L de H}_2\text{S}$$

11 Al calentar 13,5 g de NH_4HCO_3 impuro se obtienen, además de NH_3 y H_2O , 3,4 L de CO_2 medido en CN. Halla la pureza del NH_4HCO_3 .

La ecuación química que representa el proceso es:



79 g → 22,4 L

x g → 3,4 L

$$\frac{79 \text{ g de NH}_4\text{HCO}_3}{x \text{ g de NH}_4\text{HCO}_3} = \frac{22,4 \text{ L de CO}_2}{3,4 \text{ L de CO}_2}$$

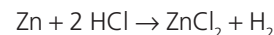
$$x = 12 \text{ g de NH}_4\text{HCO}_3 \text{ puro}$$

$$\frac{12 \text{ g de NH}_4\text{HCO}_3 \text{ puro} \cdot 100 \text{ g del } x \%}{x \text{ g puro } (\%)} = 13,5 \text{ g};$$

$$x = 88,9\%$$

12 Calcula la cantidad mínima de mineral de cinc del 20 % de pureza que se necesita para que reaccione totalmente con 0,5 L de disolución 1 M de HCl. Los productos de la reacción son cloruro de cinc y dihidrógeno.

La ecuación que describe el proceso es:



Hallamos la masa de HCl contenida en la disolución:

$$N = MV = 1 \text{ mol/L} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,5 \text{ mol}$$

que equivale a:

$$0,5 \text{ mol} \cdot 36,5 \text{ g/mol} = 18,3 \text{ g de HCl}$$

Establezcamos la siguiente proporción:

$$\frac{65,4 \text{ g de Zn}}{73 \text{ g de HCl}} = \frac{x \text{ g de Zn}}{18,3 \text{ g de HCl}}$$

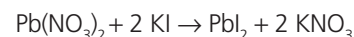
$$x = 16,4 \text{ g de Zn deben reaccionar}$$

Por tanto:

$$\frac{16,4 \text{ g de Zn} \cdot 100}{20 \text{ g de mineral}} = 82 \text{ g de mineral}$$

13 Al reaccionar 500 g de nitrato de plomo(II) con 920 g de yoduro de potasio se obtienen 600 g de yoduro de plomo(II), así como nitrato de potasio. Determina el rendimiento de la reacción y establece cuál de los reactivos está en exceso.

La ecuación que describe el proceso es:



Para el cálculo del rendimiento, previamente se necesita conocer cuál es el reactivo que está en exceso o bien el reactivo limitante; para ello, hacemos uso de la siguiente relación:

$$\frac{331,2 \text{ g de Pb}(\text{NO}_3)_2}{2 \cdot 166 \text{ g de KI}} = \frac{500 \text{ g de Pb}(\text{NO}_3)_2}{x \text{ g de KI}}$$

$$x = 501,2 \text{ g de KI}$$

Como partimos de 920 g de KI, tendremos un exceso de $920 - 501,2 = 418,8 \text{ g}$, que son los gramos de KI que quedan sin reaccionar. Conocido el reactivo limitante, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, se calcula la cantidad de PbI_2 que se obtendría teóricamente:

$$\frac{500 \text{ g de Pb}(\text{NO}_3)_2}{x \text{ g de PbI}_2} = \frac{331,2 \text{ g de Pb}(\text{NO}_3)_2}{461,2 \text{ g de PbI}_2}$$

$$x = 696 \text{ g de PbI}_2 \text{ teóricos}$$

Por tanto, el rendimiento será:

$$\text{rendimiento } (\%) =$$

$$= \frac{\text{masa de producto obtenido realmente}}{\text{masa de producto obtenido teóricamente}} \cdot 100 =$$

$$= \frac{600}{696} \cdot 100 = 86,2\%$$

14 A 100 cm³ de una disolución de NaCl 0,5 M, añadimos exceso de nitrato de plata. a) Escribe la ecuación química ajustada que describe el proceso. b) Averigua la masa de cloruro de plata que obtendremos si el rendimiento es del 55 %.



b) Hallamos la masa de NaCl contenida en la disolución:

$$n = MV = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,05 \text{ mol}$$

que equivale a:

$$0,05 \text{ mol} \cdot 58,5 \text{ g/mol} = 2,9 \text{ g de NaCl}$$

Establecemos la siguiente proporción:

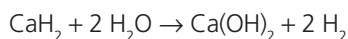
$$\frac{58,5 \text{ g de NaCl}}{143,5 \text{ g de AgCl}} = \frac{2,9 \text{ g de NaCl}}{x \text{ g de AgCl}}$$

$x = 7,1 \text{ g de AgCl}$ se deberían obtener si el rendimiento fuera del 100 %, pero como es del 55 %, se obtendrá:

$$\frac{7,1 \text{ g} \cdot 55}{100} = 3,9 \text{ g de AgCl}$$

15 Al reaccionar 50 g de hidruro de calcio con suficiente agua, se forma dihidrógeno e hidróxido de calcio. Si el rendimiento de la reacción es del 60 %, calcula: a) La cantidad de hidróxido de calcio que se forma. b) El volumen de H₂ obtenido a 780 mmHg y 35°C.

a) La ecuación química que representa el proceso es:



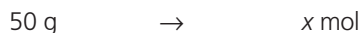
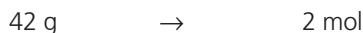
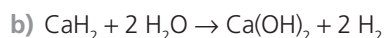
Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{42 \text{ g de CaH}_2}{50 \text{ g de CaH}_2} = \frac{74 \text{ g de Ca(OH)}_2}{x \text{ g de Ca(OH)}_2}$$

$$x = 88,1 \text{ g de Ca(OH)}_2$$

Como el rendimiento del proceso es del 60 %:

$$\frac{88,1 \text{ g} \cdot 60}{100} = 52,9 \text{ g de Ca(OH)}_2$$



Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{42 \text{ g de CaH}_2}{50 \text{ g de CaH}_2} = \frac{2 \text{ mol de H}_2}{x \text{ mol de H}_2}$$

$$x = 2,4 \text{ mol de H}_2$$

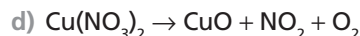
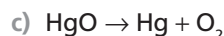
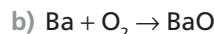
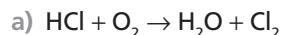
Puesto que el rendimiento del proceso es del 60 %:

$$\frac{2,4 \text{ mol} \cdot 60}{100} = 1,44 \text{ mol de H}_2$$

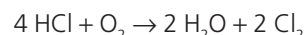
Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1,44 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 308 \text{ K}}{\frac{780}{760}} = 35,4 \text{ L H}_2$$

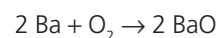
16 Ajusta e indica el tipo de transformación que, en cada caso, ha tenido lugar:



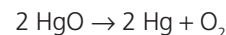
a) De sustitución simple:



b) De combinación:



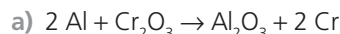
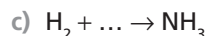
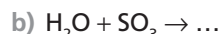
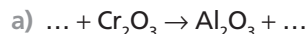
c) De descomposición:



d) De descomposición:



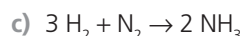
17 Completa estas reacciones, ajústalas y especifica a qué tipo pertenecen:



Es una reacción de sustitución.

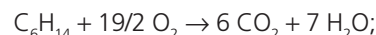


Es una reacción de combinación.

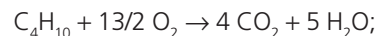


Es una reacción de combinación.

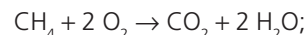
18. Escribe y ajusta la ecuación química que representa la combustión del hexano (C₆H₁₄). ¿Por qué dicha combustión desprende más CO₂ que, por ejemplo, la del butano (C₄H₁₀)? ¿Cuál es el hidrocarburo que menos CO₂ expulsa?



por cada mol de C₆H₁₄ (86 g) se desprende 6 mol de CO₂ (264 g).



por cada mol de C₄H₁₀ (58 g) se desprende 4 mol de CO₂ (176 g).



por cada mol de CH₄ (16 g) se desprende 1 mol de CO₂ (44 g).

Si se quemaran 16 g de C₆H₁₄, C₄H₁₀ y CH₄, se desprenderían, respectivamente, 49,1 g de CO₂, 48,6 g de CO₂ y 44 g de CO₂. Por tanto, este último hidrocarburo es el menos contaminante.

SOLUCIÓN DE LAS ACTIVIDADES CIENCIA, TECNOLOGÍA Y SOCIEDAD (página 114)

Análisis

- 1 Explica por qué resultaba tan difícil producir cantidades significativas de amoníaco a partir de dinitrógeno y dihidrógeno. ¿Cómo resolvieron esas dificultades Haber y Bosch?

Porque se necesitaban altas temperaturas (500°C), altas presiones (200 atm) y el empleo de catalizadores desconocidos hasta entonces.

- 2 ¿Qué supuso para la humanidad la síntesis del amoníaco por el procedimiento de Haber?

La fabricación barata de fertilizantes y, con ello, la producción masiva de alimentos.

- 3 ¿Qué es la guerra química?

Es aquella contienda donde se usa las propiedades químicas tóxicas de sustancias químicas para matar, herir o incapacitar al enemigo.

Propuesta de investigación

- 4 Prepara una presentación sobre los aspectos positivos y negativos del desarrollo y utilización de la química. Para ello, puedes tomar como referencia la síntesis del amoníaco por el método de Haber, la tragedia de Bhopal o cualquier otro episodio que conozcas.

RESPUESTA LIBRE.

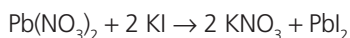
Documento:

BIOGRAFÍA DE SVANTE AUGUST ARRHENIUS

SOLUCIÓN DE LAS ACTIVIDADES TÉCNICAS DE TRABAJO Y EXPERIMENTACIÓN (página 115)

Cuestiones

- 1 Escribe la ecuación química que representa la reacción que se ha producido al mezclar las dos disoluciones. ¿Qué le ocurre al nitrato de potasio formado en el proceso?



El nitrato de potasio formado queda disuelto (en forma iónica) en la disolución.

- 2 ¿Cómo influye la temperatura en la solubilidad del PbI_2 ?

Al aumentar la temperatura aumenta la solubilidad de PbI_2 , lo demuestra el hecho de que el precipitado se disuelve al calentar.

- 3 Las variedades alotrópicas, ¿presentan las mismas propiedades físicas y químicas?

Las variedades alotrópicas presentan diferentes propiedades debido a que poseen diferente estructura (diferente disposición espacial de sus átomos).

- 4 Elabora un informe de la práctica.

RESPUESTA LIBRE.

SOLUCIONES DE ACTIVIDADES Y TAREAS (páginas 118/119)

Reacción y ecuación química

- 1 ¿Cuál es la diferencia entre mezcla y reacción química?

Las mezclas son combinaciones de dos o más sustancias puras que no están químicamente unidas, por lo que cada una mantiene su propia composición y propiedades. Una reacción química es un proceso en el que una o más sustancias (reactivos) se transforman en otra u otras sustancias de distinta naturaleza (productos).

- 2 ¿Por qué hay que ajustar las ecuaciones químicas? Ajusta las siguientes:

- a) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{HBF}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 + \text{HF}$
 c) $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 d) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
 e) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CaSiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 + \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
 f) $\text{BCl}_3 + \text{P}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{BP} + \text{HCl}$
 g) $\text{HClO}_4 + \text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Cl}_2\text{O}_7$
 h) $\text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{PbI}_2$

Ajustar una ecuación química es encontrar unos coeficientes que, colocados delante de las fórmulas, consigan que se verifique la ley de conservación de la masa o de Lavoisier. Es necesario hacerlo para poder calcular estequiométricamente las cantidades de sustancias.

- $\text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HBF}_4 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 + 4 \text{HF}$
- $\text{C}_4\text{H}_{10} + 13/2 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cu(NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + 2 \text{NO}_2 + 1/2 \text{O}_2$
- $2 \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CaSiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 + \text{Ca(HCO}_3)_2$
- $4 \text{BCl}_3 + \text{P}_4 + 6 \text{H}_2 \rightarrow 4 \text{BP} + 12 \text{HCl}$
- $12 \text{HClO}_4 + \text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow 4 \text{H}_3\text{PO}_4 + 6 \text{Cl}_2\text{O}_7$
- $2 \text{KI} + \text{Pb(NO}_3)_2 \rightarrow 2 \text{KNO}_3 + \text{PbI}_2$

3 Escribe las ecuaciones ajustadas que representan las siguientes reacciones químicas:

- Al calentar carbonato de amonio se liberan amoníaco, dióxido de carbono y agua.
- Al calentar óxido de mercurio(II) sólido, este se descompone y produce mercurio líquido y oxígeno gas.
- El cloruro de hierro(III) reacciona con el cloruro de estaño(II) para producir cloruro de hierro(II) y cloruro de estaño(IV).

- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow 2 \text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $2 \text{HgO (s)} \rightarrow 2 \text{Hg (l)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$
- $2 \text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$

4 Completa y ajusta las reacciones entre:

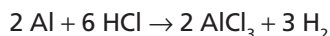
- El ácido clorhídrico y el hidróxido de calcio.
 - El ácido fluorhídrico y el hidróxido de aluminio.
- $\text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Al(OH)}_3 + 3 \text{HF} \rightarrow \text{AlF}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$

Estequiometría

5 ¿Qué se entiende por estequiometría?

Estequiometría son todos aquellos cálculos aritméticos que se han de realizar en el estudio de una reacción química.

6 «Lee» en gramos la siguiente reacción:



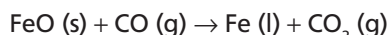
54 g de aluminio reaccionan con 219 g de cloruro de hidrógeno para dar 267 g de cloruro de aluminio y 6 g de hidrógeno.

7 «Lee» en moles la reacción del ejercicio anterior.

2 mol de aluminio reaccionan con 6 mol de cloruro de hidrógeno para dar 2 mol de cloruro de aluminio y 3 mol de hidrógeno.

8 El óxido de hierro(II) (s) reacciona con el monóxido de carbono (g) para originar hierro (l) y dióxido de carbono (g). Ajusta la ecuación y contesta las siguientes preguntas:

- ¿Qué cantidad de CO_2 se forma por cada 5 mol de hierro que se originan?
- ¿Qué cantidad de CO se necesita para producir 15 mol de hierro?

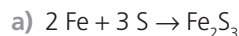


- Por cada mol de Fe se forma 1 mol de CO_2 ; entonces, por cada 5 mol de Fe se formarán 5 mol de CO_2 .
- Se necesita 1 mol de CO para formar 1 mol de Fe; entonces, 15 mol de Fe necesitarán 15 mol de CO.

9 El hierro y el azufre reaccionan mediante calentamiento para formar sulfuro de hierro(III).

- Escribe y ajusta la ecuación que representa el proceso.
- Calcula los átomos de hierro que reaccionan con un mol de átomos de azufre.

c) ¿A cuántos gramos de hierro equivalen esos átomos?



b) Establecemos la siguiente proporción:

Si 3 mol de átomos de S reaccionan con $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe, con 1 mol de átomos de S reaccionarán x átomos de Fe:

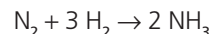
$$x = 2/3 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe} = 4,01 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe}$$

c) Si 1 mol de Fe equivale a $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe, $4,01 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe equivaldrán a 0,666 mol de Fe; entonces:

$$\frac{1 \text{ mol de Fe}}{56 \text{ g de Fe}} = \frac{0,666 \text{ mol de Fe}}{x \text{ g de Fe}}$$

$$x = 37,3 \text{ g de Fe}$$

10 Calcula la masa de NH_3 que puede obtenerse con 10 L de H_2 (medidas en CN) y con exceso de N_2 , si el rendimiento de la reacción es del 70 %.



Aplicamos la siguiente relación:

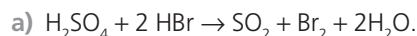
$$\frac{3 \cdot 22,4 \text{ L de H}_2}{2 \cdot 17 \text{ g de NH}_3} = \frac{10 \text{ L de H}_2}{x \text{ g de NH}_3}$$

$$x = 5,06 \text{ g de NH}_3$$

Pero como el rendimiento de la reacción es del 70 %, entonces $5,06 \text{ g} \cdot 70/100 = 3,5 \text{ g de NH}_3$.

11 Sea la reacción química representada por la siguiente ecuación sin ajustar: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$; si reaccionan 2 mol de HBr, calcula:

- La masa mínima de H_2SO_4 necesaria para ello.
- La masa de Br_2 obtenida.
- El volumen de SO_2 , medido a 20°C y 1 atm, que se desprende.



La estequiometría entre H_2SO_4 y HBr es 1:2; es decir, reacciona 1 mol de H_2SO_4 con 2 mol de HBr. Por tanto la solución es: 1 mol de H_2SO_4 , o lo que es lo mismo, 98 g de H_2SO_4 .

- Por cada 2 mol de HBr se produce 1 mol de Br_2 ; por tanto esta es la solución, o lo que es lo mismo: 160 g.
- Por cada 2 mol de HBr se produce 1 mol de SO_2 ; aplicando la ecuación de los gases ideales:

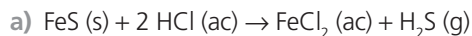
$$PV = nRT$$

$$1 \text{ atm} \cdot V = 1 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol K} \cdot 293 \text{ K}$$

$$V = 24,03 \text{ L}$$

12 El sulfuro de hidrógeno se puede obtener tratando ácido clorhídrico con sulfuro de hierro(II):

- a) Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente.
 b) Calcula el volumen de sulfuro de hidrógeno que se obtendrá en condiciones normales si se hacen reaccionar 176 g de sulfuro de hierro(II).

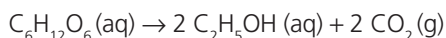


b) Planteamos la siguiente relación:

$$\frac{88 \text{ g de FeS}}{176 \text{ g de FeS}} = \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{S}}{x \text{ mol de H}_2\text{S}}$$

$$x = 2 \text{ mol, que equivalen a } 44,8 \text{ L en condiciones normales.}$$

13 La fermentación de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ (aq)}$, produce etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (aq)}$, y dióxido de carbono (g). ¿Cuántos gramos de etanol se pueden producir a partir de 100 g de glucosa?



planteamos la siguiente relación:

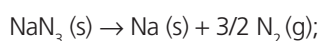
$$\frac{180 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{100 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{92 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{x \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}}$$

$$x = 51,1 \text{ g}$$

14 La azida de sodio (NaN_3) es un sólido blanco que, al descomponerse, produce sodio y gas dinitrógeno. Su uso en los *airbags* de los automóviles se debe a que su descomposición es muy rápida y el dinitrógeno liberado infla la bolsa elástica que nos protegerá del choque. El calor necesario para la descomposición de la azida se consigue gracias a unos sensores que, cuando detectan el choque, encienden una mezcla formada por B y KNO_3 .

Sabiendo que la azida se descompone en su totalidad en 40 ms, calcula el volumen de N_2 , medido a 20°C y 1 atm, que es capaz de liberar 30 g de azida.

La ecuación que describe el proceso es:



establecemos la relación:

$$\frac{65 \text{ g de NaN}_3}{30 \text{ g de NaN}_3} = \frac{1,5 \text{ mol de N}_2}{x \text{ mol de N}_2}$$

$$x = 0,69 \text{ mol de N}_2$$

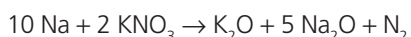
Aplicamos $PV = nRT$;

$$1 \text{ atm} \cdot V = 0,69 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol K} \cdot 293 \text{ K};$$

$$V = 16,6 \text{ L de N}_2.$$

15 En la reacción anterior, el Na producido reacciona con el KNO_3 según la reacción sin ajustar: $\text{Na} + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{O} + \text{N}_2$. Calcula la masa de KNO_3 necesaria para reaccionar completamente con 2 g de Na.

La ecuación del proceso:



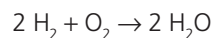
Establecemos la relación:

$$\frac{230 \text{ g de Na}}{2 \text{ g de Na}} = \frac{202 \text{ g de KNO}_3}{x \text{ g de KNO}_3}$$

$$x = 1,76 \text{ g de KNO}_3$$

Reactivo limitante

16 ¿Cuántas moléculas de agua se formarán si se hacen reaccionar 1000 moléculas de H_2 con otras 1000 de O_2 ? ¿Y si se hacen reaccionar 15 mol de H_2 con 5 mol de O_2 ? ¿Y si reaccionan 10 g de H_2 con 10 g de O_2 ?

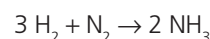


Como la estequiometría entre el H_2 y el O_2 es 2:1, se tiene que:

- a) 1000 moléculas de H_2 reaccionan con 500 moléculas de O_2 (quedando sin reaccionar las otras 500 moléculas de O_2) originando 1000 moléculas de H_2O .
 b) 10 mol de H_2 reaccionarán con 5 mol de O_2 originando 10 mol de H_2O (quedando sin reaccionar 5 mol de H_2).
 c) 1,25 g de H_2 reaccionan con 10 g de O_2 originando 11,25 g de H_2O (quedando sin reaccionar 8,75 g de H_2).

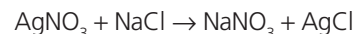
17 Se hacen reaccionar 20 g de H_2 con 100 g de N_2 . Calcula la masa de NH_3 que se obtendrá.

La ecuación que represente el proceso es:



la relación entre el H_2 y el N_2 es: 6 g de H_2 con 28 g de N_2 , o lo que es lo mismo: 20 g de H_2 con 93,3 g de N_2 , originando 113,3 g de NH_3 (quedando sin reaccionar 6,7 g de N_2).

18 Se mezclan dos disoluciones, una de AgNO_3 y otra de NaCl , cada una de las cuales contiene 20 g de cada sustancia. Halla la masa de AgCl que se forma.



Hay que encontrar el reactivo limitante. Para ello, establecemos la siguiente relación estequiométrica:

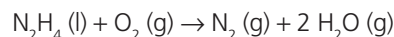
170 g de AgNO_3 reaccionan con el NaCl suficiente para dar 143,5 g de AgCl .

20 g de AgNO_3 reaccionarán con una cantidad inferior a 20 g de NaCl para dar x g de AgCl :

$$x = 16,9 \text{ g de AgCl}$$

El reactivo limitante es, pues, el AgNO_3 .

19 La reacción de combustión de la hidracina, $\text{NH}_2\text{-NH}_2 \text{ (l)}$, utilizada como combustible en los cohetes espaciales, proporciona $\text{N}_2 \text{ (g)}$ y $\text{H}_2\text{O (g)}$. Calcula el volumen de N_2 , medido en CN, que se formarán a partir de 1 kg de hidracina y 1,5 kg de oxígeno.



La relación entre N_2H_4 y O_2 es: 32 g de N_2H_4 reaccionan con 32 g de O_2 , o lo que es lo mismo: 1000 g de N_2H_4 reaccionan con 1000 g de O_2 , siendo la hidracina el reactivo limitante. Planteamos la siguiente relación:

$$\frac{32 \text{ g de N}_2\text{H}_4}{1000 \text{ g de N}_2\text{H}_4} = \frac{1 \text{ mol de N}_2}{x \text{ mol de N}_2}$$

$$x = 31,25 \text{ mol; es decir: } 22,4 \text{ L/mol} \cdot 31,25 \text{ mol} = 700 \text{ L}$$

Reactivos impuros

20 La ecuación sin ajustar que resume el proceso de obtención de H_2SO_4 es: $\text{S} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

¿Qué masa de H_2SO_4 se podrá obtener a partir de 1 kg de un azufre del 98 % de pureza?



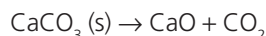
La cantidad de azufre puro es: $1000 \text{ g} \cdot 0,98 = 980 \text{ g}$; con esta cantidad establecemos la siguiente relación:

$$\frac{64 \text{ g de S}}{980 \text{ g de S}} = \frac{196 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{x \text{ g de H}_2\text{SO}_4}$$

$$x = 3001,25 \text{ g}$$

- 21) Calcula la masa de cal viva (CaO) que se obtiene al calentar 100 kg de piedra caliza que contiene un 80% de CaCO_3 .

La ecuación que describe el proceso es:



Masa molar $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g}$; masa molar $\text{CaO} = 56 \text{ g}$.

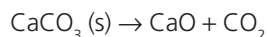
Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{100 \text{ kg de CaCO}_3}{80 \text{ kg de CaCO}_3} = \frac{56 \text{ kg de CaO}}{x \text{ kg de CaO}}$$

$$x = 44,8 \text{ kg}$$

- 22) Determina la pureza de un mineral de carbonato de calcio si con 500 g del mismo, al descomponerse térmicamente en óxido de calcio y CO_2 , podemos obtener 20 L de CO_2 en condiciones normales.

La ecuación que describe el proceso es:



Masa molar $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g}$.

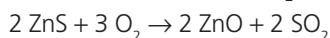
Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{x \text{ g de CaCO}_3} = \frac{22,4 \text{ L de CO}_2}{20 \text{ L de CO}_2}$$

$$x = 89,3 \text{ g}$$

Por tanto: $\frac{89,3 \text{ g} \cdot 100}{500 \text{ g}} = 17,86 \%$

- 23) Un mineral contiene un 80% de sulfuro de cinc. Calcula la masa de O_2 necesaria para que reaccionen 445 g de mineral (se forman óxido de cinc y SO_2).



Calculamos la masa de ZnS que contiene el mineral:

$$445 \text{ g} \cdot \frac{80}{100} = 356 \text{ g de ZnS}$$

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{2 \cdot 97,4 \text{ g de ZnS}}{3 \cdot 32 \text{ g de O}_2} = \frac{356 \text{ g de ZnS}}{x \text{ g de O}_2}$$

$$x = 175,4 \text{ g de O}_2$$

- 24) El clorato de potasio se descompone en cloruro de potasio y oxígeno. ¿Qué volumen de oxígeno a 300 K y 770 mmHg se obtendrá por descomposición de 500 g de un clorato de potasio del 90% de pureza?



$$500 \text{ g} \cdot 0,9 = 450 \text{ g de KClO}_3 \text{ puro.}$$

Establecemos la relación:

$$\frac{122,5 \text{ g de KClO}_3}{450 \text{ g de KClO}_3} = \frac{1,5 \text{ mol de O}_2}{x \text{ mol de O}_2}$$

$$x = 5,51 \text{ mol de O}_2$$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

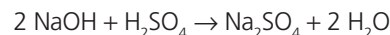
$$PV = nRT$$

$$\frac{770}{760} \text{ atm} \cdot V = 5,51 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 300 \text{ K}$$

$$V_{\text{O}_2} = 133,8 \text{ L}$$

Reactivos en disolución

- 25) ¿Qué volumen de disolución de H_2SO_4 0,1 M se necesita para neutralizar 10 mL de disolución 1 M de NaOH?



$$n(\text{NaOH}) = VM = 0,01 \text{ L} \cdot 1 \text{ mol/L} = 0,01 \text{ mol de NaOH}$$

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{2 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = \frac{0,01 \text{ mol de NaOH}}{x \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}$$

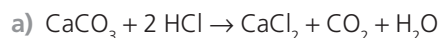
$$x = 0,005 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Como } V = \frac{n}{M'} = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/L}} = 0,05 \text{ L} = 50 \text{ mL}$$

- 26) Se tratan 200 g de carbonato de calcio con una disolución 4 M de ácido clorhídrico. Determina:

a) El volumen de disolución necesario para que reaccione todo el carbonato.

b) El volumen de CO_2 obtenido a 15°C y 750 mmHg.



$$\frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{73 \text{ g de HCl}} = \frac{200 \text{ g de CaCO}_3}{x \text{ g de HCl}}$$

$$x = 146 \text{ g de HCl}$$

Entonces:

$$n = \frac{146 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 4 \text{ mol de HCl}$$

Como $M = \frac{n}{V}$, entonces, el volumen es:

$$V = \frac{n}{M} = \frac{4 \text{ mol}}{4 \text{ mol/L}} = 1 \text{ L de disolución}$$

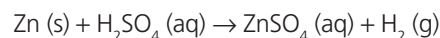
$$\text{b) } \frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{1 \text{ mol de CO}_2} = \frac{200 \text{ g de CaCO}_3}{x \text{ mol de CO}_2}$$

$$x = 2 \text{ mol de CO}_2$$

Como entonces, el volumen será: $V = nRT/p$; sustituimos datos:

$$V = \frac{2 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 288 \text{ K}}{\frac{750}{760} \text{ atm}} = 47,86 \text{ L}$$

- 27) Calcula la masa de sulfato de cinc obtenida al reaccionar 100 g de Zn con 150 mL de H_2SO_4 1 M. ¿Sobrarán algo de alguno de los reactivos? ¿De cuál?



Lo primero que hacemos es averiguar el número de moles de cada especie:

$$n_{\text{Zn}} = 100 \text{ g} / 65,4 \text{ g/mol} = 1,53 \text{ mol}; n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = MV = 1 \cdot 0,15 = 0,15 \text{ mol.}$$

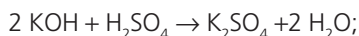
Como la estequiometría en ambos compuestos es 1:1 quiere decir que 0,15 mol de Zn reaccionarán completamente con 0,15 mol de H_2SO_4 produciendo 0,15 mol de ZnSO_4 , que equivale a una masa de: $0,15 \text{ mol} \cdot 161,4 \text{ g/mol} = 24,21 \text{ g}$ de ZnSO_4

El reactivo que está en exceso es el Zn, sobrará:

$$1,53 \text{ mol} - 0,15 \text{ mol} = 1,38 \text{ mol}.$$

- 28** Calcula la molaridad de una disolución de KOH sabiendo que son necesarios 0,5 L de la misma para neutralizar 500 mL de una disolución de H_2SO_4 0,5 M.

La ecuación que representa esa reacción es la siguiente:



Se observa que la estequiometría entre la base y el ácido es 2:1; por tanto:

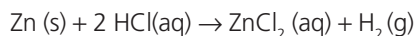
$$2 M_1 V_1 = M_2 V_2;$$

Sustituyendo:

$$2 M_1 \cdot 0,5 \text{ L} = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 0,5 \text{ L}; M_1 = 0,25 \text{ mol/L}$$

- 29** Una muestra de 5 g de un mineral de Zn necesita 10 mL de HCl comercial del 37 % de riqueza, en peso y densidad 1,19 g/mL, para reaccionar totalmente. Halla:

- La masa de cinc que contenía la muestra.
- La pureza del mineral de cinc.
- La presión que ejercerá el hidrógeno recogido en un recipiente de 2 L y a una temperatura de 20°C.



- a) Hallamos la masa de HCl puro existente en los 10 ml:

$$m_{\text{disolución}} = \rho V = 1,19 \text{ g/mL} \cdot 10 \text{ mL} = 11,9 \text{ g de HCl del } 37 \%;$$

por tanto:

$$11,9 \text{ g} \cdot 0,37 = 4,4 \text{ g de HCl puro},$$

que equivalen a:

$$4,4 \text{ g} / 36,5 \text{ g/mol} = 0,12 \text{ mol de HCl}$$

Establecemos la relación: $65,4 \text{ g de Zn} / x \text{ g de Zn} = 2 \text{ mol de HCl} / 0,12 \text{ mol de HCl}$; $x = 3,92 \text{ g de Zn}$.

- b) La pureza del mineral será: $3,92 \text{ g} \cdot 100 / 5 \text{ g} = 78,4 \%$

- c) Establecemos la relación:

$$2 \text{ mol de HCl} / 0,12 \text{ mol de HCl} = 1 \text{ mol de H}_2 / x \text{ mol de H}_2;$$

$$x = 0,06 \text{ mol de H}_2,$$

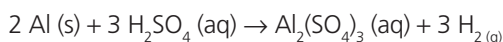
Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$pV = nRT;$$

$$p \cdot 2 \text{ L} = 0,06 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 293 \text{ K}; p = 0,72 \text{ atm}$$

- 30** Se tratan 10 g de aluminio en polvo con 100 mL de disolución 9 M de H_2SO_4 . Calcula:

- El reactivo que está en exceso.
 - La cantidad de sulfato de aluminio que se producirá.
 - El volumen de H_2 gaseoso que se obtendrá en la reacción, medido a 1,1 atm y 25°C.
- a) La ecuación del proceso principal es:



Lo primero que hacemos es averiguar el número de moles de cada especie:

$$n_{\text{Al}} = 10 \text{ g} / 27 \text{ g/mol} = 0,37 \text{ mol};$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = MV = 9 \cdot 0,1 = 0,9 \text{ mol}.$$

Como la estequiometría en ambos compuestos es 2:3 quiere decir que 0,37 mol de Al reaccionarán completamente con $0,37 \cdot 3/2 = 0,556 \text{ mol}$ de H_2SO_4 (está en exceso el H_2SO_4) produciendo $0,37 \text{ mol} / 2 = 0,185 \text{ mol}$ de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ y $0,56 \text{ mol}$ de H_2 .

- b) Los 0,185 mol de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ equivalen a una masa de: $0,185 \text{ mol} \cdot 342 \text{ g/mol} = 63,3 \text{ g}$ de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

- c) Aplicamos: $PV = nRT$;

$$1,1 \text{ atm} \cdot V = 0,556 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atmL/mol K} \cdot 298 \text{ K};$$

$$V = 12,4 \text{ L}$$

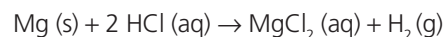
Nota: El proceso descrito anteriormente es el principal, pero también se da el siguiente:



- 31** Se añaden 100 mL de una disolución de HCl 0,25 M a magnesio en exceso. Calcula:

- La masa de magnesio que podrá ser atacada.
- El volumen de H_2 desprendido, medido a 25°C y 760 mmHg de presión.

La ecuación que describe el proceso es:



Hallamos el número de moles iniciales de HCl:

$$n = MV = 0,25 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,025 \text{ mol}$$

- a) Establecemos la relación:

$$\frac{24,3 \text{ g de Mg}}{x \text{ g de Mg}} = \frac{2 \text{ mol de HCl}}{0,025 \text{ mol de HCl}}$$

$$x = 0,30 \text{ g}$$

- b) Establecemos la relación:

$$\frac{2 \text{ mol de HCl}}{0,025 \text{ mol de HCl}} = \frac{1 \text{ mol de H}_2}{x \text{ mol de H}_2}$$

$$x = 0,0125 \text{ mol}$$

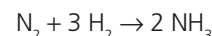
Aplicamos la ecuación de los gases ideales: $PV = nRT$;

$$1 \text{ atm} \cdot V = 0,0125 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atmL/mol K} \cdot 298 \text{ K};$$

$$V = 0,31 \text{ L}$$

Rendimiento de una reacción

- 32** Calcula la masa de NH_3 que puede obtenerse con 10 L de H_2 , medidos en CN y con exceso de N_2 , si el rendimiento de la reacción es del 70 %.



Aplicamos la siguiente relación:

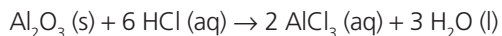
$$\frac{3 \cdot 22,4 \text{ L de H}_2}{2 \cdot 17 \text{ g de NH}_3} = \frac{10 \text{ L de H}_2}{x \text{ g de NH}_3}$$

$$x = 5,06 \text{ g de NH}_3$$

Pero como el rendimiento de la reacción es del 70 %, entonces $5,06 \text{ g} \cdot 70/100 = 3,5 \text{ g}$ de NH_3 .

- 33** Al reaccionar 10 g de óxido de aluminio con exceso de ácido clorhídrico se obtienen 24,12 g de cloruro de aluminio. Calcula el rendimiento de la reacción.

La ecuación del proceso es:



La relación:

$$\frac{102 \text{ g de Al}_2\text{O}_3}{10 \text{ g de Al}_2\text{O}_3} = \frac{267 \text{ g de AlCl}_3}{x \text{ g de AlCl}_3}$$

$$x = 26,18 \text{ g de AlCl}_3$$

Como tan solo se obtienen 24,12 g, el rendimiento de la reacción es:

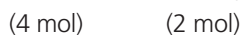
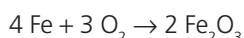
$$24,12 \text{ g} \cdot 100/26,18 \text{ g} = 92,1 \%$$

- 34 En la oxidación de 80 g de hierro con el suficiente O_2 se obtienen 95 g de óxido de hierro(III). Calcula:

a) El rendimiento de la reacción.

b) La cantidad de hierro que no se ha oxidado.

a) La ecuación que describe el proceso es:



$$\frac{223,2 \text{ g de Fe}}{80 \text{ g de Fe}} = \frac{319,2 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{x \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}$$

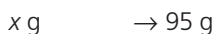
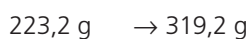
$$x = 114,4 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

Como tan solo se obtienen 95 g de Fe_2O_3 , el rendimiento será:

$$\frac{114,4 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{100 \%} = \frac{95 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{x \%}$$

$$x = 83 \%$$

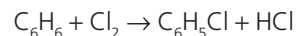
b) $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$



$$\frac{223,2 \text{ g de Fe}}{x \text{ g de Fe}} = \frac{319,2 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}{95 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}$$

$$x = 66,4 \text{ g de Fe}$$

- 35 El clorobenceno, $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$, se obtiene a partir de la siguiente reacción: $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl}$. Averigua la cantidad de benceno (C_6H_6) necesaria para obtener 1 kg de $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$, si el rendimiento es del 70 %.



Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{78 \text{ g de C}_6\text{H}_6}{112,5 \text{ g de C}_6\text{H}_5\text{Cl}} = \frac{x \text{ g de C}_6\text{H}_6}{\left(1000 \cdot \frac{100}{70}\right) \text{ g de C}_6\text{H}_5\text{Cl}}$$

$$x = 990,5 \text{ g de C}_6\text{H}_6$$

Tipos de reacciones químicas

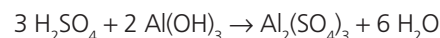
- 36 ¿Qué tipos de reacciones químicas conoces?

- Reacciones de formación o de síntesis.
- Reacciones de descomposición.
- Reacciones de sustitución.
- Reacciones de neutralización.
- Reacciones de oxidación-reducción.

- 37 ¿Qué es un ácido? ¿Qué es una base? ¿Qué significa reducción? ¿Y oxidación?

Ácido es toda sustancia que disuelta en agua se disocia liberando iones H^+ . Base es toda sustancia que disuelta en agua se disocia liberando iones OH^- . Todo proceso en el que se ganan electrones se llama reducción. Y si se pierden electrones se llama oxidación.

- 38 Escribe la ecuación química (ajustada) correspondiente a la neutralización del ácido sulfúrico y el hidróxido de aluminio.

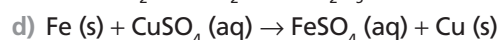
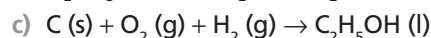
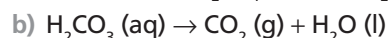
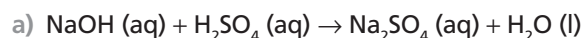


SOLUCIONES DE LA EVALUACIÓN (página 121)

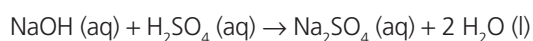
1. ¿Cuál es la diferencia entre reacción y ecuación química? Pon un ejemplo que lo muestre.

Una reacción química es un proceso por el que unas sustancias se transforman en otras distintas y ecuación química es la representación simbólica de dicho proceso.

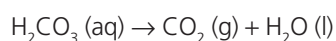
2. Ajusta y después clasifica las siguientes reacciones químicas:



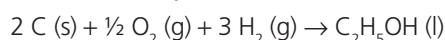
- a) Reacción de doble sustitución y también ácido-base:



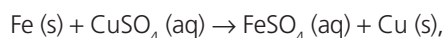
- b) Reacción de descomposición:



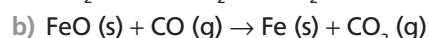
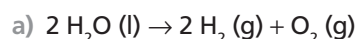
- c) Reacción de formación y también redox:



- d) Reacción sustitución y también redox:



3. Interpreta, en términos de mol, masa, número de partículas y volumen, las ecuaciones siguientes:



- a) 2 mol de H_2O líquida se descomponen originando 2 mol de H_2 gaseoso y 1 mol de O_2 gaseoso; 36 g de H_2O líquida se descomponen originando 4 g de H_2 gaseoso y 32 g de O_2 gaseoso; $12,04 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O se descomponen originando $12,04 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2 y $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 ; 2 mol de H_2O líquida se descomponen originando 44,8 L de H_2 gaseoso medido en CN y 22,4 L de O_2 gaseoso medido en CN.

- b) 1 mol de FeO sólido reacciona con 1 mol de CO gaseoso para dar 1 mol de Fe sólido y 1 mol de CO_2 gas; 71,8 g de FeO sólido reaccionan con 28 g de CO gaseoso para dar 55,8 g de Fe sólido y 44 g de CO_2 gas; $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas de FeO reaccionan con $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO para dar $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe y $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 ; 1 mol de FeO sólido reacciona con 22,4 L de CO gaseoso medido en CN para dar 1 mol de Fe sólido y 22,4 L de CO_2 gas medido en CN.

4. El peróxido de bario (sólido) se descompone a temperaturas altas en óxido de bario (sólido) y oxígeno (gas). Calcula la presión que ejercerá el oxígeno liberado, recogido en un recipiente de 0,5 L y a una temperatura de 20°C, por la descomposición de 6 g de peróxido de bario.



Establecemos la relación:

$$\frac{169,3 \text{ g de BaO}_2}{6 \text{ g de BaO}_2} = \frac{0,5 \text{ mol de O}_2}{x \text{ mol de O}_2}$$

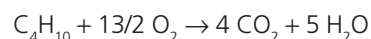
$$x = 0,018 \text{ mol}$$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$pV = nRT; p \cdot 0,5 \text{ L} = 0,018 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atmL/molK} \cdot 293 \text{ K};$$

$$p = 0,86 \text{ atm}$$

5. Calcula el volumen de CO_2 , medido a 25°C y 755 mmHg, que se obtendrá en la combustión completa de 5 kg de gas butano (C_4H_{10}).



Aplicamos la relación:

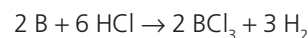
$$\frac{58 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}}{5000 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}} = \frac{4 \text{ mol de CO}_2}{x \text{ mol de CO}_2}$$

$$x = 344,83 \text{ mol}$$

Aplicamos la ecuación de los gases ideales, $pV = nRT$;
 $755/760 \text{ atm} \cdot V = 344,83 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atmL/molK} \cdot 298 \text{ K}$;
 $V = 8482,1 \text{ L}$

6. A 6,5 g de boro se le añaden 75 mL de un ácido clorhídrico comercial del 37 % de riqueza en peso y densidad 1,19 g/mL, y se obtienen en el proceso tricloruro de boro y dihidrógeno. Calcula el volumen de dihidrógeno que se obtendrá a 20°C y 700 mmHg.

La ecuación que describe el proceso es:



Número de moles de HCl en los 75 mL de disolución:

$$n_{\text{HCl}} = \frac{m}{\text{Masa molar}} = \frac{75 \text{ mL} \cdot 1,19 \text{ g/mL} \cdot 0,37}{36,5 \text{ g/mol}}$$

$$= \frac{33,02 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,90 \text{ mol de HCl}$$

21,6 g de B reaccionan con 6 mol de HCl , o lo que es lo mismo, 3,26 g de B con 0,90 mol de HCl . Es decir, el reactivo limitante es el HCl , con él establecemos la siguiente relación:

$$\frac{6 \text{ mol de HCl}}{0,90 \text{ mol de HCl}} = \frac{3 \text{ mol de H}_2}{x \text{ mol de H}_2} \Rightarrow x = 0,45 \text{ mol}$$

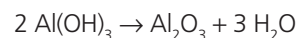
Aplicamos la ecuación de los gases ideales: $PV = nRT$;

$$\frac{700 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/atm}} \cdot V = 0,45 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atmL/molK} \cdot 293 \text{ K};$$

$$V = 11,74 \text{ L}$$

7. Calcula la masa de óxido de aluminio que se obtendrá al calcinar 2 kg de hidróxido de aluminio de una pureza del 90 %. En la reacción también se produce agua.

La ecuación que describe el proceso es:



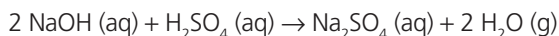
Averiguamos la cantidad de hidróxido de aluminio (puro):
 $2000 \text{ g} \cdot 0,9 = 1800 \text{ g}$

Establecemos la siguiente relación:

$$\frac{156 \text{ g de Al(OH)}_3}{1800 \text{ g de Al(OH)}_3} = \frac{102 \text{ g de Al}_2\text{O}_3}{x \text{ g de Al}_2\text{O}_3}$$

$$x = 1176,92 \text{ g}$$

8. Se hacen reaccionar 200 mL de una disolución 0,25 M de hidróxido de sodio con 100 mL de una disolución 0,5 M de ácido sulfúrico. Determina si ambos reactivos reaccionan completamente. En el caso de que no sea así, calcula la cantidad del reactivo en exceso que no reacciona.



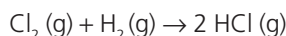
Hallamos el número de mol inicial de cada uno de los reactivos:

$$n_{\text{NaOH}} = MV = 0,2 \cdot 0,25 = 0,05; n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = M_2V_2 = 0,1 \cdot 0,5 = 0,05$$

Por otra parte, se observa que la estequiometría entre la base y el ácido es 2:1; eso quiere decir que 0,05 mol de NaOH reaccionan completamente con $0,05 \text{ mol}/2 = 0,025 \text{ mol}$ de H_2SO_4 , siendo este el reactivo que está en exceso. Quedan sin reaccionar 0,025 mol de H_2SO_4 , eso supone una masa de: $0,025 \text{ mol} \cdot 98 \text{ g/mol} = 2,45 \text{ g}$.

9. La reacción entre el Cl_2 (g) y el H_2 (g) para dar HCl (g) sucede con un rendimiento del 60%. Calcula el volumen de HCl (g) que se obtendrá si se tratan 10 L de Cl_2 con H_2 en exceso.

La ecuación que describe el proceso:



Calculamos lo que se obtendría teóricamente:

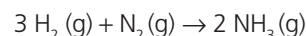
$$\frac{V \text{ de } \text{Cl}_2}{10 \text{ L de } \text{Cl}_2} = \frac{2V \text{ de HCl}}{x \text{ L de HCl}}$$

$$x = 20 \text{ L de HCl}$$

Pero como el rendimiento es del 60%, realmente se obtendrá: $20 \text{ L} \cdot 0,6 = 12 \text{ L}$.

10. Calcula el rendimiento de la reacción entre el N_2 (g) y el H_2 (g) para formar NH_3 (g) si al reaccionar 140 g de N_2 y 26 g de H_2 se forman 36,83 g de NH_3 .

La ecuación que representa el proceso es:



La relación entre el H_2 y el N_2 es: 6 g de H_2 reaccionan con 28 g de N_2 , o lo que es lo mismo: 26 g de H_2 con 121,33 g de N_2 . Es decir, el reactivo limitante es el H_2 ; con él establecemos la siguiente relación:

$$\frac{6 \text{ g de } \text{H}_2}{26 \text{ g de } \text{H}_2} = \frac{34 \text{ g de } \text{NH}_3}{x \text{ g de } \text{NH}_3}$$

$$x = 147,33 \text{ g de } \text{NH}_3$$

Esta es la cantidad que debería formarse, pero como solo se ha formado 36,83 g, representa un rendimiento del 25%.

RÚBRICA DE ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE

Estándar de aprendizaje evaluable	Herramientas de evaluación (actividades del LA)	Excelente 3	Satisfactorio 2	En proceso 1	No logrado 0	Puntos
1.1 Escribir ecuaciones químicas sencillas de distinto tipo: neutralización, oxidación, síntesis, etc.	A: 1-8 ER: 1-5 AT: 1-20	Resuelve correctamente todas las actividades.	Resuelve correctamente la mayoría de las actividades, con fallos en algunas de ellas.	Resuelve las actividades pero tiene fallos en bastantes de ellas.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
2.1 Ajustar ecuaciones químicas sencillas de distinto tipo: neutralización, oxidación, síntesis, etc.	A: 1-8 ER: 1-5 AT: 1-20	Resuelve correctamente todas las actividades.	Resuelve correctamente la mayoría de las actividades, con fallos en algunas de ellas.	Resuelve las actividades pero tiene fallos en bastantes de ellas.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
3.1 Interpretar una ecuación química en términos de cantidad de materia, masa, número de partículas o volumen para realizar cálculos estequiométricos en la misma.	A: 5,6 ER: 1-5 AT: 5-9	Explica de manera adecuada los conceptos, identificando todos los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos de manera algo incompleta, aunque válida, identificando bastantes de los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos con errores, identificando pocos de los elementos importantes y sus relaciones.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
3.2 Realizar cálculos estequiométricos, aplicando la ley de conservación de la masa, a distintas reacciones en las que intervengan compuestos en estado sólido, líquido o gaseoso, o en disolución en presencia de un reactivo limitante o un reactivo impuro	A: 7-12 ER: 1-5 AT: 10-31	Resuelve correctamente todas las actividades.	Resuelve correctamente la mayoría de las actividades, con fallos en algunas de ellas.	Resuelve las actividades pero tiene fallos en bastantes de ellas.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
3.3 Considerar el rendimiento de una reacción en la realización de cálculos estequiométricos.	A: 13-15 ER: 5 AT: 10, 32-35	Resuelve correctamente todas las actividades.	Resuelve correctamente la mayoría de las actividades, con fallos en algunas de ellas.	Resuelve las actividades pero tiene fallos en bastantes de ellas.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
4.1 Distinguir reacciones de combinación, descomposición, sustitución, ácido-base y redox.	A: 15-17 ER: 6 AT: 36-38	Explica de manera adecuada los conceptos, identificando todos los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos de manera algo incompleta, aunque válida, identificando bastantes de los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos con errores, identificando pocos de los elementos importantes y sus relaciones	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	

A: actividades; ER: estrategias de resolución; AT: actividades y tareas.

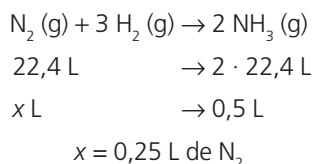
PRUEBA DE EVALUACIÓN A

1. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

- a) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 b) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 d) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NH}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$

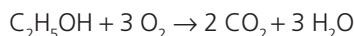
2. Se desea obtener 0,5 L de amoníaco gaseoso a partir de sus componentes, también gaseosos, hidrógeno y dinitrógeno. Si el proceso tiene lugar en condiciones normales de presión y temperatura, calcula el volumen de hidrógeno y dinitrógeno necesario para ello.

La ecuación química que representa este proceso es:



El volumen de hidrógeno necesario es el triple: 0,75 L (ver estequiometría).

3. ¿Qué masa de oxígeno se necesita para quemar 30 g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)? ¿Qué volumen de dióxido de carbono se desprende en condiciones normales?



Establecemos las siguientes relaciones:

$$\frac{46 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{96 \text{ g de O}_2} = \frac{30 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{x \text{ g de O}_2}; x = 62,6 \text{ g de O}_2$$

$$\frac{46 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{2 \cdot 22,4 \text{ L de CO}_2} = \frac{30 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}}{x \text{ L de CO}_2}; x = 29,2 \text{ L de CO}_2$$

4. Se quiere formar cloruro de plata y nitrato de aluminio a partir de 15,3 g de nitrato de plata y 26,7 g de cloruro de aluminio. Indica la cantidad de cloruro de plata que se forma.

La ecuación que describe el proceso es: $3 \text{AgNO}_3 + \text{AlCl}_3 \rightarrow 3 \text{AgCl} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$

Las masas molares son:

$$M_{\text{AgNO}_3} = 170 \text{ g/mol}; M_{\text{AlCl}_3} = 133,5 \text{ g/mol}$$

El número de moles de partida son:

$$\frac{15,3 \text{ g de AgNO}_3}{170 \text{ g/mol de AgNO}_3} = 0,09 \text{ mol de AgNO}_3;$$

$$\frac{26,7 \text{ g de AlCl}_3}{133,5 \text{ g/mol de AlCl}_3} = 0,2 \text{ mol de AlCl}_3$$

La proporción estequiométrica es:

$$\frac{3 \text{ mol de AgNO}_3}{1 \text{ mol de AlCl}_3} = \frac{0,09 \text{ mol de AgNO}_3}{x \text{ mol de AlCl}_3};$$

$$x = 0,03 \text{ mol de AlCl}_3$$

Como 0,03 mol de $\text{AlCl}_3 < 0,2 \text{ mol AlCl}_3$, eso quiere decir que el AlCl_3 está en exceso, o sea, el reactivo limitante es AgNO_3 . Con él hallamos la cantidad de AgCl formada:

$$\frac{3 \text{ mol de AgNO}_3}{3 \text{ mol de AgCl}} = \frac{0,09 \text{ mol de AgNO}_3}{x \text{ mol de AgCl}};$$

$$x = 0,09 \text{ mol de AgCl}$$

Como $M_{\text{AgCl}} = 143,5 \text{ g/mol}$; los moles anteriores corresponden a una masa de:

$$0,09 \text{ mol} \cdot 143,5 \text{ g/mol} = 12,92 \text{ g}$$

5. Calcula el volumen de dióxido de carbono gaseoso formado en la combustión completa de 100 g de un mineral cuya riqueza en carbono es del 80 %, cuando:

a) El volumen de los gases se mide en condiciones normales de presión y temperatura.

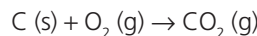
b) Los gases están a 25 °C y 2 atm de presión.

Datos: masa atómica del C = 12

La sustancia pura que se quema es el carbono, pero no 100 g:

$$\frac{100 \text{ g} \cdot 80}{100} = 80 \text{ g}$$

a) Escribimos la ecuación química ajustada y hacemos la lectura más conveniente (en masa para el carbono y en volumen para el dióxido de carbono):



$$12 \text{ g} \qquad \qquad \rightarrow 22,4 \text{ L (en CN)}$$

$$80 \text{ g} \qquad \qquad \rightarrow x \text{ L (en CN)}$$

Establecemos la correspondiente proporción:

$$\frac{12 \text{ g de C}}{80 \text{ g de C}} = \frac{22,4 \text{ L de CO}_2}{x \text{ L de CO}_2}; x = 149,3 \text{ L de CO}_2$$

b) La ecuación de los gases ideales para una masa dada de gas es $p_1 V_1 / T_1 = p_2 V_2 / T_2$; así pues, y si consideramos como situación (1) la equivalente a las condiciones normales, tenemos:

$$\frac{1 \text{ atm} \cdot 149,3 \text{ L}}{273 \text{ K}} = \frac{2 \text{ atm} \cdot V_2}{298 \text{ K}}$$

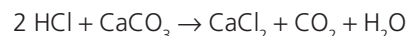
Por tanto, V_2 será:

$$V_2 = 81,5 \text{ L}$$

6. ¿Qué volumen de disolución de ácido clorhídrico 2 M se necesita para que 10 g de carbonato de calcio (CaCO_3) reaccionen totalmente y formen cloruro de calcio (CaCl_2), dióxido de carbono y agua?

Datos: masas atómicas: Ca = 40; C = 12; O = 16

La ecuación química que describe el proceso es:



$$2 \text{ mol} \quad 100 \text{ g}$$

$$x \text{ mol} \quad 10 \text{ g}$$

$$x = 0,2 \text{ mol}$$

Aplicando la definición de molaridad, $M = n/V$; tenemos que:

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0,2 \text{ mol}}{2 \text{ mol/L}} = 0,1 \text{ L} = 100 \text{ mL de disolución}$$

7. Las cantidades necesarias para que dos reactivos, A y B, puedan originar una determinada cantidad de producto a través de una reacción química que transcurre con un rendimiento del 100 %, son 3 g de A y 5 g de B. ¿Qué cantidades se precisarían para obtener la misma cantidad de producto si el rendimiento del proceso fuera del 40 %?

La relación es inversa, es decir, cuanto menor sea el rendimiento, mayor cantidad de reactivos necesitaremos.

Por tanto:

$$\frac{3 \text{ g} \cdot 100}{40} = 7,5 \text{ g de A}$$

$$\frac{5 \text{ g} \cdot 100}{40} = 12,5 \text{ g de B}$$

8. Clasifica, en función de la transformación que ha tenido lugar, las siguientes reacciones químicas:
- a) $\text{Zn (aq)} + \text{CuSO}_4 \text{ (aq)} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \text{ (aq)} + \text{Cu (s)}$
 - b) $\text{S (s)} + \text{Fe (s)} \rightarrow \text{FeS (s)}$
 - c) $\text{CH}_4 \text{ (g)} + 2 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + 2 \text{ H}_2\text{O (g)}$
 - d) $2 \text{ HgO (s)} \rightarrow 2 \text{ Hg (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$
- a) Sustitución simple.
 - b) Combinación (formación).
 - c) Combustión.
 - d) Descomposición.

PRUEBA DE EVALUACIÓN B

Señala la respuesta correcta en cada uno de los ejercicios:

- Las reacciones químicas se producen siempre que:
 - Se mezclan dos sustancias distintas.
 - Tienen lugar choques entre las moléculas de los reactivos.
 - Se consiguen romper los enlaces de las moléculas de los reactivos.
- De las siguientes ecuaciones químicas, indica cuáles están ajustadas:
 - $\text{HCl} + 2 \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
 - $2 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
 - $\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2 \text{HNO}_3$
- La masa de oxígeno necesaria para que 15 g de monóxido de nitrógeno se transformen totalmente en dióxido de nitrógeno es:
 - 16 g
 - 8 g
 - 32 g
- En condiciones normales, el volumen de hidrógeno que se requiere para formar un mol de amoníaco es:
 - 33,6 L
 - 22,4 L
 - 44,8 L
- El volumen de oxígeno, a 25 °C y 0,9 atm, que hace falta para formar 243 g de óxido de magnesio a partir de un exceso de magnesio es:
 - 81,45 L
 - 2,23 L
 - 40,52 L
- Se hace reaccionar 11,6 g de butano (C_4H_{10}) con 32 g de oxígeno. El volumen de CO_2 desprendido en condiciones normales es:
 - 2,5 L
 - 15,4 L
 - 13,8 L
- Se mezcla 100 cm³ de disolución de ácido sulfúrico 2 M con otros 100 cm³ de disolución de hidróxido de sodio 2 M. Cuando la reacción se completa, queda sin neutralizar:
 - 0,1 mol de NaOH
 - 0,1 mol de H_2SO_4
 - Nada, la neutralización es completa
- Al reaccionar 20 g de metano con exceso de vapor de agua se produce 79,8 L de H_2 medidos en condiciones normales, eso quiere decir que el rendimiento de la reacción es:
 - 95 %
 - 80 %
 - 79,8 %
- Las siguientes ecuaciones representan tres reacciones químicas diferentes, indica la que es de formación:
 - $\text{CO} (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g})$
 - $\text{H}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
 - $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 2 \text{CO}_2$
- Señala la respuesta correcta:
 - Siempre que añades un ácido a una base se produce neutralización total.
 - Una disolución es ácida si la concentración de H^+ es inferior a la de OH^- .
 - La oxidación es aquel proceso químico por el que una especie química cede electrones.