

2024 - 2025

**DIRECCIÓN GENERAL DEL BACHILLERATO**  
**CENTRO DE ESTUDIOS DE BACHILLERATO 4/1**  
**“MTRO. MOISÉS SAÉNZ GARZA”**

TURNO MATUTINO

**Guía de estudio para el examen extraordinario de**  
**REACCIONES QUÍMICAS: CONSERVACIÓN DE LA**  
**MATERIA EN LA FORMACIÓN DE NUEVAS**  
**SUSTANCIAS**

**Nombre del(a) estudiante:**

---

**Grupo:** \_\_\_\_\_

Elaboraron: Profa. Maribel Morales Villafuerte  
Prof. Eduardo Javier Martínez Márquez

## **INSTRUCCIONES.**

*Para la evaluación extraordinaria:*

1. Acudir al plantel en la fecha y hora señaladas en el calendario de exámenes extraordinarios.
2. Traer una identificación vigente con fotografía (credencial de la escuela o del INE).
3. Asistir uniformado en caso de ser alumno inscrito o de baja temporal. Exalumnos pueden presentarse con ropa de calle.
4. Tienes una tolerancia de 15 min para llegar a realizar la evaluación escrita de la Unidad Académica Curricular (UAC) de Reacciones químicas: Conservación de la materia en la formación de nuevas sustancias, después de este lapso ya no se le permitirá la entrada a nadie.
5. Traer una pluma de tinta negra o azul marino, un lápiz, una goma, un sacapuntas y una calculadora. No se puede usar celular o algún aparato electrónico. No necesitas tabla periódica. No se puede prestar, ni pedir materiales a los compañeros.

*Para resolver la guía*

1. Los ejercicios de esta guía están basados en el programa de estudio establecido por la Dirección General del Bachillerato para la UAC de Reacciones químicas: Conservación de la materia en la formación de nuevas sustancias.
2. Esta guía es para que prepares la evaluación extraordinaria, si hay dudas sobre algún tema o resolución de algún reactivo, se recomienda que acudas a asesorías en el horario publicado por la Subdirección Académica en la página del plantel.

## **OBJETIVO DE LA GUÍA:**

Proporcionar al estudiante una guía de estudio para que analice, reflexione y desarrolle los conocimientos necesarios para acreditar la UAC de Reacciones químicas: Conservación de la materia en la formación de nuevas sustancias. Así como, ayudar a que desarrolle una serie de actividades para que integre un portafolio de evidencias para acreditar la evaluación extraordinaria.

## **PRESENTACIÓN DE LA UAC:**

Reacciones químicas: Conservación de la materia en la formación de nuevas sustancias, es una UAC que pertenece al currículum fundamental y al área de conocimiento de Ciencias Naturales, Experimentales y Tecnología, en donde se pretende que los instrumentos y los métodos de acceso al conocimiento permitan construir ciudadanos que transformen y mejoren sus condiciones de vida y de la sociedad. Además, que tengan la oportunidad de continuar con sus estudios a nivel superior para que finalmente se incorporen al ámbito laboral debidamente capacitados.

Las Ciencias Naturales, Experimentales y Tecnología se fundamentan en la aplicación del método científico para la explicación de los procesos y dinámicas presentes en los fenómenos naturales que nos rodean. Se hace énfasis en el trabajo colectivo por indagación y resolución de proyectos para la construcción del conocimiento.

## **BIBLIOGRAFÍA:**

Castañeda, L. J. J.; Corro C. B. R.; Huitrón, V. D. K.; López, L. E. y Parra, M. J. E. (2025). Reacciones químicas: Conservación de la materia en la formación de nuevas sustancias. Colegio de Bachilleres del Estado de Baja California. México: <https://bit.ly/4lxt5Af>.

Torres, G. F. A. (2024). Reacciones químicas: Conservación de la materia en la formación de nuevas sustancias. Editorial Patria Educación: <https://bit.ly/3G2Vyi0>.

Brown, T. (2009). Química, la ciencia central. Editorial Prentice Hall. México.

Chang, R., y Goldsby, K. A. (2017). Química. Doceava edición. Editorial McGraw Hill. México.

## PROGRESIONES:

1. Las sustancias reaccionan químicamente de formas características. En un proceso químico, los átomos que componen las sustancias originales llamadas reactivos se reagrupan formando diferentes sustancias, denominadas productos, que se caracterizan por tener propiedades distintas a las de los reactivos.
2. Algunas reacciones químicas liberan energía, otras absorben energía.
3. Cada átomo tiene una subestructura con cargas eléctricas, que consiste en un núcleo con protones y neutrones, rodeado de electrones.
4. La tabla periódica ordena los elementos químicos horizontalmente por el número de protones en el núcleo del átomo y coloca aquellos con propiedades químicas similares en columnas. Los patrones repetitivos de esta tabla se asocian a los patrones de la configuración de electrones externos.
5. Los ejemplos de propiedades que son predecibles a partir de patrones incluyen la reactividad de los metales, los tipos de enlaces formados, la cantidad de enlaces formados y las reacciones con el oxígeno.
6. La atracción y repulsión entre cargas eléctricas a escala atómica explica la estructura, propiedades y transformaciones de la materia, así como las fuerzas de contacto entre los objetos materiales.
7. El hecho de que los átomos se conserven, aunado al conocimiento de las propiedades químicas de los elementos involucrados, puede usarse para describir y predecir reacciones químicas.
8. Una molécula estable tiene menos energía que el mismo conjunto de átomos cuando están separados, se debe proporcionar al menos esta energía para romper los enlaces de la molécula.
9. Es posible establecer relaciones proporcionales entre las masas de los átomos en los reactivos y los productos, y la traducción de estas relaciones a la escala macroscópica usando el concepto de mol como la conversión de la escala atómica a la escala macroscópica.
10. Un equilibrio dinámico ocurre cuando dos procesos reversibles suceden a la misma velocidad. Diversos procesos (como determinadas reacciones químicas) son reversibles y cuando están en un equilibrio dinámico, la reacción inversa ocurre a la misma velocidad.
11. Los procesos químicos, sus velocidades y si requieren energía o la liberan, pueden entenderse en términos de colisiones de átomos o moléculas y reordenamiento de átomos para formar distintas sustancias, con los consiguientes cambios en la suma de las energías de enlace de todas las moléculas y los cambios correspondientes en la energía cinética.
12. Si un sistema en equilibrio es perturbado, el sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio.
13. Los procesos nucleares, incluida la fusión, la fisión y la desintegración radiactiva de núcleos inestables, implican la liberación o absorción de energía. El número total de neutrones más protones no cambia en ningún proceso nuclear.
14. La ciencia como un esfuerzo humano para el bienestar, parte 4. La química del aire ¿cómo mejorar lo que respiramos?

**I. REACCIONES QUÍMICAS Y PROPIEDADES PERIÓDICAS:** Investiga la siguiente información y escríbela a mano en hojas blancas o de block.

1. ¿Cuáles son las características de una fórmula química?
2. ¿Qué son los números de oxidación?
3. ¿Cuáles son las reglas para asignar los números de oxidación?
4. ¿Qué es un catión?
5. ¿Qué es un anión?
6. ¿Qué son una reacción y una ecuación químicas?
7. ¿Cuáles son los componentes de una ecuación química?
8. ¿Cuáles son los tipos de ecuaciones químicas?

### EVALUACIÓN DEL TEMA I.

Selecciona la respuesta correcta.

1. ¿Qué representan los subíndices en una fórmula química?
  - a) Número de átomos de un elemento
  - b) Tipo de elementos presentes
  - c) Coeficientes
  - d) Subíndices
2. ¿Qué indican los coeficientes en una ecuación química?
  - a) Número de moléculas
  - b) Coeficientes
  - c) Tipo de elementos presentes
  - d) Número de átomos de un elemento
3. ¿Qué representan los símbolos químicos en una fórmula química?
  - a) Número de átomos
  - b) Tipo de elementos presentes
  - c) Coeficientes
  - d) Subíndices
4. ¿Qué elemento tiene un número de oxidación de +3 en  $Al_2O_3$ ?
  - a) Hidrógeno
  - b) Oxígeno
  - c) Aluminio
  - d) Flúor
5. ¿Qué se forma cuando el calcio ( $Ca^{2+}$ ) se combina con el oxígeno ( $O^{2-}$ )?
  - a)  $Ca_2O$
  - b)  $Ca_2O_2$
  - c)  $CaO_3$
  - d)  $CaO$
6. ¿Cuál es el número de oxidación del oxígeno en los peróxidos?
  - a) -1
  - b) -2
  - c) +1
  - d) 0
7. ¿Cuál es el número de oxidación del hidrógeno en los hidruros metálicos?
  - a) +1



- b) -1  
c) 0  
d) +2
8. ¿Qué halógeno siempre tiene un número de oxidación de -1 en sus compuestos?  
a) Cloro  
b) Bromo  
c) Flúor  
d) Iodo
9. ¿Cuál es el número de oxidación del hidrógeno en  $H_2O$ ?  
a) -1  
b) -2  
c) +1  
d) 0
10. ¿Cuál es el número de oxidación del hidrógeno en los hidruros no metálicos?  
a) +1  
b) -1  
c) 0  
d) +2
11. ¿Qué elemento tiene un número de oxidación de +5 en  $P_2O_5$ ?  
a) Hidrógeno  
b) Flúor  
c) Oxígeno  
d) Fósforo
12. ¿Cuál es el número de oxidación más común del sodio (Na)?  
a) -1  
b) -2  
c) +1  
d) 0
13. ¿Cuál es el número de oxidación del hidrógeno en los hidruros metálicos?  
a) +1  
b) -1  
c) 0  
d) +2
14. ¿Qué se forma cuando el potasio ( $K^+$ ) se combina con el Flúor ( $F^-$ )?  
a)  $K_2F$   
b)  $KF_2$   
c)  $K_2F_2$   
d)  $KF$
15. ¿Qué elemento tiene un número de oxidación de -2 en los compuestos que forma, excepto en los peróxidos?  
a) Hidrógeno  
b) Bromo  
c) Oxígeno  
d) Sodio
16. ¿Cuál de los siguientes es un ejemplo de una reacción de doble sustitución?  
a)  $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$   
b)  $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$   
c)  $Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$   
d)  $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$



17. ¿Cuál de los siguientes es un ejemplo de una reacción de síntesis?
- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$
  - $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
  - $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$
  - $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
18. ¿Cuál de los siguientes es un ejemplo de una reacción de sustitución simple?
- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$
  - $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
  - $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$
  - $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
19. ¿Cuál de los siguientes es un ejemplo de una reacción de descomposición?
- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$
  - $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
  - $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$
  - $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Escribe la fórmula química del compuesto que se forma al combinar los aniones y cationes que se indican.

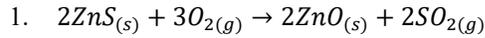
- $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- $\text{Ca}^{2+} + \text{O}^{2-} \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- $\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- $\text{Zn}^{2+} + \text{NO}_3^- \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- $\text{P}^{3+} + \text{Cl}^- \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- $\text{Zn}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- $\text{Cu}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- $\text{Fe}^{2+} + \text{NO}_3^- \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- $\text{P}^{5+} + \text{O}^{2-} \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- $\text{Mg}^{2+} + \text{O}^{2-} \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- $\text{K}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- $\text{Al}^{3+} + \text{OH}^- \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- $\text{K}^+ + \text{O}^{2-} \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- $\text{Ca}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- $\text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow$  \_\_\_\_\_
- $\text{Al}^{3+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow$  \_\_\_\_\_

Escribe la palabra o palabras que hacen falta para completar la oración.

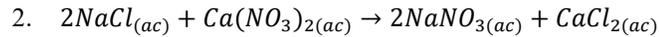
- En una ecuación química, el símbolo  $\uparrow$  significa: \_\_\_\_\_
- En una ecuación química, el símbolo  $\Delta$  significa: \_\_\_\_\_
- En una ecuación química, el símbolo  $\downarrow$  significa: \_\_\_\_\_
- En una ecuación química, el símbolo **STP** significa: \_\_\_\_\_
- En una ecuación química, el símbolo (s) significa: \_\_\_\_\_

6. En una ecuación química, el símbolo  $\rightleftharpoons$  significa: \_\_\_\_\_
7. En una ecuación química, el símbolo (g) significa: \_\_\_\_\_
8. En una ecuación química, el símbolo  $\rightarrow$  significa: \_\_\_\_\_

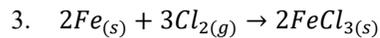
Con las siguientes ecuaciones químicas, contesta lo que se solicita:



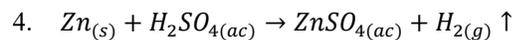
- a) ¿Cuáles son los reactivos? \_\_\_\_\_
- b) ¿La reacción es reversible o irreversible? \_\_\_\_\_
- c) ¿Cuál es el estado de agregación del  $ZnO$ ? \_\_\_\_\_
- d) ¿Cuántas moléculas de oxígeno reaccionan? \_\_\_\_\_
- e) ¿Cuántos productos se forman? \_\_\_\_\_
- f) ¿Cuántos átomos de oxígeno se obtienen? \_\_\_\_\_



- a) ¿Cuántos reactivos participan en la reacción? \_\_\_\_\_
- b) ¿La reacción es reversible o irreversible? \_\_\_\_\_
- c) ¿Cuál es el estado de agregación del  $NaCl$ ? \_\_\_\_\_
- d) ¿Cuántas moléculas de  $Ca(NO_3)_2$  reaccionan? \_\_\_\_\_
- e) ¿Cuáles son los productos se forman? \_\_\_\_\_
- f) ¿Cuántos átomos de oxígeno se obtienen? \_\_\_\_\_



- a) ¿Cuáles son los reactivos? \_\_\_\_\_
- b) ¿La reacción es reversible o irreversible? \_\_\_\_\_
- c) ¿Cuál es el estado de agregación del  $Cl_2$ ? \_\_\_\_\_
- d) ¿Cuántos átomos de cloro se obtienen? \_\_\_\_\_
- e) ¿Cuántos productos se forman? \_\_\_\_\_
- f) ¿Cuántas moléculas de hierro reaccionan? \_\_\_\_\_



- a) ¿Cuáles son los reactivos? \_\_\_\_\_
- b) ¿La reacción es reversible o irreversible? \_\_\_\_\_
- c) ¿Cuál es el estado de agregación del  $H_2$ ? \_\_\_\_\_
- d) ¿Cuántos átomos de oxígeno se obtienen? \_\_\_\_\_
- e) ¿Cuántos productos se forman? \_\_\_\_\_
- f) ¿Cuántas moléculas de zinc reaccionan? \_\_\_\_\_

**II. REACCIONES QUÍMICAS Y SUS RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS.** Investiga la siguiente información y escríbela a mano en hojas blancas o de block.

1. Investiga el método por tanteo para balancear ecuaciones químicas
2. ¿Qué es estequiometría?
3. Investiga las leyes ponderales
4. ¿Cuáles es la definición de las principales unidades químicas: mol, número de Avogadro, volumen molar y masa molar?
5. Investiga cómo se resuelven problemas sobre relaciones estequiométricas
6. ¿Qué es el reactivo limitante, el reactivo en exceso y el rendimiento de reacción?

**EVALUACIÓN DEL TEMA II.**

Balancea las siguientes ecuaciones químicas; escribiendo el coeficiente en la línea, donde sea necesario.

1. \_\_\_\_  $C_3H_8$  + \_\_\_\_  $O_2$  → \_\_\_\_  $CO_2$  + \_\_\_\_  $H_2O$
2. \_\_\_\_  $Ba(OH)_2$  + \_\_\_\_  $HCl$  → \_\_\_\_  $BaCl_2$  + \_\_\_\_  $H_2O$
3. \_\_\_\_  $Al$  + \_\_\_\_  $O_2$  → \_\_\_\_  $Al_2O_3$
4. \_\_\_\_  $SO_2$  + \_\_\_\_  $H_2O$  → \_\_\_\_  $H_2SO_3$
5. \_\_\_\_  $NH_3$  + \_\_\_\_  $O_2$  → \_\_\_\_  $NO$  + \_\_\_\_  $H_2O$
6. \_\_\_\_  $Cr$  + \_\_\_\_  $O_2$  → \_\_\_\_  $Cr_2O_3$
7. \_\_\_\_  $MgS$  + \_\_\_\_  $AlCl_3$  → \_\_\_\_  $MgCl_2$  + \_\_\_\_  $Al_2O_3$

Después de estudiar las leyes ponderales, contesta cada situación con la ley ponderal que la describe.

1. Cuando se combina una misma cantidad de carbono (12 gramos) con distintas cantidades de oxígeno. Se observa que las cantidades de oxígeno mantienen una relación numérica sencilla (en este caso "el doble")  $32/16 = 2$

$C + O_2 \rightarrow CO_2$	$12\text{ g } C + \mathbf{32\text{ g } } O_2 \rightarrow 44\text{ g } CO_2$
$C + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CO$	$12\text{ g } C + \mathbf{16\text{ g } } O_2 \rightarrow 28\text{ g } CO$

Ley ponderal demostrada: \_\_\_\_\_

2. Anteriormente se creía que la materia era destructible y se aducía como ejemplo: la combustión de un trozo de carbón que, después de arder, quedaba reducido a cenizas, con un peso muy inferior; sin embargo; el uso de la balanza permitió comprobar que, si se recuperaban los gases originados en la combustión, el sistema pesaba igual antes que después de la experiencia, por lo que dedujo que la materia era indestructible.

Ley ponderal demostrada: \_\_\_\_\_

3. En una muestra de agua pura ( $H_2O$ ), el porcentaje de oxígeno siempre es 88.89%, y el de hidrógeno es 11.11%, sin importar de qué parte del mundo se tome.

Ley ponderal demostrada: \_\_\_\_\_

Realiza los siguientes ejercicios sobre unidades químicas:

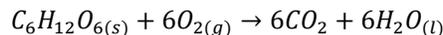
- 5.4 mol de  $\text{Ca(OH)}_2$  a cuántos gramos equivalen, considera las siguientes masas atómicas: Ca = 40 g/mol, H = 1 g/mol, O = 16 g/mol.
- ¿Cuántas moles hay en 150 g de  $\text{AlCl}_3$ ? Las masas atómicas son: Al = 27 g/mol, Cl = 35 g/mol.
- Calcula la masa molar del  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , si las masas atómicas son: H = 1 g/mol, S = 32 g/mol, O = 16 g/mol.
- 6.5 mol de  $\text{Mg(OH)}_2$  a cuántos gramos equivalen, considera las siguientes masas atómicas: Mg = 24 g/mol, H = 1 g/mol, O = 16 g/mol.
- ¿Cuántas moles hay en 160 g de  $\text{CCl}_4$ ? Las masas atómicas son: C = 12 g/mol, Cl = 35 g/mol.
- Calcula la masa molar del  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , si las masas atómicas son: Na = 23 g/mol, S = 32 g/mol, O = 16 g/mol.
- 7.6 mol de  $\text{Ba(OH)}_2$  a cuántos gramos equivalen, considera las siguientes masas atómicas: Ba = 137 g/mol, H = 1 g/mol, O = 16 g/mol.
- ¿Cuántas moles hay en 170 g de  $\text{MgCl}_2$ ? Las masas atómicas son: Mg = 24 g/mol, Cl = 35 g/mol.
- Calcula la masa molar del  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , si las masas atómicas son: K = 39 g/mol, S = 32 g/mol, O = 16 g/mol.
- 8.7 mol de  $\text{Sr(OH)}_2$  a cuántos gramos equivalen, considera las siguientes masas atómicas: Sr = 88 g/mol, H = 1 g/mol, O = 16 g/mol.
- ¿Cuántas moles hay en 180 g de  $\text{ClO}_2$ ? Las masas atómicas son: Cl = 35 g/mol, O = 16 g/mol.
- Calcula la masa molar del  $\text{Li}_2\text{SO}_4$ , si las masas atómicas son: Li = 7 g/mol, S = 32 g/mol, O = 16 g/mol.

Escribe una "V" si la oración es verdadera o una "F" si es falsa

- Las reacciones endotérmicas liberan energía calorífica. ( )
- Las reacciones redox implican transferencia de electrones. ( )
- El número de Avogadro es  $6.023 \times 10^{22}$ . ( )
- Las reacciones exotérmicas liberan energía calorífica. ( )
- Un mol de cualquier gas, en condiciones normales de presión y temperatura, ocupa un volumen de 22.4 litros ( )
- Las reacciones de neutralización implican transferencia de electrones. ( )

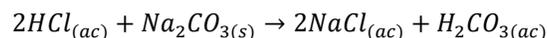
Resuelve los siguientes problemas sobre relaciones estequiométricas. Utiliza las masas atómicas que están al final de esta sección.

- Para la siguiente reacción, calcular:



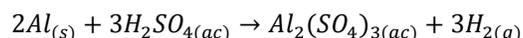
- ¿Cuántos gramos de  $\text{CO}_2$  se obtienen, si reaccionan 120 L de  $\text{O}_2$ ?
- ¿Cuántos moles de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  se necesitan que reaccionen para producir 75 g de  $\text{CO}_2$ ?

- Para la siguiente reacción, calcular:



- ¿Cuántos moles de HCl se requieren para producir 200 g de NaCl?
- ¿Cuántos gramos de  $\text{H}_2\text{CO}_3$  se producen si reaccionan completamente 3 moles de HCl?

- Para la siguiente reacción, calcular:



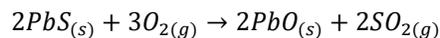
- ¿Cuántos gramos de  $Al_2(SO_4)_3$  se producen si reaccionan 7.5 moles de  $H_2SO_4$ ?
- ¿Cuántos litros de  $H_2$  se producen si reaccionan completamente 120 g de Al?

Utiliza la siguiente tabla para resolver los tres problemas anteriores.

Elemento	Símbolo	Masa atómica (mol/g)	Elemento	Símbolo	Masa atómica (mol/g)	Elemento	Símbolo	Masa atómica (mol/g)
Aluminio	Al	27	Cloro	Cl	35	Oxígeno	O	16
Azufre	S	32	Hidrógeno	H	1	Sodio	Na	23
Carbono	C	12						

Resuelve los siguientes problemas sobre reactivo limitante, reactivo en exceso y rendimiento de reacción. Utiliza las masas atómicas que están al final de esta sección.

- El óxido de hierro (III) ( $Fe_2O_3$ ) se reduce con carbono (C) para obtener hierro (Fe) y monóxido de carbono (CO), de acuerdo con la siguiente ecuación:  $Fe_2O_{3(s)} + 3C_{(s)} \rightarrow 3CO_{(g)} + 2Fe_{(s)}$ 
  - ¿Cuántos gramos de hierro se obtienen si se hacen reaccionar 30 g de  $Fe_2O_3$  con 60 g de carbono?
  - Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso.
  - Si en un experimento se obtuvieron 18 g de Fe, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?
- Cuando el benceno ( $C_6H_6$ ) reacciona con el bromo ( $Br_2$ ) se obtiene bromobenceno ( $C_6H_5Br$ ) y ácido bromhídrico (HBr), según la siguiente ecuación:  $C_6H_{6(l)} + Br_{2(l)} \rightarrow C_6H_5Br_{(l)} + HBr_{(g)}$ 
  - Si 30 g de benceno reaccionan con 65 g de bromo, ¿cuánto bromobenceno se obtiene?
  - Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso.
  - Si el rendimiento real del bromobenceno fue de 56.7 g, calcula el porcentaje de rendimiento
- El disulfuro de carbono ( $CS_2$ ) arde con oxígeno ( $O_2$ ) para formar dióxido de carbono ( $CO_2$ ) y dióxido de azufre ( $SO_2$ ), de acuerdo con la siguiente ecuación:  $CS_{2(l)} + 3O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2SO_{2(g)}$ 
  - ¿Cuántos gramos de  $SO_2$  se obtienen si se hacen reaccionar 15 g de  $CS_2$  con 35 g de  $O_2$ ?
  - Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso.
  - Si en un experimento se obtuvieron 11.9 g de  $SO_2$ , ¿cuál es el rendimiento de la reacción?
- El sulfuro de plomo (II) ( $PbS$ ) reacciona con oxígeno ( $O_2$ ) para producir óxido de plomo (II) ( $PbO$ ) y dióxido de azufre ( $SO_2$ ), de acuerdo con la siguiente reacción:



- ¿Cuántos gramos de PbO se obtienen si se calientan 200 g de PbS con 200 g de  $O_2$ ?
  - Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso.
  - Si en un experimento se obtuvieron 170 g de PbO, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?
- La plata es un metal utilizado en joyería y en electrónica; para su obtención se lleva a cabo la siguiente reacción:  $Zn_{(s)} + AgNO_{3(ac)} \rightarrow Ag_{(s)} + ZnNO_{3(s)}$ 
    - ¿Cuántos gramos de plata (Ag) se obtienen a partir de 40 g de zinc (Zn) y 60 g de nitrato de plata ( $AgNO_3$ )?
    - ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?
    - Si en el laboratorio se obtienen 35 g de plata, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?

Utiliza la siguiente tabla para resolver los cinco problemas anteriores.

Elemento	Símbolo	Masa atómica (mol/g)	Elemento	Símbolo	Masa atómica (mol/g)	Elemento	Símbolo	Masa atómica (mol/g)
Azufre	S	32	Hierro	Fe	56	Plata	Ag	108



Elemento	Símbolo	Masa atómica (mol/g)	Elemento	Símbolo	Masa atómica (mol/g)	Elemento	Símbolo	Masa atómica (mol/g)
Bromo	Br	80	Nitrógeno	N	14	Plomo	Pb	207
Carbono	C	12	Oxígeno	O	16	Zinc	Zn	65
Hidrógeno	H	1						