



PROBLEMAS DE QUÍMICA GENERAL
QUÍMICA GENERAL I (531.140)

Unidad I: Herramientas de la Química

1. Clasifique las siguientes propiedades del elemento Talio en propiedades físicas o propiedades químicas:

- | | |
|-----------------------------------|--------------------------------|
| a) Se oxida lentamente a 25 °C | e) Reacciona con el cloro |
| b) Es maleable | f) Funde a 303,5 °C |
| c) Color blanco azuloso | g) Es venenoso |
| d) Reacciona con el ácido nítrico | h) Se puede cortar fácilmente. |

2. Clasifique los siguientes cambios como físicos o químicos:

- | | |
|------------------------------|----------------------|
| a) Sacar petróleo de un pozo | d) Cocer la carne |
| b) Destilar el petróleo | e) Masticar la carne |
| c) Quemar bencina | f) Digerir la carne |

3. Clasifique las siguientes substancias en compuestos, elementos o mezclas.

- | | |
|------------------|------------------------------|
| a) Azufre | f) Palomitas de maíz saladas |
| b) Agua | g) Plomo |
| c) Silicio | h) Gasoline |
| d) Sal de cocina | i) Bronce |
| e) Sacarosa | |

4. Determine la cantidad de cifras significativas en los siguientes números:

- | | | |
|------------|------------|-----------------------|
| a) 427 | e) 18070 | i) 60.02 |
| b) 320 | f) 0.2 | j) 0.006180 |
| c) 4000020 | g) 0.05 | k) 1.30×10^3 |
| d) 1610 | h) 0.00301 | l) 7.501 |

5. Redondee los siguientes números hasta tres dígitos significativos:

- | | | |
|------------|--------------|-----------------------|
| a) 4275 | e) 18.450 | i) 0.03659 |
| b) 3201 | f) 0.2121345 | j) 0.006180 |
| c) 4326 | g) 2.66455 | k) 1.30×10^3 |
| d) 3.37286 | h) 16.550 | l) 7.501 |

6. La libra norteamericana equivale a 0.453592428 kg. Redondee este número hasta tres cifras significativas.

7. Entregue el resultado de las siguientes operaciones matemáticas con la cantidad adecuada de cifras significativas:

- | | |
|--------------------------------|-----------------------|
| a) $3.68 + 7.3654 + 0.5 =$ | c) $14.745 - 1.60 =$ |
| b) $0.243 + 76.720 + 4.6595 =$ | d) $0.6542 - 0.260 =$ |

e) $6.02 \times 2.0 =$
 f) $0.65 \times 427 =$
 g) $0.022 \times 0.467 =$

h) $174 / 24 =$
 i) $420 / 17.5 =$
 j) $0.24 + (18.6 \times 0.12) =$

8. Exprese las siguientes cantidades en notación científica, con un máximo de tres cifras significativas:

a) 8720000
 b) 0.0745
 c) 7.272
 d) 0.0003275
 e) 0.00764

f) 725.000
 g) 9.738
 h) 0.006185
 i) 1800000

9. Efectúe las siguientes operaciones expresando el resultado en notación científica :

a) $3.24 \times 10^3 + 1.50 \times 10^3 =$
 b) $4.72 \times 10^3 + 6.6 \times 10^1 =$
 c) $3.75 \times 10^3 - 2.74 \times 10^3 =$

d) $6.54 \times 10^5 + 2 \times 10^3 =$
 e) $6.45 \times 10^3 \times 1.42 \times 10^2 =$
 f) $3.28 \times 10^6 \times 1.24 \times 10^{-2} =$

10. Exprese en notación científica el valor de:

a) 6.5 kg en mg
 b) 12.000 m en km
 c) 35 mg en kg
 d) 300 mL en L
 e) 764 dm³ en mL

f) 35 Å en micrones (1 micrón = 10^{-6} m)
 g) 35.0 nm en pm
 h) 1500 m³ en L
 i) 6.75 mL en L

11. Calcule la densidad en g/mL de:

- a) Un trozo de metal de 350 g y 60 mL de volumen.
 b) Una muestra sólida que ocupa un volumen de 5.4 mL y tiene 65 g de masa.
 c) Una pieza de metal de forma ortoédrica (paralelepípedo ortogonal) cuyas dimensiones son: 2.0 cm x 0.10 dm x 25 mm y tiene una masa de 35.0 g.

12. Calcule el volumen en mL de:

- a) una muestra de CCl₄ que tiene una masa de 75.0 g; d = 1.60 g/mL
 b) Una muestra de 1.7 kg de benceno; d = 8.8×10^2 kg/m³

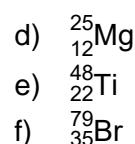
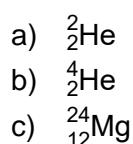
13. Calcule la masa en gramos de:

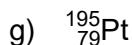
- a) 25.0 mL de éter etílico; d = 0.708 g/mL.
 b) 0.220 L de bromo; d = 3.12 g/mL.

Unidad II: Átomos, moléculas e iones

1. Señale el número de masa de un átomo de hierro si tiene 28 neutrones.

2. Para cada una de las siguientes especies, determine el número de protones y el número de neutrones en el núcleo.





3. Escriba el símbolo apropiado para cada uno de los siguientes isótopos:
 - a) $Z = 11, A = 23;$
 - b) $Z = 28, A = 64$
 - c) $Z = 74, A = 186$
 - d) $Z = 80, A = 201$
4. Explique cuál de los siguientes símbolos proporciona la mayor información acerca del átomo, ^{23}Na o $_{11}\text{Na}$.
5. Las masas atómicas de $^{35}_{17}\text{Cl}$ (75.53%) $^{37}_{17}\text{Cl}$ (24.47%) son 34.968 y 36.956 uma, respectivamente. Calcule la masa atómica promedio del cloro. El porcentaje entre paréntesis representa la abundancia relativa.
6. Determine cuántos átomos hay en 5.10 moles de fósforo(P_4)
7. Calcule cuántos moles de calcio (Ca) están contenidos en 77.4 g de este elemento.
8. Calcule cuántos gramos de oro (Au) hay en 15.3 moles del mismo.
9. Calcule la masa en gramos de un átomo de los siguientes elementos:
 - a) Hg
 - b) Ne
 - c) As
 - d) Pb.
10. Calcule la masa en gramos de 1×10^{12} átomos de plomo.
11. Determine cuántos átomos están presente en 3.14 g de cobre.
12. Señale cuales son las fórmulas empíricas de los siguientes compuestos:

a) C_2N_2	d) P_4H_{10}	g) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
b) C_6H_6	e) B_2H_6	h) N_2O_5
c) C_9H_{20}	f) Al_2Br_6	i) K_2CrO_4
13. Calcule la masa molecular en (uma) de cada una de las siguientes especies:

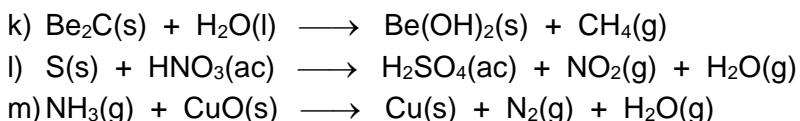
a) CH_4	d) C_6H_6
b) H_2O	e) PCl_5
c) H_2O_2	
14. Calcule los moles de moléculas de etano en 0.334 g de etano (C_2H_6)
15. La densidad del agua es 1.00 g/mL a 4°C. Calcule cuantas moléculas hay en 2.56 mL de agua a esta temperatura.
16. La urea $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ es un compuesto que se usa como fertilizante y en muchas otras aplicaciones. Calcule el número de átomos de N, C, O y H que hay en 1.68×10^4 g de urea.
17. El análisis de un compuesto da la siguiente composición en masa: C=44.4%; H=6.21%; S=39.5%; O=9.86%. Determine su fórmula empírica y su fórmula molecular si su masa molar es aproximadamente 324 g/mol.
18. El alcohol cinámico se usa en perfumería, jabones y cosméticos. Su fórmula molecular es $\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}$. Calcule:
 - a) La composición porcentual en masa de C, H y O en este alcohol.

- b) El número de moléculas en 0.469 gramos de alcohol cinámico
- 19.** Las especies que se enumeran a continuación son fertilizantes que aportan nitrógeno al suelo. Determine cuál de ellos es la fuente más rica en nitrógeno basándose en su composición porcentual en masa.
- | | |
|--|---|
| a) Urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ | c) Guanidina, $\text{HNC}(\text{NH}_2)_2$ |
| b) nitrato de amonio, NH_4NO_3 | d) amoniaco, NH_3 |
- 20.** La fórmula del herrumbre se puede representar como Fe_2O_3 . Calcule cuántos moles de átomos de Fe están presentes en 24.6 g del compuesto.
- 21.** El glutamato monosódico (un acentuante del sabor muy utilizado en la comida china) tiene la siguiente composición en masa: 35.51% de C, 4.77% de H, 37.85% de O, 8.29 % de N y 13.60% de Na. Si su masa molar es 169 g/mol, determine su fórmula molecular.
- 22.** Determine cuál de las siguientes muestras está formada por el mayor número de átomos:
- | | |
|---------------------------------|----------------------------|
| a) 2.5 mol de metano | d) 1.8 mol de S_8 |
| b) 10.0 mol de helio | e) 3.0 mol de amoniaco |
| c) 4.0 mol de dióxido de azufre | |
- 23.** El análisis de un cloruro metálico XCl_3 revela que contiene 67,2 % de Cl en masa. Calcule la masa atómica de X en una e identifique el átomo.
- 24.** Un compuesto hidratado contiene 4.00 g de calcio, 7.10 g de cloro y 7.20 g de agua ($\text{Ca}_x\text{Cl}_y \cdot \text{ZH}_2\text{O}$) Determine la fórmula de la sal. Determine su fórmula.
- 25.** Clasifique las siguientes sustancias como elementos y compuestos. Indique además si son moléculas diatómicas, poliatómicas o si no son moléculas. (modificar respuestas en caso de que les parezca esta sugerencia)
- | | | |
|--------|---------------------------|------------------|
| a) S | e) O_2 | i) O_2 |
| b) KBr | f) SO_2 | j) O_3 |
| c) Cs | g) S_8 | k) CH_4 |
| d) LiF | h) N_2O_5 | l) P_4 |

Unidad III: Reacciones Químicas

- 1.** Equilibre las siguientes ecuaciones químicas:

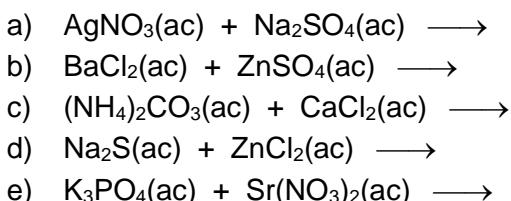
- $\text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$
- $\text{CO(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$
- $\text{H}_2\text{(g)} + \text{Br}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{HBr(g)}$
- $\text{K(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \longrightarrow \text{KOH(ac)} + \text{H}_2\text{(g)}$
- $\text{Mg(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{MgO(s)}$
- $\text{O}_3\text{(g)} \longrightarrow \text{O}_2\text{(g)}$
- $\text{H}_2\text{O}_2\text{(l)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O(l)} + \text{O}_2\text{(g)}$
- $\text{CH}_4\text{(g)} + \text{Br}_2\text{(l)} \longrightarrow \text{CBr}_4\text{(s)} + \text{HBr(g)}$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)} + \text{CO(g)} \longrightarrow \text{Fe(s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$
- $\text{CH}_4\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}$



2. Identifique cada una de las siguientes sustancias como electrólito fuerte, electrólito débil o no electrolito:

- | | |
|-----------------------------|--|
| a) H_2O | e) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ |
| b) KCl | f) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ |
| c) HNO_3 | g) NH_3 |
| d) CH_3COOH | h) NaOH |

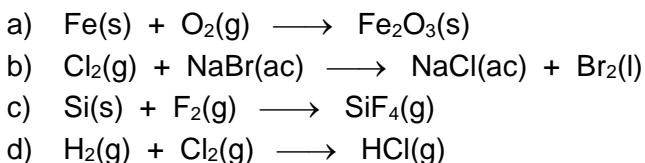
3. Complete las siguientes reacciones y escriba las ecuaciones iónica e iónicas netas.



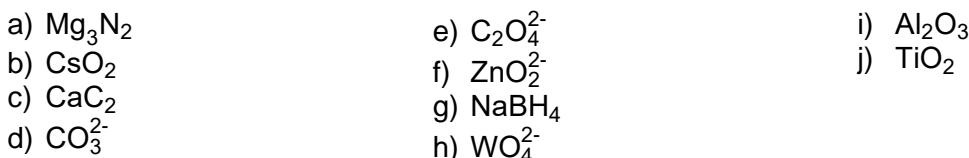
4. Ordene las siguientes especies de acuerdo con el número de oxidación creciente en el átomo de azufre.



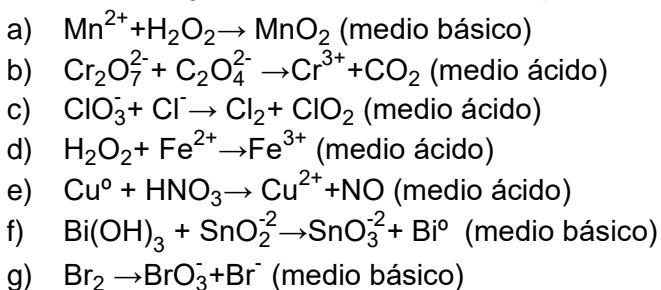
5. Para las siguientes reacciones escriba las semireacciones e identifique los agentes oxidante y reductor:



6. Escriba los números de oxidación de todos los elementos en las siguientes moléculas e iones:



7. Balancee las siguientes ecuaciones redox por el método del ion- electrón:



- 8.** El ácido nítrico es un agente oxidante fuerte. Señale cuál de las siguientes especies es menos probable que se produzca si el ácido nítrico reacciona con un agente reductor fuerte como el zinc metálico y explique sus razones:



- 9.** En base a los números de oxidación, uno de los siguientes óxidos no reaccionaría con el oxígeno molecular:



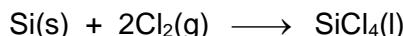
Señale cuál es y explique las razones.

- 10.** Identifique cada una de las siguientes especies como ácido de Bronsted o base de Bronsted o ambos:

- | | |
|------------------------------|-----------------------------|
| a) HI | d) ClO_2^- |
| b) H_2PO_4^- | e) CH_3COOH |
| c) PO_4^{3-} | f) NH_4^+ |

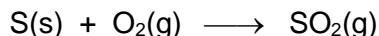
Unidad IV: Estequiométría

- 1.** El tetracloruro de silicio se puede preparar por calentamiento de silicio en cloro gaseoso.



En una reacción se producen 0.507 moles de tetracloruro de silicio Calcule los moles de cloro que han reaccionado.

- 2.** La producción anual de dióxido de azufre como resultado de quemar hulla, combustibles fósiles, el escape de los automóviles y otras fuentes es de unos 26 millones de toneladas.



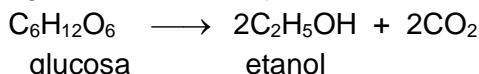
Calcule los kg de azufre presentes en los materiales originales para producir esa cantidad de dióxido de azufre.

- 3.** Si el cianuro de potasio reacciona con los ácidos, se desprende un gas venenoso letal, el cianuro de hidrógeno.



Si una muestra de 0.140 g de KCN se trata con un exceso de HCl, calcule los gramos de HCN formados.

- 4.** La fermentación es un proceso químico complejo en que la glucosa se transforma en etanol y dióxido de carbono, según la siguiente ecuación química:

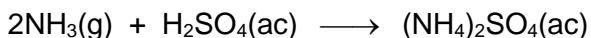


Si se tienen 500.4 g de glucosa al inicio de la reacción, calcule la máxima cantidad de etanol en gramos y en litros que se pueden obtener por este proceso. (densidad del etanol 0.789 g/mL)

- 5.** Calcule cuántos gramos de potasio se necesitan para reaccionar con 19.2 g de bromo para formar el KBr.

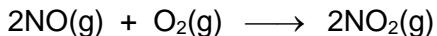
- 6.** La piedra caliza (CaCO_3) se descompone por calentamiento en cal viva (CaO) y dióxido de carbono. Calcule los gramos de cal viva que se producen al reaccionar 1.0 kg. de piedra caliza.

7. El sulfato de amonio usado como fertilizante se obtiene según:



Calcule los kilogramos de amoniaco que son necesario para producir 10000 kg de sulfato de amonio.

8. El óxido nítrico reacciona instantáneamente con el oxígeno gaseoso para producir dióxido de nitrógeno un gas café obscuro según :



Si se hacen reaccionar 0.886 moles de NO con 0.503 moles de O₂. Calcule los moles de dióxido de nitrógeno que se producen.

9. Si se hacen reaccionar 10.0 g SF₄ y 10.0 de I₂O₅ que reaccionan según la ecuación:



Balancee la ecuación y calcule los gramos de productos obtenidos.

10. Considere la reacción:



Si reaccionan 0.86 moles de dióxido de manganeso con 48.2 g de HCl. Calcule los gramos de cloro producidos.

11. El fluoruro de hidrógeno se usa en la manufactura de freones (que destruyen el ozono de la estratosfera) y en la producción de Al metálico. Esta materia prima se obtiene a partir de la siguiente reacción:



Al reaccionar 6.00 kg de CaF₂ con exceso de H₂SO₄ se producen 2.86 kg de HF. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

12. Una de las reacciones que ocurre en un alto horno, donde el mineral de hierro se convierte en hierro fundido, es:



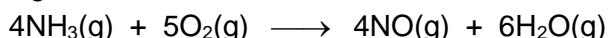
Si reacciona 2620 kg de mineral y se obtienen 1640 kg de Hierro. Calcule el porcentaje de pureza de Fe₂O₃ en el mineral.

13. La magnetita (Fe₃O₄) es un tipo de óxido de hierro. Si se hace reaccionar 16.8 g de hierro con 10.0 g de agua se obtienen 20.0 g de la magnetita e hidrógeno gaseoso.

a) Escriba la ecuación correspondiente.

b) Calcule el rendimiento porcentual de la reacción.

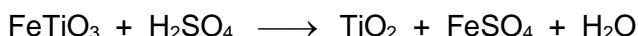
14. El amoniaco se puede quemar en presencia de oxígeno para obtener óxido de nitrógeno y agua. Calcule cuantos gramos de óxido de nitrógeno se pueden obtener al reaccionar 0.85 g de amoniaco con 1.28 g de oxígeno.



15. Al mezclar 3 toneladas de P₂O₅ con 2 toneladas de C se obtienen 750 kg de fósforo. Calcule el rendimiento de la reacción.



16. El óxido de titanio (IV) es una sustancia blanca que se produce por la adicción de ácido sulfúrico sobre mineral de ilmenita:



Sus propiedades de opacidad e inocuidad lo hacen una sustancia idónea para pigmento de plástico y pinturas. En un proceso 8.00×10^3 kg de FeTiO_3 produjeron 3.67×10^3 kg de TiO_2 . Determine el rendimiento porcentual de la reacción.

Unidad V: Disoluciones

1. Calcule la masa en gramos de NaOH que debe tomarse para preparar 500 mL de disolución 2.80 mol/L.
2. Calcule cuantos moles de MgCl_2 hay en 60.0 mL de MgCl_2 0.100 mol/L.
3. Calcule la concentración mol/L de una disolución de ácido fosfórico (H_3PO_4) que tiene 150 g de ácido en 750 mL de disolución.
4. Calcule la concentración mol/L de las siguientes disoluciones:
 - a) 29.0 g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en 545 mL de disolución
 - b) 15.4 g de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en 74.4 mL de disolución
 - c) 9.00 g de Cloruro de sodio (NaCl) en 86.4 mL de disolución
5. Calcule el porcentaje en masa del soluto en cada una de las siguientes disoluciones acuosas:
 - a) 5.50 g de NaBr en 78.2g de disolución
 - b) 31.0 g de KCl en 152 g de agua
 - c) 4.5 g de tolueno en 29 g de benceno
6. Calcule cuantos gramos de agua se debe agregar a:
 - a) 5.00 g de urea (H_2NCONH_2) para preparar una disolución al 16.2% en masa.
 - b) 26.2 g de MgCl_2 para preparar una disolución al 1.5% en masa.
7. Calcule la molalidad de cada una de las siguientes disoluciones:
 - a) 14.3 g de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en 676 g de agua.
 - b) 7.20 mol de etilenglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) en 3546 g de agua.
8. Calcule la molalidad de las siguientes disoluciones acuosas:
 - a) disolución 2.5 mol/L de NaCl y densidad de 1.08 g/mL
 - b) disolución 5.86 mol/L de etanol y densidad de 0.927 g/mL.
 - c) disolución de KBr al 48.2% en masa.
9. El ácido sulfúrico que se ocupa en el laboratorio es 98% en masa y densidad de 1.83 g/mL. Calcule la concentración mol/L y la molalidad de esta disolución.
10. Calcule la concentración mol/L, molaridad y fracción molar de amoniaco de una disolución compuesta por 30.0 g de amoniaco en 70.0 g de agua. La densidad de la disolución es 0.982 g/mL.
11. La densidad de una disolución que contiene 10.0% en masa de etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) es 0.984 g/mL. Calcule:

- a) La molaridad y molalidad del soluto
b) El volumen de esta disolución que contiene 0.125 mol de etanol
12. Se dispone de disolución de NaOH al 16% en masa y densidad de 1.18 g/mL. Calcule el volumen que debe tomar de esta disolución para preparar 250 mL de disolución de NaOH 0.100 mol/L.
13. Se disuelven 3.75 g de nitrato de cobre (II) en agua completando 500 mL de disolución. Calcule la concentración mol/L del ion Cu²⁺ y del ión nitrato.
14. Determine qué cantidad de agua debe agregar a 505 mL de HCl 0.125 mol/L para obtener disolución de HCl 0.100 mol/L.
15. Indique señalando todos los pasos, como prepararía 60.0 mL de disolución de HNO₃ 0.200 mol/L a partir de una disolución 4.00 mol/L de HNO₃.
16. 25 mL de una disolución de KNO₃ 0.866 mol/L se vacían en un matraz aforado de 500 mL y se le agrega agua hasta completar los 500 mL. Calcule la concentración mol/L de la disolución diluida.
17. 46.2 mL de una disolución de nitrato de calcio 1.25 mol/L se mezclan con 80.5 mL de disolución de nitrato de calcio 1.396 mol/L. Calcule la concentración mol/L de la disolución final.
18. Se agregan 30.0 mL de una disolución de CaCl₂ 0.150 mol/L a 15.0 mL de AgNO₃ 0.100 mol/L. Calcule la masa en gramos del AgCl que precipita.
19. Una muestra de 0.6770 g de un compuesto desconocido que contiene iones bario se disuelve en agua y se trata con exceso de sulfato de sodio. Si la masa de BaSO₄ precipitado es de 0.4105 g. Calcule el porcentaje de masa de bario en el compuesto original.
20. Calcule los gramos de NaCl que se requieren para precipitar los iones Ag⁺ de 250 mL de una disolución 0.0113 mol/L de AgNO₃. Escriba la ecuación iónica neta de la reacción.
21. La concentración de iones Cu²⁺ en el agua de desecho que también contiene iones sulfato de cierta planta industrial se determina agregando un exceso de sulfuro de sodio (Na₂S) a 0.800 L de agua. La ecuación molecular que representa la reacción química es:
- $$\text{Na}_2\text{S}(\text{ac}) + \text{CuSO}_4(\text{ac}) \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{CuS}(\text{s})$$
- Escriba la ecuación iónica neta y calcule la concentración molar de ion cobre en una muestra de agua si se forman 0.0177 g de CuS sólido.
22. Calcule el volumen en mililitros de disolución requerida de NaOH 1.420 mol/L para titular las siguientes disoluciones:
- 25.00 mL de disolución de HCl 2.430 mol/L
 - 25.00 mL de disolución de ácido sulfúrico 4.500 mol/L
 - 25.00 mL de disolución de ácido ortofosfórico 1.500 mol/L.
23. El vinagre comercial que debe tener a lo menos un 4% en masa de ácido acético, originando una disolución de densidad 1.005 g/mL. Si un volumen de 4.00 mL de una muestra comercial de vinagre se titula con NaOH 0.100 mol/L, se encuentra que se requieren 27.2 mL de NaOH para neutralizar la muestra de vinagre. Determine justificado su respuesta si la muestra contiene el

mínimo exigido de ácido. (CH_3COOH , ácido monoprótico)

24. El carbonato de sodio se puede obtener en forma muy pura y usarse para estandarizar disoluciones ácidas. Calcule la concentración mol/L de un ácido clorhídrico, si se requieren 28.3 mL de su disolución para reaccionar con 0.256 g del carbonato de sodio.
25. 0.384 g de un ácido HX se disuelven en agua y requieren 20.27 mL de NaOH 0.1578 mol/L. Calcule la masa molar del ácido.

Unidad VI: Gases

$$T(K) = t(^{\circ}\text{C}) + 273^{\circ}\text{C}$$

$$R = 0.08206 \text{ atmLK}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

$$V_{\text{molar}} = 22.4 \text{ L}$$

1. Cierta cantidad de gas a 25 °C y a la presión de 0.80 atm. se encuentra en un recipiente de vidrio. Suponga que el recipiente puede soportar una presión de 2.0 atm. Determine hasta qué temperatura se puede calentar sin romper el recipiente.
2. Un globo lleno de gas con un volumen de 2.50 L a 1.2 atm y 25 °C se eleva a una altura, donde la temperatura es de -23 °C y la presión de 0.003 atm. Calcule el volumen del globo a esa altura.
3. Un gas liberado durante la fermentación de glucosa tiene volumen de 780 mL cuando se mide a 20.1 °C y 76.0 cm Hg. Calcule el volumen de este gas a 36.5 °C y a la misma presión.
4. El hielo seco corresponde a la denominación comercial del dióxido de carbono sólido. Una muestra de 0.050 g de hielo seco se coloca en un recipiente vacío de 4.6 L de volumen, a la temperatura de 30 °C. Calcule la presión dentro del recipiente después que todo el hielo seco se ha convertido en $\text{CO}_2(\text{g})$.
5. Un recipiente de 2.10 L contiene 4.65 g de un gas a 1.00 atm y 27 °C. Calcule:
 - a) La masa molar del gas
 - b) La densidad del gas en g/L
6. Calcule el volumen en litros a presión y temperatura estándar de:
 - a) 0.681 g de nitrógeno gas.
 - b) 0.58 kg de metano (CH_4)
7. Certo anestésico contiene 64.9 % de C, 13.5 % de H y 21.6 % de O en masa. 1.00 litro del compuesto gaseoso se mide a 120°C y 750 mmHg y tiene una masa de 2.30 g. Determine la fórmula molecular del compuesto.
8. Suponiendo que el aire contiene 78% de Nitrógeno, 21% de oxígeno y 1% de Argón en volumen. Determine cuántas moléculas de cada gas hay en 10 L de aire medido a TPE.
9. Un gas ideal se encuentra a 646 mmHg y 66 °C, se expande hasta 94 mL, 0.60 atm. y 45 °C. Calcule el volumen inicial.
10. La combustión de la glucosa en el aire es igual a la degradación metabólica de la glucosa. Calcule el volumen de dióxido de carbono producido al degradar 5.6 g de glucosa a 37 °C y 1 atm.

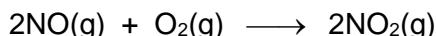


11. El volumen de una muestra de $\text{HCl}(\text{g})$ puro es de 189 mL a 25 °C y 108 mmHg. Este

volumen del gas se disolvió completamente en 60.0 mL de agua y se tituló con disolución de NaOH; se necesitaron 15.7 mL de disolución de NaOH para neutralizar el HCl. Calcule la concentración mol/L del NaOH.

12. La presión de 6.0 L de un gas ideal en un recipiente flexible se disminuye a un tercio de su presión original y su temperatura se disminuye a la mitad. Calcule el volumen final del gas.

13. El óxido nítrico reacciona con oxígeno gaseoso según:



14. Si se mezclan 4.00 L de NO medidos a 0.500 atm y 25 °C con 2.00 L de oxígeno gas medidos a 1.0 atm y 25 °C. Determine las presiones parciales de todos los gases presentes al final de la reacción, si el volumen del recipiente es de 6.00 L y la temperatura no cambia.

15. Una mezcla contiene metano, etano y propano a la presión de 1.50 atm. siendo 0.310, 0.250 y 0.290 el número de moles de cada gas respectivamente. Calcule las presiones parciales de cada gas.

16. Un recipiente de 2.5 L a 15 °C contiene una mezcla de helio, neón y nitrógeno, siendo las presiones parciales de cada gas de 0.32 atm, 0.15 atm y 0.42 atm respectivamente. Calcule:

a) La presión total de la mezcla

b) Si se separa selectivamente el nitrógeno, ¿qué volumen en L ocuparían los otros dos gases a TPE?

17. Una mezcla gaseosa de He y Ne se recoge sobre agua 28 °C y 745 mmHg. Si la presión parcial del He es 368 mmHg, calcule la presión del Ne. (presión del vapor de agua a 28 °C es de 28.3 mmHg).

18. La temperatura en la estratosfera es -23 °C. Calcule la raíz de las velocidades cuadráticas medias de las moléculas de nitrógeno, ozono y oxígeno en esta región.

19. Un recipiente A contiene amoniaco gaseoso a 70 °C y un recipiente B, contiene neón a la misma temperatura. Si la energía cinética promedio del amoniaco es 7.10×10^{-21} J/moléc. Calcule la raíz de velocidad cuadrática media del neón.

20. 1.476 L de un gas diatómico atraviesa una pared porosa en 66.4 s, mientras que el mismo volumen de nitrógeno requiere 57.0 s a la misma temperatura. Determine la identidad del gas desconocido.

21. Ordene los siguientes gases en orden creciente a su velocidad de difusión: Kr, HI, NH₃, ClO₂, PH₃.

22. El Argón fluye a través de un pequeño orificio a la velocidad de 3.56 mL/min. Determine a qué velocidad fluirá el hidrógeno gas.

23. Un compuesto del gas noble Kr contiene n átomos de F. Si su densidad es 5.44 g/L a P y T estándar. ¿Cuál es la masa molar y la fórmula molecular del compuesto?

24. 29.7 mL de He afluyen en 2.00 min. a través de un pequeño orificio. En las mismas condiciones de temperatura y presión, se requieren 10.0 mL de una mezcla de CO y CO₂ para fluir en el mismo lapso de tiempo a través del mismo orificio. Calcule la composición porcentual

en volumen de la mezcla.

Unidad VII: Termoquímica

DATOS: Entalpías estándar de formación en kJ/mol

$\text{NH}_3(\text{g}) = -46.3$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285.8$	$\text{CO}_2(\text{g}) = -393.5$
$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) = 52.3$	$\text{H}_2\text{S}(\text{g}) = -20.15$	$\text{SO}_2(\text{g}) = -296.1$
$\text{HF}(\text{ac}) = -320.1$	$\text{OH}^-(\text{ac}) = -229.6$	$\text{F}^-(\text{ac}) = -329.1$
$\text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) = 50.42$	$\text{AgNO}_3(\text{s}) = -123.02$	$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) = 226.6$
$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) = -84.7$		

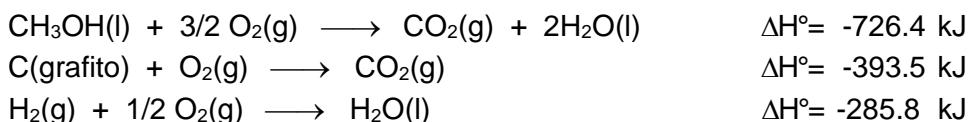
Calores específicos (en J/g°C) de :

$\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = 4.184$	$\text{Cu}(\text{s}) = 0.385$	$\text{Au}(\text{s}) = 0.129$	$\text{Fe}(\text{s}) = 0.444$
--	-------------------------------	-------------------------------	-------------------------------

1. Un trozo de cobre metálico con una masa de 6.22 kg se calienta de 20.5 °C a 324.3 °C. Calcule el calor absorbido en kJ por el metal.
2. Una hoja de oro que pesa 10.0 g, se encuentra a 18.0°C se coloca en una hoja delgada de hierro que pesa 20.0 g y esta a 55.6 °C. Determine la temperatura final de la combinación de los metales .
3. 200 mL de HCl 0.862 mol/L se mezcla con 200 mL hidróxido de bario 0.862 mol/L en un calorímetro a presión constante cuya capacidad calorífica es de 453 J/°C. La temperatura inicial es de 20.48 °C para ambas disoluciones. Sabiendo que el calor de neutralización para el proceso es de –56.2 kJ. Determine la temperatura final de la mezcla:



4. A partir los siguientes calores de combustión:

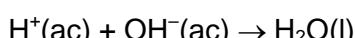


Calcule la entalpía de formación del metanol.

5. A partir de las entalpías de formación correspondientes y la entalpía de combustión del disulfuro de carbono (-1072 kJ), calcule la entalpía estándar de formación del $\text{CS}_2(\text{l})$
6. a) Calcule la entalpía estándar de neutralización del HF(ac):



- b) Usando el valor de –56.2 kJ/mol como el cambio de entalpía estándar para la reacción:



Calcule el cambio de entalpía estándar para la reacción :

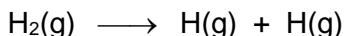


7. Calcule el calor liberado cuando se producen 12.6 kg de amoniaco de acuerdo con la ecuación:



Suponga que la reacción se efectúa en condiciones estándar y 25°C

8. El cambio de entalpía estándar para reacción:



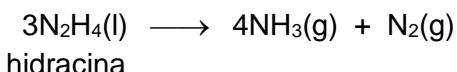
es de 436.4 kJ. Calcule la entalpía estándar de formación del (H) hidrógeno atómico.

9. El cambio de entalpía estándar para la descomposición térmica del nitrato de plata es +78.67 kJ según la ecuación:



Calcule la entalpía estándar de formación del AgNO₂(s)

10. a) Calcule el ΔH° para la reacción siguiente:



b) Tanto la hidracina como el amoniaco se queman en oxígeno para producir agua y nitrógeno gaseoso.

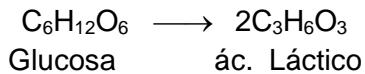
- i) Escriba las ecuaciones balanceadas para cada uno de estos procesos y calcule el ΔH° para cada uno de ellos .
- ii) Tomando la masa como base. ¿Cuál sería el mejor combustible, la hidracina o el amoniaco?

11. En un calorímetro a presión constante se coloca una muestra de 44.0 g de un metal desconocido a 99.0°C . El calorímetro contiene 80.0 g de agua a 24.0°C. Se encontró que la temperatura final de este sistema fue de 28.4 °C. Calcule el calor específico del metal (La capacidad calorífica del calorímetro es 12.4 J/°C).

12. A partir de las entalpías estándar de formación, calcule los calores de combustión de: a) C₂H₂(g), b) C₂H₄(g), c) H₂S(g)

13. Calcule qué volumen de etano (C₂H₆(g)), medido a 23°C y 752 mmHg, que se debe combustionar para calentar 855 g de agua de 25.0 °C a 98.0 °C .

14. Una de las más importantes fuentes de energía en las células viva es la transformación de glucosa en ácido láctico.



Se llevaron a cabo los siguientes experimentos para determinar la entalpía estándar de esta reacción:

- a) Una muestra de ácido benzoico (C₆H₅COOH) de 0.7521 g se quemó en una bomba calorimétrica que contenía 1.00 L de agua. Se obtuvo una elevación de temperatura de 3.60°C. Calcule la capacidad calorífica del calorímetro. El calor de combustión del ácido es -26.43 kJ/g.
- b) Calcule el calor de combustión y la entalpía estándar de formación en los siguientes procesos en el mismo calorímetro :

- i) Se quemó una muestra de 1.2510g de glucosa, y la elevación de temperatura fue de 3.52 °C.
- ii) Se quemó una muestra de ácido láctico de 0.94850 g la elevación de temperatura fue de 2.57 °C .

Unidad VIII: Estructura atómica y molecular

1. La distancia promedio entre Marte y la Tierra es aproximadamente de 2.093×10^8 km. Calcule cuánto tiempo tomaría a las imágenes de TV ser transmitidas del vehículo espacial Viking en la superficie de Marte, a la Tierra.
2. a) Calcule la frecuencia de la luz de longitud de onda de 456 nm.
b) Calcule la longitud de onda de la radiación de frecuencia 2.20×10^9 Hz
R: a) $6.67 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$, b) $1.36 \times 10^8 \text{ nm}$
3. El color azul del cielo resulta de la dispersión de la luz del sol por las moléculas del aire. La luz azul tiene frecuencia de unos 7.5×10^{14} Hz. Calcule:
 - a) La longitud de onda asociada con esta radiación.
 - b) La energía en Joules de un fotón individual asociado con esta frecuencia.
R: a) $4.0 \times 10^2 \text{ nm}$, b) $5.0 \times 10^{-19} \text{ J}$
4. Cuando el cobre se bombardea con electrones de alta energía se emiten rayos X. Calcule la energía asociada con los fotones si la longitud de onda de los rayos X es 0.154 nm.
R: $1.29 \times 10^{-15} \text{ J}$
5. Señale cuál número cuántico:
 - a) define una capa o nivel.
 - b) define una subcapa o subnivel
 - c) define la energía de un electrón en:
 - i) un átomo de hidrógeno, ii) un átomo polielectrónico.
6. Para los siguientes subniveles señale los números cuánticos (n, l, m) y el número de orbitales de cada subnivel :
 - a) 4p
 - b) 3d
 - c) 3s
 - d) 5f
7. Explique por qué los orbitales 3s, 3p y 3d tienen la misma energía en el átomo de hidrógeno, pero tienen energías distintas en átomos polielectrónicos.
8. Considerando el átomo de hidrógeno indique para los siguientes pares de orbitales cuál tiene mayor energía: (2s ó 2p); (3p ó 3d); (3s ó 4s); (4d ó 5f)
9. El número atómico de un elemento es 73. Explique si sus átomos son diamagnéticos o paramagnéticos.
10. Indique cuántos electrones desapareados presentan los siguientes átomos: B, Ne; P, Sc; Mn, Se; S; Ru; Cd; I; W; Pb; Ce.
11. Explique cuál de las siguientes especies tiene más electrones desapareados: S^+ , S o S^- .

12. Las configuraciones electrónicas dadas son incorrectas. Señale los errores y escriba la configuración electrónica correcta.

A) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^3$; B) $1s^2 2s^2 2p^6$; F) $1s^2 2s^2 2p^6$

13. Sólo una fracción de la energía eléctrica suministrada a un foco de tungsteno se convierte en luz visible. El resto de la energía se manifiesta como radiación infrarroja (es decir calor). Un foco de 75 W convierte 15,0 % de la energía suministrada en luz visible si la longitud de onda es de 550 nm. Calcule cuántos fotones emite el foco por segundo. ($1W = 1 \text{ J/s}$)

R: $3.11 \times 10^{19} \text{ fotones}$

14. Calcule la longitud de onda asociada con un rayo de neutrones que se mueven a $4.00 \times 10^3 \text{ cm/s.}$ (masa del neutrón = $1.675 \times 10^{-27} \text{ kg.}$)

R: 9.89 nm

15. Se han cronometrado las bolas rápidas de Nolan Ryan a 193.2 km/hr. aproximadamente. Calcule la longitud de onda de:

a) Una pelota de béisbol a esta velocidad, si su masa es de 141 g.

b) Un átomo de hidrógeno a la misma velocidad.

R: a) $8.76 \times 10^{-26} \text{ nm}$, b) 7.40 nm

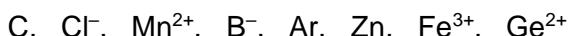
16. Sin usar la tabla periódica:

a) Escriba la configuración electrónica de los elementos de Z igual a 9; 20; 26 y 33.

b) Señale a qué grupo o familia pertenecen los siguientes elementos:

i) [Ne]3s¹ ii) [Ne]3s²3p³ iii) [Ne]3s²3p⁶ iv) [Ar]4s²3d⁸

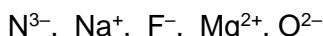
17. Separe las especies que son isoelectrónicas entre sí :



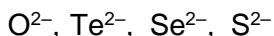
18. En los siguientes pares de elementos, elija el de mayor radio atómico:

- a) Na, Cs b) Be, Ba c) N, Sb d) F, Br e) Ne, Xe

19. Ordene los siguientes iones en orden creciente de su radio iónico:



20. Ordene los siguientes aniones en orden creciente a su tamaño.



21. Dé los estados físicos, sólido, líquido o gas de los elementos representativos del 4^{to} periodo a 1 atm y 25 °C:



22. Dos átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas: $1s^2 2s^2 2p^6$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

La primera energía de ionización de uno es 2080 kJ/mol y la del otro 496 kJ/ mol. Asigne cada valor de energía a las configuraciones propuesta y justifique su elección.

23. Señale cuál de los siguientes elementos tiene la mayor afinidad electrónica: He, K, S, Cl, Co.

24. Relacione cada uno de los elementos con la descripción dada.

- | | |
|-------------------------------------|-----------|
| a) Líquido rojo oscuro | Calcio |
| b) Gas incoloro que arde en oxígeno | Oro |
| c) Metal reactivo que ataca al agua | Hidrógeno |
| d) Metal brillante | Bromo |
| e) Un gas totalmente inerte | Argón |

25. Escriba los símbolos de puntos de Lewis para los átomos de los siguientes elementos:

- a) Be, b) K, c) Ca, d) Ga, e) O, f) Li^+ , g) S^{-2} , h) Pb, i) Pb^{+2} , j) N, k) N^{-3}

26. Para cada uno de los siguientes pares de elementos, establezca si el compuesto binario que forman es iónico o covalente. Escriba la fórmula empírica y nombre del compuesto.

- a) I y Cl, b) Mg y F, c) B y F, d) K y Br, e) Al y F, f) K y S, g) Mg y N

27. Clasifique los siguientes enlaces como iónicos, covalente polar o covalente, y justifique su respuesta:

- a) Enlace CC en H_3CCH_3 b) enlace KI yen KI c) NB en H_3NBCl_3 ,
d) enlace CF en CF_4 e) CaF en CaF_2 f) NH en NH_3

28. ¿Cuál de las moléculas siguientes cree que tendría un momento dipolar distinto de cero?

- a) CIF, b) CO, c) CO₂ (una molécula lineal), d) H₂O, e) NH₃, f) CH₂Cl₂, g) CHCl₃

29. Escriba las estructuras de Lewis para las moléculas siguientes e indique las cargas formales:

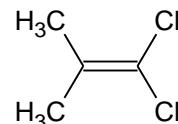
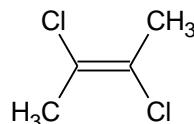
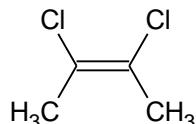
- a) ICl
b) PH₃
c) P₄ (cada P está enlazado a otros tres átomos de P)
d) H₂S
e) N₂H₄,
f) HClO₃
g) COBr₂ (el C está enlazado a los átomos de O y Br)
h) O₂⁻²
i) C₂⁻²
j) NO⁺
k) NH₄⁺
l) H₂SO₃ (hidrógenos unidos a oxígenos)

30. Prediga la geometría de cada una de las siguientes especies, utilizando el modelo de RPECV:

- a) PCl_3 , b) CHCl_3 , c) TeCl_4 , d) SCN^- (la distribución de los átomos es SCN), e) SnCl_5^- , f) AlH_4^- , g) CO_3^{2-} .

31. ¿Cuál de las siguientes especies son tetrahédricas? SiCl_4 , SeF_4 , XeF_4 , Cl_4 , CdCl_4^{-2} .

32. La fórmula molecular, $C_2H_2Cl_2$, tiene tres posibles formas estructurales (isómeros), cada una de las cuales es una sustancia distinta.



Experimentalmente, se determina que una muestra pura de una de estas sustancias tiene un momento dipolar de cero. ¿Se puede determinar cuál es de las tres sustancias?

- 33.** Acomode las siguientes moléculas en orden creciente de momento dipolar: H₂O, CBr₄, H₂S, HF, NH₃, CO₂.

Respuestas

Unidad I: Herramientas de la Química

- 1.** a) química; b) física; c) física; d) química; e) química; f) física; g) química; h) física. **2.** a) físico; b) físico; c) químico; d) químico; e) físico; f) químico. **3.** a) elemento; b) compuesto; c) elemento; d) compuesto; e) compuesto; f) mezcla; g) elemento; h) mezcla; i) mezcla. **4.** a) 3; b) 3; c) 4; d) 5; e) 1; f) 1; g) 3; i) 4; j) 4; k) 3; l) 4. **5.** a) 4.28×10^3 ; b) 3.20×10^3 ; c) 4.33×10^3 ; d) 3.37; e) 18.5; f) 0.212; g) 2.66; h) 16.6; i) 0.0366; j) 0.00618; k) 1.30×10^3 ; l) 7.50. **6.** 0.454 kg. **7.** a) 11.5; b) 81.623; c) 13.15; d) 0.394; e) 12; f) 2.8×10^2 ; g) 0.010; h) 7.3; i) 24.0; j) 2.4. **8.** a) 8.72×10^6 ; b) 7.45×10^{-2} ; c) 7.27; d) 3.28×10^{-4} ; e) 7.64×10^{-3} ; f) 7.25×10^2 ; g) 9.74; h) 6.19×10^{-3} ; i) 1.80×10^6 . **9.** a) 4.74×10^3 ; b) 4.8×10^3 ; c) 1.01×10^3 ; d) 7×10^5 ; e) 9.16×10^5 ; f) 4.07×10^4 . **10.** a) 6.5×10^6 mg; b) 1.2000×10^{-2} km; c) 3.5×10^{-5} kg; d) 3.00×10^{-1} L; e) 7.64×10^5 mL; f) 3.5×10^{-3} μm; g) 3.50×10^4 pm; h) 1.500×10^6 L; i) 6.75×10^{-3} L. **11.** a) 5.8 g/mL; b) 12 g/mL; c) 7.0 g/mL. **12.** a) 46.9 mL; b) 1.9×10^3 mL. **13.** a) 17.7 g; b) 686 g.

Unidad II: Átomos, moléculas e iones

- 1.** A=54. **2.** a) Z=2, n=0; b) Z=2, n=2; c) Z=12, n=12; d) Z=12, n=13; e) Z=22, n=26; f) Z=35, n=44; g) Z=79, n=116. **3.** a) $^{23}_{11}Na$; b) $^{64}_{28}Ni$; c) $^{186}_{74}W$; d) $^{201}_{80}Hg$. **4.** $^{23}_{11}Na$; **5.**: 35.45 uma; 6. 1.23×10^{25} átomos de P. 7. 1.93 mol; **8.** 3.01×10^3 g; **9.** a) 3.33×10^{-22} g. **b)** 3.35×10^{-23} g; **c)** 1.24×10^{-22} g; **d)** 3.44×10^{-22} g. **10.** 3.44×10^{-10} g. **11.** 2.98×10^{22} átomos. **12.** a) CN; b) CH; c) C₉H₂₀; d) P₂H₅; e) BH₃; f) AlBr; g) Na₂S₂O₃; h) N₂O₅; i) K₂CrO₄. **13.** a) 16.0 uma, b) 18.0 uma; c) 34.0 uma; d) 78.1 uma; e) 208.2 uma. **14.** 0.0111 mol. **15.** 8.56×10^{22} moléculas. **16.** N = 3.36×10^{26} átomos, C = 1.68×10^{26} átomos, H = 6.72×10^{26} átomos. **17.** FE: C₆H₁₀S₂O ; FM : C₁₂H₂₀S₄O₂. **18.** a) C = 80.55%; O = 11.92%; H = 7.51% ; b) 2.10×10^{21} moléculas. **19.** Amoníaco con 82.2%. **20.** 0.308 mol. **21.** FM: NaC₅H₈O₄N **22.** 1.8 mol de S₈ (8.67×10^{24} átomos). **23.** 52.0 uma, cromo (Cr). **24.** CaCl₂ x 2H₂O. **25.** Elementos: S, Cs, O; Moléculas pero no compuestos: S₈, O₂, O₃, P₄; Compuestos pero no moléculas: KBr, LiF; Compuestos y moléculas: SO₂, N₂O₅, CH₄.

Unidad III: Reacciones Químicas

1. Coeficientes

- | | |
|------------------|----------------------|
| a) 1 + 1 → 1 | h) 1 + 4 → 1 + 4 |
| b) 2 + 1 → 2 | i) 1 + 3 → 2 + 3 |
| c) 1 + 1 → 2 | j) 1 + 2 → 1 + 2 |
| d) 2 + 2 → 2 + 1 | k) 1 + 4 → 2 + 1 |
| e) 2 + 1 → 1 | l) 1 + 6 → 1 + 6 + 2 |
| f) 2 → 3 | m) 2 + 3 → 3 + 1 + 3 |
| g) 2 → 2 + 1 | |

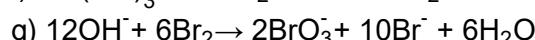
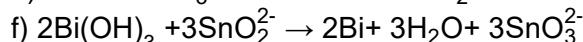
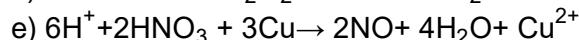
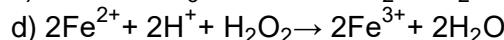
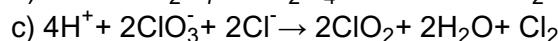
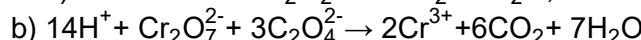
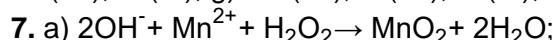
- 2.** a) Débil; b) Fuerte; c) Fuerte; d) Débil; e) No electrolito; f) Fuerte; g) Débil; h) Fuerte.

3. Ecuaciones iónicas netas:

- | | |
|---|--|
| a) $2Ag_{(ac)}^+ + SO_{(ac)}^{2-} \rightarrow Ag_2SO_{(s)}$ | d) $Zn_{(ac)}^{2+} + S_{(ac)}^{2-} \rightarrow ZnS_{(s)}$ |
| b) $Ba_{(ac)}^{2+} + SO_{(ac)}^{2-} \rightarrow BaSO_{(s)}$ | e) $2PO_{(ac)}^{3-} + 3Sr_{(ac)}^{2+} \rightarrow Sr_3(PO_4)_{2(s)}$ |
| c) $Ca_{(ac)}^{2+} + CO_{(ac)}^{2-} \rightarrow CaCO_{(s)}$ | |
- 4.** a) -2; b) 0; c) +6; d) -2; e) -2; f) +4; g) +6.
- 5.** a) $4e^- + O_2 \rightarrow 2O^{2-}$; Fe → Fe³⁺ + 3e⁻; A. O.:O₂; A. R.:Fe
b) $2e^- + Cl_2 \rightarrow 2Cl^-$; 2Br⁻ → Br₂ + 2e⁻; A. O.:Cl₂; A. R.:Br⁻



- 6.** a) Mg (+2), N (-3); b) Cs (+4), O (-2); c) Ca (+2), C (+1); d) C (+4), O (-2); e) C (+4), O (-2); f) Zn (+2), O (-2); g) Na (+1), B (+3), H (-1); h) W (+6), O (-2); i) Al (+3), O (-2); j) Ti (+4), O (-2).



- 8.** N₂O₅, tiene igual número de oxidación que el HNO₃. **9.** SO₃ no se puede oxidar mas. **10.** a) ácido; b) anfótero; c) base; d) base; e) ácido; f) ácido

Unidad IV. Estequimetría

- 1.** 1.01 mol. **2.** 1.3×10^{10} kg. **3.** 0.0581 g. **4.** 0.324 L. **5.** 9.38 g. **6.** 5.6×10^2 g. **7.** 2.5782×10^3 kg. **8.** 0.886 mol. **9.** 13.3 g de IF₅. **10.** 10. R: 23 g. **11.** 92.6 %. **12.** 89.5%. **13.** 86.4%. **14.** 0.96. **15.** 6×10^1 %. **16.** 87.2%.

Unidad V. Disoluciones

- 1.** 56.0 g. **2.** 0.571 g. **3.** 2.04 mol/L. **4.** a) 1.16 mol/L; b) 0.605 mol/L; c) 1.78 mol/L. **5.** a) 7.03%; b) 16.9%; c) 13.4%. **6.** a) 25.9 g; b) 1.7×10^3 g. **7.** a) 0.0618 m; b) 2.03 m. **8.** a) 2.7 m; b) 8.92 m; c) 7.82 m; **9.** 18 mol/L; 5×10^2 m. **10.** 17.3 mol/L; 25.1 m, 0.312. **11.** a) 2.13 mol/L; 2.41 m; b) 58.8 mL. **12.** 5.3 mL. **13.** 0.0400 mol/L, 0.0800 mol/L. **14.** 126 mL. mol/L. **17.** 1.34 mol/L. **18.** 0.215 g. **19.** 35.75%. **20.** 0.165 g. **21.** 2.32×10^{-4} mol/L. **22.** a) 42.78 mL; b) 158.5 mL; c) 79.23 mL. **23.** 4.06 %. **24.** 0.181 mol/L. **25.** 120 g/mol.

Unidad VI. Gases

- 1.** 4.8×10^2 °C. **2.** 8×10^2 L. **3.** 822 mL. **4.** 0.0059 atm. **5.** a) 54.3 g/mol; b) 2.21 g/L. **6.** a) 0.545 L; b) 8.1×10^2 L. **7.** C₄H₁₀O. **8.** 2.1×10^{23} moléculas de N₂; 5.7×10^{22} moléculas de O₂; 2.7×10^{21} moléculas de Ar. **9.** 70 mL. **10.** 4.8 L. **11.** 0.0701 mol/L. **12.** 9.0 L. **13.** 0.333 atm (NO₂); 0.17 atm (O₂). **14.** P(atm): 0.547, 0.441 y 0.512. **15.** a) 0.89 atm; b) 1.1 L. **16.** 349 mmHg. **17.** 472, 360, 441 m/s. **18.** 651 m/s. **19.** 38.0 g/moles F₂. **20.** NH₃ < PH₃ < ClO₂ < Kr < HI. **21.** 15.8 mL/min. **22.** 122 g/mol, KrF₂. **23.** CO = 54.5% y CO₂ 45.5%.

Unidad VII. Termoquímica

- 1.** 728 kJ; 2. 50.8°C. **3.** 25.0 °C; **4.** -238.7 kJmol⁻¹. **5.** 86 kJmol⁻¹. **6.** a) -65.2 kJ. b) -9.0 kJ; 7. 3.43×10^4 kJ; 8. 218.2 kJ; 9. -44.35 kJ. **10.** a) -336.5 kJ, b) amoniaco, -19.44 kJ/g, -22.49 kJ/g. **11.** 0.49 J/g°C. **12.** a) -1299.4 kJ, b) -1410.9 kJ, c) -561.8 kJ; **13.** 4.10 L. **14.** a) 1,34 kJ°C; b) i: 2.80×10^3 kJ/mol; 1.28×10^3 kJ/mol, ii: 1.35×10^3 kJ/mol; 691 kJ/mol.