



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN  
PREPARATORIA No. 3 (NOCTURNA PARA TRABAJADORES)  
DEPARTAMENTO DE EDUCACION ABIERTA



PREPARATORIA  
ABIERTA

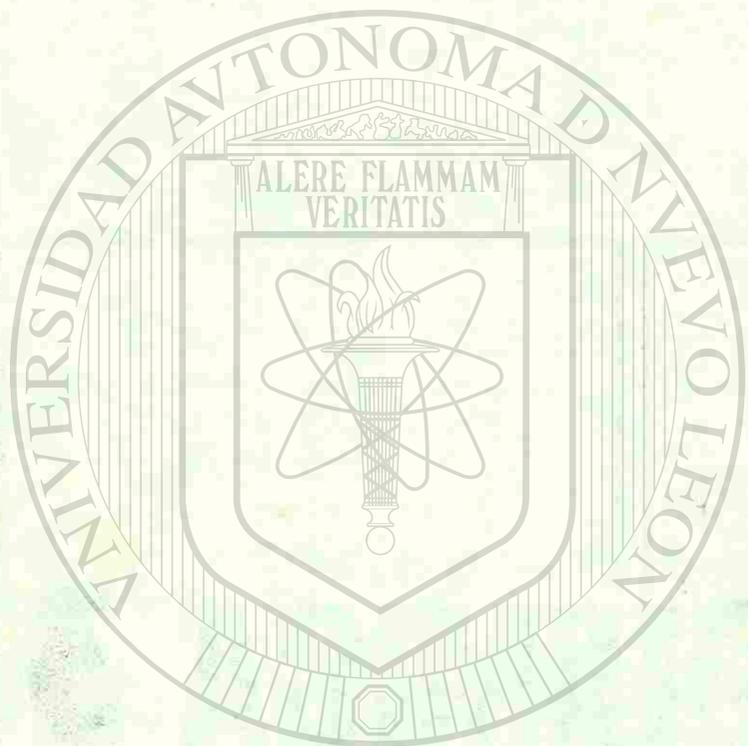
# QUIMICA 3

40  
34  
85

ING. JORGE A. PADILLA A.

MONTERREY, N.L. 1985.

QD40  
.P34  
1985



UNIVERSIDAD AUTONOMA DE NUEVO LEON

Rector: Ing. Gregorio Farías Lorigoria

PREPARATORIA No. 3

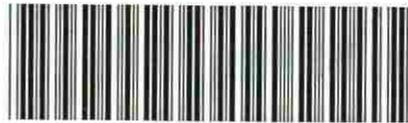
Director: Dr. JUAN E. MOYA BARBOSA

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

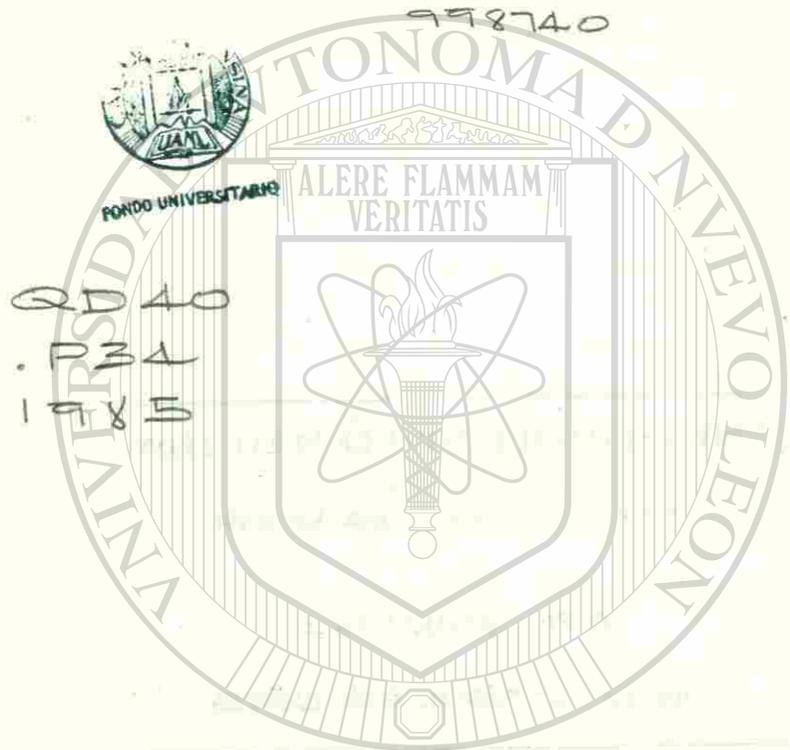


m



1020119504

998740



QUÍMICA  
PRIMERA UNIDAD

ELEMENTOS QUÍMICOS Y COMPUESTOS

OBJETIVO GENERAL DEL CURSO:

El alumno será capaz de:

Aplicar el conocimiento de la estructura electrónica del átomo; la capacidad de combinación, el concepto de número de --gramos por mol, las razones molares y -- las leyes de los gases, en la resolución de problemas.



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

17-III-06  
Mario

Q U I M I C A  
PRIMERA UNIDAD

ELEMENTOS QUIMICOS Y COMPUESTOS

OBJETIVO DE UNIDAD:

El alumno, al terminar la unidad, en el tema:

I. ELEMENTOS QUIMICOS Y COMPUESTOS.

1. Aplicará los conceptos de mol, fórmula empírica, porcentaje en masa y la ley de la conservación de la materia en la resolución de problemas.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

El alumno, por escrito en su cuaderno y sin error en el tema:

I. ELEMENTOS QUIMICOS Y COMPUESTOS.

- 1.1 Diferenciará entre elemento y compuesto.
- 1.2 Definirá reacción química.
- 1.3 Citará las características de los tres estados físicos de la materia.
- 1.4 Diferenciará entre punto de fusión y punto de ebullición.
- 1.5 Citará todos los nombres y símbolos de los elementos dados en la tabla 2-3
- 1.6 Citará la ley de la composición constante.
- 1.7 Enunciará la ley de la conservación de la materia y la teoría atómica de Dalton.

- 1.8 Definirá: átomo e isótopo.
- 1.9 Definirá: unidad de masa atómica (uma) y peso atómico.
- 1.10 Citará el concepto de mol y su relación con el número de Avogadro.
- 1.11 Determinará el número de gramos/mol de un elemento dado en el peso atómico.
- 1.12 Calculará la masa en gramos de un elemento, dados el número de moles y su peso atómico.
- 1.13 Definirá el concepto de mol de un compuesto.
- 1.14 Determinará el número de gramos/mol de un compuesto dada su fórmula y el peso atómico en una de cada uno de sus constituyentes.
- 1.15 Determinará el número de moles de un compuesto, dada una muestra en gramos y los pesos atómicos de sus constituyentes.
- 1.16 Calculará la masa en gramos de un compuesto, dados el número de moles y los pesos atómicos de sus constituyentes.
- 1.17 Determinará la composición en porcentaje en masa de un compuesto, dada su fórmula y los pesos atómicos en una de sus constituyentes.
- 1.18 Determinará la fórmula empírica de un compuesto dada su composición en porcentaje de masa y los pesos atómicos en una de sus constituyentes.
- 1.19 Citará los nombres, símbolos y fórmulas de todos los elementos que son gases a condiciones normales según la tabla 2-7 de la pág. 62.
- 1.20 Citará las propiedades metálicas de los metales.

- 1.21 Mencionará los nombres, símbolos y fórmulas de los metaloides, según la tabla 2-9 de la pág. 64.
- 1.22 Citará los nombres de todos los gases nobles o inertes y el número de átomos de sus moléculas.
- 1.23 Mencionará los nombres, símbolos y fórmulas de todos los no metales cuyas moléculas son diatómicas.
- 1.24 Diferenciará entre reactivos y productos de una reacción química.
- 1.25 Citará la ley de la conservación de la materia aplicada a una reacción química.
- 1.26 Diferenciará entre reacciones exotérmicas y endotérmicas.
- 1.27 Balanceará ecuaciones por tanteos.

**INSTRUCCIONES:**

Los objetivos anteriores los podrás lograr de la siguiente manera:

1. Estudiando cuidadosamente de la página 34 a 68 - del libro que se te indica.
2. Estudiando los ejemplos resueltos del anexo localizado al final de esta guía.
3. Resolviendo problemas de las páginas 73, 74 y 75 del libro que se te indica.

**AUTOEVALUACION**

**INSTRUCCIONES:** Lee cuidadosamente las siguientes cuestiones; en cada una de ellas hay cuatro posibles respuestas, selecciona la correcta. Compara tus resultados con las respuestas al final.

1. Los elementos son: . . . . . ( )
  - A) Sustancias de composición variables.
  - B) Soluciones.
  - C) Mezclas heterogéneas.
  - D) Sustancias que no se pueden dividir en otras -- más simples.
2. A la temperatura que un líquido se vaporiza rápidamente se le llama punto de: . . . . . ( )
  - E) Congelación.
  - F) Ebullición.
  - G) Sublimación.
  - H) Fusión.
3. El símbolo del flúor es: . . . . . ( )
  - I) F
  - J) P
  - K) Fr
  - L) K
4. El símbolo I corresponde al: . . . . . ( )
  - M) Iridio.
  - N) Hierro.
  - O) Litio.
  - P) Yodo.

5. "Cuando ocurren las reacciones químicas no hay -- pérdida ni ganancia de masa". Es la ley de: ( )

- Q) Dalton.
- R) La composición constante.
- S) La conservación de la materia.
- T) Periódica.

6. A la doceava parte del átomo de carbono 12 se le llama: . . . . . ( )

- U) Mol.
- V) Peso atómico.
- W) Peso molecular.
- X) Unidad de masa atómica.

7. Es el número de átomos que contiene un mol de un elemento: . . . . . ( )

- Y) Masa isotópica.
- Z) Número atómico.
- A) Número de Avogadro.
- B) Peso atómico.

8. ¿Cuántas moles de calcio están contenidas en 180 g de calcio?, su peso atómico es 40 uma: . . . . . ( )

- C) 6.8
- D) 4.5
- E) 90
- F) 7,200

9. ¿Cuál es la masa en gramos de 3.5 moles de germanio? peso atómico: Ge 72.6 uma: . . . . . ( )

- G) 254.1
- H) 68.6
- I) 127.2
- J) 20.7

10. Determina el número de gramos por mol del dicromato de potasio  $K_2Cr_2O_7$ , pesos atómicos: K 39, Cr 52, O 16 : . . . . . ( )

- K) 182
- L) 294
- M) 216
- N) 107

11. ¿Cuántos gramos de tetracloruro de carbono  $CCl_4$  hay en 0.7 moles de este compuesto, si los pesos atómicos son: C 12, Cl 35.5?: . . . . . ( )

- O) 33.2
- P) 215.6
- Q) 53.9
- R) 107.8

12. ¿Cuál es la masa en gramos de 0.8 moles de cromato de potasio  $K_2CrO_4$ , si los pesos atómicos son: K 39, Cr 52, O 16?: . . . . . ( )

- S) 242.5
- T) 155.2
- U) 103.5
- V) 77.6

13. ¿Cuál es la composición porcentual en masa del hidróxido de magnesio  $Mg(OH)_2$ , si los pesos atómicos son: Mg 24.3, O 16, H 1?: . . . . . ( )

- W) Mg = 41.7, O = 54.9, H = 3.4
- X) Mg = 20.0, O = 50.0, H = 30.0
- Y) Mg = 55.2, O = 41.4, H = 3.4
- Z) Mg = 3.4, O = 55.2, H = 41.4

14. ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 55.8% C, 11.6% H, 32.6% N? Pesos atómicos: C 12, H 1, N 14 . . . . . ( )

- A)  $C_2H_5N$
- B)  $C_3H_4N_2$
- C)  $CH_5N_2$
- D)  $C_4H_4N$

15. Son gases a condiciones normales: . . . . . ( )

- E) O, Ag, Au.
- F) F, Se, Te.
- G) Cl, Br, O.
- H) Ni, Pd, Pt.

16. El kriptón se considera: . . . . . ( )

- I) Metaloide.
- J) Metal.
- K) Un gas diatómico.
- L) Gas inerte.

17. Sus moléculas son diatómicas: . . . . . ( )

- M) Sodio, potasio, rubidio.
- N) Azufre, selenio, telurio.
- O) Oxígeno, nitrógeno, hidrógeno.
- P) Argón, kriptón, xenón.

18. La fórmula del cloro es: . . . . . ( )

- Q)  $Cl_2$
- R) Cl
- S)  $Cl_3$
- T)  $Cl_4$

19. Al arsénico y silicio se les considera: . . . . . ( )

- U) Gases nobles.
- V) Metales.
- W) Metaloides.
- X) No metales.

20. La ecuación balanceada es: . . . . . ( )

- Y)  $4Al + O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$
- Z)  $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$
- A)  $Al + 3O_2 \rightarrow Al_2O_3$
- B)  $2Al + O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$

RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

- |         |         |
|---------|---------|
| 1. (D)  | 11. (R) |
| 2. (F)  | 12. (T) |
| 3. (I)  | 13. (W) |
| 4. (P)  | 14. (A) |
| 5. (S)  | 15. (G) |
| 6. (X)  | 16. (L) |
| 7. (A)  | 17. (O) |
| 8. (D)  | 18. (Q) |
| 9. (G)  | 19. (W) |
| 10. (L) | 20. (Z) |

A N E X O 1

EJEMPLOS:

1. El peso atómico del magnesio es 24.3 uma. ¿Cuál es el número de gramos por mol de magnesio?:

Solución:

El peso atómico en uma es numericamente el mismo que la masa en gramos de Mg por cada mol de Mg. Entonces:

Respuesta:

$$\left( \frac{24.3 \text{ g de Mg.}}{\text{mol de Mg.}} \right)$$

2. El peso atómico del cloro es 35.5 uma ¿Cuál es en:  
a) número de gramos por mol de átomos de cloro?  
b) número de gramos por mol de moléculas de cloro?

Solución:

- a) Por la misma razón del ejemplo anterior.  
El cloro tiene un # de gramos/mol de átomos de cloro igual a:

Respuesta:

$$\left( \frac{35.5 \text{ gr de Cl}}{\text{mol de Cl}} \right)$$

- b) Las moléculas de los elementos: hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, flúor, cloro, bromo y yodo, son diatómicas por lo que sus fórmulas son respectivamente  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ .

El peso atómico del Cl es 35.5 uma  
El peso molecular del  $Cl_2$  será  
 $35.5 \times 2 = 71$  uma y el # de gramos/mol de moléculas de cloro es:

Respuesta:

$$\left( \frac{71 \text{ g de } Cl_2}{\text{mol de } Cl_2} \right)$$

Nota: Observa que al simbolo del cloro se le agrega un subíndice lo cual indica que se trata de moles de moléculas de cloro.

3. El peso atómico del nitrógeno es 14 uma ¿Cuál es el número de gramos por mol de moléculas de nitrógeno?:

Solución:

Peso atómico del nitrógeno (N) es 14 uma  
Peso molecular del nitrógeno ( $N_2$ ) es  
 $14 \times 2 = 28$  uma.  
El número de gramos de cloro/mol de moléculas de cloro se expresa así:

Respuesta:

$$\left( \frac{28 \text{ g de } N_2}{\text{mol de } N_2} \right)$$

4. ¿Cuál es la masa en gramos de 4.6 moles de plata?  
El peso atómico de la plata es 107.8 uma.

Datos: 4.6 mol de Ag, peso atómico de Ag 107.8<sup>®</sup>

Solución:

Del peso atómico de la plata se obtiene el factor:

$$\left( \frac{107.8 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} \right)$$

El dato 4.6 mol de Ag se multiplica por este factor para obtener la masa en g de Ag. por cancelación en el numerador y el denominador de los moles de Ag.

$$4.6 \text{ mol Ag} \left( \frac{107.8 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} \right) = 495.9 \text{ g Ag}$$

Respuesta:

495.9 g Ag.

5. ¿Cuántas moles de átomos de oxígeno están contenidas en 360 gramos de oxígeno? Peso atómico del oxígeno 16 uma.

Datos: 360 g de O, peso atómico de O 16 uma

Solución:

Del peso atómico se obtiene directamente el factor.

$$\left( \frac{16 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \right)$$

y su recíproco:

$$\left( \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \right)$$

El dato de 360 g O se multiplica por éste - último factor y por cancelación en el numerador y el denominador de g O se obtiene:

$$360 \text{ g O} \left( \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \right) = 22.5 \text{ mol O}$$

Respuesta:

22.5 mol O

Nota: Si se hubiese multiplicado por el factor - - 16 g O/mol O no hubiera sido posible la cancelación.

6. Determina el número de gramos por mol de propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ). Los pesos atómicos en una son H 1; C 12.

Datos: Fórmula del propano  $\text{C}_3\text{H}_8$ , pesos atómicos - de los constituyentes del propano.

Una molécula de  $\text{C}_3\text{H}_8$  tiene 3 átomos de carbono y 8 átomos de hidrógeno.

Solución: Masa de carbono =  $3(12) = 36 \text{ g}$ .  
Masa de hidrógeno =  $8(1) = 8 \text{ g}$ .  
Masa de una mol de  $\text{C}_3\text{H}_8 = 44 \text{ g}$

Respuesta:

$$\left( \frac{44 \text{ g C}_3\text{H}_8}{\text{mol C}_3\text{H}_8} \right)$$

7. ¿Cuántas moles de alcohol etílico ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ) hay en 207 gramos de este compuesto. Pesos atómicos C 12, H 1, O 16. (Los pesos atómicos están dados en uma)

**Datos:** Fórmula del alcohol etílico ( $C_2H_6O$ ), pesos atómicos de los constituyentes del compuesto y masa del alcohol etílico.

**Solución:** Una molécula de alcohol  $C_2H_6O$  tiene 2 átomos de carbono 6 de hidrógeno y 1 de oxígeno.

$$\begin{aligned} \text{Masa de carbono} &= 2(12) = 24 \text{ g} \\ \text{Masa de hidrógeno} &= 6(1) = 6 \text{ g} \\ \text{Masa de oxígeno} &= 1(16) = 16 \text{ g} \\ \text{Masa de una mol de } C_2H_6O &= 46 \text{ g} \end{aligned}$$

Con esto se obtienen dos factores:

$$\left( \frac{46 \text{ g } C_2H_6O}{\text{mol } C_2H_6O} \right) \quad \left( \frac{1 \text{ mol } C_2H_6O}{46 \text{ g } C_2H_6O} \right)$$

El dato 207 g de  $C_2H_6O$  se multiplica por el factor adecuado.

$$207 \text{ g } C_2H_6O \left( \frac{1 \text{ mol } C_2H_6O}{46 \text{ g } C_2H_6O} \right) = 4.5 \text{ mol } C_2H_6O$$

**Respuesta:**

$$4.5 \text{ mol } C_2H_6O$$

8. ¿Cuál es la masa en gramos de 1.7 moles de sulfuro de aluminio ( $Al_2S_3$ ). Pesos atómicos: Al 27, S 32.

(Cuando no se especifica, se da por hecho que los pesos atómicos están en una).

**Datos:** 1.7 mol  $Al_2S_3$ , pesos atómicos y fórmula del  $Al_2S_3$ .

$$\begin{aligned} \text{Solución:} & \quad 2(27) = 54 \\ & \quad 3(32) = 92 \\ \text{Masa de una mol de } Al_2S_3 & \quad 146 \text{ g.} \end{aligned}$$

Con lo cual se obtienen los factores.

$$\left( \frac{146 \text{ g } Al_2S_3}{1 \text{ mol } Al_2S_3} \right) \quad \left( \frac{1 \text{ mol } Al_2S_3}{146 \text{ g } Al_2S_3} \right)$$

El dato 1.7 mol  $Al_2S_3$  se multiplica por el factor adecuado.

$$1.7 \text{ mol } Al_2S_3 \left( \frac{146 \text{ g } Al_2S_3}{1 \text{ mol } Al_2S_3} \right) = 248.2 \text{ g } Al_2S_3$$

**Respuesta:** 248.2 g  $Al_2S_3$

9. ¿Cuál es la composición porcentual en masa del éter etílico  $C_4H_{10}O$ . Pesos atómicos: C 12, H 1, O 16.

**Datos:** Fórmula del  $C_4H_{10}O$ , pesos atómicos.

**Solución:** En la fórmula se observa que cada mol de  $C_4H_{10}O$  tiene: 4 mol de átomos de C  
10 mol de átomos de H  
1 mol de átomos de O

De lo que resultan las relaciones molares:

$$\left( \frac{4 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}O} \right), \left( \frac{10 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}O} \right), \left( \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}O} \right)$$

Se obtiene el recíproco del número de gramos/mol de compuesto, de la forma como se hizo en el ejemplo 5.

$$\left( \frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}O}{74 \text{ g } C_4H_{10}O} \right)$$

Utilizando estos factores adecuadamente y multiplicando por 100 resulta la composición porcentual.

$$\% C = \left( \frac{4 \text{ mol C}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}\text{O}} \right) \left( \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \right) \left( \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}\text{O}}{74 \text{ g C}_4\text{H}_{10}\text{O}} \right) \times 100$$

$$= 64.9\% C$$

$$\% H = \left( \frac{10 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}\text{O}} \right) \left( \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \right) \left( \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}\text{O}}{74 \text{ g C}_4\text{H}_{10}\text{O}} \right) \times 100$$

$$= 13.5\% H$$

$$\% O = \left( \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}\text{O}} \right) \left( \frac{16 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \right) \left( \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}\text{O}}{74 \text{ g C}_4\text{H}_{10}\text{O}} \right) \times 100$$

$$= 21.6\% O$$

Respuesta: 64.9% C, 13.5% H, 21.6%

10. ¿Cuál es la fórmula de un compuesto que contiene 52% Cr y 48% S? Pesos atómicos: Cr 52, S 32.

Solución: Con los pesos atómicos se obtienen:

$$\left( \frac{1 \text{ mol Cr}}{52 \text{ g Cr}} \right) \quad \left( \frac{1 \text{ mol S}}{32 \text{ g S}} \right)$$

Asumiendo que se tiene una muestra de 100 gramos del compuesto y ya que 52% significa que en cada 100 gramos de compuesto hay 52 gramos de cromo:

$$52 \text{ g Cr} \cdot \left( \frac{1 \text{ mol Cr}}{52 \text{ g Cr}} \right) = 1 \text{ mol Cr}$$

En 100 gramos de compuesto hay 48 g de azufre.

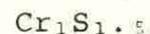
$$48 \text{ g S} \cdot \left( \frac{1 \text{ mol S}}{32 \text{ g S}} \right) = 1.5 \text{ mol S.}$$

Dividiendo entre el número "menor" de moles se encuentra la relación entre el cromo y el azufre en el compuesto.

$$\left( \frac{1 \text{ mol Cr}}{1 \text{ mol Cr}} \right) = 1$$

$$\left( \frac{1.5 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Cr}} \right) = 1.5$$

Estos números correspondientes a la relación molar se colocan como subíndice de los elementos:



No es común emplear subíndices fraccionarios, multiplicando ambos subíndices por 2 resulta la fórmula empírica buscada.

Respuesta:  $\text{Cr}_2\text{S}_3$

Q U I M I C A  
SEGUNDA UNIDAD

ESTRUCTURA ATOMICA Y PROPIEDADES DE LOS  
ELEMENTOS

OBJETIVO DE UNIDAD:

El alumno, al terminar la unidad, en el tema:

I. ESTRUCTURA ATOMICA.

1. Aplicará los conocimientos sobre las estructuras atómicas en la representación de la configuración electrónica y distribución de los electrones en los orbitales atómicos.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

El alumno, por escrito en su cuaderno y sin error en el tema:

I. ESTRUCTURA ATOMICA.

- 1.1 Citará la carga del electrón y su masa en gramos.
- 1.2 Citará la carga de la partícula alfa y su masa en uma (unidades de masa atómica).
- 1.3 Describirá el experimento que hizo a Rutherford concebir su modelo atómico.
- 1.4 Expondrá la interpretación hecha por Rutherford acerca del experimento de Geiger.
- 1.5 Describirá el modelo atómico de Rutherford.
- 1.6 Citará los diámetros promedio del átomo y el núcleo; y el lugar donde se concentra la masa del átomo.
- 1.7 Citará las partículas nucleares, su carga y su masa aproximada en uma.

- 1.8 Definirá, número atómico e isótopo.

- 1.9 Citará lo que el modelo de Rutherford no explicó y que fue logrado por el modelo de Bohr.

- 1.10 Describirá el modelo atómico de Bohr, indicando la relación que hay entre la energía, la posición y el movimiento de un electrón.

- 1.11 Explicará el concepto de cuantización expuesto por Bohr para explicar el movimiento de los electrones del átomo.

- 1.12 Citará el nombre de las posibles posiciones cuantizadas del electrón.

- 1.13 Expresará el significado de "Estado fundamental".

- 1.14 Explicará el significado de Salto cuántico.

- 1.15 Explicará la formación de los iones positivos.

- 1.16 Diferenciará entre la energía absorbida y la energía liberada por los electrones en sus desplazamientos en los niveles atómicos.

- 1.17 Citará la razón por la que el modelo de Bohr hubo de ser sustituido por otro modelo.

- 1.18 Mencionará a quienes desarrollaron el modelo mecánico cuántico.

- 1.19 Citará los estados principales de energía posibles del modelo mecánico cuántico.

- 1.20 Explicará la forma como se concibe la localización de los electrones en el modelo mecánico cuántico.

- 1.21 Describirá la forma como se representa el átomo según el modelo mecánico cuántico y en particular la forma del átomo de hidrógeno en estado fundamental.
- 1.22 Citará la forma como se nombran los niveles -- principales del átomo.
- 1.23 Citará la forma como se nombran los subniveles de energía, el número de subniveles que hay en cada nivel y su denotación precisa.
- 1.24 Citará el número de orbitales que tiene cada subnivel y el significado de orbital degenerado.
- 1.25 Mencionará el número máximo de electrones que puede tener cada orbital y el significado de orbital completo.
- 1.26 Citará el número máximo de electrones que puede contener cada subnivel.
- 1.27 Representará la notación orbital de los primeros 18 elementos de la tabla periódica de acuerdo con el orden creciente de energía dado en la página 92.
- 1.28 Explicará la regla de Hund.

#### INSTRUCCIONES:

Lee detenidamente los objetivos y remítete al texto que se te indica. Para alcanzar los objetivos de este tema, deberás estudiar de la página 78 a la 94. Cuando consideres haber alcanzado los objetivos, contesta las preguntas de la autoevaluación y verifica posteriormente tus respuestas.

#### AUTOEVALUACION

#### INSTRUCCIONES:

Los siguientes reactivos te permitirán apreciar el avance logrado en la comprensión de este tema. Contéstalos y verifica los resultados en la hoja de respuestas.

Lee cada una de las cuestiones que se te presentan y escribe en el paréntesis la literal que corresponda a la respuesta correcta.

- La masa del electrón en gramos es: ( )
  - $9.11 \times 10^{-14}$
  - $9.11 \times 10^{28}$
  - $9.11 \times 10^{-28}$
  - $5.86 \times 10^{-4}$
- Del experimento de Geiger, Rutherford concluyó -- que las desviaciones de  $180^\circ$  en las partículas alfa se debieron a: ( )
  - Concentraciones de carga negativas.
  - Cargas despreciables.
  - Cargas negativas en el núcleo.
  - Concentraciones masivas de cargas positivas.
- El modelo de Rutherford es un núcleo rodeado por: ( )
  - Un enjambre de electrones.
  - Electrones en órbitas de energía cuantizada.
  - Orbitales electrónicos.
  - Niveles, subniveles y orbitales.

4. La masa de los protones en una es de: ( )
- M) 3
  - N) 2
  - O) 1
  - P) 4
5. Su modelo imagina al electrón en posiciones de -- energía cuantizada en torno al núcleo: ( )
- Q) Geiger.
  - R) Thomson.
  - S) Rutherford.
  - T) Bohr.
6. Bohr afirmaba que la energía del electrón en un -- átomo era: ( )
- U) Probabilística.
  - V) Cuantizada.
  - W) Orbital.
  - X) Excitada.
7. Sus electrones se encuentran en los niveles de -- energía más bajos posibles: ( )
- Y) Átomos en estado fundamental.
  - Z) Iones positivos.
  - A) Núcleos excitados.
  - B) Iones negativos.
8. El modelo de Bohr sólo se podía aplicar para átomos de: ( )
- C) Peso atómico elevado.
  - D) Carga elevada.
  - E) Más de un electrón.
  - F) Un solo electrón.

9. Las siguientes son formas de concebir los electrones en el modelo mecánico cuántico, EXCEPTO: ( )
- G) Partículas con posiciones específicas.
  - H) Probabilidad de localización en ciertas posiciones del átomo.
  - I) Nubes de carga negativa.
  - J) Volúmenes de probabilidad.
10. A los niveles principales K, L, M, N, O, se les nombra más frecuentemente como: ( )
- K) X, Y, Z, A, B,
  - L) s, p, d, p, g,
  - M) 1, 2, 3, 4, 5
  - N) 1s, 2s, 2p, 3s, 3p
11. El subnivel 2p se encuentra en el nivel: ( )
- O) p
  - P) 2
  - Q) 3
  - R) K
12. El número de orbitales que tiene el subnivel s -- es de: ( )
- S) 3
  - T) 7
  - U) 5
  - V) 1
13. El número atómico del fósforo (P) es 15; su notación orbital será: ( )
- W)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
  - X)  $1s^2 2s^1 2p^7 3s^2 3p^3$
  - Y)  $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^5$
  - Z)  $1s^2 2s^2 2p^5$

14. El orden en que se llenan los subniveles del átomo según el diagrama de energía mostrado en la pág. 92 y los electrones máximos que contienen es:

- A)  $1s^2 2p^5 2p^4 3s^2 3p^4 3d^{10}$   
 B)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$   
 C)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$   
 D)  $1s^2 s^2 2p^2 3s^2 3p^2 4s^2 3d^2 4p^2$

15. El número atómico del estroncio Sr es 38 su notación orbital siguiendo el diagrama de energía de los subniveles mostrado en la pág. 92 será:

- E)  $1s^2 2s^1 1p^6 3s^1 3p^8 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$   
 F)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$   
 G)  $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$   
 H)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

- |        |         |
|--------|---------|
| 1. (C) | 8. (F)  |
| 2. (H) | 9. (G)  |
| 3. (I) | 10. (M) |
| 4. (O) | 11. (P) |
| 5. (T) | 12. (V) |
| 6. (V) | 13. (W) |
| 7. (Y) | 14. (C) |
|        | 15. (F) |

QUIMICA  
SEGUNDA UNIDAD

ESTRUCTURA ATOMICA Y PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS

OBJETIVO DE UNIDAD:

El alumno, al terminar la unidad, en el tema:

II. LA TABLA PERIODICA Y LA CLASIFICACION DE LOS ELEMENTOS.

2. Comprenderá la relación existente entre la configuración electrónica de los átomos de los elementos y su agrupación en la tabla periódica.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

El alumno, por escrito en su cuaderno y sin error en el tema:

II. LA TABLA PERIODICA Y LA CLASIFICACION DE LOS ELEMENTOS.

2.1 Enunciará la Ley periódica.

2.2 Mencionará la clasificación por bloques de los elementos y su localización en la tabla\* periódica.

2.3 Citará la configuración del nivel externo de energía de los gases inertes y su localización en la tabla\* periódica.

2.4 Mencionará la configuración del nivel externo de energía de los elementos representativos de los bloques s y p.

2.5 Citará el nombre que reciben las columnas de la tabla periódica y las sucesiones horizontales de la misma.

\* Estudia cuidadosamente las tablas de las páginas 100 y 101.

2.6 Citará los nombres de los grupos en que se dividen los elementos representativos, el símbolo de cada grupo y la configuración electrónica del nivel externo de energía de cada grupo; según la tabla de la pág. - 102.

2.7 Establecerá la relación entre el símbolo de cada grupo y su configuración electrónica del nivel extremo de energía.

2.8 Expresará la representación electrónica puntual de los elementos representativos, dada su notación orbital.

#### INSTRUCCIONES:

Lee detenidamente los objetivos y remítete al texto que se indica. Para alcanzar los objetivos de este tema, deberás estudiar de la pág. 98 a la 104. Cuando consideres haber alcanzado los objetivos, contesta las preguntas de la autoevaluación y verifica posteriormente tus respuestas.

#### AUTOEVALUACION

INSTRUCCIONES: Los siguientes reactivos te permitirán apreciar el avance logrado en la comprensión de este tema. Contéstalos y verifica los resultados en la hoja de respuestas.

Lee cada una de las cuestiones que se te presentan y escribe en el paréntesis la literal que corresponda a la respuesta correcta.

1. Los bloques s y p, o elementos representativos de la tabla periódica (pág. 101), se hallan localizados en: ( )
  - A) La parte inferior de la tabla.
  - B) Los extremos de la tabla.
  - C) La parte superior de la tabla.
  - D) El centro de la tabla.

2. Con excepción del helio cuya configuración es  $1s^2$  todos los gases inertes tienen la configuración del octeto que es: ( )

- E)  $ns^2np^6$
- F)  $1s^2$
- G) Desde  $ns^2np^1$  hasta  $ns^2np^5$
- H)  $ns^1$  o  $ns^2$

3. Los elementos del bloque p tienen la configuración del nivel externo de energía: ( )

- I)  $ns^1$  o  $ns^2$
- J)  $ns^2np^6$
- K)  $1s^2$
- L) Desde  $ns^2np^1$  hasta  $ns^2np^5$

4. Los metales alcalinoterreos cuyo símbolo es IIA tienen como configuración del nivel externo de energía: ( )

- M)  $ns^2$
- N)  $ns^1$
- O)  $ns^2np^2$
- P)  $ns^2np^5$

5. Los elementos representativos cuya configuración del nivel externo de energía en  $ns^2np^3$  son de: ( )

- Q) Metales alcalinos.
- R) Grupo boro-aluminio.
- S) Grupo nitrógeno.
- T) Halógenos.

6. El número atómico de azufre (s) es 16 con ello encuentra su notación orbital y sabras que su representación electrónica puntual es: ( )

U)  $\cdot s \cdot$

V)  $\cdot \ddot{s} \cdot$

W)  $\cdot \ddot{s} \cdot$

X)  $\cdot s \cdot$

7. La notación orbital del potasio K es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$  observa que su configuración del nivel externo de energía es  $4s^1$  por lo que su representación puntual será: ( )

Y)  $\cdot K \cdot$

Z) K:

A) K·

B)  $\cdot K \cdot$

RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

1. (B)

2. (E)

3. (L)

4. (M)

5. (S)

6. (W)

7. (A)

QUIMICA  
SEGUNDA UNIDAD

ESTRUCTURA ATOMICA Y PROPIEDADES DE LOS  
ELEMENTOS

OBJETIVO DE UNIDAD:

El alumno, al terminar la unidad, en el tema:

III. PROPIEDADES PERIODICAS DE LOS ELEMENTOS.

3. Comprenderá el concepto de periodicidad en las características de los átomos de los elementos.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

El alumno, por escrito en su cuaderno y sin error en el tema:

III. PROPIEDADES PERIODICAS DE LOS ELEMENTOS.

3.1 Definirá energía de ionización.

3.2 Mencionará como varían las energías de ionización de los elementos en un grupo de la tabla periódica.

3.3 Citará los dos factores que explican la disminución de las energías de ionización de -- arriba hacia abajo en un grupo de la tabla periódica.

3.4 Mencionará como varían las energías de ionización en un renglón de la tabla periódica.

3.5 Citará como varían las dimensiones atómicas en un grupo de la tabla periódica.

3.6 Citará como varían las dimensiones atómicas en un renglón de la tabla periódica.

- 3.7 Mencionará el número de elementos que son gases y líquidos o condiciones normales y siete elementos cuyas moléculas son diatómicas.
- 3.8 Encontrará el número de oxidación de los elementos de un compuesto de acuerdo a las reglas del número de oxidación.
- 3.9 Citará los números de oxidación más comunes para los grupos IA, IIA, IIIA, IVA y VIIA de los elementos representativos.

#### INSTRUCCIONES:

Lee detenidamente los objetivos y remítete al texto que se indica. Para alcanzar los objetivos de este tema, deberás estudiar de la pág. 140 a la 155. -- Cuando consideres haber alcanzado los objetivos, -- contesta las preguntas de la autoevaluación y verifica posteriormente tus respuestas.

#### AUTOEVALUACION

INSTRUCCIONES: Los siguientes reactivos te permitirán apreciar el avance logrado en la comprensión de este tema. Contéstalos y verifica los resultados en la hoja de respuestas.

Lee cada una de las cuestiones que se te presentan y escribe en el paréntesis la literal que corresponde a la respuesta correcta.

1. En un renglón de la tabla periódica la energía de ionización aumenta de: ( )
- A) Arriba hacia abajo.  
B) Derecha a izquierda.  
C) Abajo hacia arriba  
D) Izquierda a derecha.

2. La distancia incrementada de los electrones del nivel externo de energía con respecto al núcleo y el efecto de pantalla son los factores que explican la disminución de la energía de ionización de arriba hacia abajo en un: ( )

- E) Grupo.  
F) Núcleo.  
G) Renglón.  
H) Orbital.

3. Las dimensiones de los átomos en un renglón de la tabla periódica tienden a disminuir de: ( )

- I) Derecha a izquierda.  
J) Arriba hacia abajo.  
K) Izquierda a derecha.  
L) Abajo hacia arriba.

4. Casi todos los elementos son sólidos pero 11 son gases, el número de elementos líquidos a condiciones normales es de: ( )

- M) 5  
N) 10  
O) 2  
P) 20

5. Del estudio de las reglas para el número de oxidación debes saber que el hidrógeno tiene + 1 como número de oxidación y el oxígeno -2. En el compuesto  $H_2CO_3$  el carbono tendrá un número de oxidación de: ( )

- Q) -2  
R) -3  
S) +4  
T) +2

6. El número de oxidación del fósforo P en el compuesto  $H_3PO_4$  es: ( )

- U) -8
- V) +4
- W) +5
- X) -3

7. El número de oxidación más común del grupo IIA o metales alcalinoterreos es: ( )

- Y) +2
- Z) +4
- A) +8
- B) -2

8. Los números de oxidación más comúnmente observados en el grupo de los halógenos o grupo VIIA son: ( )

- C) -4, +3, -2
- D) -2, +6, +2
- E) -1, +7, +5, +1
- F) +4, -4, +2

#### RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

- |        |        |
|--------|--------|
| 1. (D) | 5. (S) |
| 2. (E) | 6. (W) |
| 3. (K) | 7. (Y) |
| 4. (O) | 8. (E) |

## QUIMICA TERCERA UNIDAD

EL ENLACE QUIMICO, PROPIEDADES PERIODICAS Y NOMENCLATURA QUIMICA.

#### OBJETIVO DE UNIDAD:

El alumno, al terminar la unidad, en el tema:

#### I. EL ENLACE QUIMICO.

1. Comprenderá la manera como se forman los enlaces químicos.

#### OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

El alumno, por escrito en su cuaderno y sin error en el tema:

#### I. EL ENLACE QUIMICO.

- 1.1 Enunciará la regla del octeto.
- 1.2 Mencionará los dos tipos de enlace químico.
- 1.3 Explicará la formación de iones y del enlace iónico.
- 1.4 Identificará la ecuación que represente la pérdida o ganancia de electrones de los átomos de los diferentes elementos de los grupos de la tabla periódica.
- 1.5 Definirá el enlace covalente y el covalente múltiple.
- 1.6 Representará el traslape de dos orbitales "s" y de un "s" con un "p" para formar un enlace covalente.

6. El número de oxidación del fósforo P en el compuesto  $H_3PO_4$  es: ( )

- U) -8
- V) +4
- W) +5
- X) -3

7. El número de oxidación más común del grupo IIA o metales alcalinoterreos es: ( )

- Y) +2
- Z) +4
- A) +8
- B) -2

8. Los números de oxidación más comúnmente observados en el grupo de los halógenos o grupo VIIA son: ( )

- C) -4, +3, -2
- D) -2, +6, +2
- E) -1, +7, +5, +1
- F) +4, -4, +2

#### RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

- |        |        |
|--------|--------|
| 1. (D) | 5. (S) |
| 2. (E) | 6. (W) |
| 3. (K) | 7. (Y) |
| 4. (O) | 8. (E) |

## QUIMICA

### TERCERA UNIDAD

EL ENLACE QUIMICO, PROPIEDADES PERIODICAS Y NOMENCLATURA QUIMICA.

#### OBJETIVO DE UNIDAD:

El alumno, al terminar la unidad, en el tema:

#### I. EL ENLACE QUIMICO.

1. Comprenderá la manera como se forman los enlaces químicos.

#### OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

El alumno, por escrito en su cuaderno y sin error en el tema:

#### I. EL ENLACE QUIMICO.

- 1.1 Enunciará la regla del octeto.
- 1.2 Mencionará los dos tipos de enlace químico.
- 1.3 Explicará la formación de iones y del enlace iónico.
- 1.4 Identificará la ecuación que represente la pérdida o ganancia de electrones de los átomos de los diferentes elementos de los grupos de la tabla periódica.
- 1.5 Definirá el enlace covalente y el covalente múltiple.
- 1.6 Representará el traslape de dos orbitales "s" y de un "s" con un "p" para formar un enlace covalente.

1.7 Representará las estructuras electrónicas - puntuales de Lewis para diversos compuestos.

1.8 Mencionará dos excepciones a la regla del - octeto.

1.9 Distinguirá entre los iones monoatómicos y poliatómicos.

1.10 Definirá los términos: polaridad, enlace po- lar, molécula polar, momento dipolar y elec- tronegatividad.

1.11 Mencionará la relación existente entre el - carácter del enlace químico y la polaridad del enlace.

INSTRUCCIONES: Lee cuidadosamente los objetivos y - remítete al texto que se indica para alcanzar los - objetivos de este tema, deberás estudiar de la pág. 112 a 134.

Cuando consideres haber alcanzado los objetivos con- testa las preguntas de la autoevaluación y verifica posteriormente tus respuestas.

#### AUTOEVALUACION

INSTRUCCIONES: Los siguientes reactivos te permiti- rán apreciar el avance logrado en la comprensión de este tema. Contéstalos y verifica los resultados en la hoja de respuestas.

Lee cada una de las cuestiones que se te presentan y escribe en el paréntesis la literal que correspon- da a la respuesta correcta.

1. La regla del octeto afirma que el átomo tiende a alcanzar en su último nivel energético un número de electrones igual a: ( )

- A) Uno.
- B) Siete.
- C) Ocho.
- D) Seis.

2. El enlace químico es de dos tipos distintos, io- nico y: ( )

- E) Electrovalente.
- F) Covalente.
- G) Eléctrico.
- H) Magnético.

3. Los átomos con pocos electrones en su último ni- vel tienden a: ( )

- I) Ganar electrones.
- J) Perder electrones.
- K) Ganar neutrones.
- L) Perder protones.

4. Enlace que resulta del compartimiento de electro- nes: ( )

- M) Electrovalente.
- N) Ionico.
- O) Eléctrico.
- P) Covalente.

5. La representación electrónica puntual de Lewis -- para el cloro deberá tener un número de electro- nes de: ( )

- Q) Siete.
- R) Ocho.
- S) Seis.
- T) Cinco.

6. El tricloruro de boro es una expresión a la regla del: ( )

- U) Triángulo.
- V) Octeto.
- W) Paralelogramo.
- X) Octágono.

7. De los siguientes, el que corresponde a un ión poliatómico es: ( )

- Y)  $\text{Na}^+$
- Z)  $\text{Cl}^-$
- A)  $\text{SO}_4^{2-}$
- B)  $\text{Cu}^+$

8. La tendencia de un átomo a atraer electrones se llama: ( )

- C) Electronegatividad.
- D) Dipolo.
- E) Momento dipolo.
- F) Enlace.

9. A una molécula que posee una separación neta de los centros de carga positiva y negativa se le llama: ( )

- G) Polar.
- H) No representativa.
- I) No polar.
- J) Representativa.

10. El carácter iónico de un enlace covalente está relacionado con: ( )

- K) El tamaño de los átomos.
- L) La forma de los tamaños.
- M) El arreglo espacial de los átomos que se unen.
- N) La polaridad del enlace.

#### RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

- |        |         |
|--------|---------|
| 1. (C) | 6. (V)  |
| 2. (F) | 7. (A)  |
| 3. (J) | 8. (C)  |
| 4. (P) | 9. (G)  |
| 5. (Q) | 10. (N) |

## QUIMICA TERCERA UNIDAD

EL ENLACE QUIMICO, PROPIEDADES PERIODICAS Y NOMENCLATURA QUIMICA.

OBJETIVO DE UNIDAD:

El alumno, al terminar la unidad, en el tema:

II. PROPIEDADES PERIODICAS DE LOS ELEMENTOS.

2. Comprenderá cómo es que varían las propiedades físicas y químicas de los elementos, considerando los grupos y renglones de la tabla periódica.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

El alumno, por escrito, en su cuaderno y sin error en el tema:

II. PROPIEDADES PERIODICAS DE LOS ELEMENTOS.

- 2.1 Expresará la relación existente entre la configuración electrónica de los elementos y sus propiedades químicas.
- 2.2 Definirá energía de ionización y las unidades en que se mide.
- 2.3 Expresará cómo varía el valor de la energía de ionización en los grupos y renglones de la tabla periódica.
- 2.4 Explicará cómo influyen el efecto pantalla y la distancia entre los electrones y el núcleo en el valor de la energía de ionización de los átomos, dentro de un grupo de elementos y en un renglón de la tabla periódica.

2.5 Mencionará la unidad comunmente utilizada para medir radios atómicos e iónicos.

2.6 Explicará cómo varían los radios atómicos considerando un grupo de elementos y un renglón de la tabla periódica (ver figuras 5-4 y 5-5).

2.7 Mencionará cómo es que se forman los iones positivos y negativos y cómo varían sus radios con respecto al de los átomos originales.

2.8 Definirá el concepto de número de oxidación.

2.9 Enunciará las ocho reglas utilizadas para asignar el número de oxidación de un elemento.

2.10 Deducirá el número de oxidación de un elemento en un compuesto químico.

2.11 Predecirá el número de oxidación de los elementos dependiendo del grupo a que pertenece y a su estructura electrónica.

2.12 Predecirá fórmulas utilizando los números de oxidación.

#### INSTRUCCIONES:

Lee detenidamente los objetivos y remítete al texto que se indica. Para alcanzar los objetivos de este tema, deberás estudiar de la pág. 140 a la 159. Cuando consideres haber alcanzado los objetivos, contesta las preguntas de la autoevaluación y verifica posteriormente tus respuestas.

#### AUTOEVALUACION

INSTRUCCIONES: Los siguientes reactivos te permitirán apreciar el avance logrado en la comprensión de este tema contéstalos y verifica los resultados en la hoja de respuestas.

[Lee cada una de las cuestiones que se te presentan y completa brevemente sobre las líneas lo correspondiente a la respuesta correcta.

1. Los elementos con propiedades electrónicas semejantes, tendrán propiedades:

\_\_\_\_\_

2. A la cantidad de energía que se requiere para arrancar un electrón de un átomo gaseoso neutro se le llama:

\_\_\_\_\_

3. La energía de ionización comunmente es expresada en unidades de:

\_\_\_\_\_

4. El radio atómico se mide en:

\_\_\_\_\_

5. Al perder electrones del nivel de energía externo se forma un ión con carga:

\_\_\_\_\_

6. Al estado de combinación que puede asumir un elemento se le llama número de:

\_\_\_\_\_

7. En un compuesto dado, la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos presentes debe ser igual a:

8. El radio de un ión positivo, con respecto al radio del átomo original será:

9. El número de oxidación del hierro en el compuesto  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  es de:

10. ¿Qué fórmula predirías para un compuesto formado del elemento bario y oxígeno?:

#### RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

1. Semejantes.

2. Energía de ionización.

3. Kilocalorías por mol.

4. Angstrom.

5. Positiva.

6. Oxidación.

7. Cero.

8. Menor.

9. Tres positivas.

10.  $\text{BaO}$

## QUIMICA TERCERA UNIDAD

EL ENLACE QUIMICO, PROPIEDADES PERIODICAS Y NOMENCLATURA QUIMICA.

#### OBJETIVO DE UNIDAD:

El alumno, al terminar la unidad, en el tema:

#### III. NOMENCLATURA DE LOS COMPUESTOS QUIMICOS.

3. Aplicará las reglas de nomenclatura química.

#### OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

El alumno, por escrito en su cuaderno y sin error, - en el tema:

#### III. NOMENCLATURA DE LOS COMPUESTOS QUIMICOS.

3.1 Diferenciará entre los nombres sistemáticos y triviales.

3.2 Expresará cómo se nombran los iones monoatómicos positivos y los iones monoatómicos negativos.

3.3 Identificará la fórmula, el nombre trivial y/o sistemático de un compuesto o ión\*.

3.4 Definirá a los compuestos binarios.

3.5 Expresará el número de tipos de compuestos binarios que hay, la manera de escribir y nombrar sus fórmulas.

3.6 Explicará en qué consiste el sistema de nomenclatura Stock.

\* Ver tablas 6-1, 6-2 y 6-3.

- 3.7 Nombrará compuestos en base al método de nomenclatura Stock.
- 3.8 Nombrará compuestos utilizando el método "oso-ico".
- 3.9 Nombrará compuestos formados por no metal-no metal o metal - no metal utilizando el método de los prefijos.
- 3.10 Nombrará a los compuestos complejos de acuerdo a la nomenclatura establecida.
- 3.11 Citará la forma de nombrar ácidos.
- 3.12 Definirá compuestos ácidos y oxiácidos.
- 3.13 Nombrará a los compuestos ácidos y oxiácidos.
- 3.14 Deducirá los nombres de los oxianiones.
- 3.15 Nombrará a los hidratos de acuerdo a la nomenclatura establecida.
- 3.16 Definirá las propiedades higroscopía, -- deliquescentes y desecante.

#### INSTRUCCIONES:

Lee detenidamente los objetivos y remítete al texto que se indica. Para alcanzar los objetivos de este tema, deberás:

1. Estudiar de la pág. 168 a la 186. Cuando consideres haber alcanzado los objetivos, contesta las preguntas de la autoevaluación y verifica posteriormente las respuestas.
2. Resuelve los problemas del 1 al 10 inclusive (pág. 184, 185 y 186 de tu texto).

#### AUTOEVALUACION

INSTRUCCIONES: Los siguientes reactivos te permitirán apreciar el avance logrado en la comprensión del tema. Contéstalos y verifica los resultados en la hoja de respuestas.

Lee cada una de las siguientes cuestiones que se te presentan y escribe en el paréntesis la literal que corresponda a la respuesta correcta.

1. El nombre trivial del compuesto  $Al_2O_3$  es: ( )
  - A) Trióxido de aluminio II.
  - B) Óxido de aluminio.
  - C) Alúmina.
  - D) Cal.
2. Los nombres de los iones monoatómicos negativos se nombran usando la raíz del nombre del elemento con la terminación: ( )
  - A) Ico
  - F) Oso
  - G) Uro
  - H) Ato.
3. El compuesto  $CaO$  tiene por nombre trivial: ( )
  - I) Cal.
  - J) Óxido de calcio.
  - K) Monóxido de calcio.
  - L) Calcita.

4. La fórmula  $\text{NH}_4^+$  pertenece al ión: ( )

- M) Hidronio.
- N) Amonio.
- O) Nitrato.
- P) Nitrito.

5. Compuestos que contienen átomos combinados exclusivamente de dos elementos diferentes: ( )

- Q) Metales.
- R) Cuaternarios.
- S) Ternarios.
- T) Binarios.

6. Según la nomenclatura del sistema stock el compuesto  $\text{FeCl}_3$  debe ser llamado: ( )

- U) Clorato de hierro.
- V) Clorito de fósforo.
- W) Cloruro de hierro (III).
- X) Cloruro de hierro (II).

7. Según el método del prefijo, el compuesto  $\text{SO}_2$  debe ser nombrado como: ( )

- Y) Oxido de azufre.
- Z) Bióxido de azufre.
- A) Oxido de selenio.
- B) Bióxido de selenio.

8. Una solución acuosa del compuesto puro cloruro de hidrógeno deberá ser llamado: ( )

- C) Cloruro de hidrógeno mono hidrato.
- D) Hidróxido de sodio.
- E) Acido Yodhídrico.
- F) Acido clorhídrico.

9. Al oxiácido  $\text{HIO}_3$  le corresponde el nombre de: ( )

- G) Ioduro de hidrógeno.
- H) Iodato de potasio.
- I) Acido iódico.
- J) Acido periódico.

10. Propiedad de las sustancias que consiste en absorber agua de la atmósfera: ( )

- K) Florescencia.
- L) Higroscopía.
- M) Eflorescencia.
- N) Permeabilidad.

#### REPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

- 1. (C)
- 2. (G)
- 3. (I)
- 4. (N)
- 5. (T)
- 6. (W)
- 7. (Z)
- 8. (F)
- 9. (I)
- 10. (L)

Q U I M I C A  
CUARTA UNIDAD  
GASES Y ESTEQUIOMETRIA QUIMICA

OBJETIVO DE UNIDAD

El alumno, al terminar la unidad, en el tema:

I. GASES.

1. Aplicará las leyes de los gases en la resolución de problemas.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

El alumno, por escrito en su cuaderno y sin error, en el tema:

I. GASES.

- 1.1 Definirá presión.
- 1.2 Citará los postulados de la teoría cinética molecular.
- 1.3 Definirá temperatura.
- 1.4 Expresará la ecuación que representa la ley de los gases ideales o ecuación de estado de un gas perfecto.
- 1.5 Citará la escala de temperatura (grados) -- utilizándola al aplicar la ley de los gases ideales.
- 1.6 Expresará el concepto de presión atmosférica.
- 1.7 Expresará el valor de la presión atmosférica a nivel del mar en torrs (milímetros de mercurio) y el factor que relaciona atm con torrs.

- 1.8 Convertirá atmósferas a torrs y viceversa.

- 1.9 Aplicará en la resolución de problemas la constante R en: lt atm/°K mol; y ml atm/°K mol.

- 1.10 Aplicará la ecuación de los gases ideales en la resolución de problemas.

- 1.11 Expresará las condiciones estandar de presión y temperatura para los gases ideales.

- 1.12 Definirá volumen molar.

- 1.13 Expresará el factor que relaciona a una mol con el volumen molar.

- 1.14 Aplicará el factor que relaciona al volumen molar con una mol; en la resolución de problemas.

- 1.15 Expresará la ley de Boyle.

- 1.16 Resolverá problemas aplicando la ley de Boyle.

- 1.17 Expresará la ley de Charles.

- 1.18 Resolverá problemas aplicando la ley de Charles.

- 1.19 Aplicará las leyes combinadas de los gases, en la resolución de problemas.

INSTRUCCIONES:

Los objetivos anteriores los podrás lograr de la siguiente manera:

1. Estudiando cuidadosamente de la pág. 188 a 204 del libro que se te indica.
2. Estudiando los ejemplos resueltos (del 1 al 7) del anexo localizado al final de esta guía.
3. Resolviendo los problemas (del 12 al 19) de la pág. 219 y 220 del libro que se te indica.

#### AUTOEVALUACION

INSTRUCCIONES: Lee cuidadosamente las siguientes - cuestiones; en cada una de ellas hay cuatro posi-- bles respuestas, selecciona la correcta. Compara - tus resultados con las respuestas al final.

1. Los siguientes son postulados de la teoría ciné-- tica molecular, EXCEPTO: ( )
  - A) El volúmen real de las partículas de un gas es despreciable.
  - B) No existen fuerzas de atracción entre las - partículas de un gas.
  - C) Las partículas de un gas tienen movimiento rápido, aleatorio y rectilíneo.
  - D) Las colisiones de las partículas de un gas son inelásticas.
2. La temperatura es el resultado directo de: ( )
  - E) El peso específico del gas.
  - F) La energía cinética.
  - G) La presión del gas.
  - H) El volumen del gas.
3. El valor de la presión atmosférica expresada en torrs es: ( )
  - I) 760
  - J) 273
  - K) 1
  - L) 0

4. ¿Cuál es la presión de un gas en torrs si su pre-- sión es de 1.6 atm: ( )
  - M) 600
  - N) 1600
  - O) 1216
  - P) 475
5. ¿Cuántas moles están contenidas en 3500 ml de un gas a 3 atm y 100° K?: ( )
  - Q) 7.03
  - R) 2.56
  - S) 16.85
  - T) 1.28
6. ¿Cuál es el volumen en ml de 0.08 mol de un gas a 0°C y presión de 1.6 atm: ( )
  - U) 560.3
  - V) 75.2
  - W) 1120.6
  - X) 450.8
7. Al volumen ocupado por un mol de gas a PTE se le llama, volumen: ( )
  - Y) Nuclear.
  - Z) Molar.
  - A) Ideal.
  - B) Atómico.
8. Cuántas moles de un gas están contenidas en 8.4 - lts un gas a PTE: ( )
  - C) 42.5
  - D) 0.0375
  - E) 188.16
  - F) 0.375

9. ¿Qué nuevo volumen en ml es ocupado por 800 ml de un gas que se encuentra a 500°C y 220 torrs, si la presión aumenta a 750 torrs: ( )

- G) 234.7
- H) 73.5
- I) 486.4
- J) 146.7

10. "A presión constante, si un gas se calienta, se dilatará y si se enfría se contraerá". Esta es otra forma de expresar la ley de: ( )

- K) Charles.
- L) Boyle.
- M) Dalton.
- N) Las presiones parciales.

11. ¿Qué nuevo volumen en lts ocuparán 0.5 lts de -- gas inicialmente a 0°C y 2000 torrs, si se ca -- lienta hasta 1100°C y se reduce la presión 500 - torrs: ( )

- O) 5.4
- P) 0.7
- Q) 10.0
- R) 21.6

#### RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

- |        |         |
|--------|---------|
| 1. (D) | 7. (Z)  |
| 2. (F) | 8. (F)  |
| 3. (I) | 9. (G)  |
| 4. (O) | 10. (K) |
| 5. (T) | 11. (Q) |
| 6. (W) |         |

## QUIMICA

### CUARTA UNIDAD

#### GASES Y ESTEQUIOMETRIA QUIMICA

#### OBJETIVO DE UNIDAD:

El alumno, al terminar la unidad, en el tema:

#### II. ESTEQUIOMETRIA.

2. Aplicará el concepto de mol y las relaciones molares en la resolución de problemas que involucran a las reacciones químicas.

#### OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

El alumno, por escrito en su cuaderno y sin error, en el tema:

#### II. ESTEQUIOMETRIA.

- 2.1 Aplicará el número de gramos/mol en el cálculo del número de moles dada la masa de una sustancia.
- 2.2 Aplicará el número de gramos/mol en el cálculo de la masa de una sustancia dado su número de moles.
- 2.3 Aplicará el número de gramos/mol en el cálculo del número de moles y la masa en gramos de las especies químicas de una reacción.
- 2.4 Aplicará el número de gramos/mol y las razones molares en el cálculo de la masa en gramos de las especies químicas de una reacción.

DIRECCIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS

INSTRUCCIONES:

Los objetivos anteriores los podrás lograr de la siguiente manera:

1. Estudiando cuidadosamente de la pág. 224 a 234 - del libro que se te indica.
2. Estudiando los ejemplos resueltos del 8 al 13 -- del anexo localizado al final de esta guía.
3. Resolviendo los problemas (1 al 14) de las págs. 244, 245 y 246 del libro que se te indica.

AUTOEVALUACION

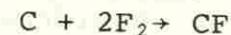
INSTRUCCIONES: Lee cuidadosamente las siguientes -- cuestiones; en cada una de ellas hay cuatro posibles respuestas, selecciona la correcta. Compara tus resultados con las respuestas al final.

1. ¿Cuántas moles de moléculas de flúor estan contenidas en 326.8 gramos de flúor? Peso atómico: F 19. ( )  
A) 17.2  
B) 58.4  
C) 8.6  
D) 10.5
2. ¿Cuántos gramos de cloro están contenidos en 1.9 moles de moléculas de este gas? Peso atómico: -- Cl 35.5: ( )  
E) 37.4  
F) 74.8  
G) 67.5  
H) 134.9

3. ¿Cuántos moles de sulfuro de berilio (BeS) están contenidos en 766.7 gramos de este compuesto? -- Pesos atómicos: Be 9, S 32: ( )

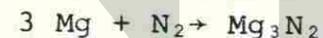
I) 9.4  
J) 37.4  
K) 6.2  
L) 18.7

4. Según la reacción siguiente ¿cuántas moles de -- moléculas de flúor se requieren para producir -- 5.3 moles de tetrafluoruro de carbono: ( )



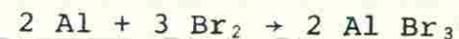
M) 15.8  
N) 10.6  
O) 21.2  
P) 5.3

5. Según la reacción siguiente ¿cuántas moles de -- moléculas de nitrógeno se requieren para reaccionar totalmente con 172.8 gramos de magnesio. Pesos atómicos: Mg 24, N 14: ( )



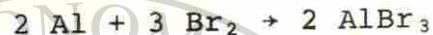
Q) 2.4  
R) 21.6  
S) 1379.2  
T) 4.8

6. Según la reacción siguiente ¿cuántos gramos de -- aluminio se requieren para producir 133.5 gramos de bromuro de aluminio? Pesos atómicos: Al 27, -- Br 80: ( )



U) 27.0  
V) 40.7  
W) 13.5  
X) 133.5

7. Según la reacción siguiente ¿cuántos litros de bromo a PTE se requieren para reaccionar totalmente con 259.2 gramos de aluminio? Pesos atómicos: Al 27, Br 80 ( )



- Y) 430
- Z) 144
- A) 215
- B) 323

8. Según la reacción siguiente ¿cuántos gramos de clorato de potasio se requieren para producir - 18.3 litros de oxígeno a 100° C y 0.75 atm? Pesos atómicos: K 39, Cl 35.5, O 16 ( )

- C) 36.6
- D) 0.7
- E) 307.6
- F) 153.8

RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

- 1. (C)
- 2. (H)
- 3. (L)
- 4. (N)
- 5. (Q)
- 6. (W)
- 7. (B)
- 8. (C)

A N E X O 1

1. ¿Cuál es la presión de un gas en torrs (milímetros de mercurio). Si tiene una presión de 1.8 atm?

Datos: 1.8 atm

Solución: Para convertir las atmósferas en torrs se emplea el factor.

$$\left( \frac{760 \text{ torrs}}{1 \text{ atm}} \right)$$

Se multiplica este factor por el dato 1.8 atm y se cancelan las atm en el numerador y el denominador.

$$P = 1.8 \text{ atm} \left( \frac{760 \text{ torrs}}{1 \text{ atm}} \right) = 1368 \text{ torrs}$$

Respuesta: P = 1368 torrs

2. ¿Cuántas moles están contenidas en 0.8 lts de un gas a 6.2 atm y temperatura de 60° C

Datos: V = 0.8 lt  
T = 60°C  
P = 6.2 atm  
R = 0.082  $\frac{\text{lt atm}}{^\circ\text{K mol}}$

Nota: Al aplicar las leyes de los gases siempre se expresa la temperatura en grados Kelvin (°K) a la temperatura dada en °C se le suman 273 con lo que se obtienen °K.

$$T (^{\circ}\text{K}) = T (^{\circ}\text{C}) + 273 = 60 + 273 \\ = 333 ^{\circ}\text{K}$$

Fórmula:  $PV = n RT$

Solución: Despejando n de la ecuación  $PV = nRT$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Se sustituyen los datos y se cancelan las unidades.

$$n = \frac{(6.2 \text{ atm}) (0.8 \text{ lt})}{(0.0821 \text{ lt atm}) (333^{\circ}\text{K})} = 0.18 \text{ mol}$$

Respuesta:  $n = 0.18 \text{ mol}$

3. ¿Cuál es el volumen en ml de 0.04 moles de un gas a temperatura de  $90^{\circ}\text{C}$  y 6.6 atm.

Datos:

$$n = 0.04 \text{ mol}$$

$$T = 90^{\circ}\text{C} = 90 + 273 = 363^{\circ}\text{K}$$

$$P = 6.6 \text{ atm}$$

$$R = 82.1 \frac{\text{ml atm}}{^{\circ}\text{K mol}}$$

Fórmula:  $PV = n RT$

Solución: Despejando V de la ecuación  $PV = nRT$

$$V = \frac{n RT}{P}$$

Sustituyendo los datos y cancelando las unidades.

$$V = \frac{(0.04 \text{ mol}) (82.1 \text{ ml atm}) (363^{\circ}\text{K})}{6.6 \text{ atm } ^{\circ}\text{K mol}}$$

Respuesta:  $V = 181 \text{ ml}$

Nota: El resultado es 180.62, pero se ha redondeado - la cifra sumándole a este número 38 centésimas.

4. ¿Cuál es el volumen en litros de 2.4 mol de un gas ideal a PTE (presión y temperatura estandar)?

Datos:  $2.4 \text{ mol}$

Solución: Por la definición de volumen molar se obtiene:

$$\left( \frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ lts}} \right) \quad \left( \frac{22.4 \text{ lts}}{1 \text{ mol}} \right)$$

Se selecciona el factor adecuado de manera que se cancelen las moles del numerador con las del denominados al multiplicarlo por el dato de 2.4 mol.

$$V = 2.4 \text{ mol} \left( \frac{22.4 \text{ lts}}{1 \text{ mol}} \right) = 53.8 \text{ lts.}$$

Respuesta:  $V = 53.8 \text{ lts}$

5. ¿Qué nuevo volumen en ml es ocupado por 300 ml de un gas que se encuentra a 180°C y 3 atm, si la presión disminuye a 1.5 atm?:

Datos:  
 Volumen inicial = 300 ml  
 Presión inicial = 3 atm  
 Presión final = 1.5 atm  
 T = 180°C (no cambia)

Solución: El volumen de un gas aumenta al reducirse la presión y disminuye al incrementarse la presión.

En este ejemplo la presión se reduce -- (3 atm → 1.5 atm) el nuevo volumen será mayor y se obtiene multiplicando el volumen inicial por un factor que comprenda la razón de las presiones mayor que uno

El factor adecuado se haya encerrado en un cuadro.

$$\left(\frac{1.5 \text{ atm}}{3 \text{ atm}}\right) = 0.5 \quad \left(\frac{3 \text{ atm}}{1.5 \text{ atm}}\right) = 2$$

$$V = 300 \text{ ml} \left(\frac{3 \text{ atm}}{1.5 \text{ atm}}\right) = 600 \text{ ml}$$

Respuesta: V = 600 ml

6. ¿Qué nuevo volumen es ocupado por 40 ml de un gas mantenido a 2.5 atm si se enfria desde 600°C hasta 150°C?

Datos:  
 V inicial = 40 ml  
 T inicial = 600°C = 873°K  
 T final = 150°C = 423°K

Cambio ocurrido: disminución de temperatura 873°K → 423°K

Solución: El volumen de un gas disminuye al disminuir la temperatura y aumenta al aumentar la temperatura.

En este ejemplo la temperatura se reduce (873°K → 423°K). El nuevo volumen será menor y se obtiene multiplicando el volumen inicial por un factor que comprende la razón de temperaturas menor que uno.

El factor adecuado se haya encerrado en un cuadro.

$$\left(\frac{873^\circ\text{K}}{423^\circ\text{K}}\right) = 2.06 \quad \left(\frac{423^\circ\text{K}}{873^\circ\text{K}}\right) = .48$$

Multiplicando el volumen inicial por este factor y cancelando (°K) en el numerador y en el denominador.

$$V = 40 \text{ ml} \left(\frac{423^\circ\text{K}}{873^\circ\text{K}}\right) = 19.4 \text{ ml}$$

Respuesta: V = 19.4 ml

7. ¿Qué nuevo volumen en ml ocuparon 260 ml de gas inicialmente a 300°K y 1.5 atm, si se calienta hasta 900°K y la presión aumenta a 3 atm?

Datos: Condiciones iniciales                      Condiciones finales®

V = 260 ml	V = ?
T = 300°K	T = 900°K
P = 1.5 atm	P = 3 atm

Cambios ocurridos:

T aumenta (300°K → 900°K)

P aumenta (1.5 atm → 3 atm)

Solución: Un aumento de temperatura produce un aumento de volumen, el factor de temperatura debe ser mayor que uno.

$$\left(\frac{900^\circ\text{K}}{300^\circ\text{K}}\right)$$

Un aumento de presión produce una disminución del volumen. El factor de presiones debe ser menor que uno.

$$\left(\frac{1.5 \text{ atm}}{3 \text{ atm}}\right)$$

Aplicando estos factores al volumen inicial se obtiene el volumen final:

$$260 \text{ ml} \left(\frac{900^\circ\text{K}}{300^\circ\text{K}}\right) \left(\frac{1.5 \text{ atm}}{3 \text{ atm}}\right) = 390 \text{ ml.}$$

Respuesta:  $V_{\text{final}} = 390 \text{ ml.}$

8. ¿Cuántos moles de moléculas de nitrógeno están -- contenidas en 378 gramos de nitrógeno? Peso atómico: N 14. (los pesos atómicos están en uma).

Datos: 378 g N<sub>2</sub>

Peso atómico del Nitrógeno 14.

Solución: La molécula de nitrógeno es diatómica y su fórmula es N<sub>2</sub>, su peso molecular será:

$$2 \times 14 \text{ uma} = 28 \text{ uma}$$

Con el peso molecular se tiene el factor:

$$\left(\frac{28 \text{ g N}_2}{1 \text{ mol N}_2}\right)$$

Nota: El factor anterior expresa que hay 28 g de nitrógeno por cada mol de moléculas de nitrógeno. Así se expresará en lo sucesivo; indicando por la fórmula del elemento diatómico (N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub> etc.) que se trata de moles de moléculas.

La masa de 378 gr de N debe ser multiplicado por un factor que cancele los gramos de N<sub>2</sub>:

$$\left(\frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2}\right)$$

$$378 \text{ g N}_2 \left(\frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2}\right) = 13.5 \text{ mol N}_2$$

Respuesta: 13.5 mol N<sub>2</sub>

9. ¿Cuántos gramos de bromo están contenidos en 0.6 moles de moléculas de este gas? Peso atómico Br 80.

Datos: 0.6 mol Br<sub>2</sub>  
Peso atómico Br 80

Solución: El peso molecular será: Br<sub>2</sub> 160 lo cual conduce al factor:

$$\left(\frac{160 \text{ g Br}_2}{1 \text{ mol Br}_2}\right)$$

Multiplicando este factor por el dato de 0.6 mol Br

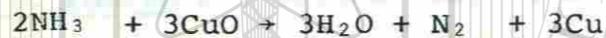
$$0.6 \text{ mol Br}_2 \left( \frac{160 \text{ g Br}_2}{1 \text{ mol Br}_2} \right) = 96 \text{ g Br}_2$$

Respuesta: 96 g Br<sub>2</sub>

10. Según la reacción que se da a continuación al -- reaccionar completamente 4.6 moles de amoniaco --

- NH<sub>3</sub>
- a) ¿Cuántas moles de moléculas de nitrógeno se -- producen?
  - b) ¿Cuántos gramos de nitrógeno se producen?

Pesos atómicos: N 14, Cu 63.5, O 16, H 1.



a) Datos: 4.6 mol NH<sub>3</sub>  
pesos atómicos  
reacción química

Solución: Se deberán convertir 4.6 mol NH<sub>3</sub> → mol N<sub>2</sub>

De la observación cuidadosa de la reac-- ción química 2 mol NH<sub>3</sub> producen 1 mol N<sub>2</sub>, da la relación molar.

$$\left( \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol N}_2} \right)$$

Multiplicando el dato 4.6 mol NH<sub>3</sub> por el recíproco del factor anterior resulta:

$$4.6 \text{ mol NH}_3 \left( \frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \right) = 2.3 \text{ mol N}_2$$

Respuesta: 2.3 mol N<sub>2</sub>

b) Datos: La respuesta anterior: 2.3 mol N<sub>2</sub>  
Los pesos atómicos.

Solución: Se deberán convertir 2.3 mol N<sub>2</sub> → g N<sub>2</sub>  
(la flecha se lee: se convierten a)

Con el peso atómico del N se obtiene el peso molecular del N lo que da:

$$\left( \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} \right)$$

Empleando el recíproco:

$$2.3 \text{ mol N}_2 \left( \frac{28 \text{ g N}_2}{1 \text{ mol N}_2} \right) = 64.4 \text{ g N}_2$$

Respuesta: 64.4g N<sub>2</sub>

11. Según la reacción dada a continuación ¿cuántos gramos de oxígeno se requieren para producir -- 121.1g de ZnO? pesos atómicos: Zn 65.4, S 32, - O 16.



Datos. 121.1g ZnO  
Pesos atómicos  
Reacción química

Solución: El procedimiento a seguir es convertir sucesivamente.

121.1g ZnO → mol ZnO → mol O<sub>2</sub> → g O<sub>2</sub>  
cada flecha involucra un factor de con-- versión.

Calculando el peso molecular del ZnO ob-- tenemos el primer factor.

$$\left( \frac{1 \text{ mol ZnO}}{81.4 \text{ g ZnO}} \right)$$

Con el cual se convertirá 121.1g ZnO a mol de ZnO

$$121.1 \text{ g ZnO} \left( \frac{1 \text{ mol ZnO}}{81.4 \text{ g ZnO}} \right)$$

Cancelando g ZnO en el numerador y en el denominador.

De la cuidadosa observación de la reacción se sabe que se requieren 3 mol O<sub>2</sub> para producir 2 mol ZnO lo cual da la relación molar.

$$\left( \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol ZnO}} \right)$$

Con lo que se convertirán las mol ZnO a mol O<sub>2</sub>

$$121.1 \text{ g ZnO} \left( \frac{1 \text{ mol ZnO}}{81.4 \text{ g ZnO}} \right) \left( \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol ZnO}} \right)$$

Cancelando mol ZnO en el numerador y en el denominador.

Con el peso molecular del O<sub>2</sub> se obtiene el factor.

$$\left( \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \right)$$

Con lo que se convertirán las mol O<sub>2</sub> a g de O<sub>2</sub>

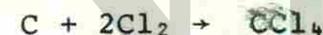
$$121.1 \text{ g ZnO} \left( \frac{1 \text{ mol ZnO}}{81.4 \text{ g ZnO}} \right) \left( \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol ZnO}} \right) \left( \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \right) = 71.4 \text{ g O}_2$$

Cancelando mol O<sub>2</sub> en el numerador y en el denominador.

Respuesta: 71.4g O<sub>2</sub>

Nota: Se han explicado detalladamente la sucesión de pasos para resolver este ejemplo. La comprensión de ellos y el uso de los factores adecuados para la cancelación de unidades proporcionará la habilidad para resolver este tipo de problemas en una sola etapa.

12. Según la reacción dada a continuación ¿cuántos litros de cloro a PTE se requieren para producir 0.45 gramos de tetracloruro de carbono? Pesos atómicos C 12, Cl 35.5



Datos: 0.45g CCl<sub>4</sub>  
Pesos atómicos  
Reacción química

Solución: El procedimiento a seguir es convertir sucesivamente.



Con el peso molecular del CCl<sub>4</sub> resulta el primer factor.

$$\left( \frac{1 \text{ mol CCl}_4}{154 \text{ g CCl}_4} \right)$$

El segundo factor lo da la reacción química.

$$\left( \frac{2 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol CCl}_4} \right)$$

El tercer factor resulta de la definición de volumen molas: "A PTE una mol de un gas ideal ocupa un volumen de 22.4 lts."

$$\left( \frac{22.4 \text{ lts O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \right)_{\text{PTE}}$$

El subíndice PTE indica las condiciones del gas a presión y temperatura estandar.

La aplicación de estos factores al dato de 0.45g CCl<sub>4</sub> producirá la cancelación esperada de unidades y consecuentemente el resultado deseado.

$$0.45 \text{g CCl}_4 \left( \frac{1 \text{ mol CCl}_4}{154 \text{g CCl}_4} \right) \left( \frac{2 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol CCl}_4} \right) \left( \frac{22.4 \text{ lts Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} \right)_{\text{PTE}} = 0.13 \text{ lts Cl}_2$$

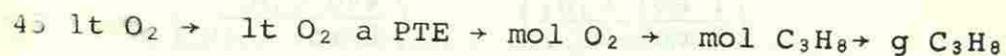
Respuesta: 0.13 lts Cl<sub>2</sub> a PTE

13. Según la reacción dada a continuación ¿cuántos gramos de propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) reaccionan completamente con 45 lts de oxígeno a 100°K y 2.5 atm? Pesos atómicos C 12, H 1, O 16.



Datos: 45 lts O<sub>2</sub> a T = 100°K y P = 2.5 atm.  
Pesos atómicos  
Reacción química

Solución: El procedimiento a seguir es convertir sucesivamente.



El volumen inicial a 100°K y 2.5 atm debe ser llevado a las condiciones de presión y temperatura estandar PTE.

Las condiciones PTE son:

$$T = 273^\circ\text{K} \quad P = 1 \text{ atm}$$

De manera similar al ejemplo 7. Ya que la temperatura aumenta (100°K → 273°K) el volumen aumentará y el factor debe ser:

$$\left( \frac{273^\circ\text{K}}{100^\circ\text{K}} \right)$$

La presión disminuye (2.5 atm → 1 atm) el volumen aumentará, el factor debe ser:

$$\left( \frac{2.5 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} \right)$$

$$45 \text{ lts O}_2 \left( \frac{273^\circ\text{K}}{100^\circ\text{K}} \right) \left( \frac{2.5 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} \right)$$

El siguiente factor lo da la definición de volumen molar a PTE.

$$45 \text{ lt O}_2 \left( \frac{273^\circ\text{K}}{100^\circ\text{K}} \right) \left( \frac{2.5 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} \right) \left( \frac{1 \text{ mol O}_2}{22.4 \text{ lt O}_2} \right)_{\text{PTE}}$$

Los últimos dos factores se obtendrán respectivamente de la relación molar de la reacción química y el peso molecular del C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>:

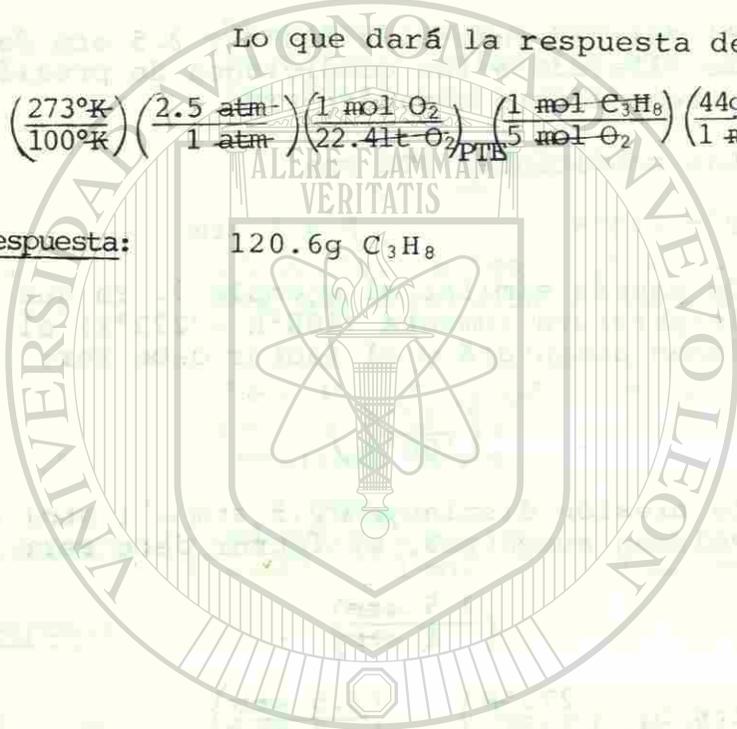
$$\left(\frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{5 \text{ mol O}_2}\right) \left(\frac{44 \text{ g C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}\right)$$

Lo que dará la respuesta deseada.

$$45 \text{ lt O}_2 \left(\frac{273^\circ\text{K}}{100^\circ\text{K}}\right) \left(\frac{2.5 \text{ atm}}{1 \text{ atm}}\right) \left(\frac{1 \text{ mol O}_2}{22.4 \text{ lt O}_2}\right) \left(\frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{5 \text{ mol O}_2}\right) \left(\frac{44 \text{ g C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}\right) = 120.6 \text{ g C}_3\text{H}_8$$

Respuesta:

120.6 g C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN

DIRECCIÓN GENERAL DE BIENESTAR

QUÍMICA  
QUINTA UNIDAD

QUÍMICA ORGÁNICA Y BIOQUÍMICA

OBJETIVO DE UNIDAD:

El alumno, al terminar la unidad, en el tema:

I. QUÍMICA ORGÁNICA Y BIOQUÍMICA.

1. Comprenderá las áreas de estudio de la Química orgánica y la Bioquímica.

OBJETIVOS DE APRENDIZAJE:

El alumno, por escrito en su cuaderno y sin error, en el tema:

I. QUÍMICA ORGÁNICA Y BIOQUÍMICA.

- 1.1 Definirá química orgánica y bioquímica.
- 1.2 Mencionará la propiedad más importante del -- carbono.
- 1.3 Explicará el significado de la tetravalencia del carbono.
- 1.4 Diferenciará entre fórmula estructural, molecular y condensada.
- 1.5 Mencionará cuántos pares de electrones se -- comparten en la formación de un doble y triple enlace.
- 1.6 Diferenciará entre las fórmulas molecular, - estructural y condensada de los primeros ocho compuestos de los alcanos (tabla 12-1).
- 1.7 Definirá los conceptos de hidrocarburo saturado, serie homóloga e isómeros estructurales.

- 1.8 Mencionará la fórmula general de los alcanos.
- 1.9 Expresará la forma de obtener grupos alquilo.
- 1.10 Diferenciará los nombres de los principales grupos alquilo (tabla 12-2) y los de los grupos comunes.
- 1.11 Diferenciará entre los nombres comunes y el nombre UIQPA (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada).
- 1.12 Mencionará como se les llama a los hidrocarburos que poseen en sus cadenas un doble o un triple enlace así como sus respectivas fórmulas generales.
- 1.13 Explicará lo que es un polímero, un monómero y una reacción de polimerización.
- 1.14 Distinguirá las ecuaciones de polimerización del etileno, propileno y tetrafluoroetileno.
- 1.15 Distinguirá entre las fórmulas características de los alcoholes, aldehidos, ácidos y ésteres.
- 1.16 Nombrará según las reglas de la UIQPA a los alcoholes, aldehidos, ácidos y ésteres.
- 1.17 Diferenciará las ecuaciones que representan la obtención de alcoholes, aldehidos, ácidos y ésteres.

- 1.18 Diferenciará entre las grasas y los aceites.
- 1.19 Expresará cómo se forma una mina y cómo se le llama al grupo que lo caracteriza.
- 1.20 Diferenciará entre aminas primarias, secundarias y terciarias.
- 1.21 Expresará cómo se forma una amida.
- 1.22 Distinguirá la ecuación de la reacción de la formación de una amida.
- 1.23 Expresará cómo se forma un aminoácido.
- 1.24 Distinguirá la fórmula que caracteriza a los aminoácidos.
- 1.25 Diferenciará las fórmulas de la glicina, alanina y serina.
- 1.26 Citará en qué consiste un hidrocarburo cíclico, cómo se nombran y cómo se representan mediante figuras geométricas.
- 1.27 Distinguirá entre un compuesto aromático, un policíclico y un heterocíclico.
- 1.28 Identificará la numeración de los carbonos en un anillo bencénico así como las notaciones orto, meta y para.
- 1.29 Identificará la ecuación de la reacción mediante la cual las plantas verdes producen carbohidratos.
- 1.30 Diferenciará entre los monosacáridos y los polisacáridos.
- 1.31 Mencionará dos monosacáridos y cuatro de los polisacáridos más importantes.

1.32 Definirá el concepto de disacárido.

1.33 Mencionará qué es una proteína.

1.34 Definirá compuesto péptido.

1.35 Mencionará qué otro nombre reciben las proteínas.

1.36 Enlistará algunas de las funciones de las proteínas.

1.37 Citará por cuántos aminoácidos diferentes están constituidas las proteínas.

1.38 Diferenciará entre las estructuras primaria, secundaria y terciaria de una proteína.

1.39 Mencionará al constituyente fundamental de los genes.

1.40 Distinguirá entre ácido nucleico, nucleótido ADN y ARN.

#### INSTRUCCIONES:

Lee detenidamente los objetivos y remítete al texto que se indica: para alcanzar los objetivos de este tema, deberás estudiar de la pág. 379 a la 415.

Cuando consideres haber alcanzado los objetivos, contesta las preguntas de la autoevaluación y verifica posteriormente tus respuestas.

#### AUTOEVALUACION

INSTRUCCIONES: Lee cuidadosamente las siguientes -- cuestiones; en cada una de ellas hay cuatro posibles respuestas, selecciona la correcta. Compara tus resultados con las respuestas al final.

1. Química que estudia los compuestos del carbono: ( )

- A) Analítica.
- B) Cualitativa.
- C) Orgánica.
- D) Inorgánica.

2. La tetravalencia es una de las características -- más importantes del: ( )

- E) Hidrógeno.
- F) Carbono.
- G) Uranio.
- H) Sodio.

3. La fórmula  $C_2H_2$  es del tipo: ( )

- I) Estructural.
- J) Condensada.
- K) Conjugada.
- L) Molecular.

4. Cuando se comparten tres parejas de electrones se forma un enlace covalente: ( )

- M) Sencillo.
- N) Doble.
- O) Triple.
- P) Cuádruple.

5. La fórmula molecular del octano es: ( )

Q)  $C_8H_{10}$

R)  $C_8H_{18}$

S)  $CH_8$

T)  $C_2H_4$

6. Al grupo de compuestos en el que sus miembros difieren en unidades  $-CH_2-$  se le llama serie: ( )

U) Homogénea.

V) Heterogénea.

W) Homóloga.

X) Lantanida.

7. El grupo  $CH_3-CH_2-CH_2-$  se llama: ( )

Y) Propilo.

Z) Isopropilo.

A) Butilo.

B) Isobutilo.

8. Son los hidrocarburos que contienen un triple enlace en su cadena: ( )

C) Alcanos.

D) Alquenos.

E) Alquinos.

F) Alcoholes.

9. La fórmula general de los alquinos es: ( )

G)  $C_nH_{2n}$

H)  $C_nH_{2n+1}$

I)  $C_nH_{2n+2}$

J)  $C_nH_{2n-2}$

10. A las moléculas que se ligan entre sí para formar un polímero se les llama: ( )

K) Polipéptidos.

L) Péptidos.

M) Monómeros.

N) Copolímeros.

11. La fórmula  $R-C(=O)-O-R$  es característica de -- un: ( )

O) Alcohol.

P) Aldehído.

Q) Ester.

R) Cetona.

12. Según la UIQPA la fórmula  $HC(=O)OH$  corresponde al ácido: ( )

S) Fórmico.

T) Etanoico.

U) Metánico.

V) Propanoico.

13. Cuando un alcohol primario se oxida, se produce un: ( )

W) Aldehído.

X) Acido.

Y) Ester.

Z) Alcano.

14. El grupo que caracteriza a una amina es: ( )

A)  $COOH-$

B)  $NH_2-$

C)  $-C \equiv C-$

D)  $R-O-R$

15. A las aminas con un grupo alquilo se les llama:

( )

- E) Primarias.
- F) Secundarias.
- G) Terciarias.
- H) Cuaternarias.

16. La fórmula  $\text{NH}_2 - \text{CH}_2 - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{OH}$  corresponde a la:

( )

- I) Glicina.
- J) Alanina.
- K) Serina.
- L) Cisteína.

17. A un compuesto anular se le llama también: ( )

- M) Acíclico.
- N) Cíclico.
- O) Aldehído.
- P) Alcohol.

18. Al nombrar compuestos aromáticos, la posición - meta corresponde a las posiciones: ( )

- Q) 1, 2.
- R) 1, 3.
- S) 1, 4.
- T) 1, 5.

19. A los azúcares se les llama: ( )

- U) Carbohidratos.
- V) Aminoácidos.
- W) Proteínas.
- X) Grasas.

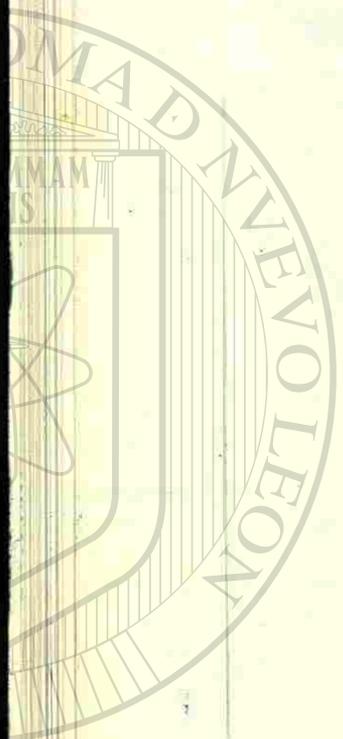
20. El ADN es el ácido: ( )

- Y) Ribonucleico.
- Z) Deoxiribonucleico.
- A) Propanoico.
- B) Fosfórico.

## RESPUESTAS A LA AUTOEVALUACION

- 1. (C)
- 2. (F)
- 3. (L)
- 4. (O)
- 5. (R)
- 6. (W)
- 7. (Y)
- 8. (E)
- 9. (J)
- 10. (M)
- 11. (Q)
- 12. (U)
- 13. (W)
- 14. (B)
- 15. (E)
- 16. (K)
- 17. (N)
- 18. (R)
- 19. (U)
- 20. (Z)





JUAN

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE NUEVO LEÓN  
COMISIÓN GENERAL DE BIBLIOTECAS