

## 1 Medidas y Unidades

### Conceptos importantes

El sistema métrico. Prefijos para las unidades. Unidades derivadas.

Conversión de unidades. Análisis dimensional.

Incertidumbre en las mediciones. Exactitud y precisión. Notación científica.

Cifras significativas.

### Ejercicios

- 1) ¿Cuáles son las unidades en los sistemas CGS y SI (MKS) para las siguientes magnitudes? a) Fuerza; b) Área; c) Volumen; d) Presión; e) Densidad; f) Peso; g) Trabajo y energía.
- 2) Utilice el prefijo adecuado para sustituir la potencia decimal en cada uno de los siguientes valores: a)  $3,4 \cdot 10^{-12}$  m; b)  $4,8 \cdot 10^{-3}$  ml; c)  $7,23 \cdot 10^3$  g; d)  $2,35 \cdot 10^{-6}$  m<sup>3</sup>; e)  $4,8 \cdot 10^{-9}$  s; f)  $3,45 \cdot 10^{-3}$  mol; g)  $9,1 \cdot 10^{-10}$  m.
- 3) Convierta cada uno de los siguientes valores en su unidad SI: a) 1,2 kg/dl; b) 39,7 pm; c) 10,07  $\mu$ s; d) 83,645 mg; e) 150 km; f) 320 mmol.
- 4) Realice las siguientes conversiones: a) 32,2 mm a  $\mu$ m; b) 49,7 g/ml a Kg/dl; c)  $32,4 \cdot 10^{-12}$  m a pm; d)  $4,5 \cdot 10^8$  pm<sup>3</sup> a m<sup>3</sup>.
- 5) Realice las siguientes conversiones: a) 25,4 °K a °C; b) -40 °C a K.
- 6) Complete la siguiente tabla:

Notación decimal	Notación científica	Número de cifras significativas
0,751		
0,00751		
0,07051		
0,750100		
7501		
7500		
7500,00		

- 7) Indique el número de cifras significativas en cada una de las siguientes medidas: a) 3,141 cm; b) -120°C; c) 0,002004 l; d) 3490400 ps; e)  $6,000 \cdot 10^{-3}$  km
- 8) Redondee cada uno de los siguientes número a tres cifras significativas: a) 12345670; b) 2,35500; c) 456500; d)  $3,218 \cdot 10^3$ ; e) 0,0006557030.

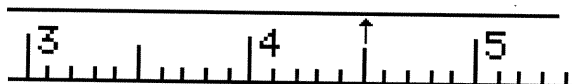
9) Realice las siguientes operaciones y exprese el resultado con el número correcto de cifras significativas:

a)  $341,55 - 6104/22,3 =$

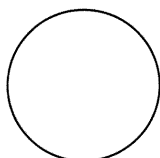
b)  $1,23056 + 67,809 =$

c)  $890,05 \times 12,3 =$

10) ¿Qué longitud está indicada por la flecha?



11) Con la ayuda de una regla determine el diámetro del siguiente círculo con 2 cifras significativas:



Con la medida obtenida calcule el radio (radio = diámetro/2) y exprese el resultado con el número correcto de cifras significativas.

12) La masa de una muestra de un metal fue determinada por triplicado por dos personas distintas. Los resultados para la primera persona fueron: 7,84 g, 7,85 g y 7,83 g. Para la segunda: 7,83 g, 7,92 g y 7,93 g. ¿Qué conjunto de medidas es más preciso? ¿Qué información adicional se requiere para poder evaluar la exactitud de las mediciones?

### **Bibliografía:**

- Chang, R.: Química.
- Martínez, J.M., Igea, A. E. y Scian, A. N.: Nociones elementales de Química Universitaria, edición por los autores (1985).

## 2 Átomos

### *Conceptos importantes*

- Átomos e iones
- Constituyentes del átomo: protones, neutrones y electrones.
- Fotones. Energía de un fotón.
- Espectros de absorción y emisión de los átomos.
- Número atómico, número másico. Isótopos.
- Principio de incertidumbre
- Números cuánticos
- Configuración electrónica

### *Preguntas*

- 1) ¿Es posible que dos átomos de un mismo elemento tengan diferente número de protones? Justifique.
- 2) ¿Es posible que dos átomos de un mismo elemento tengan diferente masa? Justifique.
- 3) Escriba la relación entre la energía de un fotón y: a) la frecuencia de la radiación electromagnética asociada; b) el número de ondas de la radiación electromagnética asociada.
- 4) ¿Cómo se explica en la teoría de Bohr la aparición de picos en los espectros de emisión de los átomos?
- 5) ¿Cuáles son las limitaciones de la teoría de Bohr?
- 6) ¿Qué propiedades son características de una onda? ¿Y de una partícula?
- 7) ¿Cuáles son las limitaciones impuestas por el principio de incertidumbre a la determinación simultánea de la posición y la velocidad de una partícula?
- 8) ¿Una pelotita de tenis tiene una onda asociada?. Si su respuesta es afirmativa indique porqué en la experiencia cotidiana no percibimos sus propiedades ondulatorias.
- 9) Indique cuáles son los números cuánticos que caracterizan el estado de un electrón en el átomo de hidrógeno y qué valores posibles tienen.
- 10) ¿Cuál o cuáles de los números cuánticos determinan la energía de un electrón en el átomo de hidrógeno? ¿Y en un átomo polielectrónico?
- 11) ¿Qué es un orbital atómico? ¿Cuáles son las formas de los orbitales *s*, *p* y *d*?

## Problemas

### Problema 1

Llene los espacios vacíos en el siguiente cuadro:

Símbolo	${}^{19}_9F$	${}^{210}_{80}Hg^+$			
Protones	9		11		17
Neutrones			12	30	20
Electrones		79		23	18
Carga neta	0	1+	0	2+	

### Problema 2

Considere los siguientes niveles de energía de un átomo hipotético:

Nivel	Energía
$E_4$	$-1.0 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
$E_3$	$-5.0 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
$E_2$	$-10 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
$E_1$	$-15 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

- ¿Cuál es la longitud de onda del fotón que se necesitaría para excitar un electrón desde  $E_1$  hasta  $E_4$ ?
- ¿Cuál es la longitud de onda que se emite cuando un electrón decae desde  $E_3$  a  $E_1$ ?
- ¿Cuál es la mínima energía que debe tener un fotón para ionizar el átomo si el nivel de energía ocupado más alto es  $E_2$ ?

### Problema 3

- Calcule la frecuencia y la longitud de onda del fotón emitido cuando un electrón de un átomo de hidrógeno sufre una transición del nivel  $n = 4$  a  $n = 2$ .
- Un electrón con número cuántico principal  $n_i$  en un átomo de hidrógeno, sufre una transición al nivel con número cuántico principal  $n = 2$ , emitiendo un fotón de 434 nm. Calcule  $n_i$ .

### Problema 4

- Un electrón en cierto átomo está en un estado caracterizado por un valor de  $n = 3$ . Indique los posibles valores para los números cuánticos  $l$  y  $m_l$  de este electrón.
- Indique los números cuánticos correspondientes a los siguientes orbitales: 2p, 3s, 5d y 4f.

### Problema 5

- ¿Cuál es el número de electrones que pueden estar en todos los orbitales con número cuántico principal  $n$ ?
- ¿Cuál es el número máximo de electrones que se pueden encontrar en cada uno de los siguientes subniveles? 3s, 3d, 4p, 4f y 5f.

### Problema 6

- Para cada uno de los siguientes pares de orbitales de un átomo de hidrógeno indique cuál es el de mayor energía: i) 1s, 2s; ii) 2p, 3p; iii) 3s, 3d; iv) 5s, 4f.
- Para los mismos pares de orbitales del ejercicio anterior, indique cual sería el de mayor energía si se tratara de un átomo polieletrónico.

### Problema 7

¿Cuáles de los siguientes conjuntos de números cuánticos son inaceptables? Explique sus respuestas: a) (1, 0,  $\frac{1}{2}$ ,  $-\frac{1}{2}$ ); b) (3, 0, 0,  $\frac{1}{2}$ ); c) (2, 2, 1,  $\frac{1}{2}$ ); d) (4, 3, -2,  $\frac{1}{2}$ ); e) (3, 2, 1, 1)

### Problema 8

- Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos en su estado fundamental: B, V, Ni, As, I.
- ¿Cuál de las siguientes especies tiene mayor número de electrones desapareados? S, S<sup>+</sup>, S<sup>-</sup>.

### Problema 9

El número atómico de un elemento es 73. ¿Son los átomos de este elemento diamagnéticos o paramagnéticos?

### Problema 10

El Si (silicio) natural está constituido por los siguientes isótopos: Si<sup>28</sup>, Si<sup>29</sup> y Si<sup>30</sup>, cuyas abundancias relativas son respectivamente: 92,2 %, 4,78 % y 3,09%. Calcular la masa atómica promedio del Si.

### Bibliografía

- “Química, la ciencia central” 5<sup>ta</sup> ed.; Brown, T.L.-LeMay, H.E.-Bursten, B.E.; Prentice Hall Hispanoamericana (1991).
- “Química” 4<sup>ta</sup> ed.; Chang, R; Mc Graw Hill (1992).
- “Nociones elementales de Química universitaria”; Martinez, J.M-Igea, A.E.-Scian, A.N.; edición por los autores (1885).

### 3 PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

#### **Conceptos importantes**

- Clasificación periódica de los elementos. Grupos y períodos.
- Variaciones periódicas en grupos y períodos de las propiedades físicas.
- Carga nuclear efectiva.
- Radio atómico y radio iónico.
- Energía de ionización y afinidad electrónica.
- Variación de las propiedades químicas en grupos y períodos.
- Carácter metálico y carácter no metálico
- Reactividad de elementos selectos: alcalinos, alcalinotérreos, halógenos, hidrógeno y oxígeno

#### **Preguntas**

- 1) a) Escriba los símbolos de los elementos del segundo período y los del grupo IIA. b) Escriba los símbolos del elemento de transición y de transición interna más livianos..
- 2) ¿Cuál es la característica de la configuración electrónica de los iones estables derivados de los elementos representativos?
- 3) ¿En qué estado de agregación debe encontrarse un elemento cuando se quiere medir su energía de ionización?
- 4) ¿Considerando los valores de afinidades electrónicas de los metales alcalinos, cree Ud. posible que estos metales formen un anión  $M^-$ , donde M representa al metal alcalino?
- 5) ¿Cuál es el rasgo distintivo de la configuración electrónica de:
  - a) Elementos del grupo IIA.
  - b) Halógenos.
  - c) Gases nobles.
- 6) ¿En qué lugar de la tabla periódica espera encontrar a elementos que tengan alto carácter metálico? ¿Y a elementos con carácter no metálico?
- 7) En cuáles de los siguientes casos se formarán compuestos iónicos:
  - a) Cuando se combinan elementos con carácter no metálico.
  - b) Cuando se combinan elementos con carácter metálico.
  - c) Cuando se combina un elemento con carácter metálico y uno con carácter no metálico.

#### **Problemas**

1. Sin usar la tabla periódica escriba la configuración electrónica de los elementos cuyos números atómicos son los siguientes: a) 9, b) 20, c) 26, d) 32. Diga a qué grupo y período pertenecen.
2. ¿Cuáles de las siguientes especies son isoelectrónicas entre sí?  $C$ ,  $Cl^-$ ,  $Mn^{+2}$ ,  $B^-$ ,  $Ar$ ,  $Zn$ ,  $Fe^{+3}$ ,  $Ge^{+2}$ .
3. Las especies  $X^{-1}$  y  $Y^{+3}$  son isoelectrónicas. ¿Si X está en el segundo período y en el grupo VIIA, en qué lugar de la tabla está ubicado Y? Compare los radios

- atómicos de X e Y.
4. Dos elementos A y B tienen igual número másico. El primero da iones con dos cargas negativas y el segundo tiene  $Z = 17$ . ¿A qué grupo y período pertenecen A y B? Un átomo de A tiene 16 neutrones, ¿cuáles son los símbolos nucleares de A y B?. Escriba además la configuración electrónica de los iones derivados de A.
  5. Dos átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas:  $1s^2 2s^2 2p^6$  y  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . La energía de primera ionización de uno es 2080 kJ/mol y la del otro 496 kJ/mol. Asigne cada valor de energía de ionización a cada una de las configuraciones propuestas. Justifique.
  6. Compare los elementos sodio y magnesio de acuerdo a las propiedades siguientes: configuración electrónica, carga iónica más común, energía de primera ionización, reactividad. Explique las diferencias.
  7. Basándose en el conocimiento de la química de los metales alcalinos, prediga algunas de las propiedades químicas del francio.
  8. ¿Cuál de los siguientes óxidos es básico: MgO o  $SO_3$ ? ¿Por qué?
  9. ¿Cuál de los siguientes metales reaccionará más violentamente con oxígeno o vapor de agua de la atmósfera: Be, Ca, Ba?
  10. ¿A qué grupo de la tabla periódica pertenecerá un elemento X si al combinarse con Ca forma el compuesto iónico  $CaX$ ?
  11. Para cada uno de los siguientes pares indique la especie de mayor radio: a) Mg y  $Mg^{++}$ , b) F y  $F^-$ , c)  $Mg^{++}$  y  $F^-$

## 4 METALES Y COMPUESTOS IÓNICOS

### *Conceptos importantes*

- Compuestos iónicos: fuerzas coulómbicas y energía de red.
- Propiedades de los compuestos iónicos.
- Enlace metálico. Teoría de bandas.
- Conductores, semiconductores y superconductores.
- Aleaciones: tipos y propiedades.

### **Preguntas**

1. El cloruro de sodio (sal de mesa) es un compuesto iónico. Su fórmula química es NaCl. ¿Significa esto que la sal de mesa está compuesta por moléculas formadas por un átomo de Na y uno de Cl?
2. El Na es una sustancia muy maleable mientras que el NaCl no lo es. Explique esta diferencia.
3. Ordene los siguientes compuestos iónicos en orden creciente de su energía de red: a) NaF; b) CsI; c) CaO.
4. Prediga la fórmula química del compuesto iónico formado por: a) Ca y F; b) Na y S; c) Li y N.
5. Explique la diferencia entre conducción electrónica e iónica.
6. Describa las características de una aleación intersticial y de una de sustitución. Compare sus propiedades respecto de las del metal hospedador.
7. Explique la diferencia entre un material aislante y un conductor metálico.
8. ¿Qué material esperaríamos que sea mejor conductor de la electricidad, el Ge o el Ge dopado con As?
9. Indique si los siguientes materiales son semiconductores de tipo n o tipo p: a) Si dopado con P; b) Si dopado con In; c) Ge dopado con Sb.
10. Una aleación de Sn en Pb es usada como soldador en circuitos eléctricos. ¿Es esta una aleación intersticial o sustitucional? ¿Cómo espera que sea el punto de fusión de esta aleación respecto del Pb puro?



## 5 COMPUESTOS COVALENTES

### **Conceptos importantes**

- Enlace covalente.
- Energía, fuerza y longitud de enlace.
- Electronegatividad. Polaridad de enlace.
- Símbolos de Lewis.
- Resonancia.
- Número de oxidación.
- Geometría molecular. Polaridad de las moléculas

### **Preguntas**

1. ¿Qué son los electrones de valencia de un átomo?. ¿Cuáles son los electrones de valencia de los elementos de los grupos 1A al 7A?
2. Defina electronegatividad.
3. La electronegatividad de un elemento se relaciona con su potencial de ionización y su afinidad electrónica. Utilizando estas relaciones localice las zonas de la tabla periódica donde se ubican los elementos más y menos electronegativos.
4. Enuncie la regla del octeto. ¿Qué tipo de excepciones se presentan a esta regla?
5. ¿Cómo se determina el número de oxidación de un elemento en un compuesto?
6. ¿Es siempre posible describir el arreglo de los átomos de una sustancia mediante una sola estructura de Lewis?. Dé ejemplos.
7. ¿Una mayor energía de enlace indica una mayor o una menor tendencia a reaccionar?
8. ¿Cómo se relaciona la energía de enlace con la longitud y la fuerza del enlace?
9. Explique por qué una molécula puede ser no polar teniendo enlaces polares.

### **Problemas**

- 1) Dado el siguiente esquema de la Tabla Periódica indique si las proposiciones enunciadas son verdaderas o falsas. Para ello, utilice sus conocimientos sobre las propiedades periódicas. Note que las letras utilizadas para denotar los elementos no se corresponden con sus verdaderos símbolos químicos.

	I	II												III	IV	V	VI	VII	0
1																			
2	A	B													U		J		
3															H		K	M	
4	E																	N	
5																			
6																			
7																			

- N y E dan un compuesto covalente.
  - La fórmula del compuesto que forman U y K es  $UK_2$ .
  - La molécula  $M_2$  no tiene existencia real.
  - La estructura de Lewis para el compuesto  $BM_2$  revela que se trata de una excepción a la regla del octeto.
  - El enlace entre M y K es más polar que el enlace entre M y H.
  - El elemento J puede expandir su octeto para formar compuestos  $JM_6$ .
  - K puede formar con J los compuestos  $KJ_2$  y  $KJ_3$ .
- Ordene los siguientes enlaces en orden creciente de carácter iónico: enlace litio- flúor en el fluoruro de litio ( $LiF$ ); enlace potasio- oxígeno en el óxido de potasio ( $K_2O$ ); enlace nitrógeno-nitrógeno en el  $N_2$ ; enlace azufre oxígeno en el dióxido de azufre ( $SO_2$ ); enlace cloro- flúor en el trifluoruro de cloro ( $ClF_3$ ).
  - Escriba las estructuras de Lewis de las siguientes sustancias:  $CO_2$ ;  $SO_3$ ;  $HNO_3$ ;  $CaSO_4$ ;  $C_2H_6$ ;  $C_2H_2$ ;  $O_3$ . En caso de emplear estructuras resonantes explique con qué criterios las eligió.
  - Dibuje las estructuras de Lewis de los siguientes iones (utilizando la distribución proporcionada):
 

$S_2O_3^-$  ( tiosulfato)

$H_2O_2$  ( peróxido de hidrógeno)

$\begin{array}{c} O \\ S \quad S \quad O \\ O \end{array}$

$\begin{array}{c} H \quad O \\ O \quad H \end{array}$
  - Escriba las estructuras de Lewis para los siguientes iones:  $NH_4^+$ ;  $NO_3^-$ ;  $I_3^-$
  - En base a las estructuras de Lewis ordene las siguientes moléculas en orden creciente de la longitud del enlace N-O:  $NO^+$ ,  $NO$ ,  $NO_2^-$  y  $NO_3^-$ .
  - Dibuje la estructura de Lewis del óxido nitroso ( $N_2O$ ) teniendo en cuenta que uno solo de los átomos de nitrógeno está unido al de oxígeno. ¿Qué geometría tendrá esta molécula? ¿Tendrá esta molécula momento dipolar permanente?
  - ¿Qué geometría tiene la molécula de  $NH_3$ ? ¿Tiene esta molécula momento dipolar permanente?

- 9) Las especies  $\text{NO}_2^+$ ,  $\text{NO}_2$  y  $\text{NO}_2^-$  tienen al nitrógeno como átomo central. El ángulo de enlace  $\text{ONO}$  en las tres especies es  $180^\circ$ ,  $134^\circ$  y  $115^\circ$  respectivamente. Explique estas variaciones.

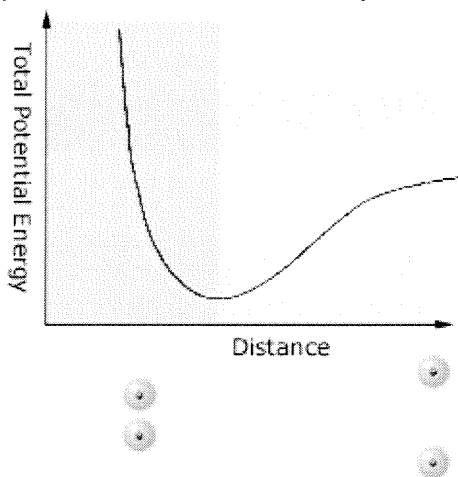
## 6 FUERZAS INTERMOLECULARES

### Conceptos importantes

- Moléculas polares y no polares.
- Fuerzas coulombicas.
- Dipolo permanente e instantáneo. Momento dipolar. Polarizabilidad.
- Fuerzas de atracción dipolo-dipolo, ión-dipolo, dipolo-dipolo inducido y dispersión.
- Radios de Van der Waals.
- Puentes de Hidrógeno.

### Preguntas

- 1) Enuncie la ley de Coulomb.
- 2) ¿Qué es una molécula polar? ¿Qué características debe presentar?
- 3) ¿Qué es la polarizabilidad de un átomo o molécula? ¿Qué átomos y moléculas tienden a ser altamente polarizables?
- 4) ¿En qué tipo de propiedades de una sustancia se reflejan las interacciones intermoleculares?
- 5) El siguiente gráfico representa de manera esquemática cómo varía el potencial de interacción entre dos moléculas. Identifique en dicho gráfico la región a la que predominan las fuerzas atractivas, la región en la que predominan las fuerzas repulsivas y el radio de van der Waals.



- 6) ¿Por qué el hielo es menos denso que el agua líquida? ¿Es ésta una regla general para cualquier sustancia?

### Problemas

- 1) Elabore una lista con los tipos de fuerzas intermoleculares que existen entre las partículas que forman cada una de las siguientes especies:
  - a)  $C_6H_6$ .
  - b)  $CH_3Cl$ .

- c)  $\text{PF}_3$ .
  - d)  $\text{NaCl}$ .
  - e)  $\text{CS}_2$ .
  - f)  $\text{Cl}_2$
- 2) ¿En cuáles de los siguientes procesos es necesario romper enlaces covalentes y en cuáles simplemente se vencen fuerzas intermoleculares?
- a) Hervir agua.
  - b) Descomposición del  $\text{N}_2\text{O}_4$  en  $\text{NO}_2$ .
  - c) Sublimación de hielo seco.
  - d) Fusión de un trozo de hielo.
  - e) Disociación de  $\text{F}_2$  en átomos de F.
- 3) ¿Qué tipo/s de fuerzas intermoleculares existen entre los siguientes pares?
- a)  $\text{HBr}$  y  $\text{H}_2\text{S}$ .
  - b)  $\text{Cl}_2$  y  $\text{Br}_2$ .
  - c)  $\text{I}_2$  y  $\text{NO}_3^-$ .
  - d)  $\text{NH}_3$  y  $\text{C}_6\text{H}_6$ .
- 4) ¿Cuál miembro de cada uno de los siguientes pares de sustancias esperaría que tuviera mayor punto de ebullición?
- a)  $\text{O}_2$  y  $\text{N}_2$ .
  - b)  $\text{SO}_2$  y  $\text{CO}_2$ .
  - c)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$  (etanol) y  $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$  (dimetil eter).
  - d)  $\text{HF}$  y  $\text{HI}$ .
  - e)  $\text{Ar}$  y  $\text{Xe}$ .
- 5) Explique en términos de fuerzas intermoleculares por qué:
- a) El  $\text{NH}_3$  (amoníaco) tiene un punto de ebullición mayor que el  $\text{CH}_4$ .
  - b) El  $\text{KCl}$  tiene un punto de fusión mayor que el  $\text{I}_2$ .
  - c) El naftaleno ( $\text{C}_{10}\text{H}_8$ ) es más soluble en benceno que el  $\text{LiBr}$ .
- 6) ¿Cuáles de las siguientes especies pueden formar enlaces de hidrógeno con el agua?  
Acetona ( $\text{CH}_3\text{COCH}_3$ ), metano ( $\text{CH}_4$ ), anión fluoruro ( $\text{F}^-$ ), catión sodio ( $\text{Na}^+$ ).
- 7) Dibuje las estructuras de Lewis del dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y del dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ), prediga la geometría de ambas y determine cuál de ellas tendrá mayor punto de ebullición.
- 8) Explique por qué el propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) es un gas y el pentano ( $\text{C}_5\text{H}_{12}$ ) es un líquido a temperatura ambiente.

## 7 NOMENCLATURA

### Conceptos importantes

- Nombre de óxidos ácidos y básicos.
- Nombres de oxoácidos y hidrácidos.
- Nombres de bases.
- Nombres de sales de hidrácido y oxoácido.
- Nombres de iones.
- Nombres de otros compuestos de uso común en el laboratorio.

### Problemas

1 Dar tres ejemplos de compuestos que sean: a) óxidos ácidos, b) óxidos básicos. Escribir las fórmulas y los nombres de cada uno.

2. Escribir los nombres de los siguientes ácidos y clasificarlos como hidrácidos y oxácidos:

ClH (aq), BrH (aq), SH<sub>2</sub>(aq), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.

3. Escriba los nombres de los siguientes hidróxidos.

Cu(OH), Cu(OH)<sub>2</sub>, KOH, Al(OH)<sub>3</sub>

4. Escribir los nombres de los siguientes compuestos

a) NaCl	b) (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S	c) LiNO <sub>3</sub>	d) PF <sub>5</sub>
e) CuSO <sub>4</sub>	f) Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	g) Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	h) KClO

5. ¿Cuáles son las fórmulas de los siguientes compuestos?

Sulfato de sodio, cloruro de potasio, ortofosfato de potasio, carbonato de cromo (III), sulfuro plumboso, cianuro de calcio.

6. Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos: pentóxido de diarsénico, permanganato de potasio, sulfito de cromo (III), yoduro estañoso, seleniuro de aluminio.

7. Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos

cianuro de sodio, acetato de calcio, dicromato de potasio, permanganato de sodio, hidróxido de amonio, triyoduro de sodio, agua oxigenada.

8. Escriba la fórmula química de cada una de las sustancias que se mencionan en las siguientes oraciones

- a) El hipoclorito de sodio se utiliza como blanqueador en el hogar.
- b) El amoníaco es utilizado en la síntesis de fertilizantes como el nitrato de amonio.
- c) Al calentar agua que contiene iones calcio y bicarbonato se desprende dióxido de carbono y se forma carbonato de calcio sólido.

9. Escribir las fórmulas y los nombres de los compuestos que se formarían por combinación de los siguientes iones

	$\text{Cl}^-$	$\text{ClO}^-$	$\text{ClO}_2^-$	$\text{ClO}_3^-$	$\text{ClO}_4^-$
$\text{Cs}^+$					

## NOMENCLATURA

### UNA NOMENCLATURA COMÚN O TRIVIAL.

Antes de reglamentar los nombres de las sustancias, fueron apareciendo un alto número de compuestos con nombres usuales o comunes los cuales se aprendían más por la práctica que por sistematización alguna, siendo este motivo la causa de que el NOMBRE TRIVIAL no señale ninguna característica del compuesto.

Algunos ejemplos:

H <sub>2</sub> O Agua	PH <sub>3</sub> Fosfina
NH <sub>3</sub> Amoníaco	AsH <sub>3</sub> Arsina
SiH <sub>4</sub> Silano	SbH <sub>3</sub> Estibina
N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> Hidracina	BH <sub>3</sub> Borano

Estos son nombres y fórmulas aceptados como correctos.

Existen otros nombres que son aplicados a presentaciones industriales de algunos compuestos.

Ejemplos:

ácido muriático: ácido clorhídrico.

Vinagre: el ácido acético.

Soda cáustica: nombre del hidróxido de sodio.

Potasa cáustica: hidróxido de potasio.

### UNA NOMENCLATURA SISTEMATIZADA

Actualmente existe la tendencia a adoptar un sistema de nombres que permita al máximo caracterizar las propiedades de la sustancia. Para ello se da un nombre genérico correspondiente a la familia que agrupe al compuesto según su FUNCIÓN QUÍMICA para lo que se requiere un manejo de terminaciones y de prefijos según sea requerido. Más recientemente la NOMENCLATURA STOCK reglamenta el uso del nombre genérico (óxido, hidróxido, ácido, etc.) seguido del elemento que pertenece a determinada familia y con un número romano encerrado en paréntesis le especifica el estado de oxidación.

NOMBRE DE SUSTANCIAS SENCILLAS.

Para simplificar la tarea de asignar nombres a los compuestos, es prudente agrupar a las familias según contengan o no oxígeno.

- ✓ *CON OXÍGENO*: óxidos, hidróxidos, ácidos oxigenados (oxiácidos) y sales oxigenadas (oxisales).
- ✓ *SIN OXÍGENO*: hidruros, hidroácidos y sales de haluros.



## NOMENCLATURA DE COMPUESTOS CON OXIGENO

ÓXIDOS: Esta familia de sustancias reúne sólo a compuestos binarios (además de oxígeno sólo contienen bien un metal o bien un no metal). Son ÓXIDOS BÁSICOS cuando el segundo elemento es un METAL.

Algunos ejemplos:

$\text{Al}_2\text{O}_3$  óxido de aluminio

$\text{Na}_2\text{O}$  óxido de sodio

$\text{FeO}$  óxido de hierro (II) u óxido ferroso

$\text{CrO}_3$  óxido de cromo (VI) u óxido crómico

$\text{CuO}$  óxido de cobre (II) u óxido cúprico

$\text{Hg}_2\text{O}$  óxido de mercurio (I) u óxido mercurioso

Son ÓXIDOS ÁCIDOS cuando el segundo elemento es un NO METAL.

Algunos ejemplos:

$\text{CO}$  óxido de carbono (II) o monóxido de carbono

$\text{N}_2\text{O}_3$  óxido de nitrógeno (III) o trióxido de dinitrógeno

$\text{Cl}_2\text{O}_3$  óxido de cloro (III) o trióxido de dicloro

$\text{SO}_2$  óxido de azufre (IV) o dióxido de azufre

$\text{P}_2\text{O}_5$  óxido de fósforo (V) o pentaóxido de difósforo

$\text{Br}_2\text{O}_7$  óxido de bromo (VII) o heptaóxido de dibromo

Podemos notar que el nombre de este grupo de compuestos requiere siempre la palabra ÓXIDO que es el nombre genérico de la familia. Casi la totalidad de elementos presentan la FUNCIÓN QUÍMICA de reaccionar con el oxígeno para formar algún tipo de óxido. La nomenclatura se completa especificando el elemento formador del óxido al cual se le añade con número romano al estado de oxidación en caso de que dicho elemento pueda asumir más de uno.

Otra nomenclatura también aceptada aunque más antigua, emplea en lugar de números romanos las terminaciones ICO para el estado de oxidación mayor y OSO para el menor. En los metales estas terminaciones son suficientes ya que presentan uno o dos estados de oxidación solamente, pero en el caso de los NO METALES y METALOIDES que suelen presentar más de dos, debemos diferenciarlos con los prefijos HIPO para el estado de oxidación más pequeño o el PER para el estado de oxidación máximo. El prefijo HIPO se conjuga con la terminación OSO y el prefijo PER con la de ICO satisfaciendo así la necesidad de diferenciar hasta cuatro compuestos formados por un mismo elemento con distintos estados de oxidación.

La gran mayoría de los óxidos ácidos también son conocidos por el término genérico ANHÍDRIDO.

Ejemplos:

CO anhídrido carbonoso

CO<sub>2</sub> anhídrido carbónico

SO anhídrido hiposulfuroso

SO<sub>2</sub> anhídrido sulfuroso

SO<sub>3</sub> anhídrido sulfúrico

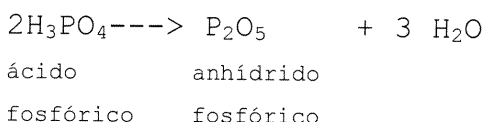
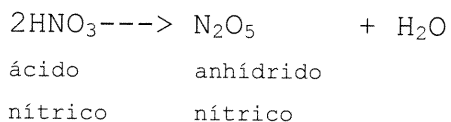
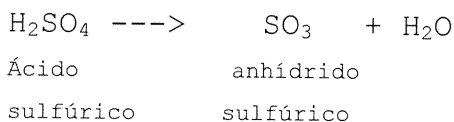
Cl<sub>2</sub>O anhídrido hipocloroso

Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub> anhídrido cloroso

Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub> anhídrido clórico

Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> anhídrido perclórico

La expresión anhídrido implica la carencia de agua en estos compuestos lo cual ocurre precisamente en algunos ácidos con oxígeno que son deshidratados mediante calentamiento dando lugar a la formación de estos óxidos o anhídridos:



Algunos ÓXIDOS ÁCIDOS no pueden nombrarse como anhídridos precisamente por no existir ácido alguno que lo produzca por deshidratación.

Ejemplos:

NO óxido de nitrógeno (II)

NO<sub>2</sub> óxido de nitrógeno (IV)

Se puede observar que los estados de oxidación del nitrógeno es +2 en NO y de +4 en NO<sub>2</sub>, los cuales no son comunes para los elementos que integran ese grupo (normalmente +5, +3, +1) característica que podría sernos útil en la nomenclatura de los anhídridos.



$\text{Fe}(\text{OH})_3$  hidróxido férrico hidróxido de hierro(III)

El grado de basicidad de los hidróxidos depende de la electronegatividad del metal.

#### ÁCIDOS OXIGENADOS (OXIÁCIDOS):

Son compuestos ternarios con características ácidas (colorean de rojo el papel tornasol). Estos compuestos además del oxígeno presentan en su estructura átomos de HIDRÓGENO. Al disolverse el compuesto en agua producen iones hidronio  $(\text{H}_3\text{O})^{+1}$  en la solución. Según la cantidad de hidrógenos (H) presentes en su estructura se clasifican en: MONOPRÓTICOS con uno, DIPRÓTICOS con dos y POLIPRÓTICOS con tres o más.

Su nomenclatura es similar a la de los anhídridos pero en estos se usa el nombre genérico ÁCIDO, después se nombra el no metal con la terminación OSO o ICO según sea su estado de oxidación y de ser requerido, los prefijos HIPO o PER antepuestos al nombre del no metal.

$\text{H}_2\text{SO}_4$  ácido sulfúrico

$\text{H}_2\text{SO}_3$  ácido sulfuroso

$\text{H}_2\text{SO}_2$  ácido hiposulfuroso

$\text{HClO}_3$  ácido clórico

$\text{HClO}$  ácido hipocloroso

$\text{HClO}_4$  ácido perclórico

$\text{H}_3\text{PO}_4$  ácido fosfórico

$\text{HBrO}_2$  ácido bromoso

En estos compuestos no empleamos los números romanos ni tampoco los prefijos alusivos a la cantidad de átomos presentes como se hizo en los óxidos ácidos.

Cabe recordar que los no metales de los grupos VII A, VI A y V A suelen presentar varios estados de oxidación por lo que las terminaciones OSO e ICO en ocasiones deben de combinarse con los prefijos HIPO o PER para lograr la correcta diferenciación de compuestos integrados por los mismos elementos.

$\text{HClO}_4$  ácido PERclórICO

$\text{HClO}_3$  ácido clórICO

$\text{HClO}_2$  ácido clorOSO

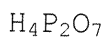
$\text{HClO}$  ácido HIPOclorOSO

$\text{H}_2\text{SO}_4$  ácido sulfúrICO

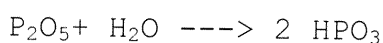
$\text{H}_2\text{SO}_3$  ácido sulfurOSO

$\text{H}_2\text{SO}_2$  ácido HIPOSulfurOSO

Existen ácidos que se forman bajo condiciones especiales originando compuestos diferentes donde participan los mismos elementos con igual estado de oxidación:



En los tres casos el fósforo tiene estado de oxidación +5, el oxígeno -2 y el hidrógeno +1. El fósforo determina el nombre de los ácidos como FOSFÓRICO, pero, como se trata de compuestos distintos, se debe diferenciarlos a través del uso de prefijos alusivos a las condiciones de reacción que determinan el compuesto formado:



Anh.	Ácido
Fosfórico	META*fosfórico

\*META: más pequeño

Reacción que ocurre limitando la cantidad de agua

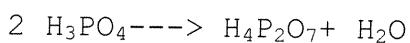


Acido
ORTO*fosfórico

\*ORTO: el más común, lo correcto.

Este ácido es el más común, normalmente conocido como ÁCIDO FOSFÓRICO; se puede observar que la cantidad de agua es mayor.

El ácido ortofosfórico por calentamiento, puede sufrir una deshidratación parcial:



Ácido	Ácido
fosfórico	PIRO*fosfórico

\*PIRO: Fuego (por el calentamiento)

El nombre genérico ÁCIDO implica la disociación del compuesto aumentando en las soluciones acuosas la concentración de iones  $(\text{H}_3\text{O})^+$ . Por lo que, al no estar en solución, no están disociado ni presenta las características ácidas. En ese caso la nomenclatura como ÁCIDOS es incorrecta y la manera de nombrarlos es la que se usa para las sales con oxígeno (oxisales)



La existencia de ácidos dipróticos y polipróticos permite que ocurran neutralizaciones parciales de estos originando SALES ÁCIDAS así como también a partir de hidróxidos con múltiples  $(OH)^{-1}$  se pueden formar SALES BÁSICAS. Estas sales pueden en una reacción posterior ser neutralizadas por completo pudiendo dar lugar a la formación de SALES MIXTAS.

#### SALES ÁCIDAS:

$NaHCO_3$  carbonato ácido de sodio o bicarbonato de sodio

$Mg(HSO_4)_2$  sulfato ácido de magnesio o bisulfato de magnesio

#### SALES BÁSICAS:

$Al(OH)Cl_2$  diclorhidróxido de aluminio o hidroxidicloruro de aluminio

$Al(OH)_2Cl$  clordihidróxido de aluminio o dihidroxi cloruro de aluminio

#### SALES MIXTAS:

$NaKCO_3$  carbonato de potasio y sodio

$KNaLiPO_4$  fosfato de litio, sodio y potasio

#### *NOMENCLATURA DE COMPUESTOS SIN OXÍGENO*

##### HIDRUIROS:

Son compuestos caracterizados por la presencia del Hidrógeno combinado con un metal. Ya que el hidrógeno es más electronegativo que los metales, necesariamente su estado de oxidación será negativo.

$LiH$  hidruro de litio

$CaH_2$  hidruro de calcio

$MgH_2$  hidruro de magnesio

Para darles nombre se menciona la palabra HIDRURO que será el nombre genérico para todos aquellos compuestos donde el hidrógeno presente estado de oxidación (-1). Después se especifica el nombre del metal que interviene.

##### HIDRÁCIDOS:

Compuestos binarios (no metal e hidrógeno) que en solución acuosa son capaces de liberar el ión  $H^+$ ; para ello se requiere que el HIDRÓGENO esté unido covalentemente con elementos de alta electronegatividad como los por ejemplo los halógenos. Para nombrarlos se antepone la palabra ÁCIDO (cuando se describe al compuesto en solución acuosa) al no metal y se reemplaza su última vocal por la terminación HIDRICO.

HCl ácido clorhídrico

HBr ácido bromhídrico

H<sub>2</sub>S ácido sulfhídrico

Cuando no se encuentran en solución acuosa, no presentan comportamiento como ácidos, de donde la manera que se adopta para nombrarlos es la correspondiente a las sales de haluros. Por ejemplo para el HCl se emplea cloruro de hidrógeno.

Existen algunas compuestos entre el carbono con otros elementos de alta electronegatividad que forman sustancias con características ácidas:

HCN ácido cianhídrico

HSCN ácido sulfocianhídrico

Algunos elementos como el Nitrógeno, el Oxígeno y el Fósforo; aún siendo de alta electronegatividad no forman compuestos binarios ácidos con el hidrógeno y aún pueden comportarse como bases al disolverlos en agua.

NH<sub>3</sub> amoníaco

PH<sub>3</sub> fosfina

H<sub>2</sub>O agua

#### SALES DE HALUROS:

Estos compuestos son generalmente producidos por neutralización de ACIDOS y BASES, o por la acción directa de estos compuestos sobre los METALES. Su nombre se establece mencionando al NO METAL con la terminación URO seguido del METAL. También aquí es necesario determinar estados de oxidación, los cuales estarán señalados por la terminación OSO o ICO en caso de nomenclatura común; o bien los NUMEROS ROMANOS empleados para la NOMENCLATURA STOCK.

FeCl<sub>2</sub> cloruro ferroso o cloruro de hierro (II)

MgS sulfuro de magnesio

CuBr<sub>2</sub> bromuro cúprico o bromuro de cobre (II)

También podemos decir que la terminación HIDRICO que caracteriza a los hidrácidos es sustituida por URO que será lo que identifique la nomenclatura de una sal de HALURO.

Fe(CN)<sub>3</sub> cianuro férrico o cianuro de fierro (III)

KSCN sulfocianuro de potasio

PbI<sub>2</sub> yoduro plumboso o yoduro de plomo (II)



## 8 CANTIDADES EN QUÍMICA

### *Conceptos importantes*

- Significado de las fórmulas químicas.
- Peso atómico relativo. Peso molecular relativo.
- Peso atómico absoluto. Peso molecular absoluto.
- Peso atómico promedio. Abundancia isotópica.
- Unidad de masa atómica (uma).
- Número de Avogadro. Mol.
- Átomo gramo. Molécula gramo.
- Fórmula mínima o empírica. Peso fórmula.
- Composición centesimal.
- Determinación experimental de fórmulas empíricas. Cálculo de fórmula molecular a partir de la fórmula empírica.

### *Preguntas*

- 1) ¿Cuál es la masa en umas del átomo de carbono con número másico 12? Cuando se busca la masa atómica del carbono en la tabla periódica, se observa que su valor es de 12.01 en lugar de 12.00. ¿Por qué?
- 2) ¿Qué es un mol? ¿Cuál es la utilidad de su uso?
- 3) a) ¿Cuántos átomos hay en un mol de átomos?  
b) ¿Cuántas moléculas hay en un mol de moléculas?  
c) ¿Cuántos átomos hay en un mol de moléculas?
- 4) El argón tiene un peso atómico relativo de 39.948. ¿Cuánto pesa un átomo gramo de argón? ¿Cuántos átomos de argón hay en un átomo gramo de argón?
- 5) ¿Qué es erróneo o ambiguo en cada uno de los siguientes enunciados?  
a) Un mol de hidrógeno.  
b) La masa molecular del cloruro de sodio es de 58.5 uma.
- 6) a) ¿Qué tipo de información nos da la fórmula mínima de un compuesto?  
b) ¿Qué dato adicional es necesario conocer para obtener la fórmula molecular?  
c) Dé un ejemplo en el cual dos compuestos tengan la misma fórmula mínima y distinta fórmula molecular.

### *Problemas*

- 1) Sabiendo que la fórmula molecular del agua es H<sub>2</sub>O determine:  
a) El número de átomos de oxígeno y de hidrógeno contenidos en una molécula de agua.  
b) El número de átomos de oxígeno y de hidrógeno que existen cada  $6,023 \times 10^{23}$  moléculas de agua.

- c) El número de moles de átomos de oxígeno y de hidrógeno contenidos en un mol de agua.
- d) La masa de oxígeno e hidrógeno presentes en 18 umas de agua (expresada en umas y en gramos).
- e) Los gramos de oxígeno y de hidrógeno contenidos en un mol de agua
- 2) Un recipiente cerrado contiene  $1.5 \cdot 10^{25}$  átomos de una sustancia cuya fórmula molecular es  $X_2$ .  
Calcular:
- a) El número de moléculas en el recipiente.
- b) El número de moles de moléculas.
- c) El número de moles de átomos.
- 3) Se tienen 0.5 moles de dióxido de carbono ( $CO_2$ ). Calcular:
- a) La masa en gramos de esos 0.5 moles.
- b) El número de moléculas presentes.
- c) Los átomo-gramos de carbono y de oxígeno presentes.
- d) El número de átomos de carbono que hay en esa masa de óxido.
- 4) ¿Cuál es la masa de un mol de  $H_2$ ?
- 5) ¿Cuántos átomos de carbono hay en un mol de glucosa (fórmula molecular:  $C_6H_{12}O_6$ ) y en 360 gramos?
- 6) Calcule la masa molar de un compuesto si 0.372 moles del mismo tienen una masa de 152 g.
- 7) El elemento magnesio consta de tres isótopos con masas de 23.9924, 24.9938 y 25.9898 umas. Éstos están presentes en la naturaleza con proporciones de 78.6%; 10.1% y 11.3% respectivamente. Calcular la masa atómica promedio del magnesio.
- 8) Una muestra de un compuesto contiene 0.40 g de hidrógeno y 6.40 g de oxígeno. Calcule su fórmula empírica.
- 9) Determine la fórmula molecular de los compuestos para los cuales corresponden las siguientes fórmulas empíricas y pesos moleculares:
- |          |            |
|----------|------------|
| $P_2O_5$ | PM: 283,88 |
| $CO_2H$  | PM: 90     |
- 10) Determinar la composición centesimal de las siguientes sustancias:  
 $Fe_3O_4$  y  $NH_4NO_3$
- 11) El peso molecular del ácido cítrico es 192,13. Su composición es de 37,51 % de C, 58,29 % de O y 4,20 % de H. ¿Cuál es su fórmula molecular?

## 9 GASES

### *Conceptos importantes*

- Presión.
- Características de los gases ideales.
- Leyes de los gases: Ley de Boyle-Mariotte, Ley de Charles-Gay Lussac, principio de Avogadro.
- Ley del gas ideal.
- Ley de Dalton. Cálculo de presiones parciales.
- Movimiento molecular en gases. Difusión y efusión.
- Teoría cinética de los gases.
- Características de los gases reales. Desviación del comportamiento ideal. Ecuación de Van der Waals.

### *Preguntas*

- 1) Explique la experiencia de Torricelli. ¿Qué unidades distintas para expresar la presión conoce?
- 2) Enuncie, explique y grafique las leyes que describen el comportamiento de los gases ideales en las siguientes transformaciones:
  - a) variaciones de P y V a T constante.
  - b) variaciones de T y V a P constante.
  - c) variaciones de P y T a V constante.
- 3) Enuncie el principio de Avogadro.
- 4) Imagine 2 recipientes cerrados idénticos a la misma temperatura. Uno de ellos contiene 2 g de H<sub>2</sub> y el otro 28 g de N<sub>2</sub>. ¿Cuál/les de las siguientes propiedades tendrán el mismo valor para ambos sistemas?
  - a) Presión.
  - b) Energía cinética promedio de las moléculas.
  - c) Número de moléculas.
  - d) Masa de gas.
- 5) Explique las razones por las que un gas real no se comporta como un gas ideal. En base a esto indique bajo qué condiciones el comportamiento de un gas real se aproxima al de un gas ideal.
- 6) Prediga si las fuerzas de atracción entre partículas hacen la presión de un gas real menor o mayor que la de un gas ideal.
- 7) Indique si el volumen propio de las moléculas hace que el volumen efectivo de un gas real sea mayor o menor que el de un gas ideal.
- 8) Ordene los siguientes gases en orden de velocidad cuadrática media creciente: CO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O, HF, F<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>.

### Problemas

- 1) Un manómetro de tubo abierto que contiene mercurio se conecta a un contenedor de gas. ¿Cuál es la presión del gas encerrado, en cada situación? Exprese dicha presión en mm Hg.
  - a) La altura del mercurio en el brazo conectado al gas es 2,5 cm mayor que en el brazo abierto a la atmósfera. La presión atmosférica es de 0,933 atm.
  - b) La altura del mercurio en el brazo conectado al gas es 5,3 cm menor que en el brazo abierto a la atmósfera. La presión atmosférica es de 0,897 atm.
- 2) Una ampolla de  $2,6 \text{ cm}^3$  contiene oxígeno gaseoso a una presión de 2,3 atm y a una temperatura de  $26^\circ\text{C}$ . ¿Qué masa de oxígeno contiene la ampolla?
- 3) Un cilindro contiene 2 litros de gas metano ( $\text{CH}_4$ ) a  $15^\circ\text{C}$  y 720 mm de Hg. Calcule el número de moles, moléculas y la masa de gas presente. Suponga comportamiento ideal.
- 4) Un buen sistema de vacío en el laboratorio puede mantener un vacío de  $10^{-5}$  mm de Hg. ¿Cuántas moléculas de gas hay en 1 litro a  $22^\circ\text{C}$  a esta presión?
- 5) La densidad de un gas en un cilindro de 6,5 litros es de 1,45 g/l. El gas se comprime a temperatura constante hasta que el volumen es igual a 3,2 litros. ¿Cuál es la densidad del gas bajo las nuevas condiciones?
- 6) Calcular el peso molecular de un gas si 0,608 g ocupan un volumen de 750 ml a 385 mm de Hg y  $35^\circ\text{C}$ .
- 7) ¿Qué presión en atmósferas ejerce una mezcla de 2 g de  $\text{H}_2$  y 8 g de  $\text{N}_2$  a  $273^\circ\text{K}$  en un recipiente de 10 l? ¿Qué presión ejerce cada uno de los gases por separado?
- 8) En CNTP 6,6 g de un gas ocupan 880 ml. ¿Cuál es el peso molecular del gas?
- 9) Si una muestra de 200 ml de  $\text{N}_2$  a  $0^\circ\text{C}$  y 1 atm de presión y otra muestra de 100 ml de  $\text{N}_2$  a  $0^\circ\text{C}$  y 2 atm se inyectan en un recipiente de 400 ml a  $0^\circ\text{C}$ , ¿cuál es la presión total en el recipiente?
- 10) Un mol de  $\text{CO}_2$  ocupa 1,32 litros a  $48^\circ\text{C}$  y a una presión de 18,4 atm. Calcular la presión que debe esperarse si:
  - a) se comportara como un gas ideal.
  - b) se comportara como un gas real con parámetros  $a = 3,6 \text{ l}^2 \text{ atm/mol}$  y  $b = 4,28 \cdot 10^{-2} \text{ l/mol}$ .

- 11) En un recipiente de 2 l se coloca nitrógeno gaseoso a 298°K y 1 atm. Explique qué pasará con la energía cinética y la frecuencia de las colisiones de las moléculas de nitrógeno en cada una de las siguientes situaciones:
- El número de moléculas de nitrógeno es disminuido a la mitad, mientras que V y T se mantienen constantes.
  - La temperatura se eleva a 1200°K mientras que el número de partículas y la presión se mantienen constantes.
  - La temperatura se eleva a 1200°K mientras que el número de partículas y el volumen se mantienen constantes.

12) En la tabla se indican los datos de presión y volumen del acetileno obtenidos experimentalmente.

P (atm)	45,8	84,2	110,5	176,0	282,2	398,7
V (litros)	0,01705	0,00474	0,00411	0,00365	0,00333	0,00313

Calcule el producto P.V para cada medida. Represente P.V vs P y explique la forma de la curva.