

Material para el curso de Estructura de la materia

Andrés Cedillo ^{*1}

¹*Departamento de Química, Universidad Autónoma Metropolitana-Iztapalapa*

(Dated: July 19, 2020)

Abstract

- I. La estructura electrónica de los átomos.
- II. Las propiedades periódicas de los elementos.
- III. Los tipos de enlace químico.
- IV. La geometría molecular y las teorías del enlace covalente.
- V. Las fuerzas intermoleculares.
- VI. Las propiedades de los materiales.

* www.fqt.izt.uam.mx/cedillo

I. LA ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS.

A. El sistema internacional de unidades.

1. Realiza las conversiones siguientes: a) 25.5 mg a g, b) 4.0×10^{-10} m a nm, c) 0.575 cm^3 a L, d) 1.50 hr a s, e) 0.529 Å a mm ($1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$).

2. Un cubo de titanio tiene una masa de 1.0000 kg. Dado que la densidad del titanio es 4.51 g/mL, calcula la arista de dicho cubo.

3. Se requieren 30.5 g de etanol (densidad: 0.789 g / mL). Calcula el volumen correspondiente

4. Un líquido inmiscible con el agua se sometió al siguiente análisis. Una muestra de 25.0 mL pesa 39.73 g. Obtén su densidad e indique si este líquido flota sobre el agua.

B. La radiación electromagnética.

1. Calcula la longitud de onda de la radiación electromagnética con frecuencia 5.00 THz ($1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1}$).

2. Encuentra la frecuencia de la luz con longitud de onda de 450 nm.

3. Identifica la región del espectro electromagnético a la que pertenece la radiación con longitud de onda: a) 1.00 km, b) 1.00 cm, c) 0.0100 mm, d) 0.500 μm , e) 1.00 nm.

4. Calcula la energía de un fotón con: a) longitud de onda igual a 0.0100 nm, b) frecuencia de 1.0 PHz.

5. Encuentra la longitud de onda y la frecuencia de un fotón con energía igual a $9.93 \times 10^{-17} \text{ J}$.

6. Identifica la región del espectro electromagnético a la que pertenece un fotón con la energía: a) $1.00 \times 10^{-28} \text{ J}$, b) $1.00 \times 10^{-23} \text{ J}$, c) $1.00 \times 10^{-20} \text{ J}$, d) $1.00 \times 10^{-18} \text{ J}$, e) $1.00 \times 10^{-15} \text{ J}$.

7. Un laser de argón emite luz de 489 nm. Calcula la energía de un fotón de este laser e indique si es luz visible y su color.

8. Al comparar los fotones de dos experimentos se encuentra que la energía de los fotones del experimento 1 es tres veces mayor que la energía de los fotones del experimento 2. Obtén la relación entre la frecuencia de los fotones de ambos experimentos y también la relación entre las longitudes de onda.

9. La frecuencia umbral del molibdeno es $1.09 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$. Calcula la energía y la longitud de onda de un fotón con la frecuencia umbral de este metal, también la función trabajo del molibdeno. Este metal se irradia con luz de 436 nm, indica si hay fotoemisión. En el caso positivo, encuentre la energía cinética máxima de los electrones emitidos por el metal.

10. La función trabajo del cesio es $3.05 \times 10^{-19} \text{ J}$. Este metal se irradia con una fuente de radiación A de 750 nm, posteriormente con la fuente B de 600 nm y, al final, con la fuente C de 450 nm. Identifica los casos en dónde hay fotoemisión.

11. La frecuencia umbral del sodio es $6.66 \times 10^{14} \text{ Hz}$. El sodio se irradia con una fuente de radiación A de $9.99 \times 10^{14} \text{ Hz}$ y, posteriormente, con una fuente B de $1.33 \times 10^{15} \text{ Hz}$. Obtén la relación entre la energía cinética de los electrones emitidos en ambos experimentos.

C. El modelo de Bohr.

1. Un electrón se encuentra en el estado $n = 3$ del átomo de hidrógeno. Usando el modelo de Bohr, encuentra la energía, el momento angular y el radio de la órbita del electrón.

2. Indica si un átomo de hidrógeno emite o absorbe energía en cada uno de los casos siguientes: a) pasa del estado $n = 4$ al $n = 2$; b) va de la órbita de radio 2.12 \AA , a una de radio 8.48 \AA ; c) cuando pierde su electrón; d) cambia del estado $n = 2$ al estado $n = 3$; e) transita del estado $n = 1$ al estado $n = 0$.

3. Calcula la energía de la transición del estado $n = 2$ al estado $n = 4$ de un átomo de hidrógeno. Indique si se emite o absorbe energía.

4. Tres líneas de la serie de Balmer del espectro de emisión corresponden a las transiciones de $n_i = 3, 4, 5$ a $n_f = 2$. Ordena en forma decreciente: a) la energía de la transición, b) la energía del fotón emitido, c) la frecuencia del fotón emitido, d) la longitud de onda del fotón emitido.

5. Para las transiciones del átomo de hidrógeno: a) del estado $n = 3$ al $n = 4$, b) de $n = 4$ a $n = 9$, indica cuál fotón tiene la mayor longitud de onda.

6. Un átomo de hidrógeno en su estado basal absorbe un fotón de energía $2.09 \times 10^{-18} \text{ J}$. Encuentra el estado final.

7. Originalmente, un átomo de hidrógeno está en el estado $n = 3$. En la transición electrónica está involucrado un fotón con longitud de onda 656 nm. Encuentra el estado final.

8. Calcula la longitud de onda asociada con un electrón en el estado $n = 3$ del átomo de hidrógeno.

9. Obtén el momento de un electrón que tiene longitud de onda de 0.120 nm.

10. Dos partículas idénticas se mueven con diferente velocidad. La velocidad de la primera es la cuarta parte de la segunda. Encuentra la relación entre: a) la energía cinética de las partículas, b) el momento de las partículas, c) la longitud de onda de las partículas.

11. La masa del muón es 206.8 veces la masa del electrón. Ambos se mueven a la misma velocidad. Calcula la relación entre la longitud de onda de ambas partículas.

12. Un neutrón tiene longitud de onda de 1.00 Å. Obtén su velocidad.

D. La teoría cuántica.

1. Para $n = 4$, escribe los valores que toma el número cuántico l y el símbolo de las subcapas correspondientes.

2. Dado un orbital tipo f , indica los valores que toma el número cuántico m .

3. Si $n = 5$ y $m = 0$, escribe todos los valores que puede tomar el número cuántico l y el símbolo de dichos orbitales.

4. Encuentra todas las subcapas para $n = 6$ y el número de orbitales en cada subcapa.

5. Para las combinaciones siguientes de los números cuánticos, escribe el símbolo del orbital si es permitida, si no explica por qué no es válida: a) $n = 4, l = 3, m = 2$; b) $n = 4, l = 2, m = 0$; c) $n = 3, l = 3, m = 2$; d) $n = 4, l = 2, m = 3$; e) $n = 0, l = 0, m = 0$.

E. Los átomos polielectrónicos.

1. Calcula el máximo número de electrones que puede contener cada una de las subcapas siguientes: a) $5s$, b) $4p$, c) $6d$, d) $7f$, e) $9h$.

2. Escribe la configuración electrónica del estado basal de los átomos con los números atómicos siguientes: a) $Z = 5$, b) $Z = 7$, c) $Z = 10$, d) $Z = 13$, e) $Z = 15$, f) $Z = 18$, g) $Z = 21$, h) $Z = 25$, i) $Z = 31$, j) $Z = 33$, k) $Z = 36$. Represente el espín de cada electrón en cada una de las configuraciones anteriores.

3. Localiza cada átomo del ejercicio anterior en la tabla periódica, identifique el símbolo, escribe el nombre del elemento, el grupo y el período al que pertenece.

4. Para cada átomo del ejercicio 2, escribe el número de electrones de la capa de valencia, el número de electrones desapareados y la configuración electrónica de la capa de valencia.

5. Construye la configuración electrónica de los iones siguientes: a) P^{3-} , b) S^{2-} , c) Cl^{-} , d) K^{+} , e) Ca^{2+} , f) Sc^{3+} .

6. Indica el grupo de los elementos con la configuración electrónica de valencia siguiente: a) ns^2np^3 b) ns^1 , c) ns^2np^5 , d) $ns^2(n-1)d^3$.

7. Identifica los elementos con la configuración electrónica de valencia siguiente: a) $3s^23p^6$, b) $4s^1$, c) $2s^22p^4$, d) $4s^23d^{10}4p^5$, e) $6s^24f^{14}5d^{10}6p^1$.

II. LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS.

A. El tamaño de los átomos.

1. Ordena cada conjunto de átomos de forma creciente en el radio atómico: a) At, Br, Cl, F, I; b) Ba, Be, Ca, Mg, Sr; c) Ar, He, Kr, Ne, Xe; d) He, H; e) Al, Ar, Cl, Mg, Na, S, Si; f) Ba, Bi, Cs, Pb, Rn; g) Ca, K, Mg; h) Be, Li, Na; i) Be, Ca, Cs, K; j) As, F, S, Sn, Tl.

2. Ordena cada conjunto de especies en forma creciente de su radio: a) H, H^{+} , H^{-} ; b) Al, Al^{+} , Al^{2+} , Al^{3+} ; c) O, O^{-} , O^{2-} , O^{+} ; d) K, Ca^{+} , Ga^{2+} ; e) Cs^{+} , K^{+} , Li^{+} , Na^{+} ; f) At^{-} , Br^{-} , F^{-} ; g) Br^{-} , Kr, Rb^{+} , Se^{2-} , Sr^{2+} .

B. La energía de ionización y la afinidad electrónica.

1. En cada una de las parejas de átomos siguientes, indica cuál tiene la mayor energía de ionización: a) H, He; b) Ar, Na; c) B, N; d) Cl, P; e) K, Na; f) Ba, Sr; g) Kr, Xe; h) Ca, Rb; i) Al, C; j) Ga, P; k) C, He.

2. Ordena cada conjunto de especies en forma creciente de su energía de ionización: a) As, N, N^{+} ; b) Ca, Ca^{2+} , Cs; c) Ne, Mg^{2+} , Na^{+} .

3. En cada una de las parejas de átomos siguientes, indica cuál tiene la afinidad electrónica más negativa: a) H, He; b) Cl, Na; c) B, C; d) Cl, P; e) K, Na; f) C, Si; g) F, I; h) O, Se; i) Al, C; j) Ga, P; k) Si, F.

4. Los gases nobles son poco reactivos. Relaciona esta frase con la tendencia periódica de la energía de ionización y la afinidad electrónica.

C. Los metales, los no metales y los metaloides.

1. Identifica cuál elemento tiene mayor carácter metálico en cada uno de los conjuntos siguientes: a) un grupo de la tabla periódica; b) un período de la tabla periódica.

2. Ordena el siguiente conjunto de átomos de forma creciente en su carácter metálico: Al, Ca, Cs, K, Mg.

3. Ordena los elementos siguientes de forma creciente en su conductividad eléctrica : Al, B, Ca, Cs, K.

4. A partir de su posición en la tabla periódica, escribe el ion más estable que puede formar cada átomo: Al, Br, Ca, Cl, Cs, F, Ga, I, K, Li, Mg, Na, Ne, O, Ra, S, Se, Sr, Te, Xe.

D. Las tendencias en los grupos de la tabla periódica.

1. Identifica el tipo de compuesto que formará cada pareja de elementos: a) Li, H; b) K, O; c) Ca, Mg; d) Cu, Ni; e) Al, O; f) C, O; g) H, N; h) Na, Cl; i) Br, F; j) Cs, I.

2. Para el bromo y el cloro, indica cuál tiene mayor: a) radio atómico, b) radio iónico, c) energía de ionización, d) afinidad electrónica.

3. Para el sodio y el aluminio, identifica cuál tiene mayor: a) radio atómico, b) radio iónico, c) energía de ionización, d) mayor carácter metálico.

III. LOS DIFERENTES TIPOS DE ENLACE QUÍMICO.

A. La clasificación del enlace químico.

1. Identifica el tipo de enlace presente en el compuesto que formará cada pareja de elementos: a) Li, H; b) K, O; c) Ca, Mg; d) Cu, Ni; e) Al, O; f) C, O; g) H, N; h) Na, Cl; i) Br, F; j) Cs, I.

B. Los símbolos de Lewis y la regla del octeto.

1. Escribe los símbolos de Lewis de los elementos siguientes: Ar, Ca, F, Ga, He, K, O, P, Si.

2. Escribe los símbolos de Lewis de los iones siguientes: N^{2-} , Na^{2+} , Ca^+ , S^- , Br^+ .
3. Escribe los símbolos de Lewis de los iones siguientes: N^{3-} , O^{2-} , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} .

C. El enlace iónico.

1. Escribe los iones presentes en cada uno de los compuestos iónico siguientes: a) LiF , b) BeO , c) AlCl_3 , d) Na_2S , e) MgI_2 , f) K_3P , g) Ca_3N_2 .
2. Para cada pareja de átomos, identifica el ion más común de cada elemento y predice la fórmula del compuesto iónico que formarán: a) Cs, Cl; b) Mg, F; c) Na, O; d) Al, Br; e) Li, S; f) Be, N; g) Ca, C; h) K, P; i) Sr, I.
3. Para cada pareja de compuestos, identifica los iones presentes en cada compuesto e indica cuál tiene la mayor energía de red: a) NaF , NaBr ; b) NaCl , LiCl ; c) KF , CsBr ; d) NaCl , MgCl_2 ; e) MgO , MgI_2 ; e) CaO , AlCl_3 ; f) KI , CaO .

D. El enlace metálico.

1. Indica si el sólido formado por cada par de los elementos siguientes será un buen conductor térmico: Li, Mg, B, S, P, V, W, Xe.
2. Identifica si cada uno de los elemento descritos a continuación con su configuración electrónica tienen estas propiedades: maleable, aislante, conductor térmico, quebradizo. a) $[\text{Kr}]5s^24d^8$; b) $[\text{Ne}]3s^23p^5$; c) $[\text{He}]2s^22p^1$.

E. El enlace covalente.

1. Si se hacen combinaciones de algunos de estos elementos S, H, K, C, Ar, N y Si, indica cuáles no formarán enlaces covalentes.
2. Para cada pareja, identifica cuál enlace covalente es el más corto: a) $\text{H}-\text{Cl}$, $\text{H}-\text{Br}$; b) $\text{O}-\text{O}$, $\text{O}-\text{S}$; c) $\text{S}=\text{O}$, $\text{S}-\text{O}$; d) $\text{P}-\text{S}$, $\text{P}=\text{S}$; e) $\text{N}-\text{F}$, $\text{P}-\text{Cl}$.
3. Para cada molécula, escribe el símbolo de Lewis de cada uno de sus elementos y forma enlaces sencillos para que cada elemento complete su octeto: a) F_2 , b) IBr , c) Cl_2O , d) NF_3 , e) CCl_4 , f) PH_3 .

F. La electronegatividad y la polaridad del enlace.

1. Ordena cada conjunto de elementos de forma creciente en su electronegatividad: a) F, N, O; b) Al, Mg, Na; c) As, N, P; d) At, Br, Cl; e) N, Sn, Si; f) Ge, O, P.
2. En cada enlace covalente selecciona el átomo más electronegativo e indica cómo se distribuyen las cargas parciales: a) H–O, b) H–Cl, c) H–B, d) H–N, e) H–S, f) H–H.
3. Para cada pareja, identifica cuál enlace covalente es el más polar: a) H–Cl, H–Br; b) O–O, O–S; c) S–F, S–O; d) P–S, P–O; e) N–F, P–F.

G. La estructura de Lewis, la carga formal y las estructuras resonantes.

1. Construye la estructura de Lewis de cada molécula: a) H₂, b) HF, c) H₂O, d) NH₃, e) CH₄, f) BH₃.
2. Construye la estructura de Lewis de cada especie: a) SiH₄, b) SF₂, c) CS₂, d) NH₄⁺, e) AsO₃³⁻, f) AsH₃, g) BrO₂⁻, h) SbCl₃, i) ClO⁻, j) NFO (N es el átomo central).
3. Para cada una de las especies siguientes, escribe la estructura de Lewis y calcula las cargas formales de cada átomo, también selecciona la estructura de Lewis más probable: a) SO₂, b) SO₄²⁻, c) IO⁻, d) IO₂⁻, e) IO₃⁻, f) IO₄⁻.
4. Construye la estructura de Lewis más probable, incluyendo las estructuras de resonancia cuando estén presentes, para cada una de las especies siguientes: a) CO₃²⁻, b) SiO₄⁴⁻, c) HCO₂⁻ (C es el átomo central), d) BO₃³⁻, e) BrO₄⁻, f) SeO₃²⁻, g) POCl₃ (P es el átomo central), h) NFO (N es el átomo central), i) BrO₂⁻.

H. Algunas excepciones a la regla del octeto.

1. Encuentra la estructura de Lewis más probable de las especies: a) CO⁺, b) CO⁻, c) SO₂⁻, d) CH₃, e) ClO₃.
2. Las moléculas BeH₂ y BeCl₂ se han observado en la fase gaseosa a presiones bajas. Obtén las estructura de Lewis para cada una e indica si cumplen con la regla del octeto.
3. Construye la estructura de Lewis más probable de cada una de las especies siguientes e indica si cumplen con la regla del octeto: a) KrF₂, b) BrI₃, c) PCl₄⁺, d) BH₃, e) I₃⁻, f) BrF₄⁺, g) IF₄⁻.

IV. LA GEOMETRÍA MOLECULAR Y LAS TEORÍAS DE ENLACE.

A. El modelo de la repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia.

1. Predice la geometría molecular de cada una de las especies siguientes: a) SiH_4 , b) SF_2 , c) CS_2 , d) NH_4^+ , e) AsO_3^{3-} , f) PH_3 , g) BrO_2^- , h) POCl_3 (P es el átomo central), i) ClO_4^- , j) NFO (N es el átomo central), k) SO_2 , l) SO_3 , m) SO_3^{2-} , n) SO_4^{2-} .

2. Estima los ángulos de enlace en cada una de las moléculas siguientes: a) $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$, b) $\text{Cl}_2\text{C}=\text{CH}_2$, c) $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$, d) $\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{H}$, e) HOOH .

B. La relación entre la forma de una molécula y su polaridad.

1. Predice la polaridad de cada una de las moléculas siguientes: a) H_2 , b) NFH_2 (N es el átomo central), c) CClH_3 (C es el átomo central), d) BHF_2 (B es el átomo central), e) SiH_4 , f) SF_2 , g) CS_2 , h) PH_3 , i) POCl_3 (P es el átomo central), j) NFO (N es el átomo central).

C. La teoría del enlace de valencia.

1. Para cada una de las moléculas siguientes, indica cuáles orbitales atómicos participan en el enlace: a) $\text{F}-\text{F}$, b) $\text{H}-\text{Be}-\text{H}$, c) $\text{F}-\text{Br}$, d) $\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$, e) $\text{H}-\text{I}$.

2. Para la molécula de agua, identifica los orbitales de valencia de cada uno de sus átomos y sugiere cuáles orbitales participan en los enlaces. Compara la geometría molecular del agua con la orientación de los orbitales atómicos del átomo central e indica si hay consistencia.

D. Los orbitales híbridos y los enlaces múltiples.

1. Identifica la hibridación del átomo central en cada una de las especies siguientes: a) SiH_4 , b) SF_2 , c) CS_2 , d) NH_4^+ , e) AsO_3^{3-} , f) PH_3 , g) BrO_2^- , h) POCl_3 (P es el átomo central), i) ClO_4^- , j) NFO (N es el átomo central), k) SO_2 , l) SO_3 , m) SO_3^{2-} , n) SO_4^{2-} .

2. Para cada una de las moléculas siguientes, indica la hibridación de los átomos centrales e indica el número de enlaces σ y π : a) CO_2 , b) $\text{HC}\equiv\text{N}$, c) $(\text{HO})_2\text{C}=\text{O}$.

E. Los orbitales moleculares en las moléculas diatómicas y el orden de enlace.

1. Encuentra la configuración electrónica y el orden de enlace de las especies siguientes:
a) Li_2^+ , b) Li_2 , c) Li_2^- .
2. Obtén la configuración electrónica, el número de electrones desapareados y el orden de enlace de las especies siguientes: a) Be_2^+ , b) Be_2^{2+} , c) Be_2^- .

F. La relación entre la configuración electrónica y las propiedades magnéticas.

1. Clasifica a cada una de las especies de los ejercicios de la sección anterior utilizando sus propiedades magnéticas.
2. Las moléculas de nitrógeno no son atraídas por un imán, mientras que las de oxígeno sí. Escribe la configuración electrónica de cada molécula y explica la diferencia entre ellas.

V. LAS FUERZAS INTERMOLECULARES.

A. Las características de las fases de la materia.

1. A 0 °C, la densidad del hielo, el agua líquida y el vapor de agua es 0.917 g/mL, 1.00 g/mL y 1.10 g/L, respectivamente. a) Calcula el volumen que ocupan 18 .0 g de agua(1.00 mol) en cada una de sus fases. b) Dado que el número de moléculas en un mol es igual al número de Avogadro, estima el volumen promedio que le corresponde a una molécula de agua en cada una de las fases. c) Ordena las diferentes fases del agua en forma creciente, de acuerdo con la separación entre las moléculas.
2. Las densidades del ácido benzoico ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$) sólido y líquido son 1.266 g/mL y 1.08 g/mL. Siguiendo el procedimiento del ejercicio previo, identifica en cuál fase las moléculas están más separadas.

B. Los tipos de fuerzas intermoleculares.

1. Indica cuál transformación requiere mayor energía: a) separar un átomo de hidrógeno de una molécula de agua, b) separar una molécula de agua del hielo.

2. Identifica la fuerza intermolecular dominante en cada una de las siguientes moléculas: a) Xe, b) éter etílico ($\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$), c) acetonitrilo ($\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{N}$), d) fosfina (PH_3), e) fluoruro de hidrógeno (HF).

3. Para cada par de moléculas, indica en cuál de ellas las fuerzas moleculares son más intensas: a) CH_3OH , CH_3SH ; b) Xe, Ar; c) Kr, Cl_2 ; d) CH_4 , H_2S ; e) $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$, $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$; f) CO , CO_2 .

4. Indica en cuáles de los compuestos siguientes se forma el puente de hidrógeno: a) CH_3OH , b) CH_3F , c) CH_3NH_2 , d) CH_3SH , e) CH_3Br .

5. Ordena las moléculas siguientes de forma creciente en su polarizabilidad: a) GeCl_4 , b) CH_4 , c) SiCl_4 , d) SiH_4 , e) GeBr_4 .

C. Las propiedades de los líquidos.

1. Explica cada una de las observaciones siguientes: a) La tensión superficial del CHBr_3 es mayor que la del CHCl_3 . b) El aceite caliente fluye mejor que el aceite frío. c) Las gotas de agua tienen una forma casi esférica cuando están sobre una superficie encerada.

2. Identifica si las fuerzas cohesivas o las de adhesión tienen efecto en: a) la viscosidad, b) la tensión superficial.

3. Para cada par de líquidos, indica cuál tiene la mayor viscosidad: a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$; b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$; c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{F}$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$, d) benceno a 20°C , benceno a 60°C .

4. Para cada par de líquidos, predice cuál tiene mayor tensión superficial: a) CH_3OCH_3 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$; b) CH_3OCH_3 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$; c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{F}$.

5. Para una cantidad pequeña de un líquido, con volumen V que está fijo, calcula la superficie que tendrá si la forma es: a) cúbica, b) esférica. Identifica cuál es menor y si esta observación concuerda con la realidad.

D. Los cambios de fase.

1. Nombra la transición de fase que ocurre en cada uno de los casos siguientes: a) El bromo gaseoso se convierte en un líquido al enfriarlo. b) Los cristales de yodo forman un gas violeta. c) El alcohol desaparece rápidamente al frotarlo en las manos. d) La lava del

volcán se transforma en roca. e) La botella con agua se reventó en el congelador. e) La vela está goteando.

2. Utiliza el diagrama de fases del dióxido de carbono para identificar la fase (o las fases) estable de este compuesto en cada una de las condiciones siguientes: a) $T = -78.5\text{ °C}$, $P = 0.5\text{ atm}$; b) $T = -78.5\text{ °C}$, $P = 1.0\text{ atm}$; c) $T = -78.5\text{ °C}$, $P = 5.0\text{ atm}$; d) $T = 25\text{ °C}$, $P = 1.0\text{ atm}$; e) $T = 25\text{ °C}$, $P = 73\text{ atm}$.

3. A partir del diagrama de fases del agua, predice cuáles transiciones de fase ocurren en cada caso: a) calentamiento a presión constante ($P = 0.00600\text{ atm}$) desde $T_i = -100\text{ °C}$ hasta $T_f = 400\text{ °C}$; b) calentamiento a presión constante ($P = 1.00\text{ atm}$) desde $T_i = -100\text{ °C}$ hasta $T_f = 400\text{ °C}$; c) calentamiento a presión constante ($P = 220\text{ atm}$) desde $T_i = -100\text{ °C}$ hasta $T_f = 400\text{ °C}$. (1 atm = 760 torr)

E. Las características de la transición líquido-vapor.

1. Ordena los compuestos siguientes de forma creciente en su presión de vapor: a) CH_4 , b) CH_3F , c) CH_2F_2 , d) CHF_3 , e) CF_4 .

2. Para cada par de líquidos, indica cuál tiene la mayor presión de vapor: a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$; b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$; c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{F}$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$.

3. Para cada par de líquidos, indica cuál tiene la menor temperatura de ebullición: a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$; b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$; c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{F}$, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$.

4. Ordena los compuestos siguientes de forma creciente en su temperatura de ebullición: a) CBr_4 , b) CCl_4 , c) CF_4 , d) CH_4 , e) Cl_4 .