

Nivel 2 - Serie 2

Ejercicio 1. Un elemento "E" tiene 15 electrones. Contesta sin usar la Tabla Periódica,

- (a) ¿Qué masa atómica relativa aproximada tiene?
- (b) ¿Qué número atómico tiene?
- (c) ¿Cuál es el número total de electrones s?
- (d) El elemento "E", ¿es un metal, un no metal o un semiconductor? ¿Por qué?

R: (a) 15 protones y 15 neutrones, $\nu A_r=30$; (b) $1s^22s^22p^63s^23p^3$, $Z=15$; (c) 6; (d) no metal, pertenece al grupo 15, 3er. período.

Ejercicio 2. El níquel cristaliza con un hábito cúbico centrado en el cuerpo, es decir que posee un átomo de níquel en el centro de un cubo rodeado de ocho átomos (ubicados uno en cada vértice del cubo). En un modelo de empaquetamiento compacto se supone que los átomos son esferas y que aquellos ubicados en los vértices se tocan con el átomo central. Si el parámetro de la red (a) mide 0,35238 nm, calcula el radio del átomo de níquel.

R: 0,12459 nm.

Ejercicio 3. Para cada molécula o ion, dibuja la estructura de Lewis, indica el número de pares libres del átomo central y basándote en las consideraciones de la TREPEV sugiere la disposición espacial de los átomos en las moléculas: (a) BrO_3^- ; (b) TeH_2 .

Ejercicio 4. Para los hidruros del Grupo 15 (XH_3 , X = N, P, As, Sb) dibuja la estructura de Lewis y predice su geometría. Los ángulos de enlace valen, respectivamente, $107,1^\circ$, 93° , 92° y 91° . Explica este hecho. ¿Cuáles orbitales atómicos están involucrados en las uniones?

Ejercicio 5. ¿Cuál es la hibridación que debe proponerse para el átomo central de las siguientes moléculas e iones a fin de explicar la geometría observada?: CH_4 , H_2O , NH_3 , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , ClO^- , $[\text{BeCl}_4]^{2-}$. Dibuja las correspondientes estructuras de Lewis y predice la geometría según la TREPEV.

Ejercicio 6. ¿Qué tipo/s de unión/es presentan: Li, NaCl, H_2O , IF_5 , ThO_2 , KHF_2 , CsHCO_3 , H_3BO_3 ? ¿Qué tipo de fuerzas intermoleculares se hallan presentes en los respectivos sólidos?

Ejercicio 7. ¿Para cuáles de los compuestos siguientes predices que se trata de líquidos *asociados*? Dibuja estructuras para indicar las uniones de tipo "puente de hidrógeno" que esperas. Nombra a los compuestos según la nomenclatura IUPAC.

(a) CH_3OH ; (b) CH_3OCH_3 ; (c) CH_3F ; (d) CH_3Cl ; (e) CH_3NH_2 ; (f) $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$; (g) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$.

R: (a), (e) y (f).

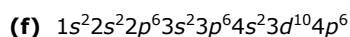
Ejercicio 8. Explica por qué el ion Mn^{3+} es *menos* estable que el Mn^{2+} , mientras que el ion Fe^{3+} es *más* estable que el Fe^{2+} .

Ejercicio 9. Nombra los iones con carga +3 que tienen las siguientes configuraciones electrónicas: (a) $[\text{Ar}]3d^3$; (b) $[\text{Ar}]$; (c) $[\text{Kr}]4d^6$; (d) $[\text{Xe}]4f^{14}5d^6$.

R: (a) Cr^{3+} ; (b) Sc^{3+} ; (c) Rh^{3+} ; (d) Ir^{3+} .

Ejercicio 10. Agrupa las siguientes configuraciones electrónicas en parejas que puedan representar átomos con propiedades químicas semejantes:

- (a) $1s^22s^22p^5$
- (b) $1s^22s^1$
- (c) $1s^22s^22p^6$
- (d) $1s^22s^22p^63s^23p^5$
- (e) $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$



Ejercicio 11. Basándote en el conocimiento de la configuración electrónica, establece cuál de los siguientes compuestos de titanio es improbable que exista: K_3TiF_6 , $K_2Ti_2O_5$, $TiCl_3$, K_2TiO_4 , K_2TiF_6 .

R: K_2TiO_4 .

Ejercicio 12. Distribuye las siguientes especies en grupos isoelectrónicos: F^- , Sc^{+3} , Be^{+2} , Rb^+ , O^{2-} , Na^+ , Ti^{+4} , Ar , B^{+3} , He , Sc^{-2} , Y^{+3}

Ejercicio 13. Explica las tendencias observadas en las Tablas 1 y 2:

Tabla 1:

Especie	Li	Li ⁺	Li ⁺²
Radio (pm)	135	60	18

Tabla 2:

Especie	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
Potencial de Ionización (MJ mol ⁻¹)	0.899	0.738	0.590	0.549	0.503

Ejercicio 14. El nitrógeno molecular, N_2 , y el monóxido de carbono, CO , son isoelectrónicos y tienen casi la misma masa molecular. Explica por qué el punto de ebullición del $CO(l)$ es un poco más alto que el del $N_2(l)$.

Ejercicio 15. Ordena las sustancias $BaCl_2$, H_2 , CO y HF en orden de punto de ebullición creciente. Justifica tu respuesta.

Ejercicio 16.

(a) Acomoda los siguientes iones en orden creciente de radio iónico: N^{3-} , Na^+ , F^- , Mg^{2+} , O^{2-} .

(b) Indica cuál de los siguientes elementos esperas que tenga mayor afinidad electrónica: He, K, Co, S, Cl.

R: (a) $Mg^{2+} < Na^+ < F^- < O^{2-} < N^{3-}$; (b) Cl.

Ejercicio 17. Explica por qué los ángulos de enlace en el metano son todos de $109,5^\circ$.

Ejercicio 18. Dibuja y nombra según las reglas IUPAC todos los isómeros constitucionales de fórmula molecular C_4H_8O .

Ejercicio 19. Dentro de cada grupo y justificando en base a las fuerzas intermoleculares presentes, asigna cada punto de ebullición a la sustancia adecuada:

(a) N_2 , HCN , C_2H_6 ; $-196^\circ C$, $-89^\circ C$ y $+26^\circ C$

(b) H_2 , HCl , Cl_2 ; $-35^\circ C$, $-259^\circ C$ y $-85^\circ C$

(c) Ne , Ar , Kr ; $-246^\circ C$, $-186^\circ C$ y $-152^\circ C$

Ejercicio 20. ¿Qué le responderías a tu compañero de banco si te planteara lo siguiente? (impropios no cuentan como respuesta): "En mi tabla periódica figura que el hierro tiene dos electrones en el orbital con mayor 'n'. ¿Por qué también tiene valencia 3?"

Ejercicio 21.

(a) ¿Por qué no existen orbitales atómicos denominados "4g"?

(b) De acuerdo con la "regla de las diagonales", ¿después de qué orbital(es) comenzarían a llenarse los orbitales "5g"?

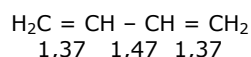
Ejercicio 22. El n-butanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$, P. ebul. = 118 °C a 1 bar) tiene un punto de ebullición mayor que su isómero, el dietiléter ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$, P. ebul. = 35 °C a 1 bar) y ambos compuestos tienen la misma solubilidad en agua (8 g / 100 mL). ¿Cómo explicas estos hechos?

Ejercicio 23. Dados los siguientes valores de longitudes de enlace:

C–C	1,54 Å
C=C	1,34 Å
C≡C	1,20 Å

Explica:

- (a) ¿Por qué la longitud del enlace entre carbonos consecutivos del diamante es de 1,54 Å mientras que en el benceno dicha distancia es de 1,39 Å?
- (b) ¿Por qué las longitudes (indicadas en Å) de los enlaces entre carbonos en el butadieno son las que se muestran a continuación?:



- (c) En el marco de la Teoría de Enlaces de Valencia, ¿cuál es la hibridación que debe postularse para los átomos de carbono en (i) el diamante, (ii) el benceno y (iii) el butadieno?

Ejercicio 24. Busca en tablas los valores de energías de primera ionización de los elementos con $Z = 45$ hasta $Z = 49$ y explica por qué dichos valores varían como lo hacen teniendo en cuenta las configuraciones electrónicas de los átomos involucrados.

Ejercicio 25. Dibuja las fórmulas estructurales de los tres hidrocarburos saturados isómeros que tienen la fórmula molecular C_5H_{12} y nombra a cada uno por el sistema de la IUPAC.

Ejercicio 26. Dibuja las fórmulas estructurales y escribe los nombres según el sistema de la IUPAC de los cuatro alcoholes (saturados) que contienen cuatro átomos de carbono y un grupo oxhidrilo por molécula. Clasifícalos según corresponda como alcoholes primarios, secundarios o terciarios.

Ejercicio 27. El elemento $Z = 117$, aún no descubierto, debería:

- (a) ser un halógeno; (b) tener siete electrones de valencia; (c) tener una configuración de electrones de valencia $7s^2 7p^5$; (d) estar en el séptimo período; (e) tener todas las propiedades anteriores.

Ejercicio 28.

- (a) ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas tendrá un mayor potencial de ionización y a qué átomo corresponde?:
(i) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$; (ii) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$; (iii) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$; (iv) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$; (v) $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$
- (b) ¿Cuál de las siguientes especies isoelectrónicas perdería un electrón con más facilidad?:
(i) S^{2-} , (ii) Cl^- , (iii) Ar , (iv) K^+ , (v) Ca^{2+}

Ejercicio 29. Para cada una de las siguientes parejas de compuestos, predice cuál exhibiría un enlace de hidrógeno más fuerte. Justifica tu predicción.

- (a) H_2O o H_2S ; (b) CH_2F_2 o NH_2F ; (c) acetona ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) o alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$).

Ejercicio 30. Describe las fuerzas intermoleculares que están presentes en cada uno de los siguientes compuestos. ¿Qué tipo de fuerza tendría la mayor influencia sobre las propiedades de cada uno?

- (a) BrF_5 ; (b) F_2CO ; (c) PH_3 ; (d) SF_6

Ejercicio 31. Considera el marco de la Teoría de Enlaces de Valencia y responde,

- (a) ¿Cuál es la hibridación que debe postularse para los átomos de carbono en (i) el dibromometano, (ii) el clorobenceno, (iii) el etino?
- (b) Supón que un átomo A en una molécula tiene orbitales híbridos dsp^3 . Si cada orbital híbrido se emplea para enlazar un átomo X al átomo A, entonces la molécula debe tener la fórmula: (i) AX_2 , (ii) AX_3 , (iii) AX_4 , (iv) AX_5 o (v) AX_6 .

(c) ¿Cuál es la hibridación que debe postularse para el átomo de azufre en el ion sulfato?

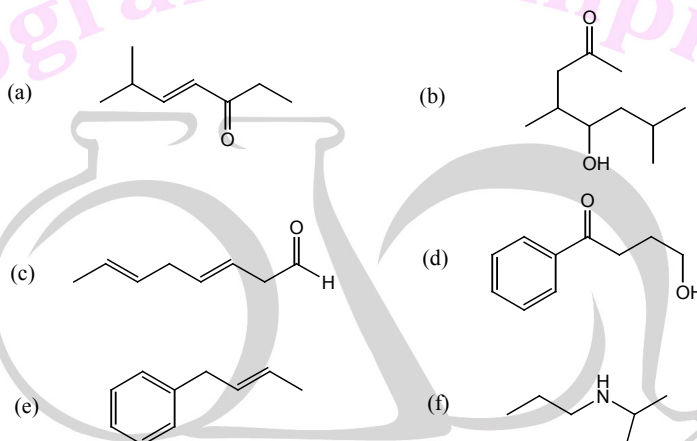
Ejercicio 32. Clasifica cada una de las siguientes sustancias en el estado sólido como un sólido molecular, iónico, covalente (red) o metálico.

	Punto de fusión / °C	Punto de ebul. / °C	Conductor eléctrico	
			sólido	líquido
SiO₂	1713	2230	no	no
Na₂S	1180	-	no	sí
Cr(CO)₆	110	210 (descomp.)	no	no
Ti	1660	3287	sí	sí

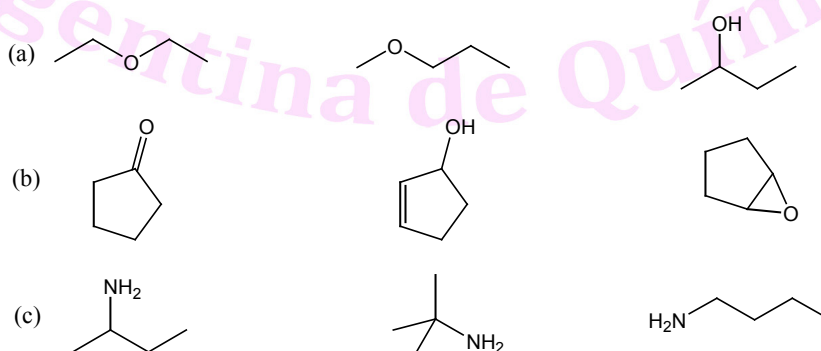
Ejercicio 33. Dibuja las fórmulas estructurales de los cinco hidrocarburos saturados isómeros que tienen la fórmula molecular C₆H₁₄, nombra a cada uno por el sistema de la IUPAC y asignales, justificando tu elección, los siguientes puntos de ebullición normales: 49,7; 58,0; 60,3; 63,3 y 68,7°C.

Ejercicio 34.

(a) Escribe los nombres según el sistema de la IUPAC de los siguientes compuestos:



(b) Indica qué tipo de isomería estructural presentan las siguientes ternas de compuestos:



(c) Nombra los compuestos según el sistema de la IUPAC.

Ejercicio 35.

(a) Las sucesivas energías de ionización (primera, segunda, tercera, etc.) proveen evidencia para la estructura por niveles (o capas) de los átomos. Considerando al átomo de silicio, ¿cuál valor de energía de ionización mostrará un muy significativo aumento con respecto al valor de energía de ionización que le precede? ¿Y cuál para el átomo de fósforo?

(b) ¿Cuál de los siguientes elementos mostrará un salto significativo entre los valores de su tercera y cuarta energía de ionización?: (i) Na; (ii) Mg; (iii) Al; (iv) Si; (v) P.

Ejercicio 36. ¿Cuál par de elementos listados a continuación tienen configuraciones electrónicas que NO pueden predecirse por el principio de construcción (Aufbau)? ¿Cómo lo explicas?

(a) Cu y C; (b) Cr y Cu; (c) Cs y Cl; (d) Rb y Co; (e) Fe y Co.

Ejercicio 37.

- (a) ¿Cuál de los siguientes compuestos es más probable que sea iónico?: (i) GaAs, (ii) SrBr₂, (iii) NO₂, (iv) CBr₄, (v) NCl₃.
 (b) ¿Cuál de los siguientes compuestos es más probable que sea una molécula?: (i) Rb₂S, (ii) SrCl₂, (iii) CS₂, (iv) CaO, (v) MgI₂.

Ejercicio 38.

- (a) ¿Cuál de los siguientes sólidos tendrá el mayor punto de fusión?: (i) NaF, (ii) NaCl, (iii) NaBr, (iv) NaI.
 (b) ¿Cuál de los siguientes sólidos tendrá el mayor punto de fusión?: (i) NaF, (ii) MgO, (iii) MgCl₂, (iv) KF.

Ejercicio 39.

- (a) Ordena los enlaces C-F, C-Cl, y C-Br según: (i) creciente fuerza de enlace y (ii) creciente de longitud de enlace.
 (b) Ordena los siguientes enlaces en orden de polaridad creciente: I—I, C—I, C—Cl, C—F, C—H.

Ejercicio 40. Dados los elementos (las letras se han utilizado aleatoriamente) ₁₇A, ₁B, ₁₉C y ₈D, indica cuál de las siguientes afirmaciones es correcta. Fundamenta tu elección.

- (a) B con D forman un compuesto que presenta uniones puente hidrógeno; C se une consigo mismo en una unión covalente simple; A y C dan un compuesto que no forma moléculas y tiene alto punto de fusión.
 (b) A se une consigo mismo en una unión covalente simple; B y D forman un compuesto que presenta uniones puente hidrógeno y A y C dan un compuesto que no forma moléculas y tiene alto punto de fusión.
 (c) A se une consigo mismo en una unión covalente simple; B y D forman un compuesto que presenta uniones puente hidrógeno y A y C dan un compuesto con características predominantemente covalentes.
 (d) B con D forman un compuesto que presenta uniones puente hidrógeno; C se une consigo mismo en una unión covalente; A y D dan un compuesto que no forma moléculas y tiene alto punto de fusión.
 (e) Ninguna de las afirmaciones es correcta.

Ejercicio 41. Considera el marco de la Teoría de Enlaces de Valencia y completa la tabla siguiente:

Hibridación del átomo central	Geometría de los pares electrónicos
	lineal
sp ³	
	trigonal bipiramidal
	octaédrica
sp ²	

Ejercicio 42.

- (a) ¿Cuál es la hibridación del átomo central en el ion clorato?
 (b) ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene a su átomo central con hibridación sp²? (i) SO₂, (ii) N₂O, (iii) BeCl₂, (iv) NF₃, (v) PF₅.

Ejercicio 43.

- (a) ¿Cuál de las siguientes características indica la presencia de fuerzas intermoleculares débiles en un líquido?:
 (i) alta entalpía de ebullición; (ii) alta temperatura crítica; (iii) alta presión de vapor; (iv) alto punto de ebullición; (v) ninguna de las anteriores.
 (b) Dadas las siguientes sustancias y sus puntos de ebullición, ¿cuál tendrá la mayor presión de vapor en su punto de ebullición normal?:
 (i) etanol, 78°C; (ii) metanol, 65°C; (iii) agua, 100°C; (iv) benceno, 80°C; (v) todos tienen la misma.

(c) Dadas las siguientes sustancias y sus puntos de ebullición, ¿cuál tendrá la menor presión de vapor a temperatura ambiente?:

(i) etanol, 78°C; (ii) metanol, 65°C; (iii) agua, 100°C; (iv) acetona, 56°C.

Ejercicio 44. ¿Cuál de los siguientes NO es un proceso endotérmico?: (i) la fusión de un sólido; (ii) la vaporización; (iii) el aumento de temperatura de un gas; (iv) la condensación de vapor de agua; (v) la sublimación de "hielo seco" (CO₂, s).

Ejercicio 45. La presión de vapor de un líquido en un recipiente cerrado depende de: (i) la cantidad de líquido; (ii) el área superficial del líquido; (iii) el volumen del recipiente; (iv) la temperatura; (v) ninguna de las anteriores.

Ejercicio 46. Identifica el tipo de fuerza intermolecular dominante (más fuerte) en cada uno de los siguientes compuestos:

(i) RbCl (s); (ii) H₂S (g); (iii) NH₃ (l); (iv) Cl₂ (l); (v) HF (l); (vi) SO₂ (l); (vii) He (l).

Ejercicio 47. Dada la fórmula molecular C₄H₁₀O, representa las estructuras de los posibles isómeros constitucionales y nómbralos según la IUPAC.

Ejercicio 48.

(a) ¿Cuál de los siguientes es un conjunto válido de números cuánticos para un electrón en la configuración electrónica de menor energía (es decir, en el estado basal o fundamental) del átomo de carbono?

	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>s</i>
(a)	1	0	1	½
(b)	3	1	-1	½
(c)	2	2	-1	-½
(d)	1	1	0	½
(e)	2	0	0	-½

(b) ¿Cuál de las siguientes especies sería paramagnética?: Ti⁴⁺, Mg, Fe²⁺, Mg²⁺, Sc³⁺.

(c) ¿Cuál de las siguientes especies isoelectrónicas perdería un electrón con más facilidad?: S²⁻, Cl⁻, Ar, K⁺, Ca²⁺.

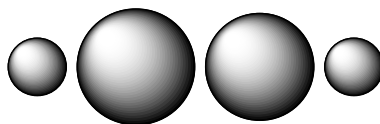
Ejercicio 49. Pon en correspondencia cada uno de los apartados con letras de la columna de la izquierda con el apartado numerado adecuado de la columna de la derecha. Puede ser necesario que utilices algunos de los apartados numerados más de una vez y no utilizar alguno de ellos.

- | | |
|-------------------------|---|
| (a) Tl | 1. Un metal alcalinotérreo. |
| (b) Z = 70 | 2. Un elemento del quinto período y del Grupo 15. |
| (c) Ni | 3. El radio atómico mayor de todos los elementos. |
| (d) [Ar]4s ² | 4. Un elemento del cuarto período y del Grupo 16. |
| (e) Un metaloide | 5. 3d ⁸ . |
| (f) Un no metal | 6. Un electrón <i>p</i> en una capa con el valor más alto de <i>n</i> . |
| | 7. La energía de ionización más baja de todos los elementos. |
| | 8. Un elemento del bloque <i>f</i> . |

Ejercicio 50. Pon en correspondencia cada uno de los apartados con letras de la columna de la izquierda con el apartado numerado adecuado de la columna de la derecha. Deberías utilizar todos los apartados numerados y algunos de ellos más de una vez.

- | | |
|------------|--|
| (a) Z = 32 | 1. Dos electrones <i>p</i> desapareados. |
| (b) Z = 8 | 2. Diamagnético. |
| (c) Z = 53 | 3. Afinidad electrónica más negativa que el elemento que lo precede y el que le sigue en su período. |
| (d) Z = 38 | 4. Primera energía de ionización más baja que la del Ca pero mayor que la del Cs. |
| (e) Z = 48 | |
| (f) Z = 20 | |

Ejercicio 51. A continuación se representan cuatro átomos y/o iones según sus radios atómicos y/o iónicos relativos.



¿Cuál/es de los siguientes conjuntos de especies es/son compatible/s con el diagrama? Justifica tu respuesta.

(a) C, Ca²⁺, Cl⁻, Br⁻; (b) Sr, Cl, Br⁻, Na⁺; (c) Y, K, Ca, Na⁺; (d) Al, Ra²⁺, Zr²⁺, Mg²⁺; (e) Fe, Rb, Co, Cs.

R: (b) y (c) son los mejores.

Ejercicio 52.

(a) En la reacción que se muestra a continuación, se produce la transferencia de un ion fluoruro desde el ClF₃ al AsF₅ para formar los iones ClF₂⁺ y AsF₆⁻. Como resultado, debe cambiar la hibridación de cada uno de los átomos centrales. Indica para cada reactivo y producto, (i) su estructura geométrica, (ii) la hibridación de su átomo central.



(b) El ion F₂Cl⁻ es lineal pero el ion F₂Cl⁺ no lo es (según habrás determinado en el ítem anterior). Describe la hibridación del átomo central de cloro consistente con estas diferencias estructurales.

Ejercicio 53. ¿Cuál de los siguientes fluoruros iónicos esperas que sea más soluble en agua pura?: NaF, KF, CaF₂. Expone tu razonamiento.

R: CaF₂ < NaF < KF.

Ejercicio 54. En cada caso elige la opción que consideres correcta y justifica brevemente tu elección.

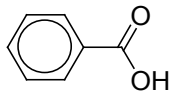
- (a) Cada una de las sustancias siguientes es un gas a 25°C y 1 atm. ¿Cuál se licuará más fácilmente al ser comprimida a temperatura constante?: (i) F₂, (ii) H₂, (iii) HF, (iv) SiH₄, (v) Ar.
- (b) ¿Cuál de los siguientes se clasifica como un cristal covalente?: (i) CaO, (ii) SiO₂, (iii) CO₂, (iv) Pb, (v) KMnO₄.
- (c) ¿Qué par de las siguientes afirmaciones describen sendas propiedades características de los compuestos moleculares?: (i) Son gases o líquidos a temperatura ambiente, (ii) tienen altos puntos de fusión, (iii) los sólidos no conducen la electricidad, pero los líquidos sí lo hacen, (iv) sus átomos comparten electrones.
- (d) ¿Cuál de los siguientes se clasifica como un sólido molecular?: (i) KI, (ii) SiO₂, (iii) Sn, (iv) CH₃OH, (v) Al₂(SO₄)₃.

R: (a) iii; (b) ii; (c) i y ii; (d) iv

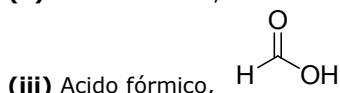
Ejercicio 55.

(a) Dos de las sustancias incluidas aquí son muy solubles en agua; dos son sólo ligeramente solubles en agua y dos son insolubles en agua. Indica la situación que esperas para cada una de ellas, justificando brevemente.

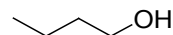
(i) Iodoformo, CHI₃



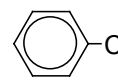
(ii) Acido benzoico,



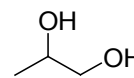
(iv) Alcohol butílico,



(v) Clorobenceno,



(vi) Propilenglicol,



(b) Nombra a todas las moléculas anteriores según la IUPAC; representa las estructuras de los posibles isómeros constitucionales de (iv) y (vi) y nómbralos también según la IUPAC.

R: (a) en base a la facilidad con que cada molécula forma enlaces de hidrógeno con las moléculas de agua, se espera que (iii) y (vi) sean solubles; (ii) y (iv) moderadamente solubles y (i) y (v) insolubles en agua.

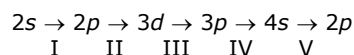
Ejercicio 56. Elige la opción que consideres que completa correctamente la siguiente afirmación:

"El elemento aún no descubierto Z = 114 debe clasificarse en _____ de la tabla periódica."

(a) el sexto período; (b) la serie de los actínidos; (c) la cuarta serie de metales de transición; (d) el grupo 14; (e) la familia de los metales alcalinos.

Ejercicio 57.

- (a) Explica, en términos de sus configuraciones electrónicas, por qué se oxida más fácilmente el Fe^{2+} a Fe^{3+} que el Mn^{2+} a Mn^{3+} .
- (b) Las transiciones electrónicas siguientes se presentan cuando se rocían átomos de litio en una llama (" $4s \rightarrow 3p$ " simboliza una transición electrónica desde un orbital $4s$ hasta uno $3p$). Los diferentes pasos están numerados con propósitos de identificación:



¿Cuáles de los anteriores producen emisión de luz?

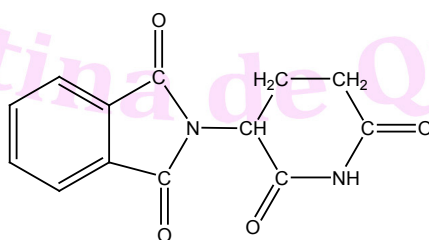
Ejercicio 58.

- (a) Elige la opción que consideres que completa correctamente la afirmación siguiente:

"Si los potenciales de ionización se trazan contra Z , se produce un gráfico con..."

- i. los elementos de transición en el máximo y los no metales en el mínimo.
 - ii. los gases nobles en el máximo y los halógenos en el mínimo.
 - iii. los metales alcalinos en el máximo y los halógenos en el mínimo.
 - iv. los gases nobles en el máximo y los metales alcalinos en el mínimo.
 - v. los elementos del grupo 15 en el máximo y los elementos del grupo 5 en el mínimo.
- (b) Las energías de ionización del sodio (en kJ/mol), desde la primera hasta la undécima, son: 495,9, 4560, 6900, 9540, 13400, 16600, 20120, 25490, 28930, 141360 y 170000. Elabora un gráfico del logaritmo de la energía de ionización (eje y) contra el número de ionización (eje x); por ejemplo, $\log 495,9$ se relaciona con 1 (que se identifica como I_1 , la primera energía de ionización), $\log 4560$ se relaciona con 2 (que se identifica como I_2 , la segunda energía de ionización) y así sucesivamente. Relaciona desde I_1 hasta I_{11} con los electrones de los orbitales $1s$, $2s$, $2p$ y $3s$. ¿Qué concluyes acerca de los niveles electrónicos a partir de los altibajos en la curva?

Ejercicio 59. La *talidomida* (también conocida con los nombres comerciales Contergan® en Alemania y Kevadon® en Estados Unidos y en Canadá) es un fármaco que se volvió tristemente célebre a principios de la década de 1960 en el contexto de uno de los mayores desastres farmacéuticos de la historia reciente. La sustancia, cuyo nombre químico es (\pm)-N-(2,6-dioxo-3-piperidinil)-1H-isoindol-1,3(2H)-diona, fue desarrollada por la compañía Grünenthal y rápidamente prescrita como medicamento inductor del sueño para combatir los síntomas de mareos matinales en mujeres embarazadas. Sin embargo, tomada durante el primer trimestre de embarazo, la talidomida impide el crecimiento adecuado del feto, resultando en deformaciones severas de la columna vertebral y las extremidades de los recién nacidos (a quienes el común de la gente denominó luego "los bebés de la talidomida"). Su fórmula estructural es la siguiente:



¿Cuál es la hibridación de los átomos de carbono y de nitrógeno en esta molécula?

Ejercicio 60. Dados los elementos C, Cl, H y P, escoge dos o más de ellos para formar:

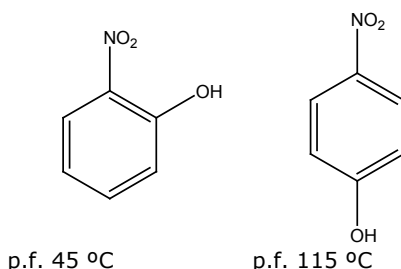
- (a) Un compuesto polar cuya geometría molecular sea tetraédrica;
- (b) Un compuesto cuya geometría molecular sea piramidal y que presente fuerzas intermoleculares de London y dipolo-dipolo;
- (c) Un compuesto cuya geometría molecular sea tetraédrica y que sólo presente fuerzas intermoleculares de London.

Ordena de menor a mayor los puntos de ebullición de los compuestos propuestos en (a), (b) y (c), justificando brevemente el ordenamiento propuesto.

Ejercicio 61. ¿Qué tipo de fuerzas intermoleculares existen entre los siguientes pares de especies?: (a) HBr y H₂S; (b) Cl₂ y CBr₄; (c) I₂ y NO₃⁻; (d) NH₃ y C₆H₆.

Ejercicio 62.

(a) Explica a qué se debe la diferencia en los puntos de fusión de los compuestos siguientes:



(b) Nombra a las moléculas anteriores según la IUPAC.

Ejercicio 63. Los elementos X e Y pertenecen al 3^o período de la tabla periódica. A temperatura ambiente la sustancia Cl₂X es un líquido y la sustancia YCl es un sólido cristalino que no conduce la corriente eléctrica en dicho estado.

(a) Escribe el diagrama de Lewis de Cl₂X. Indica su forma y la hibridación de X en dicha molécula.

(b) Justifica el estado de agregación de ambos compuestos a temperatura ambiente.

Ejercicio 64. Indica cuáles de los compuestos siguientes exhiben enlaces de hidrógeno entre sus moléculas: (i) H₂S; (ii) CH₄; (iii) AsH₃; (iv) H₂O; (v) BH₃; (vi) HF; (vii) etano; (viii) butanona; (ix) ácido propanoico; (x) 2-metilpropanal; (xi) propanoato de metilo; (xii) etanol.

Ejercicio 65. Cada uno de los compuestos siguientes: dipropiléter, 1-hexanol y *n*-dodecano presentan una de las propiedades siguientes: (i) $\mu = 0$ y PE 156 °C; (ii) $\mu = 0$ y PE 216 °C; (iii) $\mu \neq 0$ y PE 91 °C.

(a) Escribe la fórmula de un isómero de posición del compuesto que tiene la propiedad (i).

(b) Completa la puesta en correspondencia de sustancias y propiedades, justifica tu respuesta y provee las fórmulas de cada compuesto.

Ejercicio 66. La masa atómica del rubidio es 85,4678 u. Los dos isótopos del Rb existentes naturalmente tienen las masas siguientes: ⁸⁵Rb 84,9118 u y ⁸⁷Rb 86,9092 u. Calcula el porcentaje de ⁸⁵Rb en el rubidio natural.

Ejercicio 67. Clasifica cada una de las configuraciones electrónicas atómicas siguientes como (i) un estado fundamental; (ii) un estado excitado; (iii) un estado prohibido.

- (a) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$
- (b) $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^3$
- (c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$
- (d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$
- (e) $1s^2 2s^2 2p^{10} 3s^2 3p^5$

Ejercicio 68. Un átomo que tiene menos de 52 electrones tiene CEE $ns^2 np^5$. Su radio atómico es mayor que el del ¹⁷Cl. ¿De qué elemento se trata?

Ejercicio 69. Considera el marco de la Teoría de Enlaces de Valencia y responde:

- (a) ¿Cuál es la hibridación que debe postularse para los átomos de carbono en (i) el 1,2-dicloroetano, (ii) el ácido fórmico (metanoico), (iii) HC≡C-C≡N.
- (b) Supón que un átomo A en una molécula tiene orbitales híbridos $d^2 sp^3$. Si cada orbital híbrido se emplea para enlazar un átomo X al átomo A, entonces la molécula debe tener la fórmula: (i) AX₂, (ii) AX₃, (iii) AX₄, (iv) AX₅ o (v) AX₆.
- (c) ¿Cuál es la hibridación que debe postularse para el átomo de fósforo en la molécula de PCl₃?

Ejercicio 70. Los elementos alcalinos tienen los puntos de fusión normales siguientes: Li (179 °C), Na (97,5 °C), K (63,7 °C), Rb (38,5 °C), Cs (28,5 °C). Representa gráficamente los valores de puntos de fusión vs. Z y estima el punto de fusión normal del francio.

Ejercicio 71. El elemento Z = 118, descubierto en 2007: **(a)** es un gas noble; **(b)** tiene ocho electrones de valencia; **(c)** tiene una configuración de electrones de valencia $7s^2 7p^6$; **(d)** está en el séptimo período; **(e)** tiene todas las propiedades anteriores.

Ejercicio 72. Cada uno de los compuestos de cadena lineal: **(i)** $\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_3\text{-CHO}$, **(ii)** C_7H_{16} y **(iii)** ácido pentanoico, presenta una de las características siguientes: (1) $\mu = 0$ y P. Eb. = 151 °C, (2) $\mu \neq 0$, no tiene isómeros de posición y presenta enlaces de hidrógeno entre sus moléculas, y (3) $\mu \neq 0$ y P. Eb. = 103 °C.

- (a)** Escribe la fórmula semidesarrollada del compuesto que tiene las características dadas en (2).
(b) Nombra al compuesto que tiene las características dadas en (3) e indicar las interacciones intermoleculares que existen entre sus moléculas en estado líquido.
(c) Indica si el punto de ebullición del compuesto que tiene las características dadas en (1) será mayor, menor o igual al punto de ebullición del metanol. Justifica.

Ejercicio 73.

- (a)** Predice, en base a las intensidades relativas de las interacciones soluto-solvente la solubilidad en agua de los compuestos siguientes (muy soluble, poco soluble, insoluble)
(b) Analiza las interacciones presentes en los compuestos puros y las diferencias entre sus puntos de ebullición.

Compuesto	Punto de ebullición / °C	¿Solubilidad en agua?
CH_4	-162	
CH_3F	-78,4	
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$	-24,2	
CH_3NH_2	-6,3	
CH_3OH	65	
CCl_4	76,8	

Ejercicio 74.

- (a)** Determina la cantidad de protones, neutrones, electrones y la configuración electrónica externa de las siguientes especies: Ne, O^{2-} , O, K^+ , Fe^{2+} , Ar^+ , He^+ . Determina si el radio de los iones es mayor, menor o igual al de los átomos que le dan origen. Explica.
(b) Ordena las siguientes especies en orden creciente de radio en los casos en que ello sea posible: **(i)** Li, I, O; **(ii)** Mg^{2+} , F^- , Cl^- , Be^{2+} , S^{2-} , Na^+ .

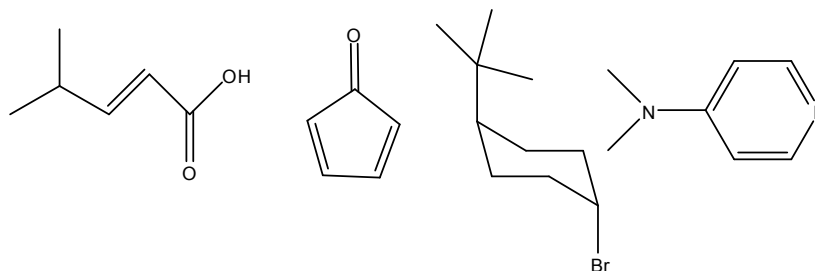
Ejercicio 75. El tipo de unión (iónica, covalente, etc) entre dos átomos puede entenderse analizando algunos parámetros atómicos relevantes de las especies involucradas, como por ejemplo la diferencia de electronegatividad entre los átomos, qué tan polarizantes son los cationes, y qué tan polarizables son los aniones. En base a estos parámetros, determine qué tipo de uniones espera usted que presenten las siguientes especies:

- (a)** CH_4
(b) SiO_2
(c) Fe(s)
(d) NaF
(e) MnO_4^-

Ejercicio 76.

- (a)** Escriba posibles estructuras de Lewis para las siguientes moléculas: NO_2^- , N_3^- , I_3^- , SF_6 , CN^- , NO, N_2O_3 , PH_3 , $\text{S}_2\text{O}_4^{2-}$. Determine la carga formal sobre los átomos centrales en cada caso.
(b) Determine las geometrías moleculares y electrónicas de las moléculas anteriores empleando el modelo de TREPEV.
(c) En base a la polaridad de los enlaces individuales, indiquen cuáles moléculas tendrán momento dipolar permanente.
(d) Racionalice las geometrías moleculares de las especies anteriores en el contexto de la teoría de enlace de valencia, asignando algún esquema de hibridización al átomo central.

Ejercicio 77. Determina el nombre de los siguientes compuestos orgánicos, analiza el tipo de interacciones intermoleculares que pueden presentar los mismos y encuentra al menos un isómero de algún tipo para cada uno.



Ejercicio 78. Se presentan a continuación las distancias de enlace determinadas experimentalmente para los oxoaniones del cloro:

Especie	$d(\text{Cl-O}) / \text{Å}$
ClO^-	1,62
ClO_2^-	1,56
ClO_3^-	1,50
ClO_4^-	1,44

- (a) Justifica las tendencias en las distancias de enlace, empleando estructuras de Lewis. (Nota: Recuerda que por debajo del segundo período, los elementos priorizan disminuir la carga formal del átomo central llevándola a cero, respecto de completar el octeto).
- (b) Describe la estructura electrónica de los oxoaniones del cloro en términos de la Teoría de Enlace de Valencia, analizando la cantidad de enlaces σ y π y determinando la hibridación del átomo central.
- (c) El orden de acidez de los oxoácidos de cloro es $\text{HClO} < \text{HClO}_2 < \text{HClO}_3 < \text{HClO}_4$. Justifica esta tendencia en términos de efecto inductivo y de resonancia.

R: (a) Conforme aumenta el estado de oxidación del Cloro, la estructura resonante que más aporta al enlace (minimiza y lleva a cero la carga formal) posee mayor cantidad de dobles enlaces, lo cual explica la disminución en las distancias de enlace. (c) Conforme aumenta el estado de oxidación del oxoácido de cloro, la estructura desprotonada del producto posee mayor estabilización por resonancia, lo cual explica el aumento de acidez en la serie.

Ejercicio 79. Para cada una de las siguientes especies moleculares:

- a- N_2H_4 b- N_2H_2 c- NH_3 d- NH_2OH e- NO_3^-
f- NO_2^- g- PCl_5 h- PH_4^+ i- PCl_6^-

Describe:

- i- La fórmula de Lewis.
ii- La hibridación del átomo central.
iii- En número de uniones sigma del átomo central.
iv- El número de uniones π del átomo central.
v- El número de pares de electrones libres del átomo central.
vi- La geometría de dichas moléculas en torno al/los átomo/s central/es.

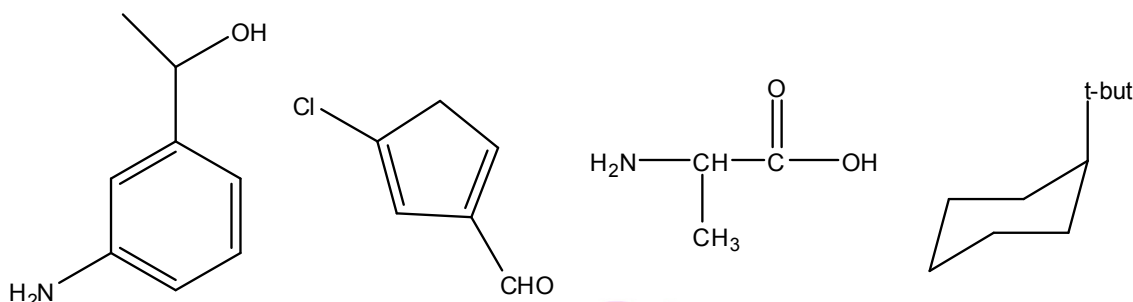
Ejercicio 80. Explica, empleando argumentos moleculares sencillos los siguientes hechos experimentales.

- (a) El cloruro de estroncio (SrCl_2) es un sólido blanco con punto de fusión de 873°C . El cloruro de Titanio (IV) (TiCl_4), sin embargo, es un líquido a temperatura ambiente.
(b) Los hidruros metálicos poseen diferentes estructuras cristalinas, dentro de las cuales el ion hidruro puede adoptar radios aniónicos muy variantes, comprendidos entre 0,4 y 1,5 Å.
(c) La energía de ionización de los metales alcalinos disminuye conforme se baja en el grupo.

R: (a) El catión Ti^{4+} es más polarizante (mayor relación carga/radio) que el Sr^{2+} . De ese modo, el enlace Ti-Cl es más covalente que el enlace Sr-Cl, lo cual genera que el TiCl_4 sea covalente, y por lo tanto líquido. (b) El anión

Hidruro (H^-) es el anión más polarizable de la tabla periódica (tiene el doble de electrones que protones!), por lo que la deformabilidad de la nube electrónica en el mismo es muy alta, y puede adoptar gran variedad de radios iónicos en diferentes sistemas. **(c)** Esto se debe a que conforme se baja en el grupo aumenta el apantallamiento de los electrones externos (y por lo tanto disminuye la carga nuclear efectiva), por lo que es más fácil ionizar el metal.

Ejercicio 81. Determina el nombre de los siguientes compuestos orgánicos, analiza el tipo de interacciones intermoleculares que pueden presentar los mismos y encuentra al menos un isómero de algún tipo para cada uno (no es necesario realizar un análisis conformacional).



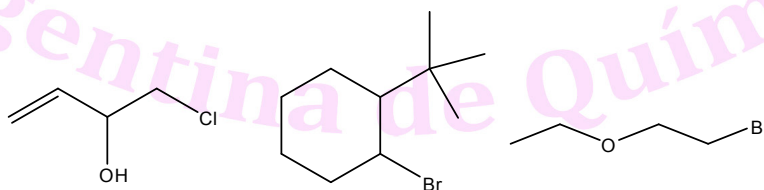
Ejercicio 82. Determina la distribución electrónica de las siguientes especies en base al modelo de Lewis y la teoría de enlace de valencia. Plantea, en el marco del segundo modelo, la hibridización del átomo central.

- (a) CO_3^{2-}
- (b) PO_4^{3-}
- (c) XeOF_4

Ejercicio 83. Justifica los siguientes hechos experimentales empleando argumentos de estructura electrónica (poder polarizante de cationes, polarizabilidad de aniones, diferencia de electronegatividad, etc):

- (a) El enlace químico C-H presenta un alto grado de covalencia.
- (b) La electronegatividad en el grupo de los halógenos disminuye al bajar en el grupo.
- (c) La polarizabilidad en el grupo de los calcógenos aumenta al bajar en el grupo.

Ejercicio 84. Determina el nombre de las siguientes moléculas orgánicas. Analiza qué tipo de interacciones intermoleculares podría presentar cada una, y encuentra al menos un isómero de algún tipo para cada una (No es necesario realizar un análisis conformacional).



Ejercicio 85. Para las moléculas **i)** a **xix)** describe el enlace en las siguientes especies empleando estructuras de Lewis. Para esto:

- (a) Encuentra la(s) estructura(s) que contribuyen mayoritariamente al enlace.
- (b) Determina las cargas formales sobre todos los átomos.
- (c) Analiza la posibilidad de expansión del octeto por parte de algún átomo en cada sistema.

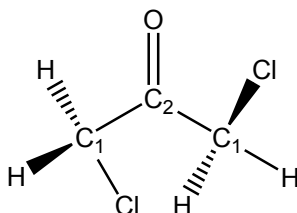
- | | | | | | | |
|------------------------------------|-----------------------------|----------------------------------|--------------------------------------|------------------------------------|-----------------------------------|---------------------------|
| i) HF | ii) CH_4 | iii) H_2O | iv) N_2H_4 | v) C_2H_6 | vi) C_2H_4 | vii) N_2 |
| viii) CO | ix) CO_2 | x) SO_2 | xi) SO_3 | xii) NO_3^- | xiii) CO_3^{2-} | xiv) SF_6 |
| xv) H_2SO_4 | xvi) HClO_3 | xvii) HNO_3 | xviii) N_2O_3 | xix) C_6H_6 | | |

Ejercicio 86. Describe el enlace en las especies **i,** **ii,** **vi,** **vii,** **xii** y **xviii** analizadas en el Problema 1 empleando el método de enlace de valencia. Para ello:

- (a) Describe inicialmente la geometría de los sistemas en estudio empleando TREPEV.

- (b) Determina la hibridización del átomo central cuando corresponda.
(c) Describe el número de enlaces σ y π , indicando los orbitales atómicos involucrados en cada caso.

Ejercicio 87. El siguiente esquema presenta la estructura de la 1,3-Dicloropropanona.



Completa la siguiente tabla de ángulos y distancias de enlace para esta molécula.

Ángulo		Distancia	
	120°		1,37 Å
C(1)-C(2)-O			1,76 Å
H-C(1)-Cl	109,5°	C(1)-C(2)	1,53 Å
	109,5°		1,09 Å

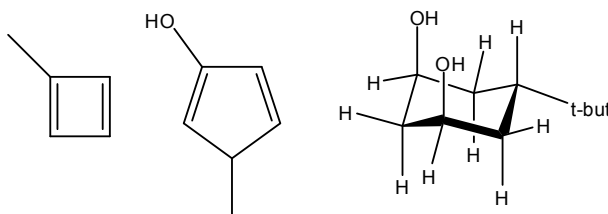
Ejercicio 88. Describe la estructura electrónica de las siguientes especies químicas empleando estructuras de Lewis.

- (a) O₃
(b) SO₂
(c) (SCN)₂
(d) XeF₄
(e) H₃PO₄
(f) H₃PO₃
(g) H₃PO₂

Ejercicio 89. Describe la estructura electrónica de las siguientes especies empleando la Teoría de Enlace de Valencia. Para esto, estima la geometría molecular de cada sistema (cuando la misma no sea informada), indica si es necesario plantear un modelo de hibridización para algún átomo, y describe los enlaces del sistema indicando los orbitales involucrados en cada uno y su tipo (σ o π).

- (a) H₂O (geometría angular, con ángulos H-O-H de 105°)
(b) H₂S (geometría angular, con ángulos H-S-H de 93°)
(c) CO₃²⁻
(d) XeF₄

Ejercicio 90. Nombra los siguientes compuestos orgánicos y encuentra para cada uno al menos un isómero de algún tipo. Recuerda que en este nivel no es necesario realizar ningún tipo de análisis conformacional.

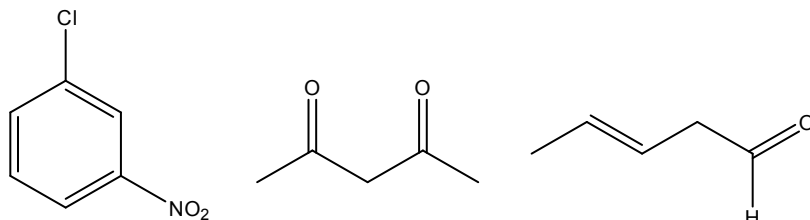


Ejercicio 91. Describe la estructura electrónica de las siguientes especies químicas empleando estructuras de Lewis.

- (a) O₂
(b) SO₃
(c) (CN)₂
(d) XeF₄

- (e) H_2SO_4
- (f) SO_4^{2-}
- (g) H_2SO_3

Ejercicio 92. Nombra los siguientes compuestos orgánicos y encuentra para cada uno al menos un isómero de algún tipo. Recuerda que en este nivel no es necesario realizar ningún tipo de análisis conformacional.



Ejercicio 93. Describe la estructura electrónica de las siguientes especies empleando la Teoría de Enlace de Valencia. Para esto, estima la geometría molecular de cada sistema (cuando la misma no sea informada), indica si es necesario plantear un modelo de hibridación para algún átomo, y describe los enlaces del sistema indicando los orbitales involucrados en cada uno y su tipo (σ o π).

- (a) NH_3 (geometría piramidal, con ángulos H-N-H de 105°)
- (b) PH_3 (geometría piramidal, con ángulos H-S-H de 90°)
- (c) PO_4^{3-}
- (d) ClO_4^{3-}

Ejercicio 94.

- (a) Escribe las estructuras de Lewis de los siguientes moléculas: N_2H_5^+ , N_2O_2 , NO_2 , N_2O_4 , N_2 .
- (b) ¿Cuál de las moléculas mencionadas en el punto (a) tiene el enlace nitrógeno-nitrógeno más corto? ¿Por qué? (por favor, sé breve).
- (c) Considera la siguiente reacción:



- i. Indica los cambios de hibridación (en caso de haberlos) de los átomos de B y N como consecuencia de la misma.
- ii. La ecuación anterior describe a una reacción (indica la opción correcta: 1, 2, 3 o 4):
1) redox; 2) ácido-base; 3) de descomposición; 4) de combustión

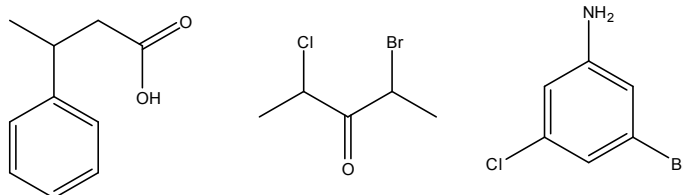
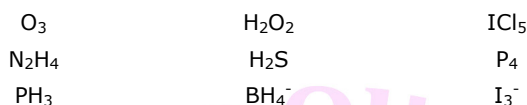
R: (b) El N_2 . Es la única molécula del conjunto que exhibe un enlace $\text{N}\equiv\text{N}$. Las restantes tienen enlaces nitrógeno-nitrógeno dobles o simples. (c) i. El B cambia su hibridación de sp^2 a sp^3 . El N mantiene su hibridación sp^3 . ii. Se trata de una reacción ácido-base, según el concepto de Lewis.

Ejercicio 95. Describe la estructura electrónica de las siguientes especies químicas empleando estructuras de Lewis:

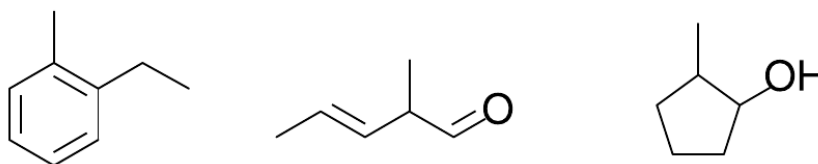
- (a) O_3
- (b) NC-CN
- (c) NCS-SCN
- (d) HN_3
- (e) $[\text{O}_3\text{S}-\text{S}-\text{S}-\text{SO}_3]^{2-}$
- (f) $[\text{O}_2\text{S}-\text{SO}_2]^{2-}$

Ejercicio 96. Describe la estructura electrónica de las siguientes especies empleando la Teoría de Enlace de Valencia. Indica hibridación de los átomos en caso de que corresponda, y tipo de enlaces (σ o π).

- (a) SiCl_4
- (b) XeF_4
- (c) NO_2
- (d) N_2O_3
- (e) NO^+
- (f) NO

(g) NO^- **Ejercicio 97.** Nombra los siguientes compuestos orgánicos y encuentra para cada uno al menos un isómero de algún tipo.**Ejercicio 98.** Describe la estructura electrónica de las siguientes especies empleando la teoría de enlace de valencia. Determina la geometría molecular predicha por la TREPEV para las mismas:**Ejercicio 99.** Describe las fuerzas intermoleculares presentes en cada uno de los siguientes compuestos. ¿Qué tipo de fuerza tendrá la mayor influencia en las propiedades de cada uno?

- (a) $\text{CH}_3\text{-CO-(CH}_2)_7\text{-CH(OH)-CH}_3$
- (b) $(\text{CH}_3)_2\text{-N-C(H)O}$
- (c) H_2SO_4
- (d) H_5IO_6

Ejercicio 100. Determina el nombre de los siguientes compuestos orgánicos, analiza el tipo de interacciones intermoleculares que pueden presentar los mismos y encuentra al menos un isómero de algún tipo para cada uno.**Ejercicio 101.** Describe la estructura electrónica de las siguientes especies químicas empleando estructuras de Lewis. Indica la carga formal sobre cada átomo en las estructuras de mayor contribución:

- (a) ONOO^- , peroxinitrito
- (b) ONSS^- , pertionitrito
- (c) HNO , azanona
- (d) SNO^- , tionitrito

Ejercicio 102. Predice la geometría molecular de las siguientes especies químicas empleando TREPEV y describe su estructura electrónica empleando la Teoría de Enlace de Valencia.

- (a) ONOO^-
- (b) OCCCCO
- (c) N_2O
- (d) ClO_4^-
- (e) NO
- (f) N_2O_4
- (g) SO_2

Analiza la presencia de enlaces de tipo $\pi(p,d)$ en las moléculas anteriores.

Ejercicio 103. Profundiza en las siguientes afirmaciones y aprovecha para investigar conceptos claves para un buen químico:

- (a) Las entalpías de hidratación de iones son exotérmicas porque dentro de la solución existen interacciones muy fuertes del tipo ion-dipolo, ausentes en fase gaseosa, que estabilizan al sistema y bajan la energía del mismo.
- (b) Se define la energía de enlace como la energía necesaria para romper un enlace químico de manera homolítica en fase gaseosa.
- (c) La energía de un enlace químico está relacionada con la eficiencia del solapamiento de los orbitales atómicos que lo forman.

Ejercicio 104. Describe las tendencias observadas en las siguientes energías de disociación y propón interpretaciones a las mismas (relacionado con el ítem (c) del ejercicio anterior):

I-C: aprox. 220 kJ/mol
 Br-C: aprox. 290 kJ/mol
 Cl-C: aprox. 350 kJ/mol
 F-C: aprox. 460 kJ/mol
 C-H: aprox. 402 kJ/mol
 N-H: aprox. 391 kJ/mol
 O-H: aprox. 463 kJ/mol
 F-H: aprox. 568 kJ/mol

Ejercicio 105. Nombra los siguientes compuestos orgánicos e indica para cada uno al menos un isómero de algún tipo:



Ejercicio 106. Determina la estructura electrónica de las siguientes moléculas empleando el marco teórico solicitado en cada caso.

- (a) Trisulfuro S_3^{2-} , empleando estructuras de Lewis y Teoría de Enlace de Valencia.
- (b) Se_4^{2+} , empleando estructuras de Lewis. Ayuda: la molécula es cíclica y cuadrada.
- (c) ClNO empleando estructuras de Lewis
- (d) P_4O_{10} empleando estructuras de Lewis y teoría de enlace de valencia. Ayuda: Busca en literatura la conectividad de esta molécula, no se espera que puedas deducirla por tu cuenta.
- (e) NO_2^+ empleando estructuras de Lewis.

Ejercicio 107. Nombra los siguientes compuestos orgánicos e indica para cada uno al menos un isómero de algún tipo:

