



**Seminarios correspondientes a la
asignatura de Química
Inorgánica de primer curso de
ingeniería química.**

Antonio F. Antiñolo García
Agustin Lara Sanchez
Elena Villaseñor Camacho

Programa**I. FUNDAMENTOS BÁSICOS**

Tema 1. Fuerzas intermoleculares. Geometría molecular. Momentos dipolares. Fuerzas de van de Waals y radios de van de Waals. El enlace de hidrógeno. El estado líquido. Estructura y propiedades del agua. Estructura de los sólidos. Tipos de sólidos.

Tema 2. Revisión de reacciones Redox. Celdas galvánicas. Potenciales estándar de electrodo. Espontaneidad de las reacciones Redox. Efecto de la concentración en la FEM de la celda. La ecuación de Nernst. Celdas de concentración. Corrosión. Diagramas de Latimer y Frost.

II. RELACIONES PERIÓDICAS

Tema 3. Relaciones periódicas entre los elementos. Desarrollo de la tabla periódica. Clasificación de los elementos. Variaciones periódicas de propiedades físicas: carga nuclear efectiva, radio atómico, radio iónico. Tendencias generales de las propiedades químicas: energías de ionización y afinidad electrónica.

III. ELEMENTOS NO METÁLICOS

Tema 4. Propiedades generales. Propiedades generales de los elementos no metálicos. Propiedades generales de los óxidos y de los haluros a lo largo del sistema periódico. Variación del carácter iónico-covalente.

Tema 5. Los gases nobles y el hidrógeno. Existencia, usos y propiedades de los gases nobles. Isótopos del hidrógeno. Hidruros binarios. Hidrogenación. Economía del hidrógeno.

Tema 6. Los halógenos. Propiedades generales, preparación y usos de los halógenos. Haluros de hidrógeno. Oxiácidos de los halógenos. Usos de los halogenuros.

Tema 7. Oxígeno y azufre. Propiedades del oxígeno diatómico. Óxidos y peróxidos. El ozono. Formas alotrópicas y métodos de obtención del azufre. Ácido sulfúrico. Sulfatos y sulfitos.

Tema 8. Nitrógeno y fósforo. Propiedades generales. Métodos de obtención y principales compuestos con aplicación industrial del nitrógeno: Hidruros, haluros, óxidos y oxiácidos. Alotropía del fósforo. Ácido fosfórico, óxidos de fósforo, fosfatos y fosfatos condensados.

Tema 9. Carbono, silicio y boro. Propiedades generales. Formas alotrópicas del carbono. Óxidos y oxiácidos del carbono y silicio. Silicatos. Boro y sus combinaciones más importantes: hidruros, haluros, óxidos oxiácidos.

IV. ELEMENTOS METÁLICOS

Tema 10. Introducción a los elementos metálicos y Metalurgia. El enlace en los metales. Conductores y semiconductores. Los metales en la naturaleza. Preparación de la mena. Producción de los metales. La metalurgia del hierro. Manufactura del acero. Purificación de metales.

Tema 11. Metales de los grupos principales. Tendencias periódicas de las propiedades metálicas. Propiedades de los metales alcalinos y metales alcalinotérreos. Métodos de obtención y compuestos industriales más importantes. Aluminio: métodos de obtención y química en disolución acuosa. Estaño y plomo: Estabilidad relativa de los estados de oxidación (II) y (IV). Aplicaciones industriales. El acumulador de plomo. Zinc y mercurio: Propiedades generales. Aplicaciones industriales. Toxicidad del mercurio.

Tema 12. Metales de transición. Propiedades de los metales de transición. Configuraciones electrónicas. Variación de las propiedades físicas generales: puntos de fusión y ebullición, radios atómicos, densidad. Variación de las propiedades químicas: potenciales de ionización, electronegatividad y potenciales estándar de reducción. Estabilidad relativa de los diferentes estados de oxidación. Propiedades generales de los haluros y óxidos.

V. COMPUESTOS DE COORDINACIÓN

Tema 13. Compuestos de coordinación. Introducción. Conceptos generales. Nomenclatura. Isomería. Teorías de enlace: teoría del campo cristalino y teoría de Orbitales moleculares. Configuraciones electrónicas: complejos de alto y bajo espín. Energía de estabilización del campo cristalino. Cálculo del momento magnético para iones con diferentes configuraciones. Efecto quelato y efecto trans. Aplicaciones industriales más importantes de los compuestos de coordinación.

VI. TEMAS ADICIONALES

Tema 14. La química inorgánica y su alcance en la industria química. Materias primas para la industria química. Los cincuenta principales productos químicos industriales. Productos de la industria química inorgánica. Influencia en el medio ambiente



18	8A	2	He	4.00260
17	7A	9	F	18.9984
16	6A	8	O	15.9994
15	5A	7	N	14.0067
14	4A	6	C	12.011
13	3A	5	B	10.811
		13	Al	26.9815
		14	Si	28.0855
		15	P	30.9738
		16	S	32.066
		34	Se	78.96
		35	Br	79.904
		53	I	126.904
		54	Xe	131.29
		86	Rn	(222)
		118		(289)
		116		(287)
		114		(272)
		112		(272)
		111		(269)
		110		(266)
		109		(265)
		108		(262)
		107		(262)
		106		(263)
		105		(262)
		104		(261)
		103		(261)
		102		(261)
		101		(261)
		100		(261)
		99		(261)
		98		(261)
		97		(261)
		96		(261)
		95		(261)
		94		(261)
		93		(261)
		92		(261)
		91		(261)
		90		(261)
		89		(261)
		88		(261)
		87		(223)
		86		(223)
		85		(223)
		84		(223)
		83		(223)
		82		(223)
		81		(223)
		80		(223)
		79		(223)
		78		(223)
		77		(223)
		76		(223)
		75		(223)
		74		(223)
		73		(223)
		72		(223)
		71		(223)
		70		(223)
		69		(223)
		68		(223)
		67		(223)
		66		(223)
		65		(223)
		64		(223)
		63		(223)
		62		(223)
		61		(223)
		60		(223)
		59		(223)
		58		(223)
		57		(223)
		56		(223)
		55		(223)
		54		(223)
		53		(223)
		52		(223)
		51		(223)
		50		(223)
		49		(223)
		48		(223)
		47		(223)
		46		(223)
		45		(223)
		44		(223)
		43		(223)
		42		(223)
		41		(223)
		40		(223)
		39		(223)
		38		(223)
		37		(223)
		36		(223)
		35		(223)
		34		(223)
		33		(223)
		32		(223)
		31		(223)
		30		(223)
		29		(223)
		28		(223)
		27		(223)
		26		(223)
		25		(223)
		24		(223)
		23		(223)
		22		(223)
		21		(223)
		20		(223)
		19		(223)
		18		(223)
		17		(223)
		16		(223)
		15		(223)
		14		(223)
		13		(223)
		12		(223)
		11		(223)
		10		(223)
		9		(223)
		8		(223)
		7		(223)
		6		(223)
		5		(223)
		4		(223)
		3		(223)
		2		(223)
		1		(223)

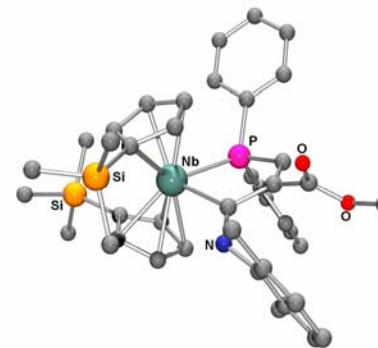
*Lanthanide series	58	Ce	140.115
†Actinide series	90	Th	232.038

Tema 1. Fuerzas intermoleculares. Geometría molecular. Momentos dipolares. Fuerzas de van de Waals y radios de van de Waals. El enlace de hidrógeno. El estado líquido. Estructura y propiedades del agua. Estructura de los sólidos. Tipos de sólidos.

1. ¿Cómo se define la geometría de una molécula? ¿Por qué es importante el estudio de la geometría molecular?
2. Trace el esquema de una molécula triatómica lineal, una molécula plana triangular que tenga cuatro átomos, una molécula tetraédrica, una molécula bipiramidal trigonal y una molécula octaédrica. Dé los ángulos de enlace en cada caso.
3. ¿Cuántos átomos están unidos directamente al átomo central en una molécula tetraédrica, en una con forma de bipirámide trigonal y en una octaédrica?
4. Explique el porqué de la disminución de la repulsión en el siguiente orden: par libre-par libre > par libre-par enlazante > par enlazante-par enlazante.
5. En la estructura de bipirámide triangular, ¿por qué un par libre ocupa una posición ecuatorial en lugar de una axial?
6. Una posible geometría alternativa para el metano es la plana cuadrada, con los cuatro átomos de H en los vértices del cuadrado y el átomo de carbono en el centro. Dibuje esta geometría y compare su estabilidad con la tetraédrica para el CH₄
7. Prediga las geometrías de las siguientes especies utilizando el método de TREC: a) PCl₃, b) CHCl₃, c) SiH₄, d) TeCl₄
8. ¿Cuáles son las geometrías de las siguientes especies? a) AlCl₃, b) ZnCl₂, c) ZnCl₄²⁻, d) PF₃.
9. Prediga la geometría de las siguientes moléculas utilizando el método de TREC: a) HgBr₂. b) N₂O (la de los átomos es NNO). c) SNC⁻ (la disposición de los átomos es SCN).

10. ¿Cuáles son las geometrías de los siguientes iones? a) NH_4^+ b) NH_2^-
. c) CO_3^{2-} . d) ICl_2^- . e) ICl_4^- . f) AlH_4^-
11. ¿Cuales de las siguientes moléculas es tetraédrica? SeF_4 , XeF_4 , CH_4 , CdCl_4^{2-} .
12. Describa la geometría alrededor de cada uno de los átomos centrales en la molécula de CH_3COOH
13. Defina el momento dipolar ¿Cuáles son los símbolos de momento dipolo?
14. ¿Cuál es la relación entre momento dipolar y enlace. ¿Cómo es posible que una molécula tenga momento de enlace y no tenga momento dipolar?
15. Explique por qué un átomo no puede tener momento dipolar.
16. Los enlaces de la molécula de hidruro de berilio(BeH_2) son polares; sin embargo, el momento dipolar de la molécula es cero. Explique.
17. ¿La molécula de OCS tiene mayor o menor momento dipolar que el CS_2 ?
18. Ordene las siguientes moléculas en orden momento dipolar: H_2O , H_2S , H_2Te , H_2Se .
19. Elabore una lista con las siguientes moléculas en orden creciente de momento dipolar: H_2O , CBr_4 , H_2S , HF , NH_3 , CO_2 .
20. Los momentos dipolares de los haluros de hidrógeno disminuyen del HF al HI explique esta tendencia.
21. Dibuje un esquema de los momentos de enlace y los momentos dipolares de las siguientes moléculas: H_2O , PCl_3 , XeF_4 , PCl_3 , SF_6

- es púrpura. Muestre que la diferencia en color se puede explicar cualitativamente con base en el alto o bajo espín de los complejos
23. Los iones Mn^{+2} hidratados son prácticamente incoloros a pesar de que poseen cinco electrones 3d. Explique. (Observación: no ocurren con facilidad transiciones electrónicas que impliquen un cambio en el número de electrones desapareados.)



10. Describa brevemente la teoría del campo cristalino.
11. Defina los siguientes términos: desdoblamiento del campo cristalino, complejo de alto espín, complejo de bajo espín, serie espectroquímica.
12. ¿Cuál es el origen del color en un compuesto?
13. ¿Qué factores determinan si un complejo dado será diamagnético o paramagnético?
14. Explique por qué el desdoblamiento del campo cristalino es siempre mayor para un complejo octaédrico que para uno tetraédrico con el mismo tipo de ligandos.
15. Defina los siguientes términos: a) complejo lábil, b) complejo inerte.
16. Explique por qué una especie termodinámicamente inestable puede ser inerte.
17. A veces se usa el ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, para limpiar manchas de herrumbre de lavabos y tinas de baño. Explique la química implicada en esta acción limpiadora.
18. Una disolución concentrada de cloruro de cobre(II) es de color verde brillante. Al diluirla con agua, la disolución se vuelve azul claro. Explique.
19. El análisis químico muestra que la hemoglobina contiene 0.34% de Fe en masa. ¿Cuál es la mínima masa molar posible de la hemoglobina? La masa real de la hemoglobina es 65 000 g. ¿Cómo se puede explicar la discrepancia entre su valor mínimo y el valor real?
20. Analice el papel de los agentes quelatos en medicina, dando ejemplos asequibles.
21. ¿Cuáles son las diferencias entre los isómeros geométricos y los isómeros ópticos?
22. La oxihemoglobina es rojo brillante mientras que la deoxihemoglobina

Tema 2. Revisión de reacciones Redox. Celdas galvánicas. Potenciales estándar de electrodo. Espontaneidad de las reacciones Redox. Efecto de la concentración en la FEM de la celda. La ecuación de Nernst. Celdas de concentración. Corrosión. Diagramas de Latimer y Frost.

1. Considere una celda galvánica que conste de un electrodo de magnesio en contacto con 1.0 M $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ y un electrodo de cadmio en contacto con 1.0M. $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ Calcule E° para la celda y dibuje un diagrama representando el cátodo, ánodo y la dirección de flujo de electrones.
2. Calcule el fem estándar de una celda que utiliza las reacciones de media celda Ag/Ag^+ y Al/Al^{3+} Escriba las reacciones que ocurrirán en la celda en condiciones de estado-estándar.
3. Prediga si el Fe^{3+} puede oxidar al I^- a I_2 en condiciones de estado estándar.
4. Prediga si las siguientes reacciones ocurrirán espontáneamente en disolución acuosa a 25°C . Suponga que todas las concentraciones iniciales de las especies disueltas son 1.0M.

$$\text{Ca(s)} + \text{Cd}^{2+}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cd(s)}$$

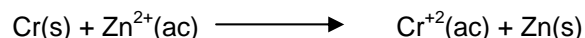
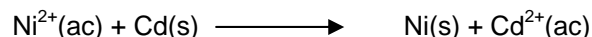
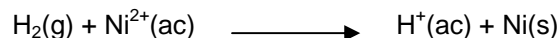
$$2\text{Br}^-(\text{ac}) + \text{Sn}^{2+}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Br}_2(\text{l}) + \text{Sn(s)}$$

$$2\text{Ag(s)} + \text{Ni}^{2+}(\text{ac}) \longrightarrow 2\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{Ni(s)}$$

$$\text{Cu}^+(\text{ac}) + \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + \text{Fe}^{2+}(\text{ac})$$
5. ¿Cuáles de los siguientes reactivos pueden oxidar al H_2O a $\text{O}_2(\text{g})$ en condiciones de estado estándar? $\text{H}^+(\text{ac})$, $\text{Cl}^-(\text{ac})$, $\text{Cl}_2(\text{g})$, $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$, $\text{Pb}^{2+}(\text{ac})$, $\text{MnO}_4^-(\text{ac})$ (en medio ácido).
6. Prediga si ocurrirá una reacción espontánea o no: a) cuando un trozo de alambre de plata se introduce en una disolución de ZnSO_4 ; b) cuando se añade yodo a la disolución de NaBr ; c) cuando un trozo de zinc metálico se introduce en una disolución de NiSO_4 ; d) cuando cloro

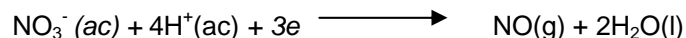
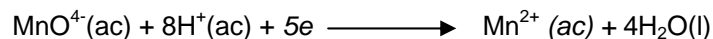
gaseoso se burbujea a través de una disolución de KI. Suponga que todas las especies se encuentran en su estado estándar.

7. Para cada una de las siguientes reacciones redox i) escriba las reacciones de semicelda; ii) escriba una ecuación balanceada para la reacción global; iii) determine en que dirección procederá la reacción espontáneamente en condiciones de estado estándar.



8. Considere la reacción de media celda que contiene a las siguientes especies oxidadas y reducidas de algunos elementos: $\text{Sn}^{2+}(\text{ac})$ y $\text{Sn}(\text{s})$; $\text{Cl}_2(\text{gas})$ y $\text{Cl}^-(\text{ac})$; $\text{Ca}^{2+}(\text{ac})$ y $\text{Ca}(\text{s})$; $\text{Fe}^{2+}(\text{ac})$ y $\text{Fe}(\text{s})$; $\text{Ag}^+(\text{ac})$ y $\text{Ag}(\text{s})$. a) De las especies mencionadas, ¿cual es el agente oxidante más fuerte en condiciones de estado estándar? b) ¿Cual es el agente reductor mas fuerte en condiciones de estado estándar? c) ¿Cual es el potencial estándar de celda y la reacción espontánea global para la celda galvánica constituida por las semirreacciones $\text{Ag}(\text{s})$, $\text{Ag}^+(\text{ac})$ y $\text{Fe}(\text{s})$, $\text{Fe}^{2+}(\text{ac})$? d) Dibuje un diagrama de cómo construiría esta celda para poder medir su potencial e indique la dirección del flujo de electrones.

9. Considere las siguientes semirreacciones:



Prediga si los iones NO_3^- oxidarán el Mn^{2+} a MnO_4^- en condiciones de estado estándar.

10. De cada par de especies, ¿cual es el mejor agente oxidante en condiciones de estado estándar? a) Br_2 o Au^{3+} , b) H_2O o Ag^+ , c) Cd^{2+} o

Tema 13. Compuestos de coordinación. Introducción. Conceptos generales. Nomenclatura. Isomería. Teorías de enlace: teoría del campo cristalino y teoría de Orbitales moleculares. Configuraciones electrónicas: complejos de alto y bajo espín. Energía de estabilización del campo cristalino. Cálculo del momento magnético para iones con diferentes configuraciones. Efecto quelato y efecto *trans*. Aplicaciones industriales más importantes de los compuestos de coordinación.

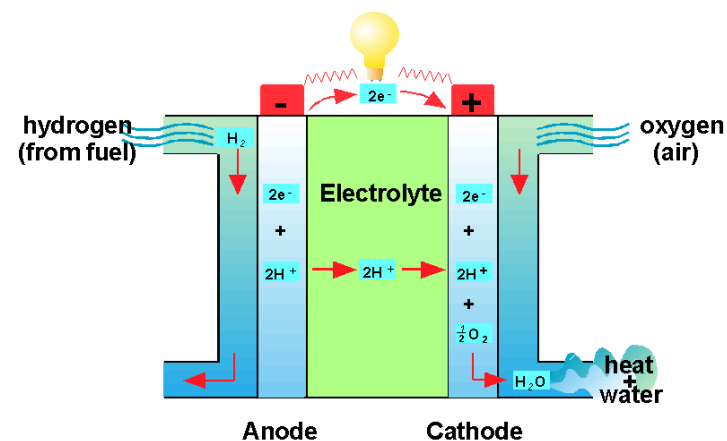
- Defina los siguientes términos: compuesto de coordinación, ligando, átomo donador, número de coordinación, quelato.
- Describa la interacción entre un átomo donador y un átomo metálico en términos de una reacción ácido-base de Lewis.
- Defina los siguientes términos: estereoisomería, estereoisómeros, isómeros geométricos, isómeros ópticos, luz polarizada en un plano.
- Especifique cuál de las siguientes estructuras puede presentar isomería geométrica: a) lineal, b) cuadrada, c) tetraédrica, d) octaédrica.
- ¿Qué determina si una molécula es quiral?
- Explique los siguientes términos: a) enantiómeros, b) mezclas racémicas.
- ¿Cuántos isómeros geométricos hay en las siguientes especies? a) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]^-$; b) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$.
- Escriba las fórmulas de cada uno de los siguientes iones y compuestos:
 - tetrahidroxozincato(II),
 - cloruro de cloropentaacuocromo(III),
 - tetrabromocuprato(II),
 - etilendiaminatetraacetato ferrato(II),
 - bis(etilendiamina)diclorocromo(III),
 - pentacarbonilohierro(0),
 - tetracianocuprato(II)
- El ion complejo $[\text{Ni}(\text{CN})_2\text{Br}_2]$: tiene geometría cuadrada. Dibuje las estructuras de los isómeros geométricos de este complejo.

Tema 12. Metales de transición. Propiedades de los metales de transición. Configuraciones electrónicas. Variación de las propiedades físicas generales: puntos de fusión y ebullición, radios atómicos, densidad. Variación de las propiedades químicas: potenciales de ionización, electronegatividad y potenciales estándar de reducción. Estabilidad relativa de los diferentes estados de oxidación. Propiedades generales de los haluros y óxidos.

1. ¿Qué distingue a un metal de transición de un metal representativo?
2. ¿Por qué el zinc no se considera un metal de transición?
3. Sin consultar el texto, escriba las configuraciones electrónicas del estado fundamental de los metales de la primera serie de transición. Explique cualquier irregularidad.
4. Escriba la configuración electrónica de los siguientes iones: V^{+5} , Cr^{+3} , Mn^{+2} , Sc^{+3} , Ti^{+4} .
5. ¿Por qué los metales de transición tienen más estados de oxidación que otros elementos?
6. Dé los máximos estados de oxidación del escandio al cobre.
7. A medida que se avanza en la primera serie de los metales de transición de izquierda a derecha, el estado +2 se vuelve más estable en comparación con el estado +3. ¿Por qué es esto así?
8. ¿Por qué el cromo parece menos reactivo que lo que indica su potencial estándar de reducción?
9. ¿Cuál es un agente reductor más fuerte, Mn^{+2} o Cr^{+2} ? Explíquelo.
10. ¿Cuáles son los estados de oxidación de Fe y Ti en la ilmenita, $FeTiO_3$? (Sugerencia: busque las energías de ionización de Fe y Ti ; la cuarta energía de ionización del Ti es 4180 KJ/mol.)
11. Los compuestos que contienen el ion Sc^{+3} son incoloros, mientras que los que contienen los iones Ti^{+3} son coloreados. Explíquelo.

Cr^{3+} , d) O_2 en medio ácido u O_2 en medio básico.

11. De cada par de especies, ¿cual es el mejor agente reductor en condiciones de estado estándar? a) Na o Li, b) H_2 o I_2 , c) Fe^{2+} o Ag d) Br^- o Co^{2+} .
12. Escriba las ecuaciones que relacionan ΔG^0 y K con la fem de una celda. Defina todos los términos.



Tema 3. Relaciones periódicas entre los elementos. Desarrollo de la tabla periódica. Clasificación de los elementos. Variaciones periódicas de propiedades físicas: carga nuclear efectiva, radio atómico, radio iónico. Tendencias generales de las propiedades químicas: energías de ionización y afinidad electrónica.

1. ¿Cuál es la relación más importante entre los elementos de un mismo grupo en la tabla periódica?
2. Proporcione dos ejemplos de un: metal, metaloide y no metal.
3. ¿Cuáles de los siguientes elementos son metales, no metales y metaloides? As, Xe, Fe, Li, B, Cl, Ba, P, I, Si.
4. Compare las propiedades físicas y químicas de los metales y de los no metales.
5. Dibuje un esquema general de la tabla periódica (no se requieren detalles). Indique dónde se encuentran localizadas las regiones de los metales, no metales y metaloides.
6. Indique si los siguientes elementos se encuentran como especies atómicas, moleculares o formando grandes estructuras tridimensionales en su estado más estable a 25°C y 1 atm, y escriba la fórmula molecular o empírica de los elementos: fósforo, yodo, magnesio, neón, argón, azufre, boro, selenio y oxígeno.
7. En la tabla periódica el elemento hidrógeno algunas veces se agrupa con los metales alcalinos y otras veces con los halógenos. Explique por qué el hidrógeno se puede parecer a los elementos del grupo I y a los del grupo 17.
8. Sin auxiliarse de la tabla periódica, escriba la configuración electrónica de los elementos cuyos números atómicos son los siguientes: a) 9, b) 20, c) 26, d) 33. Clasifique los elementos.
9. Especifique en qué grupo de la tabla periódica se encuentra cada uno de los siguientes elementos: a) $[\text{Ne}]3s^1$, b) $[\text{Ne}]3s^23p^3$, c) $[\text{Ne}]3s^23p^6$, d) $[\text{Ar}]4s^23d^8$.

38. Explique por qué los compuestos de Pb(II) son generalmente iónicos y los de Pb(IV) son covalentes.
39. Las pinturas al óleo que contienen compuestos de Pb(II) como constituyentes se oscurecen con el paso de los años. Sugiera una razón química para este cambio.
40. A pesar de que se conocen los riesgos del plomo, en muchos lugares se usan todavía tuberías de plomo. En esos lugares es mejor beber agua que contenga iones carbonato, que agua que no los contenga. ¿Por qué?

Zinc, cadmio y mercurio

41. ¿Cómo se obtienen comercialmente el zinc, el cadmio y el mercurio?
42. A pesar de que el zinc no es una sustancia tóxica, el agua que corre por tuberías galvanizadas suele arrastrar cantidades importantes de un ion metálico tóxico. Sugiera cuál podría ser este ion metálico.
43. La ingestión de una cantidad muy pequeña de mercurio no se considera muy dañina. ¿Sería válido este enunciado si el jugo gástrico de su estómago fuera principalmente ácido nítrico en vez de clorhídrico?
44. Otras cuestiones
45. Describa, con ejemplos, las relaciones diagonales entre litio y magnesio, y entre berilio y aluminio.
46. Explique el significado del anfoterismo. Use compuestos de aluminio y de berilio como ejemplos.
47. Explique cada uno de los siguientes enunciados: a) una solución acuosa de AlCl_3 es ácida; b) el $\text{Al}(\text{OH})_3$ es soluble en solución de NaOH pero no en disolución de NH_3 ; c) el punto de fusión del Sn es menor que el del carbono; d) Pb^{+2} es un agente reductor más débil que el Sn^{+2}

básica: a) con el NaNO_3 , para dar amoníaco; b) agua para dar hidrógeno; c) Na_2SnO_3 para dar estaño metálico.

30. Escriba la ecuación balanceada de la descomposición térmica del nitrato de aluminio, en la que se forman óxido de aluminio, dióxido de nitrógeno y oxígeno gaseoso.
31. Describa algunas de las propiedades importantes del aluminio que lo hacen el más versátil de los metales conocidos.

Estaño y plomo

32. ¿Cómo se preparan en forma comercial el estaño y el plomo?
33. Escriba brevemente el cambio que se observa en las propiedades químicas al descender en el grupo 14 del carbono al plomo.
34. Use los compuestos del estaño y plomo para mostrar el significado del efecto del par inerte.
35. Defina las siguientes aleaciones: soldadura, bronce y peltre.
36. El cloruro de estaño(II) es un agente reductor. Escriba las ecuaciones iónicas balanceadas para la reacción entre Sn^{+2} y a) disolución ácida de permanganato, b) disolución ácida de dicromato, c) iones Fe^{+3} , d) iones Hg^{+2} , e) iones Hg_2^{+2} .
37. A temperatura cercana a la ambiente, el estaño existe en dos formas alotrópicas denominadas estaño blanco y estaño gris. El estaño blanco tiene una estructura de diamante, es estable a temperatura inferior a la mencionada, a) Prediga cuál de las dos formas alotrópicas tiene mayor densidad, b) Prediga cuál de las dos formas alotrópicas es mejor conductor de la electricidad, c) Las entropías normales (estándar) del estaño gris y del estaño blanco a 13°C son $44.4 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$ y $53.6 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$, respectivamente. Calcule el cambio de entalpía para la reacción $\text{Sn}(\text{gris}) \rightarrow \text{Sn}(\text{blanco})$ a esta temperatura.

10. Un ion M^{+2} derivado de un metal de la primera serie de transición tiene cuatro y sólo cuatro electrones en el subnivel $3d$. ¿Que elemento podría ser M?
11. ¿Qué significado tiene decir que dos iones o un átomo y un ion son isoelectrónicos?
12. De tres ejemplos de iones de metales de transición de la primera serie (del Sc al Cu) cuyas configuraciones electrónicas sean similares a las del argón.
13. ¿Cómo varía el radio atómico al desplazarse: a) de izquierda a derecha en un periodo y b) de arriba hacia abajo en un grupo?
14. Con base en la posición en la tabla periódica, elija el átomo que tenga mayor radio atómico de los siguientes pares: a) Na, Cs; b) Be, Ba; c) N, Sb; d) F, Br; e) Ne, Xe.
15. ¿Por qué el átomo de helio tiene un radio atómico menor que el del átomo de hidrógeno?
16. ¿Por qué el radio del litio es considerablemente mayor que el radio del átomo de hidrógeno?
17. Escriba los siguientes átomos en orden decreciente de radio atómico: Na, Al, P, Cl y Mg.
18. ¿Cuál es el átomo más pequeño del grupo 7?
19. En cada uno de los siguientes pares indique cual especie es menor: a) Cl o Cl^- ; b) Na o Na^+ ; c) O^{-2} o S^{-2} ; d) Mg^{+2} o Al^{+3} ; e) Au^+ o Au^{+3} .
20. Ordene los siguientes iones en forma creciente de radio iónico: N^{-3} , Na^+ , F^- , Mg^{2+} , O^{-2}
21. Explique cuál de los siguientes iones es mayor y por qué: Cu^+ o Cu^{+2} .
22. Disponga los siguientes aniones en orden creciente de tamaño: O^{-2} ; Te^{-2} ; Se^{-2} ; S^{-2} . Explique su secuencia.
23. El ion H^- y el He tienen dos electrones $1s$ cada uno. ¿Cuál de las dos

- especies es mayor?
24. Dé los estados físicos (gaseoso, líquido o sólido) de los elementos representativos del cuarto periodo a 1 atm de presión y 25°C: K, Ca, Ga, Ge, As, Se, Br.
 25. Los puntos de ebullición del neón y del Kriptón son -245.9°C y -152.9°C, respectivamente. Utilizando estos datos, estime el punto de ebullición del argón.
 26. ¿Por qué la segunda energía de ionización es siempre mayor que la primera, sin importar qué elemento se esté considerando?
 27. La energía de ionización generalmente aumenta de izquierda a derecha en un periodo dado, sin embargo, el aluminio tiene menor energía de ionización que el magnesio. ¿Por qué?
 28. La primera y la segunda energías de ionización del K son 419 kJ/mol y 3052 kJ/mol, y las del calcio son 590 kJ/mol y 1145 kJ/mol, respectivamente. Compare los valores y comente las diferencias.
 29. Agrupe de las siguientes especies en pares isoelectrónicos: O⁺, Ar, S²⁻, Ne, Zn, Cs⁺, N³⁻, As³⁻, N, Xe.
 30. La energía de ionización es siempre una cantidad positiva, mientras que la afinidad electrónica puede ser positiva o negativa Explique.
 31. Ordene los elementos de cada uno de los siguientes grupos en orden creciente de las afinidades electrónicas más exotérmicas: a) Li, Na, K; b) F, Cl, Br, I.
 32. Explique por qué los metales alcalinos tienen una mayor afinidad por los electrones que los metales alcalinotérreos.

18. Escriba las fórmulas de: a) cal viva; b) cal apagada y c) calhida.
19. ¿Cómo prepararía los siguientes compuestos: a) BaO, b) Ba(OH)₂, c) BaCO₃, d) BaSO₄.
20. Los iones bario son tóxicos. ¿Cuál de las siguientes sales es más nociva si se ingiere: BaCl₂ o BaSO₄? Explique su respuesta.

Aluminio

21. Describa el proceso de Hall para la preparación del aluminio.
22. ¿Cuánto tiempo (en horas) tomará depositar 664 g de Al en el proceso Hall con una corriente de 32.6 A?
23. Antes de que Hall inventara su proceso electrolítico, el aluminio se obtenía por reducción de su cloruro con un metal activo. ¿Qué metales usaría usted para la producción de aluminio en esta forma?
24. La reacción global para la producción de aluminio en el proceso Hall se puede representar como

$$\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{C}(\text{s}) \longrightarrow 2\text{Al}(\text{l}) + 3\text{CO}(\text{g})$$
25. A 1000°C, el cambio de energía libre para este proceso es 594 kJ. a) Calcule el voltaje mínimo que se requiere para producir 1 mol de aluminio a esta temperatura, b) Si el valor real del voltaje aplicado es exactamente igual a tres veces el valor ideal, calcule la energía que se requiere para producir 1 kg del metal.
26. El aluminio no se corroe como el hierro. ¿Por qué?
27. El aluminio forma los iones complejos AlCl_4^- y AlF_6^{3-} .
28. Describa las formas de estos iones. ¿Por qué no se forma el AlCl_6^{3-} (Sugerencia: considere los tamaños relativos de los iones Al^{3+} , F^- y Cl^- .)
29. El aluminio metálico es un agente reductor fuerte en disolución básica, ya que se oxida a AlO_2^- . Escriba las ecuaciones balanceadas correspondientes a las siguientes reacciones del aluminio, en disolución

9. ¿En qué se diferencia el berilio del resto de los metales alcalinotérreos?
10. Escriba ecuaciones balanceadas para las reacciones entre el berilio metálico y a) un ácido, b) una base.
11. A partir de los datos termodinámicos, calcule los valores de ΔH^0 para las siguientes descomposiciones:



¿Cuál de los dos compuestos se descompone con más facilidad por el calor?

12. Describa la preparación del óxido de magnesio a partir de magnesio y ácido nítrico concentrado. [Sugerencia: convierta primero el Mg a MgNO_3 . A continuación puede obtener el MgO por calentamiento de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$]
13. Describa la forma de preparación del cloruro de magnesio.
14. La segunda energía de ionización del magnesio tiene sólo el valor de aproximadamente dos veces la primera, pero la tercera es 10 veces esta última. ¿Por qué consume tal cantidad de energía quitar el tercer electrón?
15. El helio contiene el mismo número de electrones en su capa externa que los metales alcalinotérreos. Explique por qué el helio es inerte y los metales del grupo 2 no lo son.
16. Haga una lista de los sulfatos de los metales del grupo 2 y acomódelos en orden creciente de solubilidad en agua. Explique la tendencia encontrada. (Recomendación: consulte un manual de Química).
17. Cuando el calcio se expone al aire, se convierte primero en óxido, luego en hidróxido y por último en carbonato de calcio. Escriba una ecuación balanceada correspondiente a cada etapa.

Tema 4. Propiedades generales. Propiedades generales de los elementos no metálicos. Propiedades generales de los óxidos y de los haluros a lo largo del sistema periódico. Variación del carácter iónico-covalente.

- Escribir las reacciones de los siguientes elementos con un exceso de oxígeno: a) Sr; b) Fe; c) Mn; d) Cu; e) C; f) As_4 ; g) Ge.
- ¿Cuál de las siguientes sustancias puede considerarse como óxido básico? a) SO_2 ; b) Li_2O ; c) SeO_3 ; d) CaO ; e) N_2O_3 .
- Escribir las reacciones de las siguientes sustancias con agua y nombrar los productos:
 - Dióxido de azufre con agua
 - Trióxido de azufre con agua
 - Trióxido de selenio con agua
 - Pentóxido de di nitrógeno con agua
 - Heptóxido de di cloro con agua
 - Oxido de sodio con agua
 - Oxido de calcio con agua
 - Oxido de litio con agua
 - Oxido de magnesio con agua
- Identificar los anhídridos ácidos de los siguientes ácidos ternarios: a) H_2SO_4 ; b) H_2CO_3 ; c) H_2SO_3 ; d) H_3AsO_4 ; e) HNO_2
- Identificar los óxidos básicos de los siguientes hidróxidos metálicos: a) NaOH ; b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; c) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; d) $\text{Al}(\text{OH})_3$
- El flúor tiene capacidad para estabilizar el estado de oxidación máximo de un elemento. Así se conoce AgF_2 , el único halogenuro de plata (II). Como se puede justificar que no sea estable AgCl_2 ?
- Clasifica los halogenuros KCl , AlCl_3 , SiCl_4 , PF_3 de acuerdo con su estructura y según el tipo de enlace. ¿Hay alguna relación entre ambas propiedades?

8. Cita dos métodos generales de síntesis de halogenuros e ilústralos en cada caso con dos reacciones, una con un elemento metálico y otra con un elemento no metálico o semimetálico. b) Comentar algunas de las propiedades más destacadas de los halogenuros obtenidos en cada caso, estado de agregación, reactividad, solubilidad, etc.
9. Comenta las estructuras de los haluros de boro y del diborano. Justifica por qué se producen las diferencias estructurales entre esos dos compuestos.
10. El AlF_3 tiene una estructura tridimensional, el AlCl_3 tiene estructura en capas mientras que AlBr_3 y AlI_3 tienen estructuras moleculares formadas por dímeros $(\text{AlX}_3)_2$. ¿Es normal este cambio estructural? ¿Cómo puede justificarse?
11. Los valores de puntos de fusión ($^\circ\text{C}$) para diversos halogenuros del grupo 13 se resumen en la siguiente tabla.

X	BX_3	AlX_3	GaX_3	InX_3	TlX_3
F	-130	1290a	950a	1170	550b
Cl	-107	193a	78	586	65d
Br	-46	98	122	436	
I	43	180	212	210	

¿Cómo se pueden justificar las variaciones que se observan en los puntos de fusión? Tener presente las diferencias estructurales de los diversos halogenuros.

12. Clasifica las especies BF_3 , SiF_6^{2-} , BF_4^- , BCl_3 de acuerdo con su carácter ácido de Lewis. Justifica la respuesta
13. a) Describe el enlace en el di-, tetra- y hexafluoruro de xénon e indica sus geometrías. (b) ¿Cuáles son los productos resultantes cuando se ponen en contacto con el agua? (c) ¿Cómo prepararías una disolución de perxenato?

Tema 11. Metales de los grupos principales. Tendencias periódicas de las propiedades metálicas. Propiedades de los metales alcalinos y metales alcalinotérreos. Métodos de obtención y compuestos industriales más importantes. Aluminio: métodos de obtención y química en disolución acuosa. Estaño y plomo: Estabilidad relativa de los estados de oxidación (II) y (IV). Aplicaciones industriales. El acumulador de plomo. Zinc y mercurio: Propiedades generales. Aplicaciones industriales. Toxicidad del mercurio.

Metales alcalinos

- ¿Cómo se preparan comercialmente el litio y el sodio?
- ¿Por qué el potasio no se prepara generalmente por electrólisis de alguna de sus sales?
- Describe los usos de los siguientes compuestos: LiH , LiAlH_4 , Li_2CO_3 , NaCl , Na_2CO_3 , NaOH , KOH , KO_2 .
- ¿En qué condiciones forman el sodio y el potasio los iones Na^+ y K^+ ?
- ¿En qué se distingue el litio de los otros metales alcalinos?
- Complete y balancee las siguientes ecuaciones:
 - $\text{K(s)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
 - $\text{Li(s)} + \text{N}_2(\text{s})$
 - $\text{CsH(s)} + \text{H}_2\text{O(l)}$
 - $\text{Li(s)} + \text{O}_2(\text{g})$
 - $\text{Na(s)} + \text{O}_2(\text{g})$
 - $\text{K(s)} + \text{O}_2(\text{g})$
 - $\text{Rb(s)} + \text{O}_2(\text{g})$
- Escriba una ecuación balanceada para cada una de las siguientes reacciones: a) el potasio reacciona con agua; b) una disolución acuosa de NaOH reacciona con CO_2 ; c) el Na_2CO_3 , sólido reacciona con una disolución de HCl ; d) el NaHCO_3 sólido reacciona con una disolución de HCl ; e) se calienta el NaHCO_3 ; f) el Na_2CO_3 , sólido se calienta.

Metales alcalinotérreos

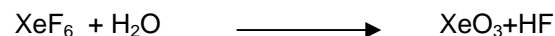
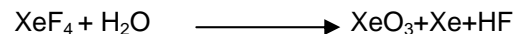
- ¿Cómo se obtienen en forma comercial el berilio, el magnesio, el calcio, el estroncio y el bario?

20. Nombrar algunos minerales comunes que contengan hierro. Escribir la fórmula química del compuesto de hierro de cada uno. ¿Cuál es el estado de oxidación del hierro en cada sustancia?
21. ¿Qué es el acero? ¿Cómo es la dureza del hierro comparación con la del acero?
22. Describir e ilustrar el refinado electrolítico del Cu.
23. Nombrar el producto gaseoso indeseable formado durante la tostación del sulfuro de cobre y otras menas sulfuro. ¿Por qué es indeseable?

14. Escriba ecuaciones iónicas netas ajustadas para la reacción de cada una de las sustancias siguientes con agua: a) PBr_5 ; b) IF_5 ; c) SiBr_4 ; d) CaF_2 ; e) ClO_2 ; f) $\text{HI}(\text{g})$.
15. Predecir las estructuras geométricas de las siguientes especies: a) I_3^- ; b) ICl_4^- ; c) ClO_3^- ; d) H_5IO_6 ; e) XeF_4 .

Tema 5. Los gases nobles y el hidrógeno. Existencia, usos y propiedades de los gases nobles. Isótopos del hidrógeno. Hidruros binarios. Hidrogenación. Economía del hidrógeno.

1. Balancee las siguientes ecuaciones:



2. Dé los números de oxidación del Xe en los siguientes compuestos:



3. Describa dos preparaciones de laboratorio y dos industriales del hidrógeno. De un ejemplo del hidrógeno como: a) agente oxidante y b) agente reductor.

4. Compare las propiedades físicas y químicas de los hidruros de cada uno de los siguientes elementos: Na, Ca, C, N, O, Cl.

5. Prediga el resultado de las siguientes reacciones:



6. Considere el ion borohidruro BH_4^- . a) ¿Este ion es isoelectrónico del CH_4 ? b) Describa el enlace en el BH_4^- en términos de hibridación.

7. Explique por que el hidrógeno no tiene posición única en la tabla periódica.

8. Describa dos preparaciones de laboratorio y dos industriales del hidrógeno.

9. El hidrógeno presenta tres tipos de enlace en sus compuestos. Describa cada tipo con un ejemplo.

10. Los elementos números 17 y 20 forman compuestos con el hidrógeno. Busque las fórmulas de estos dos compuestos y compare su comportamiento químico en el agua-

11. Escriba el nombre de: a) un hidruro iónico y b) un hidruro covalente. En

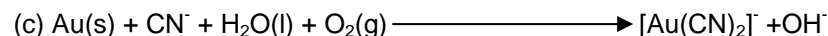
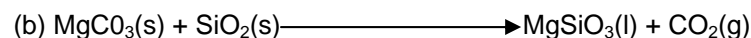
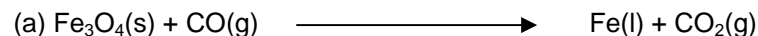
obtener los metales libres?: KCl ; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; Fe_2O_3 ; Al_2O_3 ; AgS ; MgSO_4 .

¿Por qué?

11. ¿En qué electrodo se produce el metal libre en la electrólisis de un compuesto metálico? ¿Por qué?

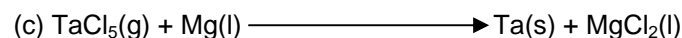
12. Escribir la ecuación que describe la electrólisis de una disolución de salmuera para formar NaOH , Cl_2 y H_2 . ¿Qué masa de cada sustancia se producirá en una célula electrolítica por cada mol de electrones que pasa? Suponer 100 % de eficacia.

13. Las siguientes ecuaciones representan reacciones usadas en algunos procesos metalúrgicos importantes.



Ajustar las ecuaciones. ¿Cuál(es) representa(n) la reducción a un metal libre?

14. Repetir el Ejercicio 13 para



15. Sugerir un método para obtener manganeso a partir de una mena que contiene óxido de manganeso(III), Mn_2O_3 . ¿Sobre qué base se hace la sugerencia?

16. ¿Cuál es el objeto de utilizar el horno de oxígeno básico después del horno alto en la producción del hierro?

17. Describir la metalurgia de (a) el cobre y (b) el magnesio.

18. Describir la metalurgia de (a) el hierro y (b) el oro.

19. Describir brevemente el proceso Hall-Heroult para la preparación comercial del aluminio.

Tema 10. Introducción a los elementos metálicos y Metalurgia. El enlace en los metales. Conductores y semiconductores. Los metales en la naturaleza. Preparación de la mena. Producción de los metales. La metalurgia del hierro. Manufactura del acero. Purificación de metales.

1. Indicar las propiedades químicas y físicas que habitualmente asociamos con los metales y como las relacionaría con el enlace en los metales.
2. A que elementos llamamos conductores, semiconductores y aislantes. ¿Qué tipo de conductores conoce?
3. ¿Qué clases de metales son más aptos para existir en estado no combinado (nativo) en la naturaleza?
4. Indicar los seis aniones (y sus fórmulas) que están combinados más a menudo con los metales en las menas. Dar al menos un ejemplo de una mena de cada clase. ¿Qué anión se encuentra más comúnmente?
5. Definir el término «metalurgia». ¿Qué incluye el estudio de la metalurgia? ¿En qué se diferencia una mena de un mineral? Nombrar los tres procesos generales necesarios para producir metales puros a partir de las menas. Describir el objeto de cada uno.
6. Describir brevemente un método por el que puede separarse la ganga del mineral deseado durante la concentración de una mena.
7. Dar las etapas generales implicadas en la extracción de un metal a partir de su mena y la conversión del metal en una forma útil. Describir brevemente la importancia de cada una.
8. Describir el método de flotación para el pretratamiento de la mena. ¿Están implicados cambios químicos?
9. ¿Qué clases de menas se tuestan? ¿Qué clases de compuestos se convierten en óxidos por tostación? ¿Qué clases se convierten directamente en metales libres?
10. De los siguientes compuestos, ¿cuáles requieren electrólisis para

cada caso, describa la preparación y de la estructura del compuesto.

12. ¿Que son los hidruros intersticiales?
13. Sugiera un método físico diferente del de difusión que le permitiría separar los gases hidrógeno y neón.

Tema 6. Los halógenos. Propiedades generales, preparación y usos de los halógenos. Haluros de hidrógeno. Oxiácidos de los halógenos. Usos de los halogenuros.

- 1.- ¿Por qué el flúor es tan reactivo respecto de otros no metales?
- 2.- Considera la reacción de formación del heptafluoruro de yodo. Indica por qué la entropía no puede ser el motor de dicha reacción
- 3.- Explica por qué el F_2 no puede ser obtenido electroquímicamente de una disolución acuosa de fluoruro sódico en lo que sería un proceso similar al usado para obtener Cl_2 a partir de cloruro sódico.
- 4.- En el diagrama de Frost, las líneas Cl_2/Cl^- son idénticas en medio ácido y básico. Explícalo.
- 5.- Sugiere una razón que explique por qué el ácido fluorhídrico es un ácido débil, mientras que los demás ácidos binarios de los halógenos son fuertes.
- 6.- Explica por qué, conforme se aumenta la concentración, el ácido fluorhídrico se ioniza en menor grado al principio para hacerlo en mayor extensión a concentraciones muy elevadas.
- 7.- ¿Por qué podríamos esperar que el anión difluoruro de hidrógeno HF_2^- forme un compuesto sólido con el catión K^+ ?
- 8.- ¿Cuál es el estado de oxidación formal del oxígeno en el ácido hipofluoroso HOF?
- 9.- El CCl_4 tiene un punto de fusión de $-23^\circ C$, el CBr_4 , $+92^\circ C$ y el Cl_4 , $171^\circ C$. Explica esta tendencia. Estima el punto de fusión del CF_4 .
- 10.- Se conoce el SF_6 . Sugiere por qué no existe el SI_6 .
- 11.- Deduce la estructura de Lewis del ClO_2 .
- 12.- ¿Cómo afecta el ión fluoruro a la composición de los dientes?
- 13.- El pentafluoruro de yodo sufre autoionización. Deduce las formulas del catión y anión formados en el equilibrio y escribe una ecuación ajustada del mismo. Dibuja la estructura de Lewis. Identifica cuál de las especies es el ácido de Lewis y cuál la base.

través del C y no del oxígeno. Como puedes justificar ese comportamiento?

12. Explica por qué el silano se queman en contacto con el aire mientras que el metano requiere de una llama
13. El SiO_2 es un óxido ácido, básico o anfótero. Escribe una reacción que ilustre su comportamiento.
14. Describir el método de síntesis de silicio elemental.
15. ¿Como justificarías que no exista una especie SiO , análoga a CO ?
16. ¿Como justificarías que silicio forme una enorme variedad de silicatos mientras C no tiene una familia de compuestos análoga?

Tema 9. Carbono, silicio y boro. Propiedades generales. Formas alotrópicas del carbono. Óxidos y oxoácidos del carbono y silicio. Silicatos. Boro y sus combinaciones más importantes: hidruros, haluros, óxidos oxoácidos.

1. Describe las estructuras del carbono grafito y del diamante. Explica sus propiedades.
2. Explica por qué se requieren elevadas presiones para obtener diamantes artificiales.
3. Explica por qué los fullerenos son solubles en muchos disolventes mientras que diamante y grafito no lo son.
4. Explica por que el CO_2 es un gas en condiciones normales mientras que el SiO_2 es un sólido cristalino tridimensional con un punto de ebullición de 2200°C .
5. Explica el enlace en el CO y CO_2 . Contrasta sus propiedades
6. Explica por que no hay una forma alotrópica del Si con la estructura análoga a del grafito.
7. Explica la obtención y propiedades del ácido cianhídrico. Para qué se utiliza el NaCN .
8. Desde el punto de vista de la disminución de la emisión de CO_2 se sugiere la preferencia de gas natural (metano) como combustible sobre la gasolina o el carbón. Explica la razón.
9. Explica por que el tetracloruro de silicio reacciona con el agua para producir SiO_2 mientras que el tetracloruro de carbono no reacciona con el agua.
10. Calcula las concentraciones de todas las especies presentes en una disolución acuosa de NaHCO_3 0.1 M teniendo en cuenta que pK_{a1} y pK_{a2} valen 6.38 y 10.32, respectivamente.
11. Cuando la molécula de CO coordina a metales de transición lo hace a

14.- El punto de fusión del hidrogenodifluoruro amónico $(\text{NH}_4)^+(\text{HF}_2)^-$ es solo 126°C , mucho menor de lo que cabría esperar para una red iónica. Da alguna explicación plausible de este hecho.

Tema 7. Oxígeno y azufre. Propiedades del oxígeno diatómico. Óxidos y peróxidos. El ozono. Formas alotrópicas y métodos de obtención del azufre. Ácido sulfúrico. Sulfatos y sulfitos.

1. Comenta la secuencia de energía de enlace simple X-X (X= S, Se y Te) que figura en la tabla adjunta:

Enlace X-X	O-O	S-S	Se-Se	Te-Te
Energía (kJmol ⁻¹)	138	265	193	138

2. ¿Hay alguna relación con la tendencia a formar cadenas de estos elementos?
3. Teniendo en cuenta que las energías de enlace O=O y S=S son 298 y 423 kJmol⁻¹, respectivamente, ¿qué se puede decir en relación a las formas alotrópicas más estables de estos dos elementos?
4. Utilizando los valores de energía de enlace (y considerando las hipotéticas reacciones de formación) discute qué moléculas serán más estables: S₈ frente a S₂; O₈ frente a O₂.
5. Compara la estabilidad del estado de oxidación -2 para O, S y Se.
6. Propón las estructuras moleculares de las siguientes moléculas: ácido sulfúrico, ión SF₅, tetrafluoruro de azufre, SOF₄.
7. Escribe ecuaciones ajustadas para los siguientes procesos químicos: a) Disolución de sulfuro sódico con ácido sulfúrico diluido. b) Disolución de sulfuro sódico con ácido sulfúrico c) Disolución de sulfuro sódico con S₈.
8. Describe los peligros del H₂S.
9. Los ángulos de enlace en los hidruros del grupo 16 son los que figuran en la tabla. Racionalízalo y extrae consecuencias.

H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
104.5°	92.5°	90°	89.5°

10. Explica por qué el sulfuro de sodio tiene olor a sulfuro de hidrógeno.

H₄P₂O₇ y Cl₃PO.

22. ¿Cómo prepararías ácido fosfórico a partir del fósforo blanco?

- ¿Qué sugiere esta respecto de la basicidad respectiva de estos dos hidruros?
14. Deduce la estructura de Lewis para el cloruro de fósforo POCl_3 y sugiere su estructura molecular. La distancia P–O es muy pequeña, ¿podrías decir por qué?
 15. En fase sólida, el PCl_5 presenta los iones $\text{PCl}_4^+\text{PCl}_6^-$. Sin embargo el PBr_5 forma $\text{PBr}_4^+\text{Br}^-$. Sugiere una razón que explique por qué el compuesto con bromo adquiere esta estructura.
 16. Cuando la fosfina se hace burbujear sobre cloruro de hidrógeno líquido, se forma una disolución conductora. El producto reacciona con tricloruro de boro para dar otro compuesto iónico. Identifica cada especie y escribe una ecuación ajustada para cada proceso.
 17. Al calentar el pentacloruro de fósforo se disocia en tricloruro de fósforo más dicloro; sin embargo el pentafluoruro de fósforo no se disocia. Utiliza argumentos de energía de enlace para explicar este diferente comportamiento.
 18. A la vista del diagrama de Frost para N y P (búscalos en los libros de texto), comenta las analogías y diferencias de su química redox. Indica qué especies son termodinámicamente inestables.
 19. Compara la química del nitrógeno y del fósforo mediante las propiedades de los elementos y algunos de sus compuestos como óxidos, haluros e hidruros. De acuerdo con las conclusiones obtenidas, discute la inclusión de estos elementos en el mismo grupo de la tabla periódica.
 20. Describe la obtención del fósforo blanco, su estructura y su comportamiento frente al oxígeno.
 21. Describe la estructura de las especies: P_4O_{10} , As_4O_6 , P_4S_{10} , P_4S_3 ,

11. Indica algunas diferencias generales en la química de los óxidos y de los sulfuros teniendo en cuenta el diferente carácter de los aniones O^{2-} y S^{2-} como bases de Lewis.
12. La distancia S-O en la molécula de SO_2 es 1.43 Å. Teniendo en cuenta que la distancia calculada para un enlace simple S-O es de 1.78 Å, describe el enlace en la molécula en términos de enlaces localizados. ¿Se puede esperar que el SO_2 se comporte como una base de Lewis? Justifícalo y propón alguna reacción para ponerlo de manifiesto. Discute el comportamiento químico del SO_2 en disolución acuosa en función del pH.
13. Sugiere todas las estructuras de Lewis posibles para el SO_3 , incluyendo las cargas formales.
14. Escribe una reacción ajustada del uso del sulfito para reducir el cloro a cloruro en una solución acuosa ácida. ¿Crees que esta reducción se producirá mejor o peor concentraciones muy ácidas? Razónalo.
15. Interpreta las siguientes observaciones: “el nitrato de plata da un precipitado blanco cuando reacciona con una disolución acuosa de tiosulfato sódico; este precipitado se redisuelve en exceso de tiosulfato. Si el precipitado en suspensión se calienta, se vuelve negro y el líquido sobrenadante da un precipitado blanco cuando se trata con una disolución acuosa ácida de nitrato de bario”.
16. Discute la estructura de Lewis y propón la estructura molecular del SF_4 . Aunque el par de electrones solitario sugiera que actúe como una base de Lewis, en realidad su comportamiento es el de un ácido, ¿por qué?
17. Explica por qué el TeF_6 es más reactivo que el SF_6 .
18. Determina el estado de oxidación formal de los átomos de S y O en el anión peroxodisulfato.

19. El SO_2 y el SO_3 están implicados en la lluvia ácida. Describe la problemática medioambiental entorno a estos dos gases así como algún método de eliminación de los mismos.
20. ¿Cuales serán los productos de la reacción de Cu metálico con ácido sulfúrico en caliente?
21. ¿Por qué es razonable pensar que la reacción de formación del SO_3 a partir del SO_2 debe ser exotérmica?
22. Describe los usos mas relevantes del: a) hexafluoruro de azufre; b) tiosulfato sódico.
23. Por qué el óxido de azufre mas estable en una atmósfera rica en oxígeno como la que tenemos en la Tierra es el SO_2 en vez del SO_3 .
24. Compara el carácter ácido-base de los óxidos SO_2 y TeO_2 .
25. El SF_6 se forma pero no así el SCl_6 . Explícalo.

Tema 8. Nitrógeno y fósforo. Propiedades generales. Métodos de obtención y principales compuestos con aplicación industrial del nitrógeno: Hidruros, haluros, óxidos y oxiácidos. Alotropía del fósforo. Ácido fosfórico, óxidos de fósforo, fosfatos y fosfatos condensados.

1. ¿Qué consecuencias tiene la elevada energía de enlace en la molécula de dinitrógeno sobre la química del nitrógeno?
2. Explica el débil carácter básico de la hidrazina y de la hidroxilamina y compáralo con el del amoníaco.
3. Cuando el amoníaco se disuelve en agua se habla de hidróxido amónico. Discute si esta terminología es adecuada.
4. Calcula el volumen de nitrógeno gas producido a 250°C y 10.2 atm cuando 5 gramos de azida de sodio explotan.
5. Explica las condiciones de síntesis del ácido nítrico.
6. Explica el enlace en el anión nitrato.
7. Calcula el porcentaje en peso de oxígeno en el óxido nitroso. Compara su valor con el del aire. Permiten estos cálculos afirmar el hecho experimental de que una vela brilla más en óxido nitroso.
8. Comenta los ángulos de enlace O–N–O esperados en las siguientes especies NO_2^+ , NO_2 , y NO_2^- .
9. Normalmente en los recipientes de aerosoles se lee la leyenda de no calentar por encima de una cierta temperatura. Esta precaución se basa en la ley de expansión de los gases con la temperatura. Sin embargo, cuando el propelente es el N_2O hay una razón adicional. ¿Cuál es?
10. Explica por qué el N_2O_4 es diamagnético mientras que el NO_2 es paramagnético.
11. ¿Por qué es especialmente peligroso mezclar lejía con amoníaco?
12. Contrasta las propiedades de los diferentes alótropos de fósforo.
13. La fosfina, PH_3 , se disuelve en amoníaco líquido para dar $\text{NH}_3^+\text{PH}_2^-$.