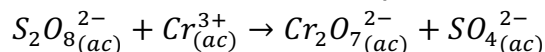
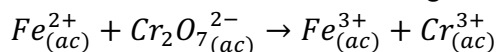


Banco de Problemas para el Examen de Admisión Química

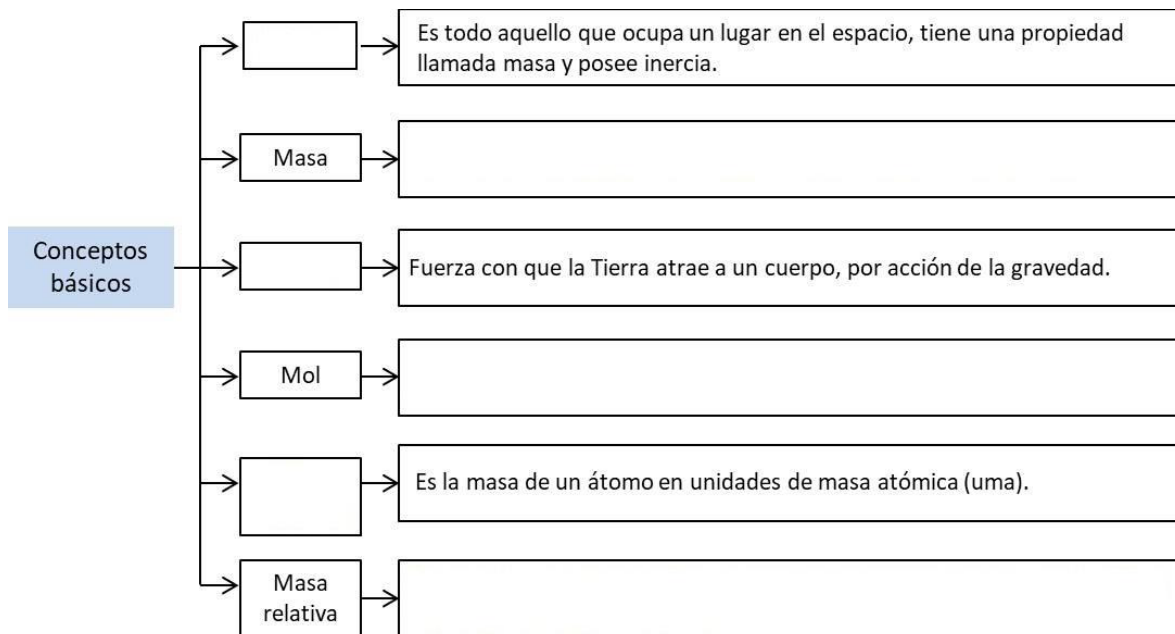
1. El cromo ha sido utilizado como recubrimiento para latas de acero. La cantidad de cromo en una película se puede determinar por medio de disolver una muestra de lata en medio ácido y oxidando el cromo resultante Cr^{3+} a $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ con el ion peroxodisulfato:



Después de remover el $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ sin reaccionar, se agrega un exceso de sulfato de amonio ferroso $[\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}]$ el cual reacciona con el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ producido en la primera reacción. El Fe^{2+} sin reaccionar proveniente del sulfato de amonio ferroso se titula por separado con una solución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. La reacción es la siguiente:



- a. Indique si las reacciones son de tipo óxido-reducción y de ser así, señale en cada caso quién es el agente reductor y quién el agente oxidante.
 - b. Escriba las ecuaciones químicas balanceadas para ambas reacciones.
 - c. En un análisis en donde una muestra de cromo se trató como se indicó, después de remover el exceso de $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$, se añadieron 3.0 g de $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Posteriormente se requirieron 8.58 mL de una solución 0.0520 M de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ para reaccionar por completo con el exceso de Fe^{2+} . Determina el número de moles de sulfato de amonio ferroso que reaccionaron con el dicromato obtenido a partir de la primera reacción.
 - d. Calcula la cantidad de cromo total asumiendo que la primera reacción tuvo un rendimiento del 87% (masa) para la producción del dicromato.
 - e. Si el cromo calculado en el inciso anterior se obtuvo a partir de una muestra disuelta de 10 cm^2 , determina el espesor de la capa de cromo en micras (densidad del cromo 7.19 g/cm^3).
2. Describe los tipos de fuerzas intermoleculares.
3. Mencione 3 características importantes de los tipos de enlace: covalente, iónico y metálico.
4. Describe una celda unitaria y menciona las estructuras cristalinas de las Redes de Bravais.
5. Enunciar y describir las leyes fundamentales de la química, así como el nombre del científico descubridor y el año de su postulación.
6. En la siguiente tabla, indicar la información faltante, ya sea la definición o el concepto:



7. Clasifica las siguientes sustancias como elementos (E), compuestos (C) y mezclas homogéneas (MHO) o heterogénea (MHE):

Permanganato de Potasio		Agua	
Latón		Cereal con leche	
Cobre		Carbonato de calcio	
Piedra de Granito		Refresco	
Cerveza		Acero	
Petróleo		Sodio	

8. Clasifica las siguientes propiedades como físicas (F) o químicas (Q):

Maleabilidad		Punto de fusión	
Oxidación		Olor	
Porosidad		Flamabilidad	
Reacción con ácidos		Reducción	
Temperatura		Reacción con bases	
Cristalino		Densidad	

9. En una experiencia de laboratorio, 140 g de un elemento A se combinan con 60 g de un elemento E para formar cierto compuesto. En otra experiencia, 30 g de un elemento D se combinan con 15 g de un elemento E. ¿Qué masa de A se combinará con 36 g de un elemento D?

10. Los elementos químicos tienden a formar compuestos químicos con otros elementos. Pero, además, los átomos de un mismo elemento pueden también unirse entre sí y presentarse

como una especie pura. En este caso, indicar, describir y poner al menos dos ejemplos de los tres tipos de estructuras químicas en que pueden unirse dichos átomos.

11. ¿De qué manera es que la estequiometría relaciona la conservación de la materia?
12. ¿Qué es una reacción química?, ¿Qué es una ecuación química?
13. ¿De qué manera los átomos de los elementos químicos actúan para formar compuestos?
14. ¿Cómo se está seguro de que una ecuación química está escrita correctamente?
15. Enumerar los pasos que se deben de seguir para realizar cálculos estequiométricos.
16. De qué manera se pueden seleccionar los reactivos limitantes en los procesos químicos industriales.
17. Explicar el efecto del grado de pureza de los reactivos que intervienen en las reacciones químicas reales y qué aspectos hay que tener en cuenta.
18. Explicar a detalle en qué condiciones termodinámicas un proceso reaccionante es a la vez exotérmico y espontáneo a cualquier temperatura.
19. Se sabe que durante una reacción química tiene lugar el reagrupamiento de átomos obedeciendo a dos modos de manifestaciones energéticas, de almacenamiento potencial y cinético. En este sentido, explicar a qué se refiere el término potencial y cinético.
20. Diferenciar el concepto entre elemento, átomo y molécula y compuesto.
21. Describir los números cuánticos por los cuales queda representado un átomo.
22. Los datos que se dan a continuación son un ejemplo de lo que se conoce como “ley de las segundas diferencias”, en este caso para especies isoelectrónicas con configuración $(1s)^2$. $\Delta I/\Delta Z$ es la diferencia de energías de ionización del primer electrón 1s, y $\Delta(\Delta I/\Delta Z)$, es la segunda diferencia.

		I(MJ/mol)	$\Delta I/\Delta Z$	$\Delta(\Delta I/\Delta Z)$
I_1	He	2.37		
I_2	Li	7.30	4.93	
I_3	Be	14.85	7.55	2.62
I_4	B	25.02	10.17	2.62
I_5	C	37.83	12.81	2.64

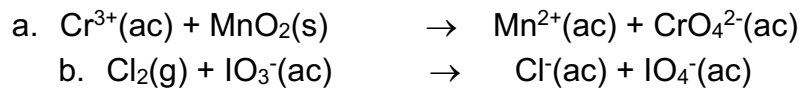
- a) con los datos de la tabla, estime I_7 para el nitrógeno e I_8 para el oxígeno y compárela con las experimentales. $I_{7(N)} = 64.36 \text{ MJ/mol}$; $I_{8(O)} = 84.08 \text{ MJ/mol}$.
- b) verifique que la segunda diferencia también se mantiene constante para especies isoelectrónicas con configuración tipo neón: Ne, Na^+ , Mg^{2+} .

23. Los valores para los tres números cuánticos para el último electrón en los elementos se presentan a continuación. ¿A que elementos se refieren? ¿A que período y grupo de la tabla periódica pertenecen estos elementos?

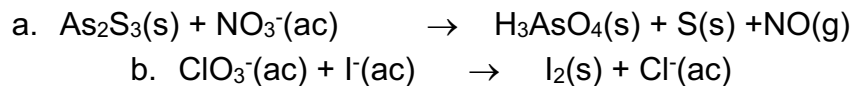
n	l	m	s
4	2	0	-1/2

24. El acetileno (C_2H_2) tiene tendencia a perder dos protones (H^+) y formar el ión carburo (C_2)²⁻ el cual esta presente en numerosos compuestos iónicos, como CaC_2 y MgC_2 . Describa el esquema del ión C_2^{2-} en términos de la teoría del orbital molecular. Usando esta misma teoría de orbitales moleculares, comparar el orden de enlace y sus propiedades magnéticas de C_2 y (C_2)²⁺.

25. Balancea estas ecuaciones redox iónicas con el método del ión-electrón. Estas reacciones se efectúan en medio básico.



26. Balancea estas ecuaciones redox iónicas con el método del ión-electrón. Estas reacciones se efectúan en medio ácido.



27. 5. Esquematice el ciclo de Born-Haber y calcule la $E_{(\text{red})}$ para el Fe_2O_3 .

Considere la siguiente reacción:

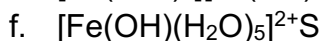
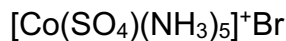
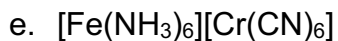


Datos de Fe y oxígeno (kJmol^{-1})

Elemento	$\Delta_{(\text{vap})} H^\circ$	E.I.(I)	E.I.(II)	E.I.(III)	A.E.(I)	A.E.(II)	$\Delta H^\circ(\text{D.E.})$
Fe	347	762	1562	2957.4	-----	-----	-----
Oxígeno	-----	-----	-----	-----	141	-780	498.36(O ₂)

28. Formula las siguientes sustancias:

- | | |
|--|--|
| a. Peróxido de níquel (II) | Ácido ortofosfórico |
| b. tetraclorocuprato(II) de amonio | monocloropentacianoferrato(III) de sodio |
| c. hexafluorocobaltato(III) de potasio | nombre a los siguientes compuestos: |
| d. $\text{Fe}(\text{OH})_3$ | $\text{Ca}(\text{HSO}_2)_2$ |



29. Defina los siguientes conceptos:

a. Energía de ionización

Electronegatividad

b. Valencia y número de oxidación

Ley de la conservación de la materia

30. Indique la configuración electrónica y el diagrama de los orbitales de la última capa de los siguientes elementos

a. C (6)

b) Cu (29)

c) Fe (26)

d) Ti (22)

31. Escriba las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos:

a. Metanol

b) ion amonio

c) Dioxido de carbon

d) Fluoruro de aluminio

32. Ordena de mayor a menor según sus electronegatividades a los siguientes átomos: Al, N, Na y P,

33. Indique la secuencia correcta de ordenación creciente en función del radio de los iones: S^{2-} , Cl^- y P^{3-}

34. De las siguientes relaciones de tamaño de los radios atómicos y iónicos señale si son verdaderas o falsas

a. $\text{Te} > \text{Te}^{2-}$

b) $\text{K}^+ > \text{K}$

c) $\text{S} < \text{S}^{2-}$

d) $\text{Mg}^{2+} < \text{Mg}$

35. Sabiendo que la densidad del aire en condiciones normales es de 1,29 g/L, calcula la masa y el número de moles de aire que está contenida en un recipiente de 50 litros, teniendo en cuenta que la presión interior es de 1,5 atm, a y la temperatura de 27°C.

36. En la fotografía en blanco y negro, el bromuro de plata que queda en la película se disuelve añadiendo tiosulfato de sodio. La ecuación de la reacción es:



a. Balancea la ecuación

b. Calcula cuántos mililitros de una disolución 0,05 M de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ se necesitan para disolver 0,25 g de AgBr. Datos: Br = 79,9 g/mol; Ag = 107,9 g/mol; Na = 23 g/mol; S = 32 g/mol; O = 16 g/mol

37. El cloruro de titanio (IV) reacciona con el magnesio para dar cloruro de magnesio y titanio metal. Si se ponen a reaccionar 15 g de cloruro de titanio con 7 g de magnesio, calcula:

a. Cual es el reactivo limitante?

b. Cuántos gramos de titanio se obtienen?

c. Masa de reactivo que queda en exceso.

d. Si se podrán obtener hasta 3 g de titanio en la reacción, calcula el rendimiento de la reacción.
datos: Cl = 35,5 g/mol; Ti = 47,9 g/mol; Mg = 24 g/mol

38. Escribe la fórmula molecular o el nombre de los compuestos de las siguientes reacciones y balancealas:

- a. Óxido de Calcio + Agua \rightarrow Hidróxido de calcio
b. Cloruro de hidrógeno + Hierro \rightarrow Cloruro de hierro (III) + hidrógeno
c. Amoníaco + Oxígeno \rightarrow Monóxido de nitrógeno + Agua
d. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
e. $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

39. Si se define la materia como todo aquello que tiene masa y ocupa un volumen, ¿sería aceptable decir que toda la materia que nos rodea está formada por quarks?

40. Escribir el valor de los números cuánticos para un electrón con mínima energía y explicar el porqué de dichos valores.

41. ¿La estructura electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4p^1$ es fundamental? Argumentar detalladamente la respuesta.

42. Razona si son posibles las siguientes configuraciones electrónicas: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^7 4s^2 3d^{10}$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10} 4p^1$.

43. ¿Por qué razón es que las masas atómicas se expresan con valores decimales y el número másico no?

44. La siderurgia se ocupa de la extracción y transformación del hierro. Se trata de un metal de transición de número atómico 26. Establece la configuración electrónica de su ion hierro(2+).

45. ¿Cuál de las siguientes moléculas necesitará más energía para disociarse en sus átomos constituyentes? Fundamentar la respuesta.

- a. Cl_2 . b) F_2 . c) I_2 . d) N_2 . e) O_2 .

46. Explicar razonadamente la disminución de los puntos de fusión de los siguientes compuestos:

Compuesto	NaF	NaCl	NaBr	NaI
Distancias interiónicas (Å)	2.31	2.64	2.90	3.11
Punto de fusión (°C)	988	801	740	660

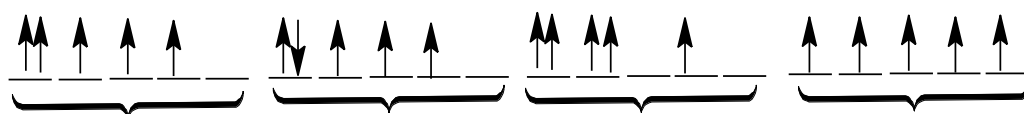
47. ¿Es estable la molécula de Ne_2 ?

- d. Si se utiliza la disolución preparada en el apartado anterior, ¿podrían reaccionar completamente 5,0 g de $K_2Cr_2O_7$?
- e. Si a partir de la reacción anterior se quieren obtener 1,2 L de Cl_2 recogidos en condiciones normales de presión y temperatura, ¿qué cantidad de $K_2Cr_2O_7$ haría falta, suponiendo un rendimiento de la reacción del 80%?

58. ¿Cómo varia la energía de ionización de los elementos a través de un período y hacia abajo en un grupo en la tabla periódica?

59. Escriba la nomenclatura sistemática, de Stock y la tradicional para los siguientes compuestos: LiO , CaO , NiO , Ni_2O_3 , NO , NO_2 ,

60. Considere los siguientes arreglos posibles para una configuración d^5 .



a)

b)

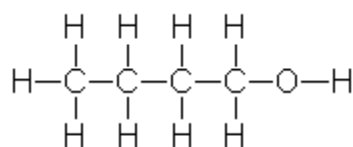
c)

d)

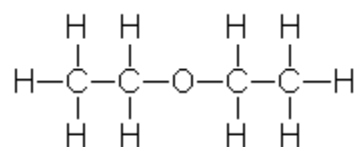
¿Cuál de los siguientes representa el estado basal? ¿Cuáles son los estados excitados?

¿Cuáles son estados imposibles? ¿En cuál configuración puede el intercambio de energía ser maximizado? ¿En cuál configuración pueda la repulsión coulombica ser maximizada?

61. El alcohol n-butílico (p.e. $118^\circ C$) tiene un punto de ebullición mucho más elevado que el de su isómero dietil éter (p.e. $35^\circ C$), sin embargo ambos compuestos tienen la misma solubilidad en agua (8 g por 100 g). Explique.

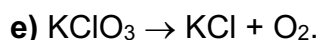
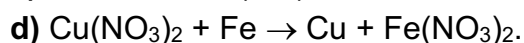
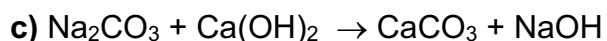
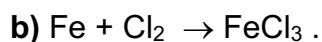
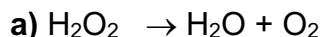


Alcohol n-butílico



Dietil éter

62. Aplicando la ley de la conservación de la materia, balancea las siguientes ecuaciones químicas:



63. La densidad del amoníaco (NH_3) líquido a $-40.0^\circ C$ es de 6.9×10^{-1} g/mL, y su masa molar es de 17.034 g/mol. Con esta información, calcula:

a. El número de moles en 12 gramos de NH_3 líquido,

- b. El volumen de 5.6 moles de NH_3 líquido,
c. La masa de 1.6×10^{-5} moles de NH_3 líquido.

64. Para un átomo cuyo valor de **energía de ionización es elevado** determina si son verdaderas (V) o falsas (F) las siguientes afirmaciones:

- a) La afinidad electrónica es baja. ()
b) Los electrones de valencia están débilmente unidos. ()
c) El elemento tiene propiedades metálicas. ()
d) Los electrones de valencia están fuertemente unidos ()

65. Clasifique los siguientes compuestos en **Iónico, Covalente, Covalente polar y de coordinación**,

- | | | | |
|------------------------------------|-------|--------------------------------------|-------|
| a) MgO , | _____ | f) CH_4 | _____ |
| b) NH_3 . | _____ | g) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ | _____ |
| c) CsCl | _____ | h) SO_3 | _____ |
| d) H_2S | _____ | i) ZnS | _____ |
| e) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ | _____ | j) BF_3 | _____ |

66. Diga cuales de las siguientes sustancias son **Polares** ó **No Polares**, y cuáles forman puentes de Hidrógeno

- | | | | |
|-------------------------|-------|-------------------------|-------|
| a) CH_4 , | _____ | f) SiH_4 | _____ |
| b) NH_3 . | _____ | g) CO_2 | _____ |
| c) PH_3 | _____ | h) H_2O | _____ |
| d) H_2S | _____ | i) CS_2 | _____ |