

***Guía de Ejercicios para la Asignatura***

***Química General 1***

**Por:**

**Prof(a). María Angélica Sánchez Palacios**

<http://webdelprofesor.ula.ve/ciencias/angelisa/>

## CONTENIDO

<i>TEMA I. ESTEQUIOMETRÍA .....</i>	- 3 -
<i>TEMA II. ESTRUCTURA ATÓMICA Y ENLACE QUÍMICO .....</i>	- 8 -
<i>TEMA III. ESTADOS DE LA MATERIA.....</i>	- 15 -
<i>PARTE 1. GASES .....</i>	- 15 -
<i>PARTE 2. SOLUCIONES .....</i>	- 19 -
<i>TEMA IV. EQUILIBRIO .....</i>	- 23 -
<i>TEMA V. OXIDACIÓN – REDUCCIÓN.....</i>	- 31 -
<i>TAREA # 1 .....</i>	- 35 -
<i>BIBLIOGRAFIA RECOMENDADA.....</i>	- 37 -
<i>PROGRAMA DE LA ASIGNATURA QUÍMICA GENERAL 1 .....</i>	- 39 -

## TABLAS

<i>TABLA 1. RADICALES QUÍMICOS .....</i>	- 38 -
<i>TABLA 2. EVALUACIÓN DE LA ASIGNATURA .....</i>	- 40 -
<i>TABLA 3. TABLA PERIÓDICA .....</i>	- 41 -

## TEMA I. ESTEQUIOMETRÍA

1. Defina: partícula, átomo, peso atómico, isótopo, fórmula química, fórmula molecular, fórmula empírica, peso molecular, mol, molécula, número de Avogadro, alótropo.
2. ¿Cuál es la diferencia entre molécula y mol?
3. ¿Cuál es la diferencia entre molécula y átomo?
4. A partir de los porcentajes de abundancia de los isótopos y sus respectivas masas atómicas, calcule la masa atómica promedio de los elementos siguientes:  
Nitrógeno: N14 (99,635 %) (14,0031 uma) y N15 (0,365 %) (15,0001 uma).  
Bromo: Br79 (50,54 %) (78,9183 uma), Br81 (49,46 %) (80,9163 uma).  
Hierro: Fe54 (5,82 %) (53,9396 uma), Fe56 (91,66 %) (55,9349 uma), Fe57 (2,19 %) (56,9354 uma), Fe58 (0,33 %) (57,9333 uma).  
Índio: In115 (95,72 %) (114,9039 uma), In113 (4,28 %) (112,9041 uma).
5. Calcule el peso molecular de los compuestos siguientes: NaCl, NaOH, KCl, Ba(OH)<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, Ca<sub>3</sub>(AsO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>, KMnO<sub>4</sub>, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, AlCl<sub>3</sub>, NH<sub>3</sub>, Cu(SO<sub>4</sub>).5H<sub>2</sub>O, CCl<sub>4</sub>.
6. Calcule el número de moléculas y átomos de oxígeno que hay en 2,3 g de ozono (O<sub>3</sub>).
7. Calcule el número de moléculas que hay en: a) 2 g de agua, b) en 2,5 mg de NH<sub>3</sub> y c) en 1,55 g de NaCl.
8. ¿Cuál es el volumen promedio ocupado por 1 molécula de agua (H<sub>2</sub>O), asuma que la densidad del agua es igual a 1 g/ml? R: 2,987E-23 mL.
9. ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 0,28 moles de Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>? R:53,76 g
10. ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 0,12 moles de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.10H<sub>2</sub>O?
11. Calcule la cantidad de gramos que hay:
  - a) En 1,5 moles de CaCl<sub>2</sub>
  - b) En 0,25 mmoles de NaCl
  - c) En 0,35 μmoles de KCl
  - d) En 0,20 moles de Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>
12. El fosgeno contiene 12,1 % de C, 16,2% de O, y 71,2 % de Cl. ¿Cuál es la fórmula empírica? ¿Cuál será la fórmula molecular si su P.M. es 99,0 g/mol?.
13. La apatita hidroxílica, un constituyente de huesos y dientes presenta la siguiente composición porcentual 39,89 % de Ca, 18,498 % de P, 41,406 % de O y 0,201 % de H. ¿Cuál es su fórmula empírica si su P.M es 502,5 g/mol?.
14. Estas sustancias que aparecen a continuación se emplean como fertilizantes, para la nitrogenación del suelo. ¿Cuál de ellas representa una mejor fuente de nitrógeno, de acuerdo a su composición porcentual en masa?
  - a) Urea, (NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>CO
  - b) Nitrato de Amonio, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>
  - c) Guanidina, HNC(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>
  - d) Amoniaco, NH<sub>3</sub>

15. El glutamato monosódico (MSG) tiene la siguiente composición porcentual: 35,51 % de C, 4,77 % de H, 37,85 % de O, 8,29 % de N y 13,60 % de Na, con un P.M de 169 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?

16. Escriba la fórmula empírica de cada una de los siguientes compuestos cuya composición porcentual se da en peso:

a) Ca=20 %, Br= 80 %

b) Al =23,1 %, C= 15,4 %, O=61,5 %

c) Ca= 18,3 %, Cl=32,4 %, H=5.5%, O= 43,8 %

17. La masa molar de la cafeína es 194,19 g. ¿Cuál es la fórmula molecular de la cafeína,  $C_4H_5N_2O$  ó bien  $C_8H_{10}N_4O_2$ ?

18. Dadas las siguientes fórmulas empíricas y los respectivos pesos moleculares, calcule la fórmula molecular:

Formula Empírica	Peso Molecular	Fórmula molecular
CH <sub>2</sub>	84	
HO	34	
CH <sub>2</sub> O	150	
HgCl	472	
HF	80	

19. ¿Cuántos gramos de azufre (S) se necesitan para reaccionar completamente con 246 g de mercurio (Hg) y formar HgS?

20. ¿Cuando se calientan 9,7 g de un hidrato de CuSO<sub>4</sub> pierde 3,5 g de agua. ¿Cuál es la fórmula empírica del hidrato?  
R:(CuSO<sub>4</sub>.5H<sub>2</sub>O)

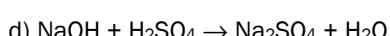
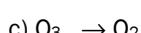
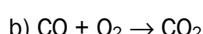
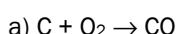
21. Cuando se calienta azúcar a 600 °C en ausencia de aire, se convierte en una masa negra de carbono (C) y agua que se volatiliza como un gas. Si 465 mg de azúcar producen 196 mg de C, ¿cuál es su fórmula empírica?

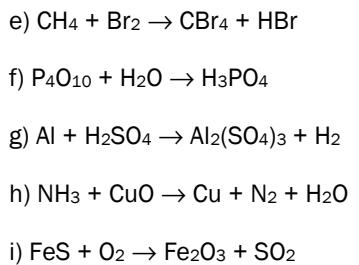
22. ¿Cuál es la diferencia entre una reacción química y una ecuación química?

23. Indique en la reacción de hidrógeno mas el oxígeno para formar agua, los reactantes y productos.

24. ¿Qué ley establece la necesidad de balancear una ecuación química y por qué?

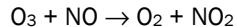
25. Balancee las siguientes ecuaciones químicas:





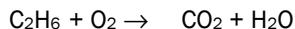
26. Cambie los siguientes enunciados en ecuaciones químicas y luego balancee dichas ecuaciones.
- El cloro arde en hidrógeno gaseoso formando cloruro de hidrógeno.
  - El cloruro de bario reacciona con el sulfato de cinc formando cloruro de cinc y un precipitado de sulfato de bario.
  - Cuando se calienta el clorato de potasio, produce una mezcla de cloruro de potasio y perclorato de potasio.
  - El aluminio metálico desplaza al hierro del óxido férrico, formando óxido de aluminio y hierro.
  - El cobre se disuelve en ácido nítrico diluido formando nitrato cúprico, agua y óxido nítrico.
27. ¿En qué ley se basa la estequiometría? ¿Por qué deben emplearse ecuaciones químicas balanceadas para resolver problemas estequiométricos?
28. Cuando se calienta el polvo para hornear (bicarbonato de sodio ó hidrógeno carbonato de sodio,  $\text{NaHCO}_3$ ) libera dióxido de carbono gaseoso, responsable de que se esponje el pan. a) Escriba una ecuación balanceada de la descomposición de dicho compuesto (otros productos de la reacción son agua y el  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) b) Calcule la masa de  $\text{NaHCO}_3$  requerida para producir 20,5 g de  $\text{CO}_2$ .
29. Calcule a partir de la siguiente reacción química:  $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- ¿Cuántos moles de  $\text{SO}_2$  pueden prepararse a partir de 0,25 mol de  $\text{FeS}$ ?
  - ¿Cuántos gramos de oxígeno se necesitan para producir 2,50 moles de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ?
  - Sí, inicialmente se tienen 0,015 g de  $\text{FeS}$ , ¿cuántos moles de oxígeno se requieren para que ocurra la reacción?
30. La esponja de hierro se forma a partir de la reacción de óxidos de hierro ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$  ó  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (magnetita)) y gas natural:
- $$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CH}_4 \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$$
- a) ¿Cuántos gramos de esponja se obtienen a partir de 1 Kg de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ? b) Repita el cálculo empleando  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .
31. El cobre se produce mediante las siguientes reacciones:
- $$\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$$
- $$\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$$
- ¿Qué cantidad de Cu se obtiene a partir del  $\text{H}_2$  generado por la acción del HCl sobre 16,64 g de Al?
32. Defina reactivo límite y reactivo en exceso.
33. Para la siguiente reacción:  $\text{NO(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{NO}_2\text{(g)}$
- Calcule: a) El reactivo limitante, si se mezclan 0,886 mol de NO con 0,503 mol de O<sub>2</sub> y b) El número de moles de NO<sub>2</sub> producidos.

34. Se cree que el ozono reacciona con el óxido nitroso (NO) que proviene de las emisiones de los aviones de propulsión, a alturas elevadas, mediante la reacción:

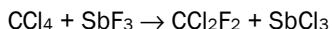


Si 0,74 g de  $\text{O}_3$  reaccionan con 0,607 g de NO. a) ¿Cuántos gramos de  $\text{NO}_2$  se producirán? b) Calcule el número de moles del reactivo en exceso que se recupera al finalizar la reacción.

35. ¿Qué cantidad (en masa) de  $\text{KClO}_3$  de pureza 70% se necesita para producir suficiente  $\text{O}_2$  y quemar 40 g de  $\text{C}_2\text{H}_6$ ? Las reacciones involucradas son las siguientes: R: **540,81 g**

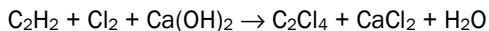


36. El Freón 12, gas usado como refrigerante, se prepara según la reacción:



Si se mezclan 50 g de  $\text{CCl}_4$  con 35 g de  $\text{SbF}_3$ . a) ¿Cuántos moles de  $\text{CCl}_2\text{F}_2$  se formaran? b) ¿Cuántos gramos y de qué reactante quedarán en exceso?

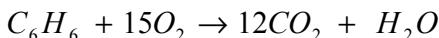
37. El solvente tetracloruro de etileno ( $\text{C}_2\text{Cl}_4$ ) se emplea en el lavado al seco y se prepara según la reacción:



Calcule a) ¿Qué cantidad de tetracloruro de etileno y agua se formará a partir de 75 g de  $\text{C}_2\text{H}_2$ ? b) Si durante el proceso se evapora el 15 % del  $\text{C}_2\text{H}_2$ . ¿Qué cantidad de  $\text{C}_2\text{Cl}_4$  se obtiene?

38. Un proceso metalúrgico para la extracción de uranio comienza con el mineral carnotita que contiene 3,5 % de  $\text{UO}_2$ . Este se trata en diferentes procesos y finalmente se convierte en sulfato de uranilo hidratado ( $\text{UO}_2\text{SO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ). ¿Cuál es el número máximo de kilogramos de este sulfato, que pueden obtenerse a partir de una tonelada del mineral carnotita? Asuma que la relación molar es 1:1. R:**54,44 Kg**

39. La densidad del benceno líquido,  $\text{C}_6\text{H}_6$  es 0,88 g/cc a 20 °C y arde en oxígeno como sigue:



a) Balancee la ecuación.

b) Cuántos gramos de oxígeno se necesitan para quemar 3,5 ml de benceno líquido.

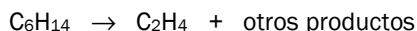
40. A partir de la siguiente reacción química:  $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

a) Si se mezclan 2,0 moles de Zn con 1,6 moles de HCl, ¿Qué sustancias estarán presentes cuando se complete la reacción y en qué cantidad (gramos)?

b) Si se mezclan 14 g de Zn con 18 g de HCl, ¿Qué sustancias estarán presentes cuando se complete la reacción y en qué cantidad (moles)?

41. ¿Explique por qué el rendimiento real de una reacción química, generalmente, es menor que el rendimiento teórico?

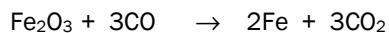
42. El etileno ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ) un importante reactivo químico industrial, se puede preparar calentando hexano ( $\text{C}_6\text{H}_{14}$ ) a 800 °C:



Si el rendimiento de la producción de etileno es de 45 %, ¿Qué masa de hexano se debe utilizar para producir 500 g de etileno? R:**1.137,69 g**.

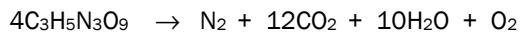
43. Una barra de hierro pesa 400 g, al dejarla a la intemperie durante un mes, exactamente una octava parte del hierro se convierte en herrumbre ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ). a) escriba la reacción química y Calcule: b) la masa final del hierro que no reacciona, c) la masa de la herrumbre formada y d) el porcentaje de rendimiento de la conversión. Rc:**12,5 %**

44. Una de las reacciones que se llevan a cabo en un alto horno, en el cual el mineral de Fe se convierte en hierro fundido, es:



Sí, se obtienen  $1,6 \times 10^3$  kg de Fe a partir de una muestra de  $2,6 \times 10^3$  kg de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Calcule: a) los moles de Fe formados, y b) el porcentaje de pureza del  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  en la muestra original.

45. La nitroglicerina ( $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$ ) es un explosivo muy potente y su descomposición se puede representar por:



- a) Balancee la ecuación química. b) Cuál es la cantidad de  $\text{O}_2$  y  $\text{CO}_2$  en gramos que se forman a partir de  $2 \times 10^2$  g de nitroglicerina. c) Calcule el porcentaje de rendimiento de la reacción química si se producen 6,55 g de  $\text{O}_2$ .

## TEMA II. ESTRUCTURA ATÓMICA Y ENLACE QUÍMICO

1. Defina: tabla periódica, gases inertes, metales alcalinos, halógenos, periodo, familia de elementos, longitud de onda, cátodo, ánodo, orbital atómico, orbital molecular, energía de enlace, orden de enlace, sustancia diamagnética sustancia paramagnética, orbital híbrido, orbital sigma, orbital pi, números cuánticos, configuración electrónica, radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, electrones de valencia, geometría molecular, electrones apareados.
2. Señale la importancia de la tabla periódica en la química e indique en base a que propiedad física esta organizada la misma.
3. Indique las diferencias existentes entre un metal y un no metal.
4. ¿Qué aplicaciones tiene conocer el momento dipolar de una molécula?
5. ¿Qué principios rigen la distribución electrónica?
6. Especifique que tipos de enlaces químicos se conocen y que propiedades físicas y químicas define el tipo de enlace en un compuesto químico.
7. Enumere las diferencias existentes entre un enlace covalente y un enlace iónico.
8. En que se diferencia un enlace sigma de un enlace pi.
9. A que se refiere la regla del octeto y cuáles son sus excepciones.
10. ¿Explique a que se debe que existen moléculas polares y no polares?
11. ¿Qué es un enlace covalente coordinado?
12. ¿Qué indican las fuerzas intermoleculares y cuántos tipos de las mismas se conocen?
13. ¿Qué aplicaciones tiene conocer la energía de enlace, en una reacción química?
14. Explique a que se refiere el término electrones enlazantes.
15. Indique que modelos atómicos existen y señale en que fallan algunos de estos.
16. ¿Cuál es el modelo atómico mas aceptado en la actualidad?
17. Indique las etapas a seguir según el método científico en una investigación determinada.
18. ¿Qué es un orbital atómico y que tipos se conocen?
19. Escriba el nombre y el símbolo de cuatro elementos de cada una de las siguientes categorías: a) metales de transición d, b) no metal, c) metaloide.
20. Explique brevemente a que se refiere la teoría cuántica.
21. ¿Qué es la radiación electromagnética, que tipos de radiación se conocen y que aplicaciones tiene cada una?
22. ¿Como se distinguen los espectros de emisión continuos de los espectros de línea?
23. Organice los siguientes enlaces en orden creciente de carácter iónico: LiF, K<sub>2</sub>O, N<sub>2</sub>, NaCl, KCl, LiCl, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>.
24. En las moléculas siguientes: CH<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, KI, H<sub>2</sub>, CF<sub>4</sub>, KCl, NH<sub>3</sub>, NF<sub>3</sub>, CaF<sub>2</sub>. Clasifique los enlaces de cada molécula como iónico, covalente no polar, y covalente polar. Justifique su respuesta en cada caso.

25. Agrupe los siguientes elementos por pares, en función de sus propiedades químicas similares: Li, S, Br, Kr, Ce, Ne, F, Cu, Na, O, Ni, Dy, Ho.
26. Del problema anterior, indique: a) ¿Cuáles elementos son paramagnéticos? b) ¿Cuáles forman iones positivos y cuáles forman iones negativos más fácilmente? Justifique su respuesta en cada caso.
27. Con referencia a la tabla periódica señale ¿cuáles de los elementos siguientes se espera que sean químicamente similares al aluminio y explique el por qué? C, F, In, K, Ar y B.
28. ¿Cuál de las siguientes opciones describe a un neutrón?
- carga +, número de masa y 1 una.
  - carga +, número de masa y 0 una
  - carga 0, número de masa y 1 una
29. Indique los números de protones, electrones y neutrones de los siguientes isótopos:
- $^{45}_{21} Sc$
  - $^{223}_{87} Fr$
  - $^{90}_{38} Sr$
  - $^{65}_{29} Cu$
30. Los isótopos del uranio son:  $^{234}_{92} U$ ,  $^{235}_{92} U$  y  $^{238}_{92} U$ . ¿Cuántos protones, electrones y neutrones hay en cada isótopo?
31. ¿Cuál de las siguientes opciones es la fórmula que corresponde a un elemento diatómico y cuál a un compuesto diatómico?
- CO
  - K<sub>2</sub>O
  - CO<sub>2</sub>
  - (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S
  - N<sub>2</sub>
32. ¿Cuál de los siguientes isótopos, se usa como patrón para establecer el peso atómico de los elementos de la tabla periódica?
- <sup>12</sup>C
  - <sup>1</sup>H
  - <sup>13</sup>C
  - <sup>16</sup>O
33. Calcule la longitud de onda en nanometros sí, la radiación tiene una frecuencia de 2,75E<sup>9</sup> Hz.
34. ¿Cuál es la frecuencia de la luz que tiene una longitud de onda de 457 nm y a que tipo de radiación pertenece?

35. ¿Cuántos segundos le llevaría a una onda de radio viajar del planeta Venus a la Tierra? La distancia promedio entre estos planetas es de 28 millones de millas. (1 milla=1,61 km).

36. ¿Qué número cuántico define un nivel?

37. ¿Qué número cuántico indica la energía del electrón?

38. ¿Qué determina cada uno de los números cuánticos ( $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  y  $m_s$ )?

39. Escriba la configuración electrónica de los elementos: Na, Cl, Xe, Cu, Co, Ni, O, Ca, Fr, B, Mo, Li, Ne, Ar, Sc, Al, S<sup>=</sup>, Cd<sup>+2</sup>, O<sup>=</sup>.

40. Escriba la configuración electrónica de los elementos: Na, Mg, Sc, Cu, Co, Ni, Au, Fe Cl, Ca, utilizando la forma corta del gas noble que le antecede al elemento.

41. ¿Qué valores puede tomar  $l$  y  $m_l$  para un electrón en el subnivel siguiente: (a) 1s, (b) 5d, (c) 3s, (d) 4d, (e) 3p, y (f) 7s?

42. De los valores de los números cuánticos ( $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  y  $m_s$ ) para los subniveles: (a) 5f, (b) 2s, (c) 3d, (d) 3p, (e) 4d, (f) 7p, (g) 5s.

43. Calcule el número total de electrones que pueden ocupar los orbitales siguientes: (a) s, (b) p, (c) f y d) d

44. Si se tienen átomos con los números atómicos siguientes 73, 14, 30, 51. ¿Dichos átomos de esos elementos son diamagnéticos ó paramagnéticos?

45. Explique el significado del símbolo 4d<sup>6</sup>.

46. La configuración electrónica de un átomo neutro es 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>. Escriba un conjunto completo, de números cuánticos para cada uno de los electrones. ¿Cuál es el nombre de este elemento?

47. ¿Cuál de las siguientes especies tiene más electrones no apareados? Justifique su respuesta.

a) S<sup>+</sup>, S, ó S<sup>-</sup>.

b) Al<sup>+3</sup>, ó Al

c) Cl ó Cl<sup>-</sup>.

48. A continuación se presentan las configuraciones electrónicas de algunos elementos. Identifique el elemento y dibuje los diagramas de caja del orbital del último nivel para cada átomo:

a) 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup>

b) [Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup>

c) [Ne] 3s<sup>2</sup> 3p<sup>3</sup>

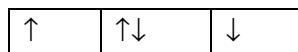
d) [Ar] 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>5</sup>

e) 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup>

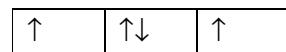
49. A continuación se presenta parte de los diagramas de caja de orbital que representan las configuraciones electrónicas de ciertos elementos. ¿Cuál de estos diagramas viola la regla de Hund? ¿Cuál viola el principio de exclusión de Pauli?



a)



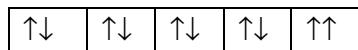
b)



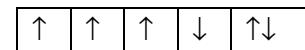
c)



d)



e)



f)

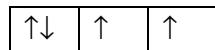
50. ¿Cuál de los siguientes es un diagrama de caja para los electrones de los orbitales externos de un átomo de azufre?



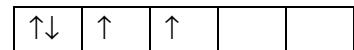
a)



b)



c)



d)

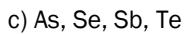
51. ¿Cuál de los siguientes iones viola la regla del octeto?

- a) I<sup>=</sup>,      b) S<sup>=</sup>,      c) Br<sup>-</sup>,      d) N<sup>-3</sup>,      e) Te<sup>=</sup>.

52. Escriba las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas e iones siguientes: ClO<sub>3</sub><sup>-</sup>, PH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, ICl, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, NO<sup>+</sup>, H<sub>2</sub>O, CFCI<sub>3</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, CH<sub>3</sub>OH, CN<sup>-</sup>, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, NO<sub>2</sub>H, CO<sub>3</sub>, Cl<sub>2</sub>O, HNO<sub>3</sub>.

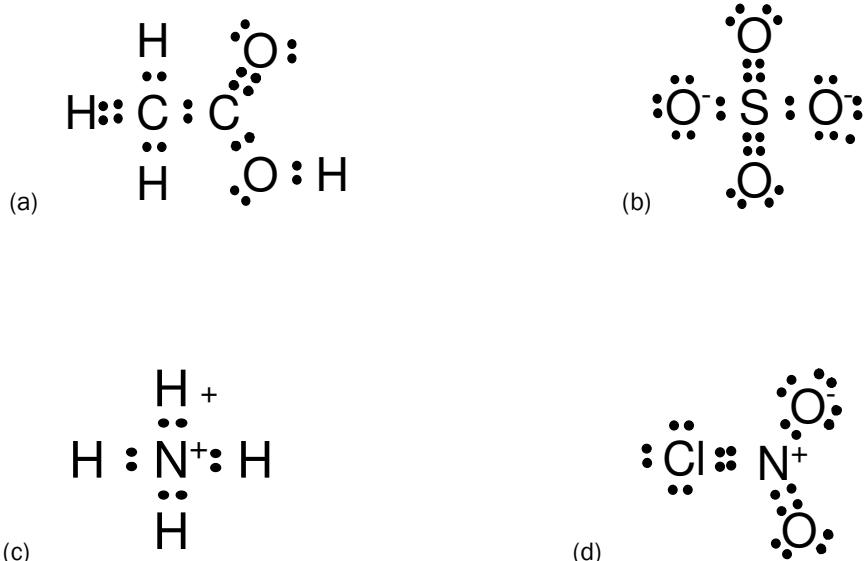
53. Indique la tendencia a lo largo de un periodo y de un grupo de las siguientes propiedades: (a) el radio atómico, (b) la electronegatividad, (c) la energía de ionización, .d) el volumen atómico.

54. Ordene los siguientes átomos ó iones según aumenta el radio atómico:

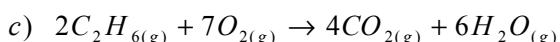
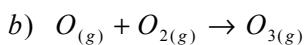
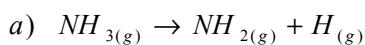


55. Explique cuál de los siguientes iones requiere más energía para formarse: K<sup>+</sup>, Al<sup>+3</sup>, Ca<sup>+3</sup>, O<sup>=</sup>.

56. Identifique el error en las estructuras de Lewis siguientes:



57. Calcule el  $\Delta H^\circ$  de la reacción e indique el tipo de reacción utilizando la energía de los enlaces (consultar Handbook) involucrados en cada caso.



58. Ordene las moléculas en orden creciente del momento dipolar:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NF}_3$ ,  $\text{CBr}_4$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ .

59. Indique la geometría de las moléculas siguientes:  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{CHCl}_3$ ,  $\text{TeCl}_4$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{SeF}_4$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{SnCl}_5$ . Además, señale si son polares o no y cuántos enlaces sigma y pi existen en cada caso.

60. ¿Cuál es la diferencia entre un orbital puro y un orbital híbrido?

61. Señale en cada caso la hibridación del átomo central.

a) del Si en  $\text{SiH}_4$

b) del Al en  $\text{AlCl}_4^-$

c) del C en  $\text{C}_2\text{H}_4$

d) del C en  $\text{CH}_4$

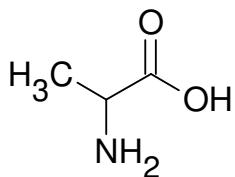
e) del C en  $\text{C}_2\text{H}_2$

62. Especifique que orbitales híbridos utiliza cada carbono en las siguientes moléculas: C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, H<sub>3</sub>C-CH=CH<sub>2</sub>, CH<sub>3</sub>CH=O, CO<sub>2</sub>, CN<sup>-</sup>.

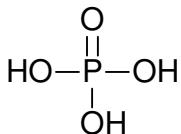
63. Responda las siguientes preguntas sobre el elemento cloro:

- ¿Cuál es su fórmula molecular y su número de grupo?
- ¿Cuál es su configuración electrónica?
- ¿Cuántos electrones desapareados tiene el elemento?
- ¿Es un metal ó un no metal?
- ¿Cuál es la estructura de Lewis del elemento?
- Cuál es su polaridad (negativa ó positiva) cuando está unido covalentemente al oxígeno.
- ¿Qué gas noble tiene la misma configuración electrónica que su ión monoatómico?
- ¿Cuál es su carga eléctrica cuando está presente como un ión monoatómico?
- ¿En condiciones normales existe como gas, sólido ó líquido?

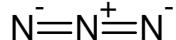
64. Cuántos enlaces sigma y cuántos enlaces pi hay en cada una de las moléculas siguientes:



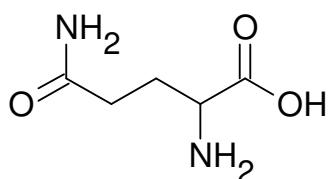
(a)



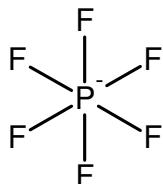
(b)



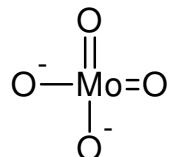
(c)



(d)

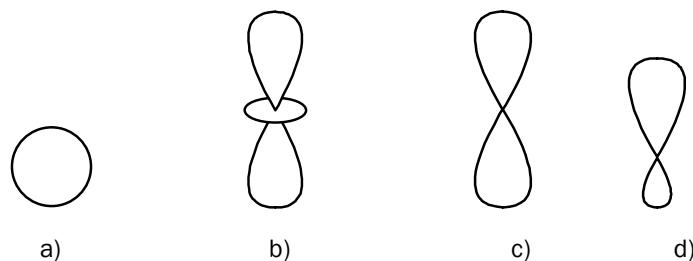


(e)



(f)

65. Indique en cada caso que tipo de orbital atómico representa. Además explique si se trata de un orbital puro ó un orbital híbrido.



66. Usando la tabla periódica de los elementos complete la siguiente tabla.

Símbolo	$\text{Fe}^{+2}$		$\text{N}^{+3}$	$\text{Cl}^-$	
Nombre del elemento					
$N^o$ Protones	26	11			8
$N^o$ Neutrones					
$N^o$ Electrones			4	18	10
Carga neta		(0)			

### TEMA III. ESTADOS DE LA MATERIA

#### PARTE 1. GASES

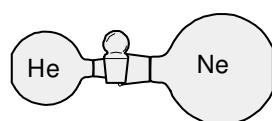
1. Defina la presión y dé sus unidades más comúnmente usadas.
2. ¿Qué características físicas particulares presentan los gases y como se diferencian de los líquidos y sólidos?
3. Nombre cinco elementos y compuestos que existan como gases a temperatura ambiente.
4. ¿La presión atmosférica dentro de una mina situada a 500 m bajo el nivel del mar será mayor ó menor que una atmósfera? Además, una montaña situada a 3000 m sobre el nivel del mar tendrá una presión atmosférica mayor ó menor que una atmósfera. Justifique su respuesta.
5. ¿Qué diferencia existe entre un gas y un vapor?
6. La teoría cinética supone que el volumen de las moléculas y sus interacciones son despreciables para los gases. Explique por qué estas suposiciones pueden no ser ciertas cuando la presión es muy alta y la temperatura es muy baja.
7. Enuncie tanto escrita como matemáticamente, todas las leyes que rigen el comportamiento de los gases e indique en cada caso, las condiciones en las que se aplica cada ley y exprese las unidades para cada término en la ecuación.
8. Explique detalladamente las características de un gas ideal. Además, enuncie tanto escrita como matemáticamente la ley que rige el comportamiento de un gas ideal.
9. ¿Cuáles son los valores de temperatura y presión estándar?
10. ¿Por qué la densidad de un gas es mucho menor que la de un líquido ó de un sólido en condiciones atmosféricas?
11. Realice las conversiones siguientes:
  - a)  $3,55 \times 10^{-5}$  atm a torr
  - b) 6,75 kPa a atm
  - c) 190 torr a lb/plg<sup>2</sup>
  - d) 90 torr a kPa
  - e) 60 dinas/cm<sup>2</sup> a atm
12. Explique detalladamente qué información falta en los siguientes problemas para lograr resolverlos.
  - a) Un volumen de gas es comprimido desde 10 atm hasta 1 atm a temperatura constante. ¿Cuál es su volumen final?
  - b) ¿Qué volumen ocuparán 15 cc de un gas cuando se enfrién a -30 °C a presión constante?
  - c) 90 ml de un gas a -38 °C se calientan a 40 °C y a 80 mmHg de presión. ¿Cuál es la presión inicial?
13. La presión en el planeta Marte es de 10,3 milibares. ¿A qué equivale esta presión en atmósferas terrestres?
14. La presión en el planeta Venus es de 0,092 kilobares. ¿A qué equivale esta presión en atmósferas terrestres?
15. A nivel del mar, un globo tiene un volumen de 785 ml. ¿Cuál sería su volumen si se llevara a Colorado, en donde la presión atmosférica es de 610 torr?

16. Un gas en un motor de pistones se comprime con una relación 15:1. Si, la presión antes de la compresión es de 0,95 atm. ¿Qué presión se requiere para comprimir el gas? Asuma T=cte.
17. Una muestra de gas amoníaco ejerce una presión de 5,3 atm a 46 °C. ¿Cuál es la presión cuando el volumen del gas se reduce a una décima parte (0,10) de su valor inicial a la misma temperatura?
18. Una muestra de aire ocupa un volumen de 3,8 L cuando la presión es de 1,2 atm. a) ¿Qué volumen ocuparía a 6,6 atm? b) ¿Cuál es la presión requerida para comprimirlo a 0,075 L? La temperatura se mantiene constante.
19. A unas cuantas millas sobre la superficie terrestre, la presión cae  $1,00 \times 10^{-5}$  atm. ¿Cuál es el volumen de una muestra de 450 ml de un gas que está a una atmósfera de presión, si se lleva a esta altura? T=cte.
20. Se mide el volumen de un gas a medida que varía la presión y se obtienen los siguientes resultados:

Experimento	Volumen (ml)	Presión (torr)
1	125	450
2	145	385
3	175	323
4	220	253

A partir de la gráfica de la presión versus el volumen, determine el valor de la constante k.

21. La temperatura de una muestra de gas es de 0 °C. Cuando se incrementa la temperatura, el volumen se incrementa en un factor de 1,25. ¿Cuál es la temperatura final en grado Celsius?
22. Una cantidad de un determinado gas ocupa un volumen de 300 L. ¿Cuál será el volumen si la temperatura cambia de 450 K a 59 °C?
23. Una lata de aerosol contiene un gas a una presión de 1,25 atm a 25 °C. La lata explota cuando la presión alcanza 2,5 atm. ¿A qué temperatura ocurre la explosión?
24. La presión de un neumático es de 35 torr a una temperatura de 18 °C. Luego de conducir un tiempo, la temperatura del neumático se eleva en 12 °C. ¿Calcule la presión final del neumático?
25. Una muestra de aire ocupa 4 L a una presión de 1,2 atm. a) ¿Qué volumen ocuparía a 6,6 atm? b) ¿Qué presión debe aplicarse para comprimir el gas a 0,75 L?. Asuma T=cte.
26. Considere el siguiente aparato. Calcule las presiones parciales de helio y de neón luego de abrir la válvula. La temperatura permanece constante en 20 °C.



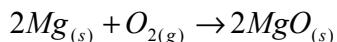
1.5 L (0.63 atm)      3.5 L (2.75 atm)

27. ¿Cuál es la velocidad de efusión de las moléculas de N<sub>2</sub> en comparación con los átomos de Ar?

28. Ordene los siguientes gases en orden de velocidad promedio creciente (velocidad de efusión) a la misma temperatura. CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, SF<sub>6</sub>, N<sub>2</sub>O y H<sub>2</sub>.
29. El monóxido de carbono efunde 2,13 veces más rápido que un gas desconocido. ¿Cuál es la masa molar del gas desconocido?
30. En la obtención de uranio enriquecido, empleado en reactores nucleares, debe separarse <sup>235</sup>U de <sup>238</sup>U. Donde, solo el 0,7 % de los átomos de U son de <sup>235</sup>U, el cuál es el isótopo requerido. El proceso de separación es difícil y costoso. Puesto que el UF<sub>6</sub> es un gas, puede aplicarse la Ley de Graham en la separación de los isótopos. ¿Qué tan rápido viaja una molécula de <sup>235</sup>UF<sub>6</sub> en promedio en comparación con una molécula de <sup>238</sup>UF<sub>6</sub>?
31. ¿Cuáles de las siguientes expresiones de la ley combinada de los gases, son válidas? Explique.
- a) PV = kT      b) P<sub>1</sub>\* T<sub>1</sub> / V<sub>1</sub> = P<sub>2</sub>\* T<sub>2</sub> / V<sub>2</sub>      c) PT ∝ V
- d) VT ∝ P      e) P/T ∝ 1/V      f) P<sub>1</sub> \*V<sub>1</sub> / T<sub>1</sub> = k
32. Un globo tiene un volumen de 1,55 L a 25 °C y 1,05 atm de presión. Se enfriá en un congelador y el volumen y la presión disminuyen hasta 1,3 L y 1,02 atm, respectivamente. ¿Cuál es la temperatura en el congelador?
33. Una cantidad de gas ocupa un volumen de 88,7 ml a TPN. ¿Cuál es el volumen del gas a 0,85 atm y 35 °C?
34. Una cantidad de 0,112 moles de gas ocupa un volumen de 2,54 L a cierta temperatura y presión. ¿Cuál es el volumen de 0,075 moles de gas bajo las mismas condiciones?
35. Una cantidad de 48 g de O<sub>2</sub> en un globo ocupa un volumen de 30 L. ¿Cuál es el volumen si se sustituye el O<sub>2</sub> por 48 g de SO<sub>2</sub> en el mismo globo?
36. Un compuesto gaseoso presenta la siguiente composición porcentual: un 85,7 % de C y un 14,3 % de H. Una cantidad de 6,58 g de este gas ocupa 4.500 ml a 77 °C y una presión de 1 atm. Determine la masa molar del compuesto y su formula molecular.
37. Un gas tiene una densidad de 1,52 g/L a TPN. ¿Cuál es la masa molar del gas?
38. Determine la densidad en g/L del N<sub>2</sub> medido a 500 torr y 22 °C.
39. Calcule la densidad del bromuro de hidrógeno (HBr) gaseoso en gramos por litro a 733 mmHg y 46 °C.
40. Un gas desconocido tiene una densidad de 2,5 veces mayor que la del oxígeno a la misma T y P. ¿Cuál es su peso molecular?
41. A una determinada T y P el CO<sub>2</sub> tiene una densidad que es 0,758 la de un gas X. ¿Cuál es el peso molecular del gas X? ¿Cuál es la densidad del gas X a T y P estándar?
42. La densidad del cloro gaseoso es 3,17 mg/ml a T y P estándar ¿cuál es su densidad a 100 °C y a una presión de 70 cmHg?
43. Un matraz de 1.500 ml contiene 400 mg de O<sub>2</sub> y 60 mg de H<sub>2</sub> a 100 °C, determine:
- a) La presión total dentro del matraz.
- b) Si se permite que la mezcla reaccione para formar agua gaseosa a la misma temperatura ¿qué reactivos sobrarán y cuáles serán sus presiones parciales?
44. Se tiene la siguiente reacción química:  $A_{(g)} + 2B_{(g)} \xrightarrow{75\text{ }^{\circ}\text{C}} 1/2C_{(g)} + 3D_{(g)}$

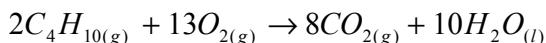
Inicialmente, se tienen del reactivo A 25 mg y del B 45 mg a una presión de 14,5 cmHg en un matraz de 2 L. A partir del reactivo limitante, calcule la cantidad en masa y en volumen que se forma de cada uno de los productos. Los pesos moleculares de A y B son 119 y 240 g/mol, respectivamente.

45. El magnesio de los bulbos fotográficos arde de acuerdo con la ecuación:



Calcule la masa de Mg que se combina con 5,8 L de O<sub>2</sub> medidos a TPN.

46. El butano arde de acuerdo con la ecuación:

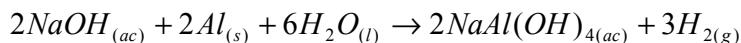


¿Qué volumen de CO<sub>2</sub>, medido a TPN, se produce a partir de 85 g de butano? ¿Qué volumen de O<sub>2</sub>, medido a 3,25 atm y 127 °C se requieren para que reaccionen con 65 g de butano?

47. El nitrógeno forma varios óxidos gaseosos. Uno de ellos tiene una densidad de 1,33 g/L medida a 764 mmHg y 150 °C. Escriba la formula molecular del compuesto.

48. Suponiendo que el volumen de aire de cada respiración (inhalado o exhalado) es de 500 ml. a) Calcule el número de moléculas exhaladas en cada respiración a 37 °C, que es la temperatura corporal y una P=1 atm. Asuma que el peso molar del aire es 29 g/mol. b) Una persona que vivió exactamente 35 años, ¿cuántas moléculas exhaló en este periodo? (Una persona promedio respira 12 veces por minuto). R: a) **1,18 x 10<sup>22</sup> moléculas/respiración**, b) **2,605x10<sup>30</sup>** moléculas.

49. Algunos productos comerciales utilizados para destapar cañerías contienen mezclas de NaOH y polvo de Al. Conociendo que ocurre la siguiente reacción:



El calor que se genera en esta reacción derrite los sólidos como la grasa, mientras que el gas H<sub>2</sub> liberado remueve los sólidos que tapan el drenaje. Calculé el volumen de H<sub>2</sub> formado a TPN si 3,12 g de Al, se hacen reaccionar con un exceso de NaOH.

50. Se mezclan tres gases en un recipiente de 1,5 L. La presión del N<sub>2</sub> es de 375 torr, la de He de 0,18 atm y la del O<sub>2</sub> 185 cmHg. ¿Cuál es la presión total de la mezcla gaseosa? Además, determine la fracción molar de cada componente de la mezcla.

51. El aire contiene aproximadamente 0,9 % de Ar. Si la presión barométrica es de 756 torr, ¿Cuál es la presión parcial de Ar?

52. Una mezcla gaseosa esta compuesta por N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> y SO<sub>2</sub>. Si la presión total es de 1.050 torr ¿Cuál es la presión parcial de cada gas, si presenta la siguiente composición porcentual: 65 % de N<sub>2</sub>, 8 % de O<sub>2</sub> y 27 % de SO<sub>2</sub>.

53. Se combinaron en un recipiente de 2 L los siguientes gases: un volumen de 2 L a 300 torr de O<sub>2</sub>, un volumen de 4,5 L de N<sub>2</sub> y un volumen de 1,5 L de CO<sub>2</sub> a 500 torr. ¿Cuál es la presión total de la mezcla resultante y la fracción molar de cada gas?

## PARTE 2. SOLUCIONES

1. Defina los siguientes términos: solución, solvente, mezcla, solución saturada, solución insaturada, solución sobresaturada, presión osmótica, osmosis, presión de vapor, punto de ebullición, punto de congelación, líquidos miscibles, líquidos inmiscibles, propiedades coligativas, fracción molar, porcentaje en masa, porcentaje en volumen.
2. ¿Cuál de las siguientes propiedades no es una propiedad coligativa?
  - a) la presión osmótica
  - b) el calor de vaporización
  - c) la disminución de la presión de vapor
  - d) el aumento del punto de ebullición
3. Se prepara una solución acuosa disolviendo 40 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en suficiente agua para completar 850 ml de solución.  
a) ¿Cuál será la molaridad y la N de la solución resultante? b) Si se toman 100 ml de esta solución y se llevan a un volumen final de 550 ml, ¿Cuál será la molaridad de esta nueva solución? c) ¿Qué volumen de la solución original se requiere para preparar 2 L de una solución 0,150 M?
4. Una cantidad de 1,5 L de solución 0,11 M de HCl contiene:
  - a) 1 mol de HCl
  - b) 0,05 moles de  $\text{H}_2\text{O}$
  - c) 0,17 moles de HCl
5. Explique detalladamente como prepararía 100 ml de una solución 2 M de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , sabiendo que dicha sal presenta un grado de pureza del 98 % p/p. Además, como prepararía 250 ml de una solución 0,5 M de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  a partir de la solución anterior.
6. Se tienen 150 ml de una solución 15 % v/v de etanol en agua. Calcule la masa de etanol que se utilizó para preparar dicha solución, knowing que la densidad del alcohol es de 0,79 gr/ml. Adicionalmente, calcule el número de moles correspondientes y la M de la solución.
7. Se tiene la siguiente reacción química:



50 ml de A de concentración 2 M, reaccionan completamente con un exceso de B. a) Calcule la cantidad en gramos que se forman de C. b) Si se obtienen 5,5 ml del compuesto D, determine su molaridad. Asuma que el peso molecular de C es de 30 gr/mol.

8. Determine el número de equivalentes en cada caso:

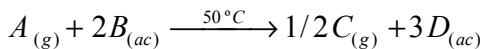
- |                            |                             |                                 |
|----------------------------|-----------------------------|---------------------------------|
| a) $\text{Fe}_2\text{O}_3$ | b) $\text{Na}_2\text{SO}_4$ | c) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ |
| d) $\text{AlCl}_3$         | e) $\text{Cr}^{+3}$         | f) $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  |
| g) $\text{HNO}_3$          | h) $\text{NaOH}$            | i) $\text{H}_3\text{PO}_4$      |

9. Indique detalladamente como prepararía 200 ml de una solución 500 ppm en Na, a partir de NaCl. El reactivo tiene un grado de pureza de 97,5 % p/p. Además, explique como prepararía 50 ml de una solución 75 ppm en Na, a partir de la solución original.
10. Se preparó 1 L de una solución 0,5 M en Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Si una quinta parte de esta solución se llevo a un volumen final de 350 ml, determine la M de la solución resultante.
11. Se pesaron 0,585 g de KCl y se disolvieron en 250 ml de agua. Calcule el % p/v, la M y la m de la solución. La densidad del agua es de 1 g/ml.
12. Calcule la molalidad de la solución obtenida disolviendo 5,5 g de NaCl en 550 ml de agua.
13. En promedio la sangre humana contiene 10 mg del ion calcio por cada 100 ml de suero sanguíneo (solución). ¿Cuál es la concentración en ppm y en ppb del Ca en la sangre?
14. Una solución contiene 23,2 % en peso de KNO<sub>3</sub>. ¿Qué masa del soluto esta presente por cada 100 g de H<sub>2</sub>O?
15. Una alta concentración de Hg en los peces corresponde a 0,5 ppm por cada kilogramo de pescado. ¿A cuanto corresponde esta concentración de Hg en ppb?
16. Sí se tiene 1 L de ácido nítrico concentrado, al 65 % v/v de HNO<sub>3</sub> correspondiente a una molaridad de 14,34 M. Calcule la densidad de la solución del ácido concentrado. Además, explique como prepararía 100 ml de una solución al 15 % del ácido.
17. Un litro de solución de ácido nítrico concentrado, al 70 % v/v tiene una densidad de 1,45 g/ml. Explique como prepararía una solución 2 M de HNO<sub>3</sub> a partir del ácido concentrado.
18. Una solución contiene un 25 % en peso, de nitrato de calcio y tiene una densidad de 1,21 g/ml. Determine su molaridad.
19. Se diluyen 450 ml de una solución de NaOH hasta un volumen final de 950 ml con agua destilada, con la finalidad de obtener una solución 0,6 M de NaOH. a) ¿Cuál es la molaridad de la solución original? b) Como prepararía 150 ml de una solución 0,0015 M a partir de la solución original y de la solución 0,6 M. c) Explique a partir de cuál solución, resultaría mas precisa la preparación de la solución de la parte b).
20. ¿Qué volumen de agua en mililitros debe agregarse a 1,25 L de HCl 0,86 M de manera que su molaridad final sea de 0,545 M?
21. ¿Qué volumen de agua en mililitros debe agregarse para preparar una solución 0,1 M de KBr, a partir de una solución que se preparó disolviendo 35 g de KBr en 500 ml de agua?
22. El contenido de alcohol de un licor se expresa en términos de grado alcohólico, lo cuál equivale a 1,0 % v/v de etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) presente por grado alcohólico. Calcule los gramos de alcohol presentes en 1 L de ginebra que tiene un grado alcohólico de 75. La densidad del etanol es 0,798 g/ml.
23. Se miden 15 ml de una solución 2 M de NaCl y se enrasta con agua destilada, a un volumen final de 50 ml. a) Calcule la concentración de la nueva solución preparada, la cual se rotula como solución B. b) Explique como se prepararía 25 ml de una solución de NaCl 0,015 M a partir de la solución B.
24. Una determinada solución perdió su rotulación, pero se conoce que en su preparación se pesaron 2,15 g de un soluto desconocido X, que se disolvieron en una mínima cantidad de agua destilada y se enrastó a un volumen final de 100 ml. También se conoce, que esta solución presenta una concentración molar de 0.25 mol/L. Determine el peso molecular del soluto desconocido.
25. A partir de una solución de NaOH 2 N, se prepararon 250 ml de una solución 0.15 N. a) Indique el número de equivalentes-gramos, contenidos en la solución concentrada. b) El número de moles contenidos en la solución diluida.

26. Se utilizaron un equivalente a 0.258 moles de  $\text{CaCO}_3$ , para preparar 100 ml de solución. Calcule las concentraciones molares y molales de la solución resultante.
27. Una solución de HCl 0.015 M, se preparó utilizando 2 ml de una solución 0.1 M. Similarmente, a partir de la solución concentrada también se preparó una solución 0.02 M usando 4 ml de la solución 0.1 M. Determine en cada caso el volumen de la solución diluida.
28. La densidad de una solución acuosa que contiene 10 % en masa de etanol es 0,984 g/ml. a) Calcule la molalidad de esta solución. b) Calcule su molaridad. c) ¿Qué volumen de esta solución contendrá 0,125 moles de etanol?
29. Ordene los siguientes compuestos en orden creciente de acuerdo a su solubilidad en agua: metanol, NaCl, naftaleno ( $\text{C}_{10}\text{H}_8$ ),  $\text{O}_2$ . Justifique su respuesta.
30. Escriba las ecuaciones que relacionan el descenso del punto de congelación, el aumento del punto de ebullición y de la presión osmótica con la concentración de la solución. Defina todos los términos e indique sus unidades de concentración.
31. ¿Qué es una membrana semipermeable?
32. Explique de qué tratan la ley de Henry y la ley de Raoult.
33. Calcule la concentración molar de oxígeno en agua a 25 °C que tiene una presión parcial de  $\text{O}_2$  de 0,22 atm. La constante de la ley de Henry para el  $\text{O}_2$  es  $1,3 \times 10^{-3}$  mol/L\*atm.
34. Se prepara una solución disolviendo 396 g de sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) en 624 g de agua. ¿Cuál es la presión de vapor de la solución a 30 °C? (La presión de vapor del agua es 31,8 mmHg a 30 °C).
35. ¿Cuántos gramos de urea  $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$  se deben agregar a 450 g de agua destilada para obtener una solución con una presión de vapor igual a 2,5 mmHg menor que la del agua pura, a 30 °C? Use la  $P_{\text{H}_2\text{O}}$  del problema anterior.
36. Una solución de 6,85 g de un carbohidrato en 100 g de agua tiene una densidad de 1,024 g/ml y una presión osmótica de 4,61 atm a 20 °C. Determine el peso molecular del carbohidrato.
37. ¿Cuál de las siguientes soluciones tiene: a) mayor punto de ebullición, b) mayor punto de congelación y c) menor presión de vapor. Las soluciones son las siguientes:  $\text{CaCl}_2$  0,45 m, urea 0,09 m, y NaCl 1,2 m. Justifique su respuesta.
38. Una solución de NaCl al 0,86 % en masa se denomina suero fisiológico ya que su  $\pi$  es igual a la de las células sanguíneas. Calcule la presión osmótica de esta solución a la temperatura normal del cuerpo. La densidad de la solución salina es de 1,005 g/ml.
39. La presión de vapor del agua pura a 25 °C es 23,76 mmHg y la presión de vapor del agua de mar es 22,98 mmHg. Suponga que el agua de mar solo contiene NaCl y calcule su concentración molal.
40. El análisis elemental de un sólido orgánico extraído de la goma arábiga mostró la siguiente composición porcentual: 40 % de C, 6,7 % de H y 53,3 % de O. Una solución de 0,65 g del sólido en 27,8 g del disolvente bifenilo presentó un descenso del punto de congelación de 1,56 °C. Calcule el peso molecular y la fórmula molecular del sólido ( $K_c$  del bifenilo es 8 °C/m).
41. ¿Cuál es el punto de ebullición de una solución 0,15 m que contiene un determinado soluto en benceno líquido? ( $K_e$  del benceno es 2,53 °C\*Kg/mol y el punto de ebullición del benceno puro es 80,1 °C).
42. ¿Cuál es el punto de ebullición de una solución que contiene 75 g de naftaleno ( $\text{C}_{10}\text{H}_8$ ) en 250 g de benceno?
43. Determine el punto de congelación de una solución que tiene 10 % en peso de metanol en benceno. (Punto de congelación del benceno puro 5,5 °C y  $K_c=5,12$  °C\*Kg/mol)

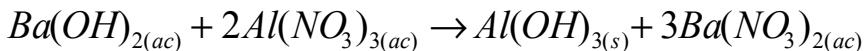
44. Calcule el punto de congelación de las soluciones correspondientes si cada una, contiene en 100 g de agua, los compuestos siguientes: a) 10 g de metanol, b) 10 g de NaCl y c) 10 g de CaCl<sub>2</sub>. ( $K_c=1.86 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{Kg/mol}$ ).
45. Una mezcla eutéctica (solución sólida) es aquella mezcla de sustancias metálicas que tiene el punto de fusión mas bajo. La mezcla eutéctica para el Pb y Sn (soldadura suave) contiene 67 % en peso de Sn y funde a 183 °C. Si el Sn puro funde a 232 °C. Calcule el  $K_c$  del Sn.
46. Si el  $K_c$  del Pb es 8,5 °C·Kg/mol. ¿Cuántos gramos de Sn deben disolverse en 400 g de Pb para producir una aleación (soldadura) con un punto de fusión de 295 °C? El punto de fusión del Pb puro es de 327 °C?
47. El punto de fusión de la plata pura es 961 °C. Una aleación que contiene 25% en peso de Cu funde a 780 °C. Calcule el  $K_c$ .
48. Determine la fracción molar de NaCl en una solución que contiene 25 g de NaCl, 15,5 g de KCl, 10 mg de CaCl<sub>2</sub> y 35 g de agua.
49. Calcule la fracción molar de la urea (CH<sub>4</sub>N<sub>2</sub>O) en una solución acuosa que contiene un 15 % en peso de urea.
50. Determine las fracciones molares de metanol, etanol y propanol en una solución que contiene 20, 50 y 35 g, respectivamente de los alcoholes mencionados.

51. A partir de la siguiente reacción química:



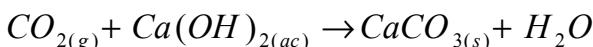
Calcule: a) La cantidad en moles que se forman se D sí, inicialmente se parte de 50 ml de una solución 0,75 M de B.  
b) Determine los moles necesarios de A para que reaccionen completamente con los moles iniciales de B. c)  
Además, calcule el volumen formado de C, si se trabaja a una presión de 1.2 atm.

52. Dada la siguiente reacción:



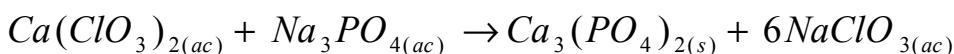
a) ¿Qué volumen de solución 1,25 M de Ba(OH)<sub>2</sub> se requiere para producir 265 g de Al(OH)<sub>3</sub>? b) Cuántos gramos de Al(NO<sub>3</sub>) se necesitan para que reaccionen completamente con los moles iniciales de Ba(OH)<sub>2</sub>.

53. A partir de la siguiente reacción:

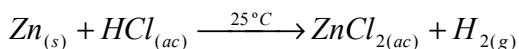


¿Cuál sería la M de 1 L de solución de Ca(OH)<sub>2</sub> que reaccionará completamente con 10 L de CO<sub>2</sub> medido a 25 °C y 0,95 atm?

54. ¿Qué volumen se requiere de una solución 2,22 M de Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> para que reaccione totalmente con 580 ml de una solución 3,75 M de Ca(ClO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>?



55. Una muestra de Zn metálico reacciona completamente con 25 ml de solución de HCl 0,5 M de acuerdo a la reacción:

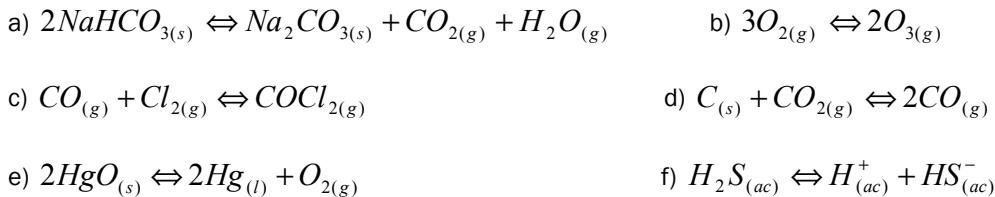


Determine: a) Qué cantidad de Zn metálico se tenía originalmente, b) Cuántos litros de hidrógeno se forman a una presión de 0,97 atm, c) Calcule el número de moles de cloruro de zinc que se forman.

56. A partir de la reacción del ejercicio 55, determine la cantidad en masa, que se forma de hidrógeno y cloruro de zinc, partiendo de 25 ml de una solución de HCl 0,1 M y 0,25 g de Zn.

#### TEMA IV. EQUILIBRIO

- Defina los siguientes términos: equilibrio, equilibrio físico, equilibrio químico, equilibrio homogéneo, equilibrio heterogéneo, equilibrio dinámico, cociente de reacción, principio de Le Chatelier, constante de equilibrio, ácido y base de Lewis, ácido y base de Brønsted, porcentaje de ionización, ácido fuerte, ácido débil, base fuerte, base débil, par conjugado ácido-base, energía de activación, entalpía, entropía, energía libre, proceso endotérmico, proceso exotérmico, sistema, alrededores, sistema abierto, sistema cerrado y sistema aislado.
- Explique el efecto de la temperatura, la concentración, el volumen y la presión sobre el valor de la constante de equilibrio de una reacción química.
- Indique hacia donde se desplazará el equilibrio al aumentar ó disminuir cada una de las variables siguientes para una reacción en estado gaseoso: la concentración, el volumen y la presión. Además, si se trata de una reacción en estado no gaseoso cuál ó cuáles de las variables antes mencionadas no afectará al sistema.
- ¿Qué representan los símbolos  $K_c$  y  $K_p$ ?
- Explique en que se diferencia el cociente de reacción, de la constante de equilibrio.
- Escriba las expresiones para las constantes de equilibrio  $K_c$  y/o  $K_p$  en cada una de las reacciones químicas:



7. Para la reacción hipotética  $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$ ,  $K_{eq}=1.0 \times 10^8$ . ¿Qué reacción se favorece la inversa ó la directa? Por otra parte, si el valor de la  $K_{eq}$  fuese de  $1.0 \times 10^{-5}$ . ¿Hacia donde estaría favorecida la reacción, hacia la formación de reactivos ó de producto?

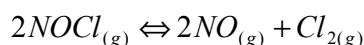
8. Se determinaron las siguientes constantes de equilibrio para el ácido sulfídrico a 25 °C:

$$H_2S_{(ac)} \rightleftharpoons H_{(ac)}^+ + HS_{(ac)}^- \quad K_c = 9.5 \times 10^{-8}$$

$$HS_{(ac)}^- \rightleftharpoons H_{(ac)}^+ + S_{(ac)}^{\cdot -} \quad K_c' = 1.0 \times 10^{-19}$$

Calcule la constante de equilibrio para la siguiente reacción:  $H_2S_{(ac)} \rightleftharpoons 2H_{(ac)}^+ + S_{(ac)}^{\cdot -}$

9. En un reactor de 1,5 L a 400 °C inicialmente se tenían 2,5 moles de NOCl. Una vez que se alcanza el equilibrio se disocia 28 % de NOCl a partir de la reacción:

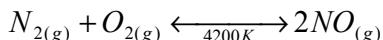


Determine la constante de equilibrio  $K_c$  de la reacción.

10. Dada la siguiente reacción:  $CH_{4(g)} + 2H_2O \rightleftharpoons CO_{2(g)} + 4H_{2(g)}$  En equilibrio, se encuentran 2,2 moles de  $CO_2$ , 4,0 moles de  $H_2$ , 6,2 moles de  $CH_4$  y 3,0 moles de agua en un recipiente de 30,0 L. ¿Cuál será la  $K_{eq}$  para esta reacción?

11. Considere la siguiente reacción:  $2HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$  a) Sí, inicialmente se tiene una  $[HI]=0,6$  M, cuál sería la concentración en el equilibrio de  $H_2$  e  $I_2$  si reaccionará todo el HI. b) Sí, inicialmente se tienen de HI 0,6 M y solo reaccionan 0,2 moles/L. ¿Cuáles son las concentraciones en el equilibrio del reactivo y de los productos? c) A partir de la información de b) calcular  $K_{eq}$ . d) ¿Cuál será la  $K_{eq}$  para la reacción inversa?

12. Se hace pasar una muestra de aire a través de una descarga eléctrica y se produce la siguiente reacción:



Suponga que inicialmente se tiene 1 mol de aire a una presión de 1 atm. Calcule la presión parcial del NO en el equilibrio si,  $K_p=0,0123$ . Asuma que la muestra inicial de aire esta compuesta por 0,78 mol de  $N_2$  y 0,21 mol de  $O_2$ .

13. La reacción:  $A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)}$  es endotérmica: suponiendo que alcanza el equilibrio. Explique como cambiaría la concentración de C en el equilibrio con: a) un aumento de la T, b) un aumento de la P, c) la adición de A, d) la adición de un catalizador, e) la remoción de B. Además, explique como cambia el valor de  $K_{eq}$  con: a) un aumento de la T, b) la adición de C, c) un aumento del volumen.

14. A partir de la siguiente reacción se obtiene amoníaco:



I) Qué efecto se tendrá sobre el equilibrio si: a) aumenta la T, b) aumenta la P, c) aumenta la cantidad de  $N_2$ , d) se añade agua, e) se añade un catalizador. II) Si  $K_p=776$  a 25 °C: a) cuál es la presión en el equilibrio del  $NH_3$  si las presiones parciales de  $N_2$  y  $H_2$  son 150 y 50 atm, respectivamente. III) Calcule  $K_c$ . IV) Explique detalladamente sí, el valor de  $K_p$  se modifica al aumentar la temperatura a 75 K.

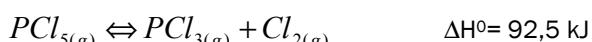
15. Al inicio de la reacción:  $4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightleftharpoons 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$  las concentraciones de amoniaco y oxígeno son 1,0 M. En el equilibrio, se encuentra que han reaccionado 0,25 mol/L. ¿Cuáles son las concentraciones de todas las especies en el equilibrio?

16. Para la reacción:  $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$  se tienen inicialmente 0,65 y 0,435 mol/L de CO y  $Cl_2$ , respectivamente. En el equilibrio, se encuentra que ha reaccionado solo el 10% del CO. Calcule las concentraciones de todas las especies en el equilibrio.

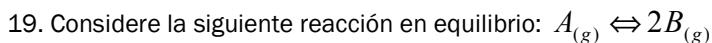
17. ¿Qué efecto tiene el aumento de la presión en cada uno de los sistemas en equilibrio?

- a)  $A_{(s)} \rightleftharpoons 2B_{(s)}$       b)  $2A_{(l)} \rightleftharpoons B_{(l)}$       c)  $A_{(s)} \rightleftharpoons B_{(g)}$   
d)  $A_{(g)} \rightleftharpoons B_{(g)}$       e)  $A_{(g)} \rightleftharpoons 2B_{(g)}$

18. Considere el siguiente proceso en equilibrio:

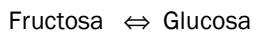


Indique la dirección en que se desplaza el equilibrio cuando: a) se aumenta la temperatura, b) se añade  $Cl_2$ , c) se retira algo de  $PCl_3$ , d) se aumenta la presión del sistema y e) se coloca un catalizador a la mezcla de reacción.

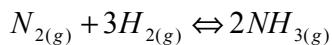
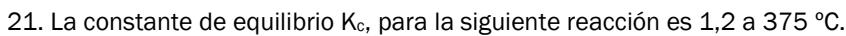


Con los siguientes datos, calcule la constante de equilibrio (tanto  $K_p$  como  $K_c$ ) para cada temperatura e indique si la reacción es endotérmica ó exotérmica.

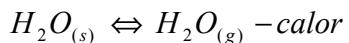
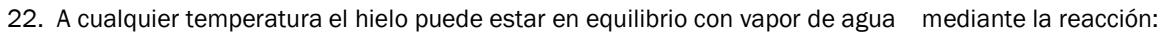
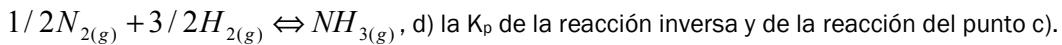
Temperatura, °C	[A]	[B]
200	0,0125	0,843
300	0,171	0,764
400	0,250	0,724



Un químico preparó una solución 0,244 M de fructosa a 25 °C y encontró que en el equilibrio la concentración disminuye a 0,113 M. a) Determine la constante de equilibrio de la reacción, b) ¿Qué porcentaje de fructosa se transformó en glucosa en el equilibrio?



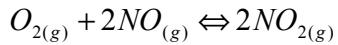
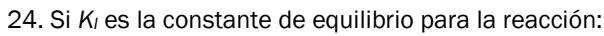
Determine: a) la  $K_p$  de la reacción, b) la  $K_c$  para la reacción inversa, c) la  $K_c$  para la reacción:



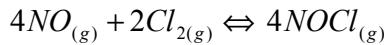
a) Escriba la constante de equilibrio. b) ¿Qué puede concluir acerca de la concentración del vapor de agua, si se añade más hielo al sistema?



a) Escriba la constante de equilibrio. b) ¿Qué le sucede a la concentración en el equilibrio del  $CCl_{4(g)}$  si se disminuye la temperatura? c) ¿Si se retira algo del  $CCl_{4(l)}$ ?



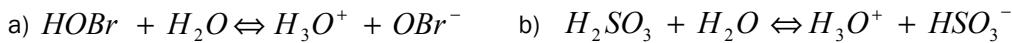
y  $K_{II}$  es la constante de equilibrio para la reacción:



Calcule  $K_{III}$  en términos de  $K_I$  y  $K_{II}$  para la reacción:



25. Escriba la expresión para  $K_a$  ó  $K_b$  para cada uno de los siguientes equilibrios. Donde, sea necesario, complete el equilibrio:



26. En una solución 0,2 M de  $HNO_2$  se encontró que solo se disocian 0,009 mol/L del ácido. ¿Cuáles son las concentraciones de  $H^+$ ,  $NO_2^-$  y  $HNO_2$  en el equilibrio y cuál es el valor de la  $K_a$ ?

27. Una solución 0,1 M de  $NH_3$  esta ionizada en un 1,34 %. ¿Cuál es el valor de  $K_b$ ?

28. Una solución 0,1 M de un ácido débil  $HX$  tiene un pH de 4,5. Una solución 0,1 M de otro ácido débil  $HB$  tiene un pH de 5,8. ¿Cuál es el ácido más débil? ¿Cuál ácido tendrá el mayor valor de  $K_a$ ?

29. Un ácido débil  $HZ$  tiene un  $K_a$  de  $4,5 \times 10^{-4}$ . Ordene las siguientes soluciones 0,1 M en orden de pH creciente:  $HZ$ ,  $CH_3COOH$ ,  $HOCl$ .

30. Dadas las soluciones 0,1 M de los compuestos  $KOH$ ,  $NaCl$ ,  $HNO_2$ ,  $HNO_3$ ,  $HC_2H_3O_2$  y  $N_2H_4$ , ordénelos en orden de pH decreciente.

31. Una solución 0,58 M de un ácido débil ( $HZ$ ), solo se disocia en un 10%.

a) Escriba la reacción correspondiente y la expresión de equilibrio.

b) ¿Cuáles son las  $[H_3O^+]$ ,  $[X^-]$  y  $[HX]$  en el equilibrio.

c) ¿Cuál será la  $K_a$ ?

d) ¿Cuál es el pH de la solución?

32. Clasifique cada una de las siguientes especies como ácido ó base de Brønsted, ó como ambos:  $H_2O$ ,  $OH^-$ ,  $NH_3$ ,  $NH_2^-$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $HBr$  y  $HCN$ .

33. Defina el pOH e indique la relación existente con el pH.

34. Determine la concentración de  $OH^-$  en una solución de  $HCl$   $1,4 \times 10^{-3}$  M.

35. Calcule la concentración de iones hidrógeno, en mol/L, para las soluciones siguientes: a) una solución con  $pH=5,2$ , b) una solución con  $pOH=8,5$  y c) una solución con una concentración de  $OH^-=4 \times 10^{-9}$  M.

36. Calcule el número de moles de  $KOH$  que hay en 5,5 ml de una solución de  $KOH$  0,4 M y determine el valor del pOH de la solución.

37. Determine la masa de  $NaOH$  que se necesita para preparar 550 ml de una solución con un pH de 10.

38. Se prepara una solución disolviendo 18,4 g de  $KOH$  en 600 ml de agua. Determine el pH de la solución resultante.

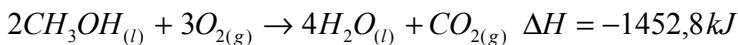
39. Explique el significado de la fuerza de un ácido. De tres ejemplos de ácidos fuertes y de tres ácidos débiles.

40. Explique porque el  $H_2SO_4$  es un ácido fuerte, mientras que el  $HSO_4^-$ , es un ácido débil.

41. Clasifique los siguientes compuestos como ácidos ó bases fuertes ó como ácidos y bases débiles:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_2^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{NH}_3$ .
42. En una solución 0,3 M de ácido cloroacético,  $\text{HOCC}_2\text{Cl}_3$ , la  $[\text{HOCC}_2\text{Cl}_3]=0,277 \text{ M}$  en el equilibrio, ¿Cuál será el pH de la solución? Además, determine su  $K_a$ .
43. ¿Cuál es la  $[\text{OH}^-]$  de una solución 0,55 M de  $\text{NH}_3$ ?
44. Se disuelve una muestra de 0,056 g de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) en una cantidad suficiente de agua, para preparar 0,5 L de solución. Determine las concentraciones de todas las especies en el equilibrio.  $K_a=1,8\times 10^{-5}$ .
45. Calcule el porcentaje de ionización del ácido benzoico en las siguientes concentraciones: a) 0,2 M, b) 0,002 M y c) 2,0 M. A partir de los resultados obtenidos, indique que relación existe entre la concentración inicial del ácido y su porcentaje de ionización.
46. Una solución un ácido monoprótico 0,04 M, se encuentra ionizado en un 14 %. Determine la constante de ionización del ácido.
47. El pH del jugo gástrico del estómago de un individuo es 1,0. Después de haber ingerido algunas tabletas de aspirina, la concentración de ácido acetilsalicílico en su estómago es de 0,2 M. Calcule el porcentaje de ionización del ácido en esas condiciones.
48. ¿Cuál de las siguientes soluciones tendrá un mayor valor de pH? a)  $\text{NH}_3$  0,2 M ó b)  $\text{NaOH}$  0,2 M.
49. Determine que porcentaje de  $\text{NH}_3$  está presente como  $\text{NH}_4^+$ , en una solución de  $\text{NH}_3$  0,08 M.
50. Convierta los siguientes valores de pOH en  $[\text{OH}^-]$  y  $[\text{H}^+]$ : a) 12, b) 0,15, c) 5,5 y d) 3,55.
51. Ordene las siguientes sustancias en orden de acidez creciente: a) jugo de lima,  $[\text{H}^+]=6,0\times 10^{-2} \text{ M}$ , b) tableta antiácida en agua,  $[\text{OH}^-]=2,56\times 10^{-6} \text{ M}$ , c) ácido estomacal,  $\text{pH}=1,8$ , d) café,  $\text{pOH}=8,5$ , e) saliva,  $[\text{H}^+]=2,2\times 10^{-7} \text{ M}$  y f) solución de lejía,  $\text{pOH}=1,2$ .
52. Identifique los pares conjugados ácido-base en las siguientes reacciones:
- a)  $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$       b)  $\text{HClO}_4 + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{ClO}_4^-$
53. Escriba las reacciones que indique el comportamiento ácido de Brønsted-Lowry con el agua para los siguientes compuestos. Señale los pares conjugados ácido-base.
- a)  $\text{H}_2\text{SO}_3$       b)  $\text{HClO}$       c)  $\text{HBr}$       d)  $\text{H}_2\text{S}$       e)  $\text{NH}_4^+$
54. ¿Cuál es el pH de una solución 0,001 M de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? (Asuma que se completa la primera ionización, pero que la segunda solo se completa en un 25 %).
55. En un laboratorio hay cinco diferentes soluciones con valores de pH de 1,0; 5,2; 7,0; 10,2 y 13,0, las cuales perdieron su rotulación y solo se sabe que las soluciones fueron preparadas de las sales siguientes:  $\text{LiOH}$ ,  $\text{SrBr}_2$ ,  $\text{KOCl}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y  $\text{HI}$ , todas a la misma concentración. A) De acuerdo con el valor de pH identifique, de qué sal fue preparada cada solución. B) ¿Cuál debe ser la concentración de las soluciones?
56. Señale cuáles de los siguientes compuestos forman soluciones amortiguadoras cuando se disuelven 0,5 moles de cada compuesto en 1 L de agua.
- a)  $\text{HNO}_2$  y  $\text{KNO}_2$       b)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y  $\text{NH}_3$       c)  $\text{HNO}_3$  y  $\text{KNO}_3$   
 d)  $\text{HOBr}$  y  $\text{Ca(OBr)}_2$       e)  $\text{NH}_3$  y  $\text{BaBr}_2$       f)  $\text{H}_2\text{S}$  y  $\text{LiHS}$
57. Una solución contiene  $\text{HCl}$  y  $\text{NaCl}$  disueltos. ¿Por qué esta solución no puede actuar como amortiguador?
58. Una solución contiene 0,5 moles de  $\text{HClO}$  y 0,5 moles de  $\text{NaClO}$ . Al agregar 0,6 moles de  $\text{KOH}$ , ¿prevendrá el amortiguador un cambio significativo en el pH? Explique detalladamente.

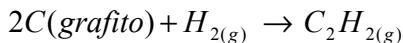
59. Escriba el equilibrio involucrado en el sistema amortiguador de  $\text{H}_2\text{CO}_3$  y  $\text{HCO}_3^-$ . Ilustre las reacciones con las especies  $\text{H}_3\text{O}^+$  y el  $\text{OH}^-$  agregados al sistema.
60. Determine el pH de una solución que se preparó mezclando volúmenes iguales de  $\text{NH}_3$  1,0 M y de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  0,8 M. Además, calcule el pH de la solución luego de agregarse 0,1 moles de HCl por litro de solución.
61. Determine el pH de una solución que resulta de mezclar volúmenes iguales de ácido fórmico 0,5 M y formato de sodio 0,25 M.
62. Se prepara una solución de pH=5,0 a partir de ácido propiónico y propianato de sodio. La concentración de propianato debe ser 1,0 M. ¿Cuál será la concentración del ácido?
63. Explique, lo que sucede en una titulación ácido-base desde el punto de vista de reacciones químicas involucradas.
64. Prediga el comportamiento de las curvas de valoración ácido-base para los siguientes sistemas: a) HCl frente al NaOH, b) HCl frente al  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  y c)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  frente al NaOH. En cada caso la base se agrega al ácido contenido en un matraz.
65. Una muestra de 0,235 g de un ácido monoprótico neutraliza 16,4 ml de una solución 0,085 M de KOH. Calcule el peso molecular del ácido.
66. ¿Cuántos mililitros de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  3,0 M se necesitan para neutralizar 200 ml de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  0,34 N? Adicionalmente, calculé la cantidad en miliequivalentes que se formaran de  $\text{CaSO}_4$ .
67. Una masa de 5,0 g de un ácido diprótico se disolvió en agua y se llevó a un volumen de 250 ml. Determine el peso molecular del ácido sí, 25 ml de esta solución necesitaron 11,5 ml de KOH 1,0 M para ser neutralizado. Asuma que se neutralizan los dos protones del ácido.
68. Un volumen de 12,5 ml de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,5 M neutralizan 50 ml de NaOH. Determine la concentración de la solución alcalina.
69. Una solución se prepara mezclando 450 ml de KOH 0,15 M con 500 ml de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1 M. Calcule las concentraciones en el equilibrio de las especies:  $\text{H}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{OH}^-$  y  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .
70. Se disolvieron 0,253 g de NaOH en suficiente agua destilada y se enraso a un volumen desconocido. Para neutralizar 10 ml de esta solución se necesitaron 15,5 ml de una solución 0,15 N de HCl. Determine la concentración de la solución de NaOH.
71. Se transfirieron 20 ml de una solución de HCl a un balón aforado y se enraso a un volumen final de 100 ml. Para neutralizar 10 ml de la solución diluida se necesitaron 15,5 ml de una solución 0,35 M de NaOH. Calcule la molaridad de la solución concentrada del ácido.
72. Determine el pH del punto de equivalencia en la valoración de los siguientes sistemas ácido-base: a)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1 M con NaOH 0,15 M, b) HCl 0,2 M con metilamina 0,2 M, c) HCl 0,15 M con NaOH 0,1 M.
73. Se tienen 25 ml de NaOH 0,15 M, que se valoran con una solución 0,15 M de HCl. a) determine el pH de la base antes de agregar ácido, b) determine el pH del sistema luego de agregar 10 ml de HCl, c) determine el pH del sistema en el punto equivalente y d) determine el pH del sistema luego de agregar 30 ml de HCl.
74. Se tienen 25 ml de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1 M, que se valoran con una solución 0,1 M de NaOH. a) Determine el pH del ácido antes de agregar la base, b) determine el pH del sistema luego de agregar 5,0 ml de NaOH y c) determine el pH del sistema en el punto equivalente.
75. Indique como funciona un indicador en una reacción ácido-base y que criterios se tienen en cuenta para seleccionar un indicador en una valoración determinada.
76. Si 40 ml de NaOH 0,56 N neutralizan exactamente 1,75 g de un ácido desconocido. ¿Cuál es el peso equivalente del ácido?

77. Escriba las reacciones balanceadas y las expresiones del producto de solubilidad en el equilibrio de los siguientes compuestos: a)  $ZnC_2O_4$ , b)  $CuSO_4$ , c)  $Ag_2CrO_4$ , d)  $CuCO_3$ .
78. ¿Cómo se puede predecir si la mezcla de dos soluciones producirá un precipitado?
79. El cloruro de plata tiene un  $K_{ps}$  mayor que la del carbonato de plata. ¿Qué información aporta el valor de  $K_{ps}$  en cuanto a la solubilidad relativa de estas sales?
80. ¿Cuál es el pH de una solución saturada de hidróxido de zinc?
81. Al añadir 20 ml de  $Ba(NO_3)_2$  0,15 M a 50 ml de  $Na_2CO_3$  0,1 M, ¿precipitará el  $BaCO_3$ ?
82. Calcule el  $K_{ps}$  para las siguientes sustancias a partir de sus correspondientes valores de solubilidad:  $Ag_2CrO_4$   $2,8 \times 10^{-2}$  g/l,  $CuS$   $2,3 \times 10^{-16}$  g/l y  $PbI_2$  0,52 g/l.
83. A partir de los correspondientes valores de  $K_{ps}$  determine el valor de la solubilidad de las siguientes sustancias:  $Fe(OH)_3$   $3 \times 10^{-39}$ ,  $BaSO_4$   $1,7 \times 10^{-10}$  y  $Al(OH)_3$   $2 \times 10^{-33}$ .
84. ¿Cuál de los dos carbonatos de Ag ó de Cu, tiene la mayor solubilidad?  $K_{ps}=8,2 \times 10^{-12}$  para  $Ag_2CO_3$  y  $2,5 \times 10^{-10}$  para el  $CuCO_3$ .
85. Para el  $Ag_2CrO_4$  el  $K_{ps}=2,5 \times 10^{-12}$ . Calcule la solubilidad de la sal en: a) agua pura, b)  $AgNO_3$  0,2 M y c)  $K_2CrO_4$  0,25 M.
86. Calcule las concentraciones finales de  $Na^+$ ,  $C_2O_4^{2-}$ ,  $Ba^{+2}$ , y  $Cl^-$  en una solución preparada mezclando 100 ml de  $Na_2C_2O_4$  0,2 M y 150 ml de  $BaCl_2$  0,25 M.  $K_{ps}=2 \times 10^{-8}$  para el  $BaC_2O_4$ .
87. Se añade lentamente yodo sólido a una solución que es 0,01 M en  $Cu^+$  y 0,01 M en  $Ag^+$ . a) ¿Cuál compuesto precipita primero? b) Calcule la concentración del ión plata en el momento que el  $CuI$  comienza a precipitar.
88. Explique como influye el efecto del ión común en el equilibrio de solubilidad. ¿Por qué disminuye la solubilidad del  $CaCO_3$  en una solución de  $Na_2CO_3$ ?
89. ¿Explique cuál es la diferencia entre calor y energía?
90. Escriba una expresión matemática para la entalpía de una reacción química en función de las entalpías de los reactivos y los productos.
91. A partir de la siguiente reacción:

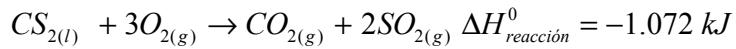
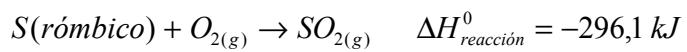
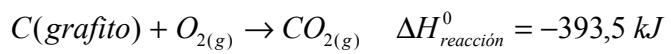


¿Cuál es el valor de  $\Delta H$  si a) la ecuación se multiplica por 2, b) se invierte la dirección de la reacción, c) se forma vapor de agua en lugar de agua líquida.

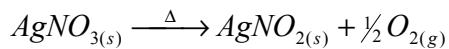
92. Calcule la entalpía estándar de formación del acetileno ( $C_2H_2$ ) a partir de sus elementos? Nota: Consulte en el Handbook de datos físicos y químicos la información necesaria para resolver el ejercicio.



93. Determine la entalpía estándar de formación del disulfuro de carbono ( $CS_2$ ) sabiendo que:



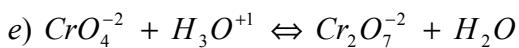
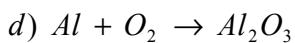
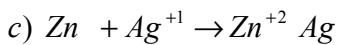
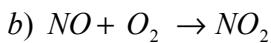
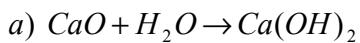
94. La variación de entalpía estándar para la descomposición térmica del AgNO<sub>3</sub> es +78,67 kJ, según la reacción:



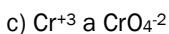
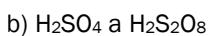
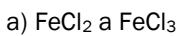
La entalpía estándar de formación del AgNO<sub>3(s)</sub> es -123,02 kJ/mol. Determine el ΔH<sub>f</sub> del AgNO<sub>2(s)</sub>.

## TEMA V. OXIDACIÓN – REDUCCIÓN

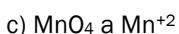
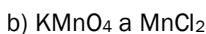
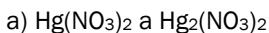
1. Defina los siguientes términos: número de oxidación de un elemento, electroquímica, ánodo, cátodo, agente oxidante, agente reductor, potencial estándar de reducción, potencial estándar de oxidación, fuerza electromotriz, electrodo de trabajo, electrodo de referencia, oxidación, reducción, semireacción, celda electroquímica.
2. Describa detalladamente las características fundamentales de una celda electroquímica. ¿Cuál es la función del puente salino e indique que tipo de electrolito debe utilizarse en el mismo y hacia donde se mueven los iones? Indique las reacciones que ocurren en el ánodo y en el cátodo. Señale el flujo de electrones.
3. Discuta la espontaneidad de una reacción electroquímica en función de su fem estándar ( $E^{\circ}$ celda).
4. Calcule la fem estándar de una celda que emplea las reacciones de semicelda  $Mg/Mg^{+2}$  y  $Cu/Cu^{+2}$  a 25 °C. Escriba la ecuación de la reacción de la celda en condiciones de estado estándar. Adicionalmente, realice el cálculo de la fem, bajo las mismas condiciones para los sistemas  $Ag/Ag^{+}$  y  $Al/Al^{+3}$ ,  $Mg/Mg^{+2}$  y  $Zn/Zn^{+2}$ .
5. Calcule el número de oxidación de cada elemento de los compuestos siguientes:  $HNO_2$ ,  $SbH_3$ ,  $Na_2SO_4$ ,  $H_3PO_3$ ,  $H_2S_2O_7$ ,  $HClO_3$ ,  $K_2MnO_4$  y  $K_2O_2$  (peróxido).
6. Prediga si el  $Fe^{+3}$  puede oxidar los siguientes elementos:
  - a) I<sup>-</sup> a I<sub>2</sub>
  - b) Cu a  $Cu^{+2}$
  - c) Ce<sup>+3</sup> a Ce<sup>+4</sup>
  - d) Al a  $Al^{+3}$
7. Indique cuál especie de cada uno de los siguientes pares es mejor reductor:
  - a) Na o Li
  - b) H<sub>2</sub> o I<sub>2</sub>
  - c) F<sup>3+</sup> o Cu
  - d) Br<sup>-</sup> o Co<sup>+2</sup>
  - e) Ag o Zn
8. Indique cuál especie de cada uno de los siguientes pares es mejor oxidante:
  - a) Cd<sup>+2</sup> o Cr<sup>+3</sup>
  - b) O<sub>2</sub> en medio ácido u O<sub>2</sub> en medio básico.
  - c) MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> o Au
  - d) Li<sup>+</sup> o F<sub>2</sub>
9. En cada una de las siguientes reacciones químicas, determine el número de oxidación de cada elemento e indique si se trata de una reacción de oxido-reducción o no:



10. Escriba una reacción ajustada de ión-electrón para la oxidación de:



11. Escriba una reacción ajustada de ión-electrón para la reducción de:

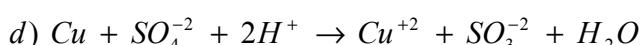
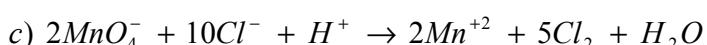
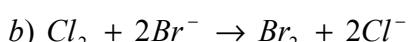
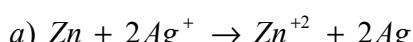


12. ¿Cuántos gramos de  $\text{I}_2$  pueden ser oxidados a  $\text{KIO}_3$  por 16 gr de  $\text{HClO}$ ? El producto es  $\text{HCl}$ .

13. ¿Cuántos mililitros de gas  $\text{O}_2$  a TPS se necesitan para oxidar 1,8 g de  $\text{KI}$  en disolución hasta  $\text{I}_2$ ? (El oxígeno es reducido a  $\text{H}_2\text{O}$ ).

14. Explique tanto escrita como matemáticamente, como se calcula la constante de equilibrio de un sistema a partir de la ecuación de Nernst.

15. A partir de los potenciales de oxidación tabulados, calcule los voltajes de las reacciones siguientes cuando son empleadas como baterías químicas:



16. Escriba y calcule la constante de equilibrio, para cada una de las reacciones del problema anterior a partir de los potenciales de oxidaciones normales, usando la ecuación de Nernst.

17. Determine el potencial de la oxidación del sistema  $Mn^{+2}/MnO_4^-$  en una disolución que tiene las siguientes concentraciones de las especies:  $[Mn^{+2}] = 1 \times 10^{-8} M$ ,  $[H^+] = 1 \times 10^{-5}$  y  $[MnO_4^-] = 1 \times 10^{-2} M$ ?

18. ¿Qué sucederá cuando se introduce Fe ó Cu metálico en una solución de HCl?

19. Cuando se introduce una barra de Ag en una solución que contiene  $Br^- 1M$ , el potencial de oxidación de la Ag aumenta en 0,75 V sobre el potencial normal del  $Ag/Ag^+$ . ¿Cuál es la concentración del  $Ag^+$  en la solución de  $Br^-$ ?

20. Calcule el voltaje de una pila formada por un electrodo de Zn sumergido en una solución de  $Zn^{+2} 0,05 M$ , en una semicelda y en la otra semicelda, por un electrodo de Ni sumergido en una solución de  $Ni^{+2} 1,50 M$ . Escriba la reacción neta de la pila e indique cuál es el ánodo y cuál el cátodo.

21. Calcule la concentración de iones  $Cd^{+2}$  en la pila:

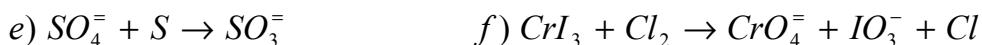


22. En el Proceso de Hall se obtiene aluminio por electrolisis de  $Al_2O_3$  fundido (Bauxita). Las reacciones de electrodo son:

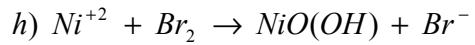
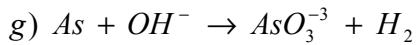
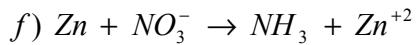
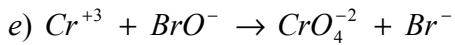
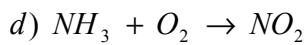
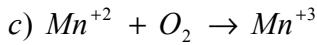
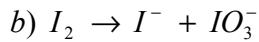


Eventualmente el ánodo de carbono se consume, a) ¿Cuánto carbono se pierde en el tiempo requerido para obtener 1 Kg de Al? b) Cuánto tiempo tomará producir suficiente Al para fabricar 24 latas de cerveza, si para cada envase se utilizan 5,0 g de Al?  $I=50.000 A$  y la eficiencia de la producción es del 88 %.

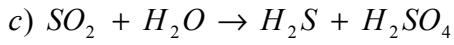
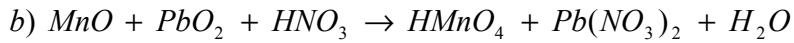
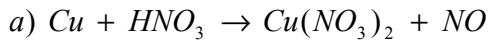
23. Balancee las siguientes ecuaciones por el método de semireacciones y en medio ácido.



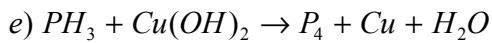
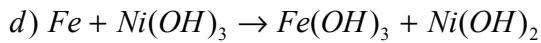
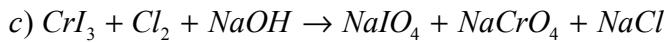
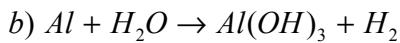
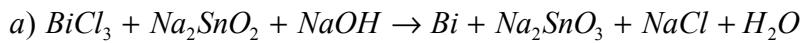
24. Balancee las siguientes ecuaciones por el método de semireacciones y en medio básico.



25. Balancee las siguientes ecuaciones redox (en medio ácido)



26. Balancee las siguientes ecuaciones redox (en medio básico)



### TAREA # 1

1. Exprese tanto matemáticamente como en forma escrita las propiedades del logaritmo natural, de la raíz cuadrada, y de ejemplos en cada caso.
2. Exprese tanto matemáticamente como en forma escrita a que se refiere un factor común, el error absoluto, el error relativo y de ejemplos de cada uno.
3. Resolver las ecuaciones de segundo grado siguientes:

a)  $2x^2 + x + 4 = 0$

b)  $3y^2 - 2y + 2 = 0$

c)  $3z^2 + 2z - 1 = 0$

4. Desarrolle las igualdades siguientes:

a)  $(a + b)^2 = ?$

b)  $(a - b)^2 = ?$

c)  $2(1 - x) = ?$

5. Calcule

a)  $\sqrt[5]{4.3 \times 10^6}$

b)  $\sqrt[3]{590}$

c)  $\frac{10^{10}}{10^4}$

d)  $\frac{10^{-10}}{10^{22}}$

e) El logaritmo de 567, 4.5, 1.18 y de 2977.

f) El antilogaritmo de -4.54, 0.85, -4.055.

g) Si el logaritmo de un número es 1.1461, calcule el número correspondiente.

h) Si el logaritmo de un número es -5.7328, calcule el número correspondiente.

i) Si el antilogaritmo de un número es  $1 \times 10^{18}$ , calcule el número correspondiente.

j) Si el antilogaritmo de un número es  $1 \times 10^{-62}$ , calcule el número correspondiente.

6. A partir de las ecuaciones siguientes despeje las variables que se le indican.

a)  $x^2 = \frac{a \cdot c}{b}$  despeje b y c

b)  $a = \frac{by}{x^2}$  despeje x

c)  $z = \frac{yg}{a^2} + d$  despeje d y a

d)  $a = \frac{b^3 d}{fg}$  despeje b, g y d

## BIBLIOGRAFIA RECOMENDADA

1. Raymond Chang, **Química** séptima Edición, McGraw-Hill, Colombia, 2005.
2. Martin S. Silberberg, **Química General** McGraw-Hill. Mexico. 2000
3. Sydney W. Benson, **Cálculos Químicos** Editorial LIMUSA, S.A. de C.V. Noriega Editores, D.F., México, 2001.
4. Leo J. Malone, **Introducción a la Química** segunda Ed., Editorial Limusa, S.A Wiley, México, 2000.
5. Rafael Araujo Sánchez, **Notas de Química 11** CODEPRE-ULA, Mérida-Venezuela, 1996.
6. Dick, John., **Química Analítica** Editorial El Manual Moderno. México. 1979.
7. Garzón, Guillermo, **Fundamentos de Química General** McGraw-Hill Latinoamericana. Colombia. 1982.
8. Moore, J.; Davies, W. y Collins, R. **Química** McGraw-Hill Latinoamericana. Colombia. 1981.
9. B.M. Mahan y R.J. Myers, **Química Curso Universitario**. 4º Ed.; Addison-Wesley, Venezuela, 1990.

### Enlace WEB de libros gratis

<http://clubdelquimico.blogspot.com>

**Tabla 1. Radicales químicos**

Radical	Nombre	Valencia
$\text{NH}_4^+$	Amonio	+1
$\text{OH}^-$	Hidróxido	-1
$\text{H}^+ \text{ ó } \text{H}_3\text{O}^+$	Hidronio	+1
$\text{ClO}^-$	Hipoclorito	-1
$\text{ClO}_2^-$	Clorito	-1
$\text{ClO}_3^-$	Clorato	1-
$\text{ClO}_4^-$	Perclorato	-1
$\text{SO}_2=$	Hiposulfito	-2
$\text{SO}_3=$	Sulfito	-2
$\text{SO}_4=$	Sulfato	-2
$\text{CO}_3=$	Carbonato	-2
$\text{NO}_2^-$	Nitrito	-1
$\text{NO}_3^-$	Nitrato	-1
$\text{PO}_3=$	Fosfito	-2
$\text{PO}_4^{3-}$	Fosfato	-3
$\text{MnO}_4^-$	Permanganato	-1
$\text{BO}_3=$	Borato	-2
$\text{Cr}_2\text{O}_7=$	Dicromato	-2
$\text{CrO}_4=$	Cromato	-2
$\text{IO}^-$	Hipoyodito	-1
$\text{IO}_2^-$	Yodito	-1
$\text{IO}_3^-$	Yodato	-1
$\text{IO}_4^-$	Peryodato	-1
$\text{CN}^-$	Cianuro	-1
$\text{BrO}^-$	Hipobromito	-1
$\text{BrO}_2^-$	Bromito	-1
$\text{BrO}_3^-$	Bromato	-1
$\text{BrO}_4^-$	Perbromato	-1
$\text{SCN}^-$	Tiocianato	-1



**PROGRAMA DE LA ASIGNATURA QUÍMICA GENERAL 1**

SEM.	CÓDIGO	TEORÍA H/S	PRACT. H/S	LAB. H/S	UNIDAD CRÉDITO	PRELACIÓN
1	CQQI11	4	2	0	5	—

**TEMAS**

**1. ESTEQUIOMETRÍA**

- a. Noción de partícula, átomo, peso atómico, escala "C". Símbolo químico, fórmula química, peso molecular. Cálculo de pesos moleculares.
- b. Concepto de mol. Número de Avogadro. Cálculo de moles.
- c. Reacción química. Ecuación química.
- d. Leyes de la combinación química. Conservación de la masa, proporciones definidas.
- e. Balanceo de ecuaciones.
- f. Cálculo estequiométrico. Porcentaje de rendimiento, reactivo limitante.

**2. ESTRUCTURA ATÓMICA Y ENLACE QUÍMICO**

- a. Introducción a la forma y características de la tabla periódica.
- b. Introducción a los modelos atómicos. El Método Científico.
- c. Introducción a la teoría cuántica. Concepto de orbital. Números cuánticos y llenado de la tabla periódica.
- d. Propiedades periódicas: radio, potencial de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad.
- e. Enlace químico. Tipos de enlace según relación a la tabla periódica. Enlace iónico, enlace metálico.
- f. Enlace covalente. Energía de enlace y orden de enlace. Enlace covalente polar.
- g. Orbitales híbridos.
- h. Repulsión entre pares de electrones y forma de las moléculas.
- i. Polaridad de las moléculas.
- j. Propiedades de los estados agregados y su relación con el tipo de enlaces: iónicos, metálicos, Van Der Waals, ion dipolo y puente de hidrógeno.

**3. ESTADOS DE LA MATERIA**

- a. Relación general entre gases, líquidos, sólidos y soluciones.
- b. Propiedades generales de gases. Experimentos de Boyle, Charles, Gay-Lussac y la relación entre variables.
- c. Gases ideales: la ecuación de estado. Gases reales, la ecuación de Van Der Waals.
- d. Mezcla de gases. Ley de Dalton. Fracción molar de gases.
- e. Cálculo estequiométrico con gases.
- f. Tipos de soluciones. Límites y grado de solubilidad.
- g. Unidades de concentración: molalidad y fracción molar. Propiedades coligativas de soluciones. Ley de Henry y Raoult.

**4. EQUILIBRIO**

- a. Introducción al equilibrio. Velocidad de Reacción. Energía de activación. Constante de equilibrio. Evolución hacia el equilibrio.
- b. Introducción cualitativa de entalpía, entropía y energía libre.
- c. Equilibrio de fase de un solo componente. Relación con procesos dinámicos y energías involucradas.

- d. Molaridad. Equilibrio en fase gaseosa y cambios químicos.
- e. Variables que modifican el equilibrio. Principio de Le Chatelier.
- f. Cálculo con equilibrio en fase gaseosa. Interpretación de resultados.
- g. Equilibrio en solvente como medio. Utilidad en síntesis.
- h. Equilibrio iónico. Disolución de sales. Producto de solubilidad.
- i. Efecto del ion común. Precipitación selectiva. Cálculos estequiométricos con precipitados.
- j. Equilibrio ácido-base. Constante de equilibrio ácido-base.
- k. Funciones pK. Escala de pH.
- l. Cálculo estequiométrico con ácidos y bases fuertes y débiles. Normalidad. Soluciones reguladoras. Interpretación de resultados.

#### 5. OXIDACIÓN - REDUCCIÓN

- a. Definiciones y conceptos de óxido-reducción.
- b. Balanceo de ecuaciones de óxido-reducción.
- c. Representación de pilas galvánicas y electrolíticas. Ejemplos.
- d. Potencial standard. Tabla de potenciales. Cálculo de potencial de una celda. Criterio de espontaneidad de una reacción redox.
- e. Ecuación de Nernst. Cálculo.
- f. Electrólisis. Cálculo estequiométrico con electrólisis.

**Tabla 2. EVALUACIÓN DE LA ASIGNATURA**

TIPO DE EVALUACIÓN	Porcentaje examen (%)/observación
Exámenes parciales (1 examen por cada tema, total 5)	20 cada uno
Examen Diferido	Sustituye la nota de un examen no presentado. <u>Solo bajo justificación médica.</u>
Examen de Reparación	100
Tareas, Exposiciones, otras.	Para nivelación de operaciones básicas en matemáticas.

Tabla 3. Tabla Periódica

## TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

<b>1</b>	<b>H</b>	<b>2</b>	<b>He</b>
1.0079	9.01218	4.00260	
<b>3</b>	<b>Li</b>	<b>4</b>	<b>Be</b>
6.941	22.98977	9.01218	20.179
<b>11</b>	<b>Na</b>	<b>12</b>	<b>Mg</b>
24.305	24.305	12.011	18.998403
<b>19</b>	<b>K</b>	<b>20</b>	<b>Ca</b>
39.0983	40.08	44.9559	40.08
<b>37</b>	<b>Rb</b>	<b>38</b>	<b>Sr</b>
85.4678	87.62	88.9059	87.62
<b>55</b>	<b>Cs</b>	<b>56</b>	<b>Ba</b>
132.9054	137.33	138.9055	178.49
<b>87</b>	<b>Fr</b>	<b>88</b>	<b>Ra</b>
223	226.0254	227.0278	261
<b>21</b>	<b>Sc</b>	<b>22</b>	<b>Ti</b>
47.90	50.9415	51.996	52.9064
<b>39</b>	<b>Y</b>	<b>40</b>	<b>Zr</b>
91.22	91.22	92.9064	95.94
<b>41</b>	<b>Nb</b>	<b>42</b>	<b>Mo</b>
95.94	95.94	98	98
<b>43</b>	<b>Tc</b>	<b>44</b>	<b>Ru</b>
101.07	101.07	102.9055	106.4
<b>45</b>	<b>Rh</b>	<b>46</b>	<b>Pd</b>
107.868	107.868	108.64	112.41
<b>47</b>	<b>Ag</b>	<b>48</b>	<b>Cd</b>
114.82	114.82	118.69	121.75
<b>49</b>	<b>In</b>	<b>50</b>	<b>Sn</b>
118.69	118.69	121.75	127.60
<b>51</b>	<b>Sb</b>	<b>52</b>	<b>Te</b>
121.75	121.75	126.9045	131.30
<b>53</b>	<b>I</b>	<b>54</b>	<b>Xe</b>
126.9045	126.9045	131.30	
<b>55</b>	<b>Cs</b>	<b>56</b>	<b>Ba</b>
132.9054	137.33	138.9055	178.49
<b>72</b>	<b>La</b>	<b>73</b>	<b>Hf</b>
180.9479	180.9479	183.85	183.85
<b>74</b>	<b>W</b>	<b>75</b>	<b>Re</b>
186.207	186.207	190.2	192.22
<b>76</b>	<b>Os</b>	<b>77</b>	<b>Ir</b>
190.2	190.2	195.09	195.09
<b>78</b>	<b>Pt</b>	<b>79</b>	<b>Au</b>
195.09	195.09	196.9665	200.59
<b>80</b>	<b>Hg</b>	<b>81</b>	<b>Tl</b>
200.59	200.59	204.37	207.2
<b>82</b>	<b>Pb</b>	<b>83</b>	<b>Bi</b>
207.2	207.2	208.9804	209
<b>84</b>	<b>Po</b>	<b>85</b>	<b>At</b>
209	210	210	222
<b>87</b>	<b>Fr</b>	<b>88</b>	<b>Ra</b>
223	226.0254	227.0278	261
<b>89</b>	<b>Ac</b>	<b>104</b>	<b>Unq</b>
261	261	262	263
<b>105</b>	<b>Unp</b>	<b>106</b>	<b>Unh</b>
<b>58</b>	<b>Ce</b>	<b>59</b>	<b>Pr</b>
140.12	140.9077	144.24	145
<b>90</b>	<b>Th</b>	<b>91</b>	<b>Pa</b>
232.0381	231.0359	238.029	237.0482
<b>92</b>	<b>U</b>	<b>93</b>	<b>Np</b>
238.029	238.029	237.0482	244
<b>94</b>	<b>Pu</b>	<b>95</b>	<b>Am</b>
244	244	243	247
<b>96</b>	<b>Cm</b>	<b>97</b>	<b>Bk</b>
247	247	251	251
<b>98</b>	<b>Dy</b>	<b>99</b>	<b>Cf</b>
162.50	162.50	164.9304	164.9304
<b>100</b>	<b>Fm</b>	<b>101</b>	<b>Md</b>
167.26	167.26	168.9342	173.04
<b>102</b>	<b>No</b>	<b>103</b>	<b>Lr</b>
173.04	173.04	174.967	