

**QUÍMICA GENERAL I –primavera 2010  
SEMINARIOS**

**I. Ecuaciones Moleculares, Iónicas y de Oxido Reducción**

- 1.- Represente mediante ecuaciones escritas en forma molecular y/o iónicas, según el caso:  
 a.- Disociación de acetato de potasio en solución acuosa e hidrólisis del anión respectivo.  
 b.- Descomposición térmica de carbonato de magnesio sólido, en un sistema abierto y cerrado.  
 c.- Disociación de ácido nitroso en solución acuosa      d.- Deshidratación térmica de hidróx. de cobre (II).  
 e.- Disolución de Zinc metálico en solución acuosa de un álcali fuerte.

2.- Indique si hay reacción al mezclar las soluciones acuosas y escriba las ecuaciones iónicas esenciales cuando corresponda.

- |   |  |
|---|--|
| a.- Hidróxido de sodio y cloruro de potasio         | b.- Hidróxido de potasio y cloruro de calcio |
| c.- Ácido clorhídrico y cianuro de potasio          | d.- Sulfato cúprico e hidróxido de sodio     |
| e.- Cloruro níqueloso y 6 moléc. de NH <sub>3</sub> | f.- Nitrato de plata y cromato de potasio    |

3.- Indique las especies químicas que están presentes en solución acuosa de:

a.- ácido acético	b.- hidróxido de sodio	c.- carbonato de potasio
d.- dicromato de potasio	e.- ácido cianhídrico	f.- cloruro férrico hexahidratado.

4.- Determine el estado de oxidación del nitrógeno y del manganeso en las especies químicas:

NH <sub>3</sub> , KNO <sub>3</sub> , NH <sub>2</sub> OH, HNO <sub>2</sub> , NO <sub>2</sub> , NO, N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , MnCl <sub>2</sub> , MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , Mn, MnO <sub>2</sub> , Mn <sub>3</sub> O <sub>4</sub>
---	--

5.- Complete y ajuste las siguientes ecuaciones escritas en forma iónica. Indique en cada caso el nombre del: Agente reductor, Elemento reducido, Elemento oxidado y Agente oxidante:

a.- Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> + Cl <sup>-</sup> → Cr <sup>+3</sup> + Cl <sub>2</sub>	1/2 ácido	b.- NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + H <sub>2</sub> S → NO + S + H <sub>2</sub> O	1/2 ácido
c.- Mn <sup>2+</sup> + PbO <sub>2</sub> → MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> + Pb <sup>2+</sup> + H <sub>2</sub> O	1/2 ácido	d.- S <sup>2-</sup> + Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> → S + Cr <sup>3+</sup> + H <sub>2</sub> O	1/2 ácido
e.- MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> + S <sup>2-</sup> + H <sub>2</sub> O → MnO <sub>2</sub> + S	1/2 bás	f.- NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> + MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> → NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> + MnO <sub>2</sub>	1/2 básico

6.- Complete y ajuste las siguientes reacciones escritas en forma molecular:

- a.- permanganato de potasio + sulfato ferroso → sulfato manganoso + ion férrico ....  
 b.- sulfuro de hidrógeno + ácido nítrico → azufre + óxido nítrico.  
 c.- dicromato de potasio + hidrógeno sulfurado + ácido clorhídrico → cloruro crómico + azufre + .  
 d.- permanganato de potasio + ác. clorhídrico → cloruro de potasio + cloruro manganoso + cloro  
 e.- dióx. de manganeso + ác. oxálico + ác. sulfúrico → sulfato manganoso + dióxido de carbono  
 f.- peróxido de hidróg. + permanganato potásico + ác. sulfúrico → sulfato manganoso + oxíg. +

7.- Equilibre las siguientes ecuaciones:

a.- Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> + KMnO <sub>4</sub> + H <sub>2</sub> O	→	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> + MnSO <sub>4</sub> + K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
b.- KMnO <sub>4</sub> + H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> + HCl	→	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> + KCl + MnCl <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O
c.- FeSO <sub>4</sub> + KMnO <sub>4</sub> + H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	→	Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> + K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + MnSO <sub>4</sub> + H <sub>2</sub> O
d.- Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> + I <sub>2</sub>	→	Na <sub>2</sub> S <sub>4</sub> O <sub>6</sub> + NaI
e.- H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> + I <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	→	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + HI

## II. Estequiometría

- 1.- Una muestra de Iridio, está formada de dos núclidos. La abundancia relativa del núclido  $^{191}\text{Ir}$  es de 38,5 % y la de su isótopo  $^{193}\text{Ir}$  es de 61,5 %. Calcule el Peso Atómico del Iridio.
- 2.- Los elementos A, B, C, D se encuentran en la siguiente relación respecto a sus masas: 1/2; 2, 5 y 4. Si se escoge como peso del elemento D el valor arbitrario de 80 ¿Cuáles son los pesos atómicos relativos de los otros elementos?.
- 3.- Para el compuesto químico,  $\text{CO}_2$ , calcule: a.- el peso de un mol; b.- el número de átomos de oxígeno contenidos en 12 gramos de compuesto; c.- el número de moles contenidos en 260 gramos de compuesto; d.- el número de átomos en 20 gramos de anhídrido carbónico.
- 4.- La acetona ( $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ ) tiene una densidad de 0,791 g/mL. Calcule el número de moles de acetona que hay en medio litro de este compuesto.
5. - En un compuesto cuya fórmula es  $\text{Sc}_2\text{O}_3$ . Calcule, la composición porcentual y, el número de átomos de Sc en 5 gramos del compuesto.
- 6.- Se dispone de 0,18 moles de un compuesto químico, que presenta la siguiente composición: 1,08 moles de oxígeno: 2,18 gramos de hidrógeno y  $6,5 \times 10^{23}$  átomos de carbono. ¿Cuál es la fórmula global del compuesto ?.
7. - El análisis de un compuesto demuestra que tiene 14 % de potasio; 9,7 % de aluminio; 30,2 % de silicio y 46 % de oxígeno. Calcule la fórmula mínima de este compuesto.
- 8.- ¿Cuántas fórmulas químicas son posibles para un ácido orgánico que presenta la siguiente composición :  
C = 40 %, H = 6,7 % y O = 53,3 % y cuyo peso molecular no es mayor de 100?.
- 9.- 300 mL de un óxido de cloro gaseoso pesan 0,9035 gramos en condiciones normales y tienen una composición porcentual de: Cl = 52,56 % y O = 47,43 %. Derive la fórmula molecular del óxido.
- 10.- El elemento X reacciona con el oxígeno para formar un compuesto cuya fórmula simple es  $\text{X}_2\text{O}_5$ . Si 0,359 gramos de X reaccionan para dar 0,559 gramos de compuesto, calcule el Peso Equivalente y el Peso del elemento X.
- 11.- Se hace reaccionar 10 gramos de níquel con 20 gramos de azufre para obtener sulfuro níqueloso. Calcule la cantidad de sulfuro níqueloso formado e indique cuál de los reaccionantes está en exceso y en que cantidad.
12. - 50 gramos de una muestra de óxido cúprico de 70 % de pureza se hicieron reaccionar con ácido sulfúrico concentrado. El producto obtenido se concentró y cristalizó obteniéndose sulfato cúprico pentahidratado. Si el rendimiento de la preparación fue un 75 %. ¿Cuánto sulfato cúprico pentahidratado se obtuvo?.

### III. Soluciones 1.

1. - Se tiene dos litros de una solución acuosa 0,500 M de cloruro cobáltico indique: a.- ¿Cuál es la molaridad de la solución en relación al ion cloruro ?. b.- ¿ Cuántos moles de sal hay en los dos litros de solución ?. d.- ¿ Cuál es la molaridad de la solución considerando al cloruro cobáltico como sal ?. d.- Si el Peso At. de Co es 59 ¿Cuántos gramos de cobalto hay en los 2 litros de soluc?. e.- ¿ Cuántos moles de átomos de cloro hay en los dos litros de solución ?. f.- ¿ Cuántos átomos de cobalto hay en los dos litros de la solución ?
- 2.- ¿ Que peso de cloruro crómico hexahidratado será necesario pesar para preparar 700 mL de una solución que contenga 20 mg de ion crómico por mL?.
- 3.- Se tiene una solución acuosa de urea al 15 % (p/p). Calcule su molalidad y su fracción molar.
- 4.- Determine la fracción molar de cada uno de los componentes en 70 g de una solución acuosa que contiene 26 g de glicerina (C<sub>3</sub>O<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) y 20 g de acetona (C<sub>3</sub>OH<sub>6</sub>).
- 5.- ¿Qué cantidad de cromato de sodio expresado en gramos se necesita pesar para preparar 250 mL de una solución acuosa 0,200 M?.
- 6.- Calcule la molaridad de una solución acuosa preparada disolviendo 1,89 g de sulfato de sodio y completando a un volumen final de 86 mL
- 7.- Una solución acuosa de ácido sulfúrico es 1,52 molal. ¿Cuál será el % (p/p) y Molaridad ?.
- 8.- Se dispone de una solución acuosa de carbonato de potasio al 69 % p/p y de densidad 1,12 g/mL. Calcule la molalidad, fracción molar, normalidad y molaridad de dicha solución.
- 9.- Se prepara una solución de sulfato cúprico disolviendo en agua 0,50 g de la sal pentahidratada y completando a un volumen de 50 mL Calcule el % p/v, la molaridad y la normalidad de la solución resultante, expresado como sal anhidra. ¿ Existe alguna diferencia con la Molaridad expresada como sal hidratada ? . !
- 10.- Se prepara una solución de amoníaco gaseoso (STP) disolviendo 12,32 mL y completando a un volumen de 250 mL. La densidad de la solución resultante es de 0.984 g/mL. Calcule el % p/v, % p/p, Molaridad y Normalidad de la solución?.
- 11.- Se mezclan 30 mL de solución de ácido sulfúrico 0,300 M con 50 mL de solución acuosa de hidróxido de potasio 0,400 M. a.- Determine que reactivo queda en exceso. b.- Los equivalentes gramos de la sal formada y del reactivo en exceso. c.- La Normalidad y Molaridad de la solución de la sal formada. d.- La Normalidad del reactivo en exceso.
- 12.- Se disuelven 16 g de hidróxido de sodio y 17 g de hidróxido de calcio en un volumen de 350 mL de solución. Calcule la concentración final de ion sodio, ion calcio y de ion hidróxido expresados en equivalentes gramos por litro.
- 13.- Extra. ¿Cuál de las siguientes soluciones de HCl emplearía Ud. para valorar 50 mL de KOH 0,200 Molar, usando un bureta normal de 50 mL, sin realizar diluciones.?
  - a.- 1 lt de HCl 0,100 Normal
  - b.- 1 lt de HCl 36% p/p y densidad = 0,87
  - c.- 1 lt de HCl 0,400 Molar, densidad = 0,9
  - d.- 1 lt de HCl con  $\chi$  HCl = 0,3 y d = 0,98
  - e.- 1 lt de HCl 10 Normal.Explique brevemente su elección

#### IV. Soluciones 2.

1.- Dadas las siguientes soluciones de yodato de potasio: a.- 5% p/v; b.- 0,243 Molar y c.- 1,12 Normal, indique cuál de estas soluciones es la mas concentrada, sabiendo que el yodato al actuar como oxidante pasa a yodo elemental.

2.- ¿A que volumen deben diluirse 250 mL de una solución 0,15 Molar de cloruro de calcio para que la concentración final de ion cloruro sea 0,10 Molar .?

3.- ¿Cuántos mL. de un ácido HX de P.M. = 70 u.m.a. de concentración 38% y densidad 1,18 g/mL, son necesarios para neutralizar 50 mL de una solución de base MOH 0,200 Normal. ?

4.- A 50 mL de solución que contiene 0,35 gramos de un ácido problema se adicionan en exceso, 40 mL de solución de NaOH 0,1 M. El exceso de NaOH se valora con 5 mL de solución de HCl 0,1 M: a.- Determine el peso equivalente del ácido problema. b.- El % p/v de la solución problema. c.- La Normalidad de la solución de ácido problema.

5.- Se disuelven 3,32 g de oxalato de potasio en 50 mL de solución acuosa. Determine la Normalidad, Molaridad y el peso de un equivalente de oxalato en esta solución, cuando reacciona de acuerdo a los siguientes casos: a.-  $K_2C_2O_4 + CaCl_2 \rightarrow CaC_2O_4 + KCl$  b.-  $C_2O_4^{2-} + MnO_4^- + H^+ \rightarrow CO_2 + Mn^{2+} + H_2O$   
En ambos casos las ecuaciones están incompletas y no balanceadas. ¿ Importa esto ?.

6.- Una solución de permanganato de potasio que contiene 158 mg/l, será usada como agente oxidante en medio ácido, donde el ion permanganato pasa a ion manganeso. Calcule la Normalidad de esta solución. ¿Cuál será la Normalidad de la misma solución si el permanganato es usado como sal.?.

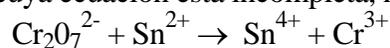
7.- Se prepararon 750 mL de una solución de HCl. De esta solución se toman 25 mL y se diluyen a 100 mL en un matraz aforado. Esta solución se valora tomando 10 mL de NaOH 0.1 M y gastando en cada valoración 12 mL de ácido problema. Determine: a.- la molaridad de la solución original y; b.- los equivalentes gramos en la solución original.

8.- El dicromato de potasio reacciona con sulfato ferroso en medio ácido dando como productos ion crómico y ion férrico. a.- Escriba la ecuación iónica balanceada correspondiente. b.- ¿ Cuál será la Normalidad de la solución de dicromato de potasio si 50 mL de ella contienen 0,98 g del compuesto?. c.- ¿Qué volumen de solución 0,5 M del reductor se requiere para reducir completamente al oxidante?.

9.- 20 mL de una solución 0,1 M de  $S_2O_8^{2-}$  oxidan a 200 mg de una sustancia reductora, calcule el peso equivalente de dicha sustancia reductora, sabiendo que el ion  $S_2O_8^{2-}$  pasa a  $SO_4^{2-}$ .

10.- ¿ Cuántos gramos de tiosulfato de sodio pentahidratado se necesitan para reducir 25 mL de solución acuosa de yodo 0.02 M?.

11.- ¿ Cuántos moles de dicromato de potasio se necesitan para oxidar  $1.56 \times 10^{-2}$  equivalentes gramos de ion estancos en la siguiente reacción cuya ecuación está incompleta, no balanceada.



12.- Para determinar el peso equivalente de un ácido desconocido, Ud. pesó 20 g de él y los disolvió completando a 250 mL de solución. De esta solución tomó 15 mL que se diluyeron a 50 mL De esta última solución Ud. valoró alícuotas de 15 mL gastando en cada valoración 8 mL de solución 0,200 N. ¿Determine el peso equivalente de ácido desconocido?.

13.- ¿Cuántos mL. de una solución de  $KMnO_4$  0,680 M reaccionarán completamente con 42 mL de  $NaHSO_3$  0,16 M ? En la reacción el  $MnO_4^-$  se reduce a  $Mn^{2+}$  y el ion  $SO_3^{2-}$  se oxida a  $SO_4^{2-}$

14.- Se utilizaron 75 mL de una solución de NaOH 0,27 N para neutralizan 2,5 gramos de un ácido desconocido, ¿ Cuál es el peso equivalente del ácido?

**V. Estructura Atómica**

1.- Determine el valor del radio de Bohr ( $a_0$ ) y la Energía ( $E_n$  en eV) para un electrón que gira en la primera órbita del átomo de hidrógeno según las siguientes ecuaciones:

$$v_e = \left( \frac{Ze^2}{n\hbar} \right) \longrightarrow E_n = -\frac{Z^2 e^2}{2n^2 a_0} [eV] = -13,6 \frac{Z^2}{n^2} [eV] \longrightarrow r_n = \frac{n^2 \hbar}{Z^2 m e^2} = \frac{n^2 a_0}{Z^2}$$

Determine el radio y la Energía para esta misma situación con  $n = 1, 2, 3$ , e  $(\infty)$  infinito. ¿Qué significado tiene este último valor?, ¿Cómo se relaciona con el potencial de ionización?.

2.- ¿Qué información **cualitativa** entregan las expresiones ? .

$$\psi_{100} = \left( \frac{1}{\pi a_0^3} \right)^{1/2} e^{-r/a_0} \longrightarrow y \longrightarrow \psi_{210} = \left( \frac{1}{8} \right) \left( \frac{2}{\pi a_0^3} \right)^{1/2} \left( \frac{r}{a_0} \right) e^{-r/2a_0} \cos \theta$$

3.- Determine la longitud de onda  $\lambda$  en Å y la frecuencia ( $\nu$ ) (Hz ó ciclos/seg) de la radiación visible roja (600 nm) y de la luz azul (450 nm). ¿Cuál de estas es de mayor energía ?.

4.- ¿Qué energía debe tener la radiación electromagnética para ionizar un átomo de hidrógeno?. Si se irradia este átomo con luz monocromática de 13,6 eV. ¿Qué le ocurrirá al electrón del hidrógeno? ¿Qué ocurrirá si se irradia el hidrógeno, ahora con luz policromática de 13,7 eV ?.

5.- ¿Qué cambios experimenta un átomo de hidrógeno cuando por absorción de radiación, de suficiente energía, se produce la transición electrónica:  $1s^1 \rightarrow 2p_z^1$

6.- ¿Qué longitud de onda ( $\lambda$ ) tendrá la radiación emitida por el átomo de hidrógeno cuando se produce la transición electrónica:  $3d^1 \rightarrow 1s^1$

7.- Los rayos X son radiación electromagnética de alta energía. Calcule la frecuencia ( $\nu$ ) de un rayo X de  $\lambda$  igual a 0.15 Å y la energía de un cuanto de rayos X en eV.

8.- Utilizando las ecuaciones anteriores determine la energía de la radiación emitida por un electrón del Hidrógeno al pasar de una orbita externa con  $n = 4$  a otra mas interna cuyo  $n = 2$ .

## VI. Estructura Electrónica y Sistema Periódico

1.- La configuración electrónica del Boro es  $1s^2 2s^2 2p^1$ . ¿Qué información entrega esta configuración respecto a los electrones en este átomo ?.

2.- ¿ Qué átomos o iones tienen la configuración:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$  ?.

3.- Escriba la configuración electrónica de: a.-  $_{27}\text{Co}$  ,  $\text{Co}^{2+}$  y  $\text{Co}^{3+}$  b.-  $_{29}\text{Cu}$  ,  $\text{Cu}^{1+}$  y  $\text{Cu}^{2+}$

4.- Para los elementos que tienen las configuraciones electrónicas externas siguientes, indique si son Gases Nobles, Elementos Representativos, de transición o de transición interna.

a.-  $3s^2 3p^3$       b.-  $5s^2 5p^6$       c.-  $4f^3 5d^0 6s^2$       d.-  $4d^{10} 5s^2$

5.- Dadas las configuraciones electrónicas externas de los siguientes elementos que pertenecen a un mismo período.

Elemento	Configuración externa	Elemento	Configuración externa
A	$(n-1) d^1 ns^2$	C	$ns^2 np^2 np^2 np^1$
B	$ns^1$	D	$ns^2$

a.- Ordénelos de acuerdo a su electronegatividad. b.- Indique cuál es el de mayor tamaño. c.- Indique a qué grupo del sistema periódico pertenecen y, d.- Si cada uno reaccionara con el elemento B. ¿Cuáles serían las fórmulas empíricas de estos compuestos ?.

6.- ¿ Cómo se explica que los elementos  $_{20}\text{Ca}$  y  $_{30}\text{Zn}$  que tienen dos electrones en su orbital mas externo, no estén ubicados en el mismo grupo del sistema periódico.

7.- Escriba una serie isoelectrónica en torno a  $_{18}\text{Ar}$ . ¿Cuál de las especies anteriores posee mayor radio ?

8.- Para los elementos  $_{83}\text{Bi}$ ,  $_{56}\text{Ba}$ ,  $_{40}\text{Zr}$  y  $_{13}\text{Al}$  que pertenecen respectivamente a los períodos 6°, 6°, 5° y 3°. Indique para cada átomo: a.- Número de electrones solitarios. b.- Orbitales a que pertenecen estos electrones. c.- Número de orbitales doblemente ocupados. d.- Capas completas que presenta cada uno.

9.- Basándose en la relación existente entre el estado de oxidación máximo y ubicación en la Tabla Periódica, escriba las fórmulas de los: a.- óxidos de: Cesio, Boro, Carbono y Nitrógeno. b.- hidruros de: Cesio, Carbono, Azufre y Cloro. c.- un compuesto que contenga Silicio y Flúor.

10.- Dados dos elementos, A y B, de configuraciones electrónicas:

A =  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$       B =  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

a.- ¿A qué período pertenece cada uno? b.- Escriba la configuración del ion  $A^{3+}$  y, c.- ¿Cuál es la fórmula de la combinación binaria con oxígeno, en la que cada elemento actúa con su máximo número de oxidación?

## VII. Enlace Químico

1.- Defina brevemente los siguientes términos:

A	Polaridad de enlace y de molécula	B	Energía de enlace
C	Geometría y Estructura de una especie química	D	Ángulo de enlace
E	Carga formal	E	Para y día magnetismo

2.- Utilizando la notación de Lewis, escriba la configuración electrónica de las siguientes especies químicas: - Indique en cada caso, los pares de electrones libres y los pares de electrones compartidos

PH <sub>3</sub>	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	BF <sub>4</sub> <sup>-</sup>	I <sub>3</sub> <sup>-</sup>	XeF <sub>4</sub>	P <sub>4</sub>	O <sub>3</sub>	NO <sub>2</sub> <sup>+</sup>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
-----------------	-------------------------------	-------------------------------	------------------------------	-----------------------------	------------------	----------------	----------------	------------------------------	------------------------------	------------------------------

3.- Escriba en notación de Lewis las estructuras electrónicas posibles (estruc. resonantes) de:

a.- O <sub>2</sub> , CO <sub>2</sub> , COCl <sub>2</sub> y SO <sub>2</sub>	b.- SO <sub>4</sub> <sup>-2</sup> , S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>-2</sup> y ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	c.- BF <sub>3</sub> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> y CO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>
--	---	--

- Indique además, que tienen en común las series b y c.

4.-El anión del ácido fórmico, el ion formiato presenta los enlaces C-O de igual longitud. ¿ Es posible explicar este comportamiento utilizando fórmulas de Lewis ? ¿Qué concepto explica este hecho experimental ?

5.- a.- Según la teoría del enlace de valencia. ¿A qué orbitales pertenecen los electrones comprometidos en los enlaces de formados por los compuestos: CCl<sub>4</sub> , CHCl<sub>3</sub> , C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> y C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>.

b.- Averigüe cuál es la estructura y geometría de cada uno de ellos, e indique el tipo de hibridación que se debe asignar a cada átomo de carbono en cada molécula para dar cuenta de la geometría.

6.- a.- Indique porqué existe el compuesto PF<sub>5</sub> y no así el NF<sub>5</sub> b.- Indique ¿Cuál o cuales de los siguientes compuestos espera Ud. que exista ? OF<sub>2</sub>, OF<sub>4</sub> y/o OF<sub>6</sub>.

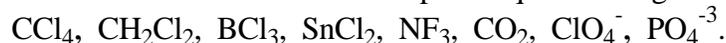
7.- Aplicando la Teoría de la Mínima Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia TRPECV, a **algunas** de las especies químicas siguientes:

a.- ICl<sub>2</sub><sup>-</sup> b.- SnCl<sub>3</sub><sup>-</sup> c.- SF<sub>4</sub> d.- IF<sub>6</sub><sup>+</sup> e.-CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> f.- C<sub>2</sub>Cl<sub>4</sub> g.- CS<sub>2</sub>

h.- SO<sub>3</sub> i.- SF<sub>2</sub> j.- ICl<sub>3</sub> k.- NF<sub>3</sub> l.- POCl<sub>3</sub> m.- NO<sub>2</sub><sup>-</sup> n.- NO<sub>2</sub><sup>+</sup>

Confeccione una tabla en que se indique para ellos: - el número total de electrones; - la distribución espacial de los pares de electrones en torno al elemento central (complemente con un dibujo); - el número de pares de electrones compartidos; - el número de pares de electrones no compartidos, alrededor del elemento central.; - la estructura y geometría de la especie química (complemente este punto con un dibujo); - el tipo de hibridación que deberá atribuir a los orbitales atómicos del elemento central (sólo el elemento central), para dar cuenta de la respectiva geometría de la molécula; - las desviaciones que experimentan los ángulos de enlaces teóricos (derivados de la correspondiente geometría) debido a la presencia de los pares de electrones no compartidos y ; -el número de enlaces  $\sigma$  y  $\pi$  que presenta cada especie.

8.- Indique en forma cualitativa cuáles de las especies químicas siguientes, presentan momento dipolar:



9.- Para las especies químicas: CH<sub>3</sub>COOH, CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>, CH<sub>3</sub>CONH<sub>2</sub>, B(OH)<sub>3</sub> ó H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>

- Determine, tanto la estructura como la geometría de la especie (dibújela); - Individualice los distintos ángulos de enlace mediante una numeración adecuada y; señale cuáles de ellos presentan desviaciones respecto a los ángulos teóricos; - Atribuya a cada elem. central el tipo de hibridación adecuada a la geometría por Ud. indicada previamente. (Es recomendable obtener primero la representación de Lewis)

10.- Para los compuestos NO y CO, construya un Diagrama de Orbitales Molec. e, indique:- Cuántos electrones están en los Orbitales Molec.  $\sigma$ ; - Cuántos electrones están en los Orbitales Molec.  $\pi$  y, - Cuántos electrones no pareados presenta la molécula y que tipo de orbital(es) ocupa (n).

11.- Utilizando un diagrama de orbitales moleculares, prediga en forma relativa las energías de enlace de las especies: F<sub>2</sub>, F<sub>2</sub><sup>-</sup> y F<sub>2</sub><sup>+</sup>

12.- Utilizando un Diagrama de valores de Energía de Ionización Orbital (que se encuentra en el fichero), construya a escala, un Diagrama de Orbitales Moleculares para cada uno de los siguientes compuestos:  $H_2$ ,  $HCl$ ,  $HF$ ,  $NaF$  y  $KF$ . - Analice el diagrama resultante en cada caso ¿Qué propiedad de los elementos quedan explicitados en estos diagramas ?.

**VIII. Equilibrio Químico**

1. Calcule la constante de equilibrio  $K_c$  para la reacción a 500 °C:  $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$  sabiendo que a dicha temperatura  $K_p = 1,5 \cdot 10^{-6}$ . (R:  $6,03 \times 10^{-3}$ )

2. Una mezcla de 0,81 moles de  $N_{2(g)}$  y 0,53 moles de  $H_{2(g)}$  se introduce en un recipiente de un litro y se mantiene el sistema a la temperatura T. Se establece entonces el siguiente equilibrio:

$N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightleftharpoons 2 NH_{3(g)}$ . La concentración de amoníaco en equilibrio resulta ser 0,02 moles/L.

a) ¿Cuáles son las concentraciones de nitrógeno e hidrógeno en el equilibrio?. (R:  $[N_2] = 0,8 \text{ M}$ ;  $[H_2] = 0,5 \text{ M}$ ).

b) ¿Cuál es el valor de  $K_c$  a la temperatura del experimento? (R:  $4 \cdot 10^{-3}$ ).

3. A cierta temperatura y a la presión de 1 atmósfera, el tetróxido de dinitrógeno se encuentra disociado en un 20%, según el equilibrio:  $N_{2O_{4(g)}} \rightleftharpoons 2 NO_{2(g)}$ . Suponiendo que inicialmente hay 1 mol de  $N_{2O_4}$ .

a) ¿Cuántos moles de  $N_{2O_4}$  gaseoso están presentes en el equilibrio?.

b) ¿Cuál es el número total de moles de gas? (R: 1,2 moles).

c) ¿Cuáles son las presiones parciales de cada gas?.

d) ¿Cuál es el valor de  $K_p$  a dicha temperatura? (R: 0,167 ).

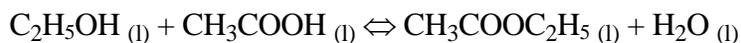
4. La mezcla en equilibrio:  $2 SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 SO_{3(g)}$ , contenida en un recipiente de 1 litro, a 600 °C, presenta la siguiente composición: 0,5 mol de  $SO_2$ , 0,12 mol de  $O_2$  y 5 moles de  $SO_3$ .

a) Calcule la constante de equilibrio,  $K_c$  a 600 °C.

b) Calcule  $K_p$ .

c) ¿Cuántos moles de oxígeno deben introducirse en el matraz de reacción, a 600°C, para aumentar la concentración de  $SO_3$  hasta 5,2 M ? (R: 0,34).

5. Al hacer reaccionar 1 mol de etanol con 1mol de ácido acético, el equilibrio se alcanza cuando se ha formado 2/3 de éster. Calcule cuántos moles de éster se forman al hacer reaccionar 2 moles de etanol y 1 mol de ácido acético. La ecuación correspondiente a dicho equilibrio es:



(R: 0,8453 moles).

6. La constante de equilibrio de la reacción:  $PCl_5_{(g)} \rightleftharpoons PCl_3_{(g)} + Cl_2_{(g)}$  es  $K_c = 0,0416$  a 250 °C. Si se tiene un sistema gaseoso a 250 °C, cuya composición es:  $[PCl_5] = 1 \text{ M}$ ,  $[PCl_3] = [Cl_2] = 0,204 \text{ M}$  ¿Cuáles serán las nuevas concentraciones en equilibrio al reducir a la mitad la presión del sistema?.

(R:  $[PCl_5] = 0,435 \text{ M}$ ,  $[PCl_3] = [Cl_2] = 0,1345 \text{ M}$ )

7. El valor de  $K_c$  para la reacción:  $H_{2(g)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)} + CO_{(g)}$ , es 0,771 a 750 °C . Al calentar a dicha temperatura una mezcla de 1 mol de  $H_2$  y 1 mol de  $CO_2$  en un recipiente de 1 litro de capacidad. ¿Cuáles son las concentraciones de las diferentes especies en equilibrio?.

(R:  $[H_2] = [CO_2] = 0,532 \text{ M}$ ,  $[H_2O] = [CO] = 0,468 \text{ M}$ )

8.- La mezcla en equilibrio:  $SO_{2(g)} + NO_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)} + NO_{(g)}$ , contenida en un reactor de 1 litro de capacidad, presenta la siguiente composición:  $[SO_2] = 0,8 \text{ M}$ ,  $[NO_2] = 0,1 \text{ M}$ ,  $[SO_3] = 0,6 \text{ M}$  y  $[NO] = 0,4 \text{ M}$ . ¿Cuántos moles de  $NO_{(g)}$  deben introducirse en el reactor para aumentar la concentración de  $NO_2$  a 0,3 M, manteniendo constante la temperatura ? . (R: 2,05 moles)

9. Para cada uno de los siguientes sistemas en equilibrio:

A)  $H_2O_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + 1/2O_{2(g)}$   $\Delta H^\circ = 58 \text{ kcal}$

B)  $MgCO_{3(s)} \rightleftharpoons MgO_{(s)} + CO_{2(g)}$   $\Delta H^\circ = 29 \text{ kcal}$

C)  $3 O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 O_{3(g)}$   $\Delta H^\circ = 68 \text{ kcal}$

D)  $CO_{(g)} + 2 H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_3OH_{(g)}$   $\Delta H^\circ = -22 \text{ Kcal}$

E)  $4 HCl_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 H_2O + 2 Cl_{2(g)}$   $\Delta H^\circ = - 27 \text{ Kcal}$

- a) Escriba la expresión de la constante de equilibrio  $K_c$ .
- b) Escriba una expresión que relacione  $K_c$  con  $K_p$ .
- c) Prediga el efecto que tendrían, separadamente, un aumento de presión y una disminución de la temperatura.

.....  
 Valores actuales de carga y masa de partículas elementales.

	carga (cb)	carga (ues)	masa (gramos)	masa (uma)
$P^+, p, {}^1_1H^1$	$+ 1,602 \cdot 10^{-19}$	$+ 4,80286 \cdot 10^{-10}$	$1,6724 \cdot 10^{-24}$	1,00728
$n_0, {}^1_0n^1$	0	0	$1,675 \cdot 10^{-24}$	1,008671
$e^-, \beta^-, {}_{+1}e^0$	$- 1,602 \cdot 10^{-19}$	$- 4,80286 \cdot 10^{-10}$	$9,1083 \cdot 10^{-28}$	0,000549

Unidades de conversión.

$1 \text{ ues} = 1 \text{ g}^{1/2} \text{ cm}^{3/2} \text{ seg}^{-1}$	$1 \text{ Volt cb} = 1 \text{ Joule}$	$c = 3 \cdot 10^{10} \text{ cmseg}^{-1}$	$1 \text{ erg} = 1 \text{ g cm}^2 \text{ seg}^{-2}$
$R_H = 199.677,581 \text{ cm}^{-1}$	$N_0 = 6,023 \cdot 10^{23}$	$1 \text{ uma} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$	$1 \text{ cal} = 4,18 \cdot 10^7 \text{ erg}$
$h = 6,625210^{-27} \text{ erg seg}$	$1 \text{ A}^\circ = 10^{-8} \text{ cm}$	$1 \text{ eV/at} = 23,06 \text{ Kcal/mol}$	$1 \text{ Joule} = 10^7 \text{ erg}$
$1 \text{ curie} = 3,710^{10} \text{ des seg}^{-1}$	$1 \text{ uma} = 931,5 \text{ MeV}$	$1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-12} \text{ erg}$	$1 \text{ atm L} = 24,12 \text{ cal}$

**Números atómicos (z) utilizados**

N = 7      O = 8      F = 9      Si = 14      S = 16      Cl = 17      Cr = 24

**Pesos atómicos utilizados (u.m.a.)**

H = 1	C = 12	B = 10,811	N = 14	O = 16	Na = 23	S = 32
P = 30,97	Cl = 35,453	K = 39,1	Ca = 40,08	V = 50,94	Cr = 51,996	Mn = 54,9
Fe = 55,85	Ni = 58,71	Cu = 63,54	As = 74,9	Ag = 107,9	I = 126,9	Ba = 137,34

**ESTRUCTURA Y GEOMETRÍA MOLECULAR**  
**COMPUESTOS DE FORMULA GENERAL AX<sub>m</sub>E<sub>n</sub>**

**Enlace. (Teoría de Enlace de Valencia, Estereoquímica).**

AX <sub>m</sub> E <sub>n</sub>	m	n	Distribución de pares	Geometría	Ángulo X - A - X		Hibridación Elem. Central	Ejemplos
					Teórico	Experim		
AX <sub>2</sub>	2	0	Lineal	Lineal	180°	180°	sp	BeF <sub>2</sub> , CO <sub>2</sub>
AX <sub>3</sub>	2	1	plana trigonal	plana trigonal	120°	120°	sp <sup>2</sup>	BF <sub>3</sub> , NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
AX <sub>2</sub> E	2	1	plana trigonal	Angular	120°	95°	sp <sup>2</sup>	SnCl <sub>2</sub> , O <sub>3</sub>
AX <sub>4</sub>	4	0	Tetraédrica	Tetraédrica	109,5°	109,5°	sp <sup>3</sup>	CH <sub>4</sub> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
AX <sub>3</sub> E	3	1	Tetraédrica	Pirámide base trigonal	109,5°	107,5°	sp <sup>3</sup>	NH <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
AX <sub>2</sub> E <sub>2</sub>	2	2	Tetraédrica	Angular	109,5°	104,5°	sp <sup>3</sup>	H <sub>2</sub> O, SCl <sub>2</sub>
AX <sub>5</sub>	5	0	bipiramide base trigonal	Bipiramide base trigonal	90° y 120°	90° y 120°	sp <sup>3</sup> d	PCl <sub>5</sub> , AsF <sub>5</sub>
AX <sub>4</sub> E	4	1	bipiramide base trigonal	Tetraedro irregular	90° y 120°		sp <sup>3</sup> d	SF <sub>4</sub> , IF <sub>4</sub> <sup>+</sup>
AX <sub>3</sub> E <sub>2</sub>	3	2	bipiramide base trigonal	Forma de T	90° y 120°	90° - 87°	sp <sup>3</sup> d	ClF <sub>3</sub> , BrCl <sub>3</sub>
AX <sub>2</sub> E <sub>3</sub>	2	3	bipiramide base trigonal	Lineal	180°	180°	sp <sup>3</sup> d	XeF <sub>2</sub> , I <sub>3</sub> <sup>-</sup>
AX <sub>6</sub>	6	0	Octaédrica	Octaédrica	90°	90°	sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	SF <sub>6</sub> , IOF <sub>5</sub>
AX <sub>5</sub> E	5	1	Octaédrica	Pirámide base cuadrada	90°	84,5°	sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	BrF <sub>5</sub> , TeF <sub>5</sub> <sup>-</sup>
AX <sub>4</sub> E <sub>2</sub>	4	2	Octaédrica	Plana cuadrada	90°	90°	sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	XeF <sub>4</sub> , ICl <sub>4</sub> <sup>-</sup>

AX<sub>m</sub>E<sub>n</sub> : Fórmula general para un compuesto simple con un sólo elemento central

A : Elemento central : E.C.

X : Elemento o átomo unido al elemento central

m : N° átomos de X en el compuesto

E : Par de electrones no compartidos

n : N° de átomos de electrones no compartidos.