

PROBLEMAS DE QUÍMICA DE 2º DE BACHILLERATO

Nota preliminar.- Los problemas señalados por * han sido propuestos en pruebas de acceso a la Universidad.

FÓRMULAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

1. - Conocidas la fórmula del carbonato de sodio y las masas atómicas correspondientes. Determinar la masa molar de esta sustancia, la composición centesimal de cada elemento en ese compuesto y los gramos de cada uno de los elementos que existen en 500 g de compuesto puro. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Na = 23.

Sol: $MM(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; 43,4% de Na, 11,3 % de C y 45,3% de Oxígeno, 217 g de Na, 56,5 g de C y 226,5 g de Oxígeno.

2.- (Sobre composición centesimal). Calcular la composición centesimal de las siguientes sustancias: a) Na_2O ; b) NaOH . Masas atómicas: Na = 22,990; O = 16,000; H = 1,008.

Sol: a) 74,18 % de Na y 25,82 % de O; b) 57,48 % de Na, 2,52 % de H y 40,00 % de O.

3. - Calcular la masa de Calcio que habrá en 400 g de CaO . Masas atómicas: O = 16,00; Ca = 40,08
Sol.: 285,88 g.

4.- * Al analizar un hidrato de carbono hemos obtenido la siguiente composición centesimal: 40 % de Carbono, 6,71 % de Hidrógeno y 53,29 % de Oxígeno. Por otro lado, averiguamos que su masa molecular es 180. Calcular la fórmula empírica y molecular. Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Sol: CH_2O y $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

5.- Un hidrocarburo gaseoso contiene un 80 % de C. Sabemos que 1,342 g de dicho hidrocarburo ocupan un volumen de 1 litro, medido en condiciones normales. Calcular su fórmula empírica y molecular. Masas atómicas: C = 12; H = 1.

Sol: CH_3 ; C_2H_6 .

6.- Un hidrocarburo contiene un 85,7 % de C, siendo su densidad 1,875 g/l, en C.N. Hallar su fórmula empírica y molecular. Masas atómicas: C=12; H = 1.

Sol.: CH_2 ; C_3H_6 .

7.- Una sustancia gaseosa tiene una densidad de 1,11 g/L, medida a 740 mmHg y 27°C. Calcular su masa molecular.

Sol: 28,06 g . mol^{-1}

8.- Un hidrocarburo contiene un 80 % de C. Calcular su fórmula empírica y molecular, sabiendo que 8 g de esa sustancia contienen $1,606 \cdot 10^{23}$ moléculas. Masas atómicas: C = 12; H = 1.

Sol: CH_3 ; C_2H_6 .

9.- El Sulfato de Cobre (II) cristaliza acompañada la molécula de un cierto número de moléculas de agua. Al deshidratar el compuesto hidratado observamos que el agua de cristalización supone un 36,07 %. Calcular el número de moléculas de agua de cristalización que contiene.

Masas atómicas: Cu = 63,5; S = 32; O = 16; H = 1.

Sol: 5 moléculas de agua.

10.- Un mineral contiene un 50 % de Sulfuro de cinc. ¿ Qué porcentaje de Zn hay en el mineral?.

Masas atómicas; Zn = 65,4; S = 32.

Sol: 33,6 %.

11.- * (Sep. 94). La combustión de 2,573 g de un compuesto orgánico dio 5,143 g de CO₂ y 0,9015 g de H₂O. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto, si sólo contenía C, H y O?.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Sol: C₇H₆O₄.

12.- *(Jun. 95). El análisis de un compuesto da la siguiente composición centesimal: 4,79% de hidrógeno, 38,1% de azufre y 57,1% de carbono. Sabiendo que la cantidad de moléculas existentes en 5 g del compuesto es $1,8 \cdot 10^{22}$, determinar la fórmula molecular del mismo.

Masas atómicas: C = 12; S = 32; H = 1.

Sol: C₈H₈S₂.

13.- *(Sept. 96). ¿Cuál es la composición porcentual de un latón rojo, que contiene únicamente Cu, Pb, y Zn, si una muestra que pesa 1,528 g produce 0,0120 g de PbSO₄ y 0,2206 g de Zn₂P₂O₇?

Masas atómicas: Pb = 207,2; Zn = 65,38; P = 30,97; S = 32; O = 16.

Sol: 0,53% de Pb, 6,17% de Zn y 93,3% de Cu.

14.- *(Sept. 97). Una muestra de 0,596 g de un compuesto, formado sólo por Boro e Hidrógeno, ocupa 484 mL, a 273 K y 1 atm. Cuando esa muestra se quema en presencia de Oxígeno, se obtiene 1,17 g de agua. Calcular la fórmula molecular del compuesto.

Masas atómicas: B = 11; H = 1; O = 16.

Sol: B₂H₆.

15.- Un compuesto orgánico contiene C, H y O. La combustión de 1,275 g de sustancia produce 1,869 g de dióxido de carbono y 0,765 g de agua. Se sabe que a 80°C y 745 mmHg, 0,641 g de sustancia ocupan 316 cm³. Calcular su fórmula empírica y molecular.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Sol.: CH₂O; C₂H₄O₂.

16.- El ácido cítrico está compuesto por C, O y H. Una muestra de 1,000 g de este compuesto da por combustión 1,3742 g de CO₂ y 0,3748 g de agua. Si su masa molecular es 192 g.mol⁻¹, determinar su fórmula molecular.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Sol: C₆H₈O₇.

17.- En la combustión total de 3,525 g de un compuesto, que contiene C, H y O, se obtuvieron 7,755 g de CO₂ y 4,23 g de agua. Esos gramos de muestra, en forma de vapor, ocupan 658 mL, medidos en c.n. Determinar la fórmula molecular del compuesto.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Sol: C₆H₁₆O₂.

17 (I). - (Extremadura, 1999). 1,00 g de una sustancia orgánica gaseosa dio por oxidación 1,45 g de CO₂ y 0,600 g de H₂O. El compuesto orgánico ocupa, en condiciones normales, un volumen molar de 747 cm³. Calcular: a) su fórmula empírica; b) su fórmula molecular y el nombre del compuesto.

Masas atómicas en u.m.a. H = 1; C = 12; O = 16. R = 0,082 at.L.mol⁻¹.K⁻¹.

Sol: C H₂O; Metanal

17 (II). - (Extremadura, 2000). Una muestra de 27,37 g de potasio metálico se trata con exceso de oxígeno, convirtiéndose por completo en óxido de potasio. La masa final es 32,97 g. Conocida la masa atómica del oxígeno, 16,0 u. Calcule la masa atómica del potasio.

Sol: 39,1 u

17 (III). - (Extremadura, 2001). El análisis de un compuesto orgánico proporcionó los siguientes resultados de composición centesimal: 54,5% de carbono, 9,1% de hidrógeno y 36,4% de oxígeno. Se determinó también su masa molecular, 88 g/mol. Deduzca la fórmula molecular del compuesto y escriba una estructura desarrollada con su nombre.

Sol.: C₄H₈O₂, Existen varias posibilidades para la estructura del compuesto

17 (IV). - (Extremadura, 2001). El hierro forma dos cloruros, uno con 44,20% de Fe y el otro con un 34,43% de Fe. Determine la fórmula empírica de ambos y nómbralos. Masas atómicas: Fe = 55,8; Cl = 35,5

Sol.: FeCl₂; FeCl₃. Dicloruro de Hierro y tricloruro de hierro. Cloruro de hierro (II) y cloruro de hierro (III)

17 (V). - (Extremadura, 2002). En la combustión de 2,37 g de carbono se forman 8,69 g de un óxido gaseoso de este elemento. Un litro de este óxido, medido a 1 atm de presión y a 0°C, pesa 1,98 g. Obtenga la fórmula empírica del óxido gaseoso formado. ¿Coincide con la fórmula molecular?. Masas atómicas: C = 12,0; O = 16,0.

Sol.: CO₂. Coinciden ambas fórmulas.

17 (VI). (Extremadura, 2003). Un gramo de compuesto orgánico gaseoso, constituido sólo por C, H y O, ocupa en condiciones normales un volumen de 747 cm³. Al quemar el gramo del compuesto se obtuvieron 1,46 g de CO₂ y 0,60 g de H₂O. Determine la fórmula molecular del compuesto e indique su nombre. Masas atómicas: C = 12,0; O = 16,0; H = 1,0.

Sol.: CH₂O; Metanal

17 (VII). (Extremadura, 2003). Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: 26,7 % de C, 2,2 % de H y 71,1 % de O. Si su masa molecular es 90, calcule la fórmula molecular del compuesto y nómbralos. Masas atómicas: C = 12,0; O = 16,0; H = 1,0.

Sol.: C₂H₂O₄. Ácido etanodioico. Nombre vulgar aceptado por la I.U.P.A.C.: Ácido oxálico

17 (VIII). (Extremadura, 2004). Una muestra pura de 1,35 g de calcio metálico se convierte cuantitativamente en 1,88 g de CaO, también puro. Suponiendo que el peso atómico del oxígeno es 16,0 g/mol, calcule a partir de los datos del problema, el peso atómico del calcio.

Sol.: 40,8

17 (IX). (Extremadura, 2004). Un compuesto orgánico A contiene el 81,81 % de C y el 18,19 % de H. Cuando se introducen 6,58 g de este compuesto en un recipiente de 10 L a 327 °C, se alcanza una presión de 560 mmHg. Calcular: a) la fórmula molecular del compuesto A; b) el nombre del compuesto. Masas atómicas: C = 12,0; H = 1,0.

Sol: C₃H₈; propano

17 (X). (Extremadura, 2005). Calcular la masa atómica del bromo, sabiendo que 6,24 g de plata reaccionan con bromo formando 10,85 g de bromuro de plata. Masa atómica de la plata 107,9.

Sol.: 79,7 u

17 (XI).- (Extremadura, 2007). Un óxido de hierro está formado por un 69,9 % de hierro y el resto oxígeno. Calcular: a) la fórmula empírica del óxido; b) los gramos de óxido que se formarán a partir de 1,65 g de hierro. Masas atómicas: Fe = 55,8; O = 16.

Sol.: a) Fe_2O_3 ; b) 2,36 g de óxido.

GASES

18.- La densidad del aire en c.n. es 1,293 g/L. Calcular la densidad que tendrá si duplicamos la presión sin variar la temperatura.

Sol: 2,586 g.L⁻¹

19.- El aire contenido en la cubierta de un automóvil se encuentra a una temperatura de 25°C y 2 at de presión. Calcular la presión que soportará el neumático si debido al rozamiento la temperatura se eleva a 50°C.

Sol: 2,168 at.

20.- Disponemos de 1 L de un gas, medido en c.n. Calcular el volumen que ocupará el gas a una presión de 780 mmHg y 27°C.

Sol: 1,07 L.

21.- ¿Cuál es la densidad del CO_2 en c.n.? ¿Cuál será a 100°C y 1,5 at?.

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

Sol: 1,96 g/L y 2,16 g/l

22.- Un recipiente de los usados como pulverizador, de 250 mL de volumen, contiene cierto gas propelente. Calcular los moles de este gas que quedan residuales dentro del recipiente cuando este se agote y justificar la sabiduría del consejo de no arrojar estos recipientes agotados al fuego. Considerar una presión atmosférica de 770 mmHg y una temperatura de 30°C.

Sol: 0,01 moles.

23.- Una botella de acero contiene 6,83 Kg de gas nitrógeno, a 27°C y 4 at de presión. Mediante un inyector se introducen en la botella 3,91 Kg de gas oxígeno. Calcular la presión total en la botella. Masa atómica del nitrógeno = 14.

Sol: 6 atm.

24.- 100 L de aire, con una humedad relativa del 60 %, se encuentran a 25°C y 1,25 at. Hallar el volumen que ocupará ese aire seco, a 50°C y 1 at. La presión de vapor H_2O a 25°C es 23,76 mmHg.

Sol: 133 L.

25.- Una mezcla gaseosa, compuesta por un 2% de hidrógeno, 64% de oxígeno y el resto nitrógeno, se encuentra en c.n. Calcular la presión parcial de cada gas y la densidad de la mezcla.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; N = 14.

Sol: $P_{\text{H}_2} = 0,237$ at; $P_{\text{O}_2} = 0,475$ at; $P_{\text{N}_2} = 0,288$ at; $d = 1,06$ g/L.

26.- A 4°C, tenemos una mezcla de 32 g de metano (CH_4) y 44 g de dióxido de carbono (CO_2) encerrados en un recipiente en el que la presión es de 740 mmHg. Calcular las presiones parciales de cada gas, el volumen del recipiente y el número total de moléculas encerradas en el recipiente.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Sol: $P(\text{CH}_4) = 493,33 \text{ mmHg}$; $P(\text{CO}_2) = 246,67 \text{ mmHg}$; 70 L; $1,8066 \cdot 10^{24}$ moléculas.

*27 (I). - (Extremadura, 2000). En un reactor de 10 L se introducen 2,0 g de hidrógeno (H_2), 8,4 g de nitrógeno (N_2) y 4,8 g de metano (CH_4) y se lleva la temperatura hasta $100 \text{ }^\circ\text{C}$. Los gases no reaccionan entre sí en estas condiciones. ¿Cuál es la presión parcial de cada uno de los gases?. ¿Qué presión total se alcanza en el reactor si la temperatura se eleva hasta $175 \text{ }^\circ\text{C}$?

Sol.: a) $P(\text{H}_2) = 3,05 \text{ at}$; $P(\text{N}_2) = P(\text{CH}_4) = 0,9 \text{ at}$; b) 5,88 at.

*27 (II). - (Extremadura, 2003). Considere una muestra de 158 g de trióxido de azufre a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ (gas ideal) en un recipiente de 10 L de capacidad. ¿Qué presión ejerce el gas?. ¿Cuántas moléculas de oxígeno harían falta para ejercer la misma presión?. ¿Qué masa de dióxido de azufre puede obtenerse de la descomposición de la muestra de trióxido de azufre, si el rendimiento es del 85 %?. Masas atómicas: S = 32,1; O = 16,0.

Sol.: 4,83 at; $1,19 \cdot 10^{24}$ moléculas de O_2 ; 107,44 g de SO_2 .

*27 (III). - (Extremadura, Junio 2008). Considerando que el SO_3 es gaseoso en c. n. de presión y temperatura, a) ¿Qué volumen, en c. n., ocuparán 160 g de SO_3 ?; b) ¿Cuántas moléculas de SO_3 contiene dicho volumen? Y ¿cuántos átomos de oxígeno?. Datos: masas atómicas: O = 16,0; S = 32,0; Número de Avogadro $6,022 \cdot 10^{23}$.

Sol.: a) 44.8 L; b) $1,204 \cdot 10^{24}$ moléculas de SO_3 y $3,613 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno.

DISOLUCIONES

28.- Queremos preparar una disolución de una sal en agua cuya concentración sea del 30%, para ello disolvemos 30 g de soluto en 100 mL de agua. ¿Qué error cometemos?

Sol: Error del 23,1 % por defecto.

29.- * El grado alcohólico de una bebida expresa la concentración centesimal en volumen de alcohol. Sabiendo que la densidad del etanol es $0,8 \text{ g/cm}^3$. Calcular el volumen y los gramos de alcohol contenidos en 1 litro de bebida de 20° .

Sol. 200 mL y 160 g de alcohol por cada litro de bebida.

30.- Se disuelven 20 g de ácido sulfúrico puro en 0,1 l de agua y la disolución alcanza un volumen de 0,111 litros. Calcular la concentración de la disolución expresada en: a) % masa; b) Molaridad; c) Normalidad. Masas atómicas: S = 32; O = 16; H = 1.

Sol: a) 16,67 %; b) 1,84 M; c) 3,68 N.

31.- En un matraz aforado de 250 mL preparamos una disolución con 4 g de NaOH y agua hasta enrasar. Calcular : a) la molaridad de la disolución; b) la molaridad de una nueva disolución preparada tomando 100 mL de la disolución anterior y añadiendo agua hasta completar 250 mL. Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

Sol: a) 0,4 moles/l; b) 0,16 moles/l .

32.- Mezclamos 50 cm^3 de una disolución 0,2 M de ácido nítrico con otros 50 cm^3 de otra disolución 0,4 M del mismo ácido. Calcular la molaridad de la disolución resultante.

Sol: 0,3 mol. L^{-1} .

33.- *Una disolución acuosa de ácido perclórico al 40 % en peso tiene una densidad de $1,2 \text{ g/cm}^3$. Calcular : a) la molaridad ; b) la normalidad; c) la molalidad.

Masas atómicas: Cl = 35,5; O = 16; H = 1.

Sol: a) 4,776 moles/l; b) 4,776 eq./l; c) 6,63 molal.

34.- *Una disolución acuosa de ácido sulfúrico del 20 % de pureza tiene una densidad de 1,14 g/mL. Calcular : a) molaridad; b) normalidad; c) molalidad; d) la fracción molar de ácido sulfúrico. Masas atómicas: S = 32; O = 16 ; H = 1.

Sol: a) 2,33 mol . l⁻¹; b) 4,66 eq . l⁻¹; c) 2,55 molal ; d) 0,044 .

35.- *Una disolución de ácido clorhídrico concentrado de densidad 1,19 g/ cm³ contiene un 37 % de ácido. Calcular : a) la fracción molar de soluto; b) la molaridad; c) los cm³ de disolución necesarios para valorar (neutralizar) 600 cm³ de disolución de 0,12 N de NaOH. Masas atómicas: Cl= 35,5; H = 1.

Sol: a) 0,225; b) 12,06 M; c) 5.97 mL.

36.- *Se mezclan 50 g de etanol y 50 g de agua para obtener una disolución cuya densidad es 0,954 g/cm³. Calcular : a) la molaridad ; b) la fracción molar de agua.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Sol: a) 10,37 M; b) 0,72.

37.- Una disolución de ácido acético al 10 % tiene una densidad de 1,055 g/mL. Calcular: a) la molalidad; b) El % en masa de la disolución que resulta de añadir 1 L de agua a 500 mL de la disolución anterior; c) La molaridad de la nueva disolución.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; h 0 1.

Sol. a) 1,85 molal ; b) 3,45 %; c) 0,586 M.

38.- *¿ Qué cantidad de disolución de ácido sulfúrico del 96 % habrá que añadir a 1 Kg de disolución del mismo ácido del 60 % para obtener un ácido del 90 %?.

Sol: 5 Kg.

39.- ¿ Cuánto cloruro de calcio hexahidratado y cuánta agua se necesitan para preparar 100 g de disolución de cloruro de calcio anhidro, al 5 % en peso?. Masas atómicas: Ca=40 ; Cl = 35,5 ; O = 16; H = 1.

Sol: 9,87 g del primero y 90,13 g de agua.

40.- Calcular las molaridades de las disoluciones preparadas mezclando 50 mL de ácido sulfúrico 0,136 Molar con: a) 70 mL de agua; b) 90 mL del mismo ácido 0,068 Molar. Masas atómicas: S=32; O = 16; H = 1.

Sol: a) 0,057 M; b) 0,092 M.

41.- Calcular la fracción molar y la molalidad de una disolución acuosa de amoniaco cuya concentración es del 34% en masa.

Masas atómicas: N = 14; H = 1; O = 16.

Sol: X(NH₃) = 0,35; m = 30,3 mol/Kg.

42.- El ácido clorhídrico comercial tiene una concentración 12,06 M y densidad 1,19 g/cm³. Calcular la riqueza de este ácido en % en masa.

Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1.

Sol: 37%.

43.- Mezclamos 0,5 L de ácido nítrico del 63 % y densidad 1,40 g/mL, con otros 0,5 L de disolución de concentración 22% y densidad 1,12 g/mL. La disolución resultante tiene una densidad de 1,30 g/mL. Expresar la concentración de la disolución resultante en % en masa y comprobar que no se cumple la aditividad de volúmenes.

Masas atómicas: N = 14; o = 16; H = 1.

Sol: 44,8%.

44.- *Se disuelven 250 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 3 litros de agua. Calcular : a) la temperatura a la que congelará la disolución; b) la presión de vapor de la disolución a 55°C. Datos.-

Constante crioscópica del agua - 1,86 °C. Kg.mol⁻¹. Presión de vapor del agua a 55°C= 118 mmHg. Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Sol: a) - 0,453°C; b) 117,5 mmHg.

45.- *Calcular la masa molecular de una sustancia, tal que al disolver 50 g de ella en 1 litro de agua se consigue una disolución con un punto de ebullición de 100,6°C. Constante ebulloscópica del agua = 0,52 °C.Kg.mol⁻¹.

Sol: 43,3 g/mol.

46.- * (Sept. 96). Se dispone de un ácido nítrico de riqueza del 25% en masa y densidad 1,40 g/cm³. ¿Cuál es la molaridad de este ácido?. ¿ Cuántos mL deben tomarse para preparar 5 L de disolución 0,001 M?.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; N = 14.

Sol: 5,55 M; 0,9 mL.

47.- * (Sept. 96). Se quiere preparar 1 L de disolución de hidróxido de sodio 0,1 M a partir del sólido correspondiente. Indicar el procedimiento a seguir en el laboratorio para su preparación. Si a la disolución preparada se le añaden 100 mL de agua, ¿Cuál será la molaridad de esta nueva disolución?.

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

Sol: Se realizará en el laboratorio. La nueva molaridad será 0,09.

*47 (I). - (Extremadura, 1998). Se prepara una disolución disolviendo 180 g de hidróxido de sodio en 400 g de agua. La disolución resultante tiene una densidad de 1,340 g/cm³. Calcular: a) la molaridad de la disolución; b) los gramos de hidróxido de sodio necesarios para neutralizar 1 L de disolución 0,1 M de HCl. Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

Sol.: a) 10,4 Molar ; b) el enunciado no aclara si se refieren a gramos de NaOH puros o a gramos de disolución de NaOH preparada en el problema. En el primer caso se necesitan 4 g de NaOH puro; en el segundo caso serán necesarios 12,88 gramos de disolución preparada.

*47 (II).- (Extremadura, 1999). Disponemos de un ácido clorhídrico comercial (riqueza 36 % en peso y densidad 1,18 g/cm³) y deseamos preparar 500 cm³ de una disolución de ácido clorhídrico 2,32 M. Explica detalladamente el procedimiento, material adecuado y cálculos correspondientes.

Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1.

Sol.: Se necesitan 42,34 g de HCl puro que equivalen a 117,6 g de disolución comercial o a 99,67 cm³ de disolución comercial. El procedimiento y material necesarios se verán en el laboratorio.

*47 (III). - (Extremadura, 2001). Calcule la fracción molar de agua y etanol en una disolución preparada añadiendo 50 g de etanol y 100 g de agua. Calcule el % en volumen de etanol en la

disolución anterior. La densidad del agua es $1,00 \text{ g/cm}^3$ y la del etanol $0,79 \text{ g/cm}^3$. Masa atómicas: C = 12,0; O = 16,0; H = 1,0.

Sol.: $X(\text{H}_2\text{O}) = 0,78$; 38,76 %

*47 (IV). - (Extremadura, 2001). Se desea preparar 500 mL de una disolución de HCl 0,1 M a partir de ácido clorhídrico comercial, del 36 % de riqueza en peso y densidad $1,2 \text{ g/cm}^3$. Explique detalladamente los cálculos, material y procedimientos necesarios para completar esta operación. Masas atómicas; Cl = 35,5; H = 1.

Sol.: Problema idéntico al 47 (II). Son necesarios 4,23 mL de disolución comercial.

47 (V). - (Extremadura, 2002). Una disolución, cuya densidad es $0,990 \text{ g/cm}^3$, contiene 20 g de acetona por cada 250 mL de disolución. Calcule la molalidad y la fracción molar de acetona en la disolución. ¿Qué volumen de disolución contiene un mol de acetona?. Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Sol.: $m = 1,52$; $X_s = 0,026$; 724,6 mL de disolución;

*47 (VI). - (Extremadura, 2004). De una botella de ácido sulfúrico concentrado del 96 % en peso y densidad $1,79 \text{ g/cm}^3$, se toma 1 mL y se lleva hasta un volumen final de 500 mL con agua destilada. Determinar su molaridad. ¿Cuál será el pH de la disolución resultante?, si consideramos al ácido fuerte en sus dos disociaciones. Masas atómicas : S = 32,1; O = 16,0; H = 1,0.

Sol.: $M = 0,034$ Molar; $\text{pH} = 1,17$.

*47 (VII). - (Extremadura, 2007). Se dispone de dos disoluciones de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, una 0,60 M y la otra 0,20 M. De la primera de ella solo existen 100 mL y de la segunda 2 L. ¿Qué cantidad habrá que tomar de la disolución 0,20 M para preparar 500 mL de disolución 0,25 M, si se utiliza toda la disolución 0,60 M?

Sol.: 0,325 L. La clave es que los moles de soluto en disolución resultante de la mezcla deben ser iguales a la suma de los moles de soluto que tomemos de ambas.

ÁTOMOS Y SISTEMA PERIÓDICO

48.- *En el establecimiento de la estructura atómica fueron de importancia histórica trascendental las experiencias con descarga de gases a baja presión. Contestar razonadamente a las siguientes cuestiones: a) ¿Por qué la masa de las partículas de los rayos catódicos no depende del gas residual y, sin embargo, sí depende de éste la masa de las partículas que componen los rayos positivos?. b) ¿Qué gas residual permitió a J. J. Thomson descubrir al protón?. c) ¿Cuál es la razón de que, aún con un solo gas residual en el tubo, haya, a veces, partículas de diferente masa?.

Sol: a) Estas partículas son electrones; b) El Hidrógeno, los rayos positivos son iones del átomo del gas residual formados al perder electrones; c) La presencia de isótopos.

49.- Una onda electromagnética tiene una longitud de onda 4000 Angström. Calcular su frecuencia, el número de onda y su energía.

Sol: $7,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$; $2,5 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$; $4,97 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

50.- *Cuando un electrón cae desde un orbital 2p al 1s emite una radiación cuya longitud de onda es de 1,54 Angström. ¿Cuál será la diferencia de energía entre ambos orbitales?.

Sol: $1,29 \cdot 10^{-15} \text{ Julios}$.

51.- *Calcular la longitud de onda, la frecuencia y la energía de la radiación emitida cuando en el átomo de Hidrógeno se produce una transición electrónica desde el nivel 3 al 1. Constante de Ridberg = $1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$.

Sol: $1,025 \cdot 10^{-7} \text{ m}$; $2,925 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$; $1,938 \cdot 10^{-18} \text{ J}$.

52.- Calcular la longitud de onda y la frecuencia de la segunda línea de la serie de Balmer. Constante de Ridberg = $1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$.

Sol: $4,8617 \cdot 10^{-7} \text{ m}$, $6,17 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$.

53.- Indicar, razonando la respuesta, si un electrón puede venir representado por los números cuánticos siguientes: (4,2,0,+1) ; (3,3,-3,-1/2) ; (2,0,1,1/2); (4,3,0,1/2); (3,2,-2,-1/2).

Sol: Permitidos (4,3,0,1/2) y (3,2,-2,-1/2).

54.- Teniendo en cuenta las combinaciones permitidas en el ejercicio anterior. ¿ Qué tipo de orbital representan?.

Sol: 4 f y 3 d.

55.- Teniendo en cuenta la clasificación periódica, señalar las proposiciones correctas, justificando la respuesta: a) los elementos de un mismo grupo tienen el mismo número atómico; b) Los elementos de un mismo período tienen fórmulas análogas para sus compuestos; c) Los elementos de un mismo grupo tienen fórmulas análogas para sus compuestos; d) Las propiedades químicas del Ca (Z=20) serán más parecidas a las del K(Z=19) que a las del Sr (Z=38); e) los períodos 4º y 5º están formados por 32 elementos cada uno; f) El período 1º está formado por 2 elementos, el 2º por 8 y el 3º por 18.

Sol: correcta la proposición c).

56.-* Indique las proposiciones correctas, justificando la respuesta : a) Dado que los átomos tienden a adquirir la máxima estabilidad, la configuración electrónica del átomo de Si (Z=14) será $1s^2 2s^2 2p^10$; b) según el principio de exclusión de Pauli, en cada uno de los orbitales f (l=3) pueden colocarse como máximo 3 electrones ; c) la regla de Hund permite explicar el apareamiento de electrones que conduce a una mayor estabilidad ; d) según dicha regla, la configuración electrónica externa del átomo de S(Z=16) en su estado fundamental será $3s^2 3p_x^2 3p_y^2$; e) en los orbitales 3d sólo puede haber 6 electrones como máximo.

Sol.: Todas falsas.

57.-* ¿ Si la configuración electrónica de un átomo es : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$, se puede decir que: a) Su número atómico es 19; b) el átomo se encuentra en estado fundamental; c) en estado excitado; d) al pasar un electrón del orbital 4s al 5s se emite energía luminosa que da lugar a una línea en el espectro; e) el elemento pertenece al grupo de los alcalinos; f) pertenece al 5º período?.

Sol: correctas: a), c) y e).

58.- * ¿ Dadas las configuraciones electrónicas siguientes: A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ y B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 4s^1$. Se puede decir que: a) A y B representan elementos distintos; b) A representa un átomo de Magnesio en estado fundamental; c) B es un átomo de Potasio en estado fundamental ; d) B es un átomo de Sodio en estado excitado ; e) para pasar de A a B se necesita aportar energía ; f) la configuración de B no puede existir porque contradice el principio de Pauli ?.

Sol.: correctas : b) y e).

59.-* Dadas las siguientes configuraciones electrónicas: A: $1s^2 2s^2 2p^3$; B: $s^2 2s^2 2p^5$; C: $1s^2 2s^2 2p^6$; D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; E: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; a) ordenar de menor a mayor energía de ionización; b) Indicar el elemento cuya 2ª energía de ionización sea la mayor de todos; c) indicar el elemento de mayor afinidad electrónica; d) El más electronegativo; e) el de mayor carácter metálico.
Sol.: a) $D < E < A < B < C$; b) D; c) B; d) B; e) D.

60.- Un elemento tiene un número atómico igual a 27. Obtener su configuración electrónica, los números cuánticos correspondientes a su electrón diferenciador, grupo y período a los que pertenece, nombre y símbolo del elemento.

Sol.: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$; (3,2,-1,-1/2) según el convenio adoptado; grupo 9º; período 4º; Cobalto; Co.

61.-* Calcular la longitud de onda asociada a un electrón que se mueve a una velocidad de $5,0 \cdot 10^6$ m/s, sabiendo que la masa del electrón es $9,1 \cdot 10^{-31}$ Kg y que la constante de Planck tiene un valor de $6,63 \cdot 10^{-34}$ J. s.

Sol.: $1,46 \cdot 10^{-10}$ m.

62.- * (Jun. 94). Determinar las estructuras electrónicas de los iones Ti^{+4} , P^{-3} , Cu^{+2} , Se^{-2} . Sabiendo que los números atómicos de sus respectivos elementos son: 22, 15, 29 y 34.

Sol: Ti^{+4} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; P^{-3} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; Cu^{+2} : $[Ar] 3d^9$; Se^{-2} : $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^6$.

63.- *(Jun. 98) . ¿Qué se quiere decir cuando se expresa que un átomo está excitado?. ¿Este átomo gana o pierde energía? Explicar en que consiste el efecto Zeeman. ¿Qué número cuántico es necesario introducir para explicar este efecto?.

Sol: En clase.

64.- *(Jun. 96). ¿Qué es un nivel de energía?. Explicar la diferencia entre estado fundamental y excitado. A partir de las configuraciones electrónicas correspondientes, explicar la valencia +1 del sodio, +2 del magnesio y +3 del hierro.

Sol: Los átomos pierden o ganan electrones para alcanzar estructuras más estables (nivel completo o semilleno).

*65 (I). - (Extremadura, 1998). Dados cuatro elementos de números atómicos 9, 12, 15 y 24, determinar: a) sus configuraciones electrónicas; b) Explicar las valencias que los elementos de $Z = 9$ y $Z = 12$ tendrán frente al hidrógeno; c) Explicar las valencias que el elemento de $Z = 15$ tendrá frente al oxígeno; d) razonar la valencia +6 que el elemento de $Z = 24$ tiene frente al oxígeno.

Sol.: En clase.

*65 (II). - (Extremadura, 1998). Justifique razonadamente: a) Si es mayor la primera o la segunda energía de ionización para el átomo de Mg; b) Si es mayor la primera o la segunda afinidad electrónica del oxígeno.

Sol.: La segunda energía de ionización es mayor, ya que el electrón a arrancar está más atraído por tener la misma carga nuclear y un electrón menos. La primera afinidad es mayor que la segunda, debido a que al entrar el segundo electrón debe vencer la repulsión del anterior.

*65 (III).- (Extremadura, 1998). ¿Qué se quiere decir cuando se expresa que un átomo está excitado?. ¿Este átomo pierde o gana energía?. Explicar en que consiste el efecto Zeeman. ¿Qué número cuántico es necesario introducir para explicar este efecto?.

Sol.: En clase.

*65 (IV). - (Extremadura, 1999). Dadas las siguientes configuraciones: a) $1s^2 2s^2 2p^5$; b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Ordénalos de manera que aumente gradualmente el valor del primer potencial de ionización e indicar cual es el elemento más electronegativo.

Sol.: Potenciales de ionización: $b < c < a$. Más electronegativo el a. Razonamientos en la teoría.

*65 (V). - (Extremadura, 1999). ¿Qué entiendes por principio de *Aufbau* o de construcción?. Enunciar los tres principios en que se basa y explícalos brevemente.

Sol.: En la teoría.

*65 (VI). (Extremadura, 1999). Analogías y diferencias entre los modelos atómicos de Rutherford y Bohr

Sol.: en la teoría.

*65 (VII).- (Extremadura, 1999). Explique brevemente: a) el concepto de orbital atómico; b) el significado de espectro de emisión de un elemento químico.

Sol.: en la teoría.

*65 (VIII).- (Extremadura, 2000). ¿Qué se entiende por afinidad electrónica de un elemento?. ¿Cómo evoluciona en el sistema periódico?.

Sol.: en la teoría.

*65 (IX). - (Extremadura, 2001). Enuncie los postulados en los que se basa el modelo atómico de Bohr. ¿Qué se entiende por electrones de valencia y electrones internos?. ¿Cómo afectan unos y otros al comportamiento de un átomo?.

Sol.: en la teoría.

*65 (X). - (Extremadura, 2001). A dos elementos químicos les corresponden los números atómicos 17 y 55; a) escriba sus configuraciones electrónicas; b) justifique su carácter metálico o no metálico; c) razone cuál es más electronegativo; d) Razone cuál tiene mayor volumen atómico.

Sol.: a) ${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; ${}_{55}\text{Cs}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$; b) Cl no metal porque tiene tendencia a ganar electrones, Cs es metal porque tiene tendencia a perder el último electrón. c) presenta mayor volumen el Cs. Su electrón diferenciador se sitúa en un nivel más alejado del núcleo.

*65 (XI). - (Extremadura, 2001). Explique qué son los números cuánticos, qué valores pueden tomar y qué significan estos valores respecto al estado de un electrón en la corteza atómica.

Sol.: en la teoría

*65 (XII). - (Extremadura, 2002). Explique brevemente las diferencias entre órbita y orbital y la diferencia entre un orbital "s" y un orbital "p".

Sol.: en la teoría.

*65 (XIII). - (Extremadura, 2004). Sea el elemento de $Z = 20$. Explique de manera razonada: a) su configuración electrónica, nombre y el tipo de elemento que es; b) su situación en el sistema

periódico y cite otro elemento de su mismo grupo; c) las valencias más probables que puede presentar; d) Cuáles son los números cuánticos de su electrón diferenciador.

Sol.: Todas las preguntas se pueden contestar al localizarlo en el 2º grupo y 4º periodo. Es el calcio. Metal del grupo 2º y 4º periodo. Son elementos de su grupo el Be, Mg, Sr, Ba, Ra. Configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Valencia 2, al perder los dos e⁻ últimos. (4,0,0,1/2) o (4,0,0,-1/2)

*65 (XIV). - (Extremadura, 2004). Dados los elementos de números atómicos 19, 23 y 48: a) escriba la configuración electrónica del estado fundamental de estos elementos; b) explique si el elemento de $Z = 30$ pertenece al mismo periodo y/o al mismo grupo que los elementos anteriores.

Sol.: a) $_{19}\text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; $_{23}\text{V}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$; $_{48}\text{Cd}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$; b) El elemento de $Z = 30$ es el Zn, se encuentra en el mismo grupo que el Cd y en el mismo periodo que el V.

*65 (XV). - (Extremadura, 2004). Definir radio atómico y radio iónico. De las siguientes secuencias, razonar cuál se corresponde con la ordenación correcta de sus radios iónicos: a) $\text{Be}^{2+} < \text{Li}^+ < \text{F}^- < \text{N}^{3-}$; b) $\text{Li}^+ < \text{Be}^{2+} < \text{N}^{3-} < \text{F}^-$.

Sol.: En la teoría

*65 (XVI). - (Extremadura, 2005). Considere las siguientes configuraciones electrónicas en estado fundamental: 1º) $1s^2 2s^2 2p^7$; 2º) $1s^2 2s^3$; 3º) $1s^2 2s^2 2p^5$; 4º) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Razone cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli y deduzca el estado de oxidación más probable de los elementos cuya configuración sea correcta.

Sol.: Cumplen el principio de Pauli los elementos 3º y 4º la razón viene en la definición del propio principio; el elemento 3º presenta un estado de oxidación más probable de -1, al tener mucha tendencia a ganar 1 e⁻ para completar el octeto. Al 4º elemento le ocurre lo contrario y su estado de oxidación más probable será +1.

*65 (XVII). - (Extremadura, 2004). Escribir la configuración electrónica de Ca, Cd, Fe y Ag y razonar cuál será el estado de oxidación más estable de los elementos anteriores. Números atómicos: Ca = 20; Cd = 48; Fe = 26; Ag = 47.

Sol.: En la teoría.

*65 (XVIII). - (Extremadura, 2007). A) Justificar el hecho de que en el tercer periodo de la Tabla Periódica haya ocho elementos y en el quinto dieciocho. Sol.: En clase.

*65 (XIX). - (Extremadura, 2007). Definir energía de ionización y afinidad electrónica. B) Las especies H, He⁺ y Li⁺⁺ poseen un solo electrón. Razonar cuál de ellas poseerá: 1) la mayor energía de ionización. 2) el mayor radio.

Números atómicos: H = 1; He = 2; Li = 3.

Sol.: a) en el libro; b) Habrá que calcular la carga nuclear efectiva. La especie de mayor Z^* será la de mayor E.I. La de menor Z^* será la de mayor radio. Recuérdese el concepto de carga nuclear efectiva y su comparación.

*65 (XX). - (Extremadura, 2007). A) De los elementos de números atómicos 19, 34, 12, 48 y 22, indicar cuáles se encuentran en el mismo periodo y cuáles en el mismo grupo que el elemento de $Z=30$. B) El CCl_4 es un líquido de bajo punto de ebullición, ¿será un compuesto iónico o molecular?. Razonar la respuesta.

Sol.: a) mismo grupo el $_{48}\text{Cd}$; mismo periodo $_{19}\text{K}$, $_{34}\text{Se}$, $_{22}\text{Ti}$; b) este apartado pertenece al tema de enlace. Es molecular ya que los compuestos iónicos tienen altos puntos de fusión y ebullición.

*65 (XXI). - (Extremadura, Junio 2008). El primer y segundo potencial de ionización para el átomo de Litio son, respectivamente, 520 y 7300 KJ/mol. a) Explique la gran diferencia existente entre ambos valores de energía; b) ¿Cómo varía el potencial de ionización para los elementos de un mismo grupo?. Razone la respuesta.

Sol.: a) El primer electrón se extrae del nivel 2 de energía, y el siguiente e⁻ se extrae del nivel 1, de mayor energía; b) Disminuye de arriba abajo, la carga nuclear efectiva es igual para todos, pero el e⁻ está cada vez más alejado del núcleo y por lo tanto menos retenido.

*65 (XXII). -(Extremadura, Septiembre 2008). Considere las configuraciones electrónicas en el estado fundamental: 1ª) 1S² 2S² 2p⁷; 2ª) 1S² 2S³; 3ª) 1S² 2S² 2p⁵; 4ª) 1S² 2S² 2p⁶ 3S¹. Razone cuáles de ellas cumplen el principio de exclusión de Pauli y deduzca el estado de oxidación más probable de los elementos cuya configuración sea correcta.

Sol.: Son correctos todos excepto la 2ª, que tendría dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, contraviniendo el principio de Pauli. Los E. O. Más probables: 1º) -1; 3º) -3; 4º) +1.

ENLACE QUÍMICO

66.- * De las siguientes moléculas: F₂ ; Cl₂ ; ClF ; HCl ; NaCl ; CsF ; H₂S ; SiH₄ ; indique razonadamente: a) cuales tendrán enlaces covalentes puros; b) cuales tendrán enlace predominantemente covalente; c) predominantemente iónico; d) ordenar los enlaces H-Cl ; H-S ; H-P; H-Si en orden creciente de polaridad.

Sol.: a) F₂ ; Cl₂ ; b) ClF ; HCl ; H₂S ; SiH₄ ; c) NaCl ; CsF ; d) P-H < Si-H < S-H < H-Cl.

67.- *(Sep. 94). Se tienen cuatro átomos arbitrarios: D, E, F y G. Sus electronegatividades son: D = 3,8; E = 3,3; F = 2,8 y G = 1,3. Si los átomos de estos elementos forman los enlaces DE, DG, EG y FG, ¿cómo ordenarías estos enlaces, en orden creciente de su carácter covalente.

¿Qué es potencial de ionización?. ¿Cómo varía su valor en la tabla periódica?.

Sol: DG < EG < FG < DE.

68.- La energía de ionización para el Sodio es 494,2 KJ/mol y su energía de sublimación 108,8 KJ/mol. Para el Bromo su energía de disociación es 193,1 KJ/mol y su afinidad electrónica -345,2 KJ/mol. La energía reticular para el compuesto NaBr es -718,8 KJ/mol. Calcular el calor de formación para este compuesto.

Sol.: -364,5 KJ/mol.

69.- * Dadas las siguientes moléculas : diclorometano, tetracloruro de carbono, trifluoruro de boro, acetileno y amoniaco. Justificar su geometría molecular e indicar qué moléculas presentan momento dipolar.

Sol.: En los dos primeros el átomo de carbono presenta hibridación sp³ lo que le confiere a las moléculas una geometría tetraédrica. En el trifluoruro de boro, este átomo presenta una hibridación sp² y la molécula será trigonal plana. En el acetileno, los átomos de carbono presentan hibridación sp, geometría lineal y en el amoniaco la hibridación del átomo de N es tetraédrica, situándose tres electrones desapareados en tres de los orbitales híbridos y dos electrones apareados el cuarto orbital. En cuanto a la polaridad, el diclorometano será polar, el tetracloruro de carbono será apolar por su simetría, lo mismo que el trifluoruro de boro y el acetileno, el amoniaco muy polar.

70.- * Escribir las estructuras electrónicas de Lewis para las siguientes sustancias : F⁻ ; NH₄⁺; etano; eteno y etino.

Sol: en clase

71.-* Entre las siguientes sustancias: Litio, diamante, bromuro de cesio y agua. Indicar, razonadamente: a) cual presenta enlaces por puentes de hidrógeno, b) cual es muy conductora en su estado natural; c) la de mayor punto de fusión; d) cual es aislante, pero conduce la electricidad al disolverla en agua.

Sol: a) agua; b) litio; c) diamante; d) bromuro de cesio.

72.- * Justificar por que el N ($Z=7$) presenta covalencia 3 y el P ($Z=15$) puede presentar covalencias 3 y 5, siendo elementos del mismo grupo del sistema periódico.

Sol.: Por la presencia de orbitales d vacíos en el átomo de P y la posibilidad de promoción de un electrón 3s al 3d, presentando cinco orbitales semioocupados.

73.- * En las siguientes moléculas en estado gaseoso: Agua, dicloruro de berilio y tricloruro de boro. Indicar razonadamente: a) el número de pares electrónicos en el entorno del átomo central; b) número de pares enlazantes y no enlazantes; c) geometría de la molécula.

Sol.: 4 pares electrónicos en el agua, dos enlazantes; dos pares en el BeCl_2 , todos enlazantes y tres pares en el BCl_3 , todos enlazantes. En cuanto a la geometría: el agua estructura prácticamente tetraédrica, el BeCl_2 lineal y el BCl_3 trigonal plana.

74.- Explicar la geometría y resonancia del benceno.

Sol: en clase.

75.- *(Jun. 95). Señale las características esenciales del método de repulsión de pares de electrones (R.P.E.C.V.). Indique la geometría, utilizando la citada teoría, de las siguientes especies: BH_3 ; H_2O ; SiH_4 y ZnCl_2 .

Sol: En clase.

76.- *(Sept. 95). ¿A qué se llaman iones isoelectrónicos?. De estos: ${}^8\text{O}^{2-}$; ${}^{19}\text{K}^+$; ${}^{12}\text{Mg}^{2+}$ y ${}^{15}\text{P}^{3-}$, ¿quiénes lo son?. Enumera las propiedades de los sólidos iónicos, covalentes y metálicos.

Sol: Aquellos que tienen el mismo número de electrones, en este caso 10, 18, 10 y 18.

77.- *(Jun. 96). Definir afinidad electrónica. ¿Cómo varía en el Sistema Periódico?. Indica el tipo de hibridación que existe en el metano, benceno y etino.

Sol: en clase.

78.- *(Sep. 96). Representar las estructuras de Lewis para el NH_3 y S_2^{2-} . Razona, teniendo en cuenta la configuración electrónica, por qué el radio atómico del ${}_{20}\text{Ca}$ es mayor que el del ${}_{12}\text{Mg}$.

Sol: en clase.

79.- *(Sept. 94). Explicar por qué el diamante no conduce la electricidad y el grafito sí. ¿Por qué los cristales metálicos son dúctiles y maleables y los iónicos no?.

Sol: en clase.

80.- *(Jun. 97). De la configuración electrónica del Sc: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$, deducir el número atómico, periodo en que se encuentra, valencia iónica, número de protones y a qué grupo de metales pertenece. B) Explicar qué entiendes por índice de coordinación en un cristal e indica cuanto vale éste en una de las estructuras cúbicas.

Sol: $Z = 21$; cuarto periodo; 3+; 21 protones; al primer grupo de metales de transición (grupo 3º del S.P.); en la red cúbica centrada en las caras, 6; en la centrada en el cuerpo, 8.

*80 (I).- (Extremadura, 1998). Características de las sustancias metálicas.
Sol.: en el libro.

*80 (II). - (Extremadura, 1998). Relacione las propiedades más características de los compuestos iónicos y covalentes con su tipo de enlace.
Sol.: en el libro.

*80 (III). - (Extremadura, 1999). Explicar la hibridación sp^2 del carbono e ilústrela con un ejemplo.
Sol.: en la teoría.

*80 (IV). - (Extremadura, 2000). Explicar el enlace covalente coordinado. Dibujar la estructura de Lewis para el NH_4Cl . Números atómicos: H = 1; N = 7; Cl = 17.
Sol.: En clase.

*80 (V). - (Extremadura, 2000). ¿Qué es la energía reticular de un compuesto iónico?. ¿De qué factores depende?. ¿Por qué el cloruro sódico es soluble en agua?. ¿Conduce la electricidad el cloruro sódico sólido?. ¿Y disuelto en agua?. Razone las respuestas.
Sol.: en clase.

*80 (VI). - (Extremadura, 2000). A partir de las teorías que describen el enlace metálico, explique las siguientes propiedades: a) conductividad eléctrica; b) Ductilidad y maleabilidad.
Sol.: en el libro.

*80 (VII). - (Extremadura, 2001). Explique el concepto de hibridación y aplíquelo al caso del carbono en el CH_4 y el C_2H_4 .
Sol.: en la teoría.

*80 (VIII). - (Extremadura, 2002). Conteste razonadamente: a) Qué tipo de enlace N-H existe en el amoníaco?. ¿Y entre los átomos de potasio sólido?; b) ¿Qué fuerzas hay que romper para fundir el bromuro potásico sólido?. ¿Y para fundir el sólido?. ¿Y para fundir el yodo (I_2) sólido?.
Sol.: en el libro.

*80 (IX). - (Extremadura, 2002). Defina enlace sigma (σ) y enlace pi (π). Dibuje la estructura del eteno (etileno) y explique razonadamente el tipo de enlace existente en cada unión entre los átomos de H y C, y los que hay entre los dos átomos de C.
Sol.: en clase.

*80 (X). - (Extremadura, 2003). Discuta si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a) Todos los enlaces covalentes tienen bajos puntos de fusión y de ebullición; b) Todas las moléculas que contienen hidrógeno pueden unirse a través de enlaces de hidrógeno intermoleculares.
Sol.: en la teoría y en clase.

*80 (XI). - (Extremadura, 2003). Escriba las estructuras de Lewis de las siguientes sustancias BeF_2 ; N_2 ; CCl_4 y C_2H_2 . Razone si la reacción entre un metal y un no metal puede dar lugar a un enlace fuertemente covalente.
Sol.: en clase.

*80 (XII). - (Extremadura, 2004). Para las siguientes especies: F_2 ; $NaCl$; CsF ; H_2S ; AsH_3 ; SiH_4 ; explique razonadamente: a) Cuáles tendrán enlaces covalentes puros; b) Cuáles tendrán enlaces covalentes polares; c) Cuáles tendrán enlaces iónicos; d) Cuál será el enlace con mayor carácter

iónico. DATOS. - Electronegatividades de Pauling: F = 4,0; Na = 0,9; Cl = 3,0; Cs = 0,7; H = 2,1; S = 2,5; As = 2,0; Si = 1,8.

Sol.: Enlace covalente puro lo tendrán las moléculas homonucleares (F_2); covalentes polares serán aquellas moléculas que no presenten gran diferencia de electronegatividad sus átomos: H_2S ; AsH_3 ; SiH_4 ; presentan carácter iónico las moléculas cuyos átomos presenten gran diferencia de electronegatividad (están los átomos muy separados en el S.P.): $NaCl$ y CsF . Entre ambas, la de mayor carácter iónico será el CsF porque uno es muy electropositivo y el otro muy electronegativo.

*80 (XIII).- (Extremadura, 2004). Considere la molécula de acetileno C_2H_2 y conteste razonadamente: ¿Qué tipo de hibridación presenta el átomo de C en este compuesto?. ¿Cuántos enlaces de tipo σ y de tipo π presenta la molécula.

Sol.: hibridación sp. Los enlaces C-H son tipo σ y el enlace $C \equiv C$ es tipo π .

*80 (XIV).- (Extremadura, 2005). Dadas las siguientes sustancias: CS_2 (lineal), HCN (lineal), NH_3 (piramidal) y H_2O (angular): a) escriba sus estructuras de Lewis; b) justifique su polaridad.

Sol.: en clase.

*80 (XV). - (Extremadura, 2000). Razonar las siguientes proposiciones: a) el cloruro de sodio funde a $800^\circ C$ mientras que el Cl_2 es gaseoso a temperatura ambiente; el diamante no conduce la electricidad mientras que el Ni sí.

Sol.: Ciertas las dos. Se justifican por el tipo de enlace que se da en cada sustancia.

*80 (XVI). - (Extremadura, 2007). Definir momento dipolar de enlace y momento dipolar de una molécula. Explicar cada caso con un ejemplo.

Sol.: a) Ver la teoría. B) En clase.

*80 (XVII).- (Extremadura, 2007). Enumerar cuatro propiedades características de los compuestos iónicos. Mediante un diagrama de Lewis representar las moléculas $HC-Cl_3$ y $Cl-HC=CH-Cl$.

Sol.: a) En el libro; b) En clase.

*80 (XVIII). - (Extremadura, 2007). El CCl_4 es un líquido de bajo punto de ebullición, ¿será un compuesto iónico o molecular?. Razonar la respuesta.

Sol.: Es molecular ya que los compuestos iónicos tienen altos puntos de fusión y ebullición.

*80 (XIX).- (Extremadura, Junio 2008). Considere las moléculas OF_2 ; BI_3 ; CCl_4 , C_2H_2 . a) Escriba sus fórmulas de Lewis. b) indique sus geometrías.

Sol.: en clase

*80 (XX). - (Extremadura, Septiembre 2008). Escribir la estructura de Lewis, predecir la geometría y razonar la polaridad de la molécula CH_3Cl . Electronegatividades: C = 2,5; H = 2,1; Cl = 3,0.

Sol.: La geometría será tetraédrica puesto que el C presenta hibridación sp^3 . La molécula será polar puesto que el momento dipolar del enlace C-Cl es distinto a los momentos dipolares C-H y no se anulan entre sí.

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

81.- Veamos una aplicación de la ley de las proporciones definidas de Proust. Sabiendo que las masas atómicas del Nitrógeno y del Hidrógeno son, respectivamente, 14,0067 y 1,0080; calcular la relación en la que se encuentran ambos elementos en el amoníaco, así como la masa de este compuesto que se obtendrá a partir de 3,21 g de Hidrógeno.

Sol.: 1 a 4,6318 ; 18,08 g de NH_3 .

82.- Aplicación de la ley de Proust. La composición centesimal del metano es : 25,13 % de Hidrógeno y 74,87 % de Carbono. Si en un recipiente intentamos hacer reaccionar 24,56 g de Carbono y 6,18 g de Hidrógeno para obtener metano. Calcular cuantos gramos de uno de ellos quedarán sin reaccionar y cuantos de metano obtendremos.

Sol.: 6,15 g de C ; 24,59 g de CH_4 .

83. - Otro sobre la ley de las proporciones definidas. El Aluminio se combina con el Oxígeno para dar el Óxido de Aluminio. Sabemos que con 0,4668 g de Aluminio obtenemos 0,8819 g del óxido. ¿Qué relación existe entre los elementos en ese compuesto ? . ¿Cuál será la fórmula empírica del óxido ?.

Masas atómicas : Al = 27 ; O=16.

Sol.: 0,8892 de O / 1 de Al ; Al_2O_3 .

84.- Sobre las proporciones múltiples de Dalton. El Hierro puede dar lugar a dos cloruros. El porcentaje de Hierro en cada uno de ellos es, respectivamente, 44,0 % y 34,4 %. Comprobar que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

Sol.: El Cloro en ambos compuestos está en relación 2/3.

85.- Otro sobre la ley de las proporciones múltiples. El Cobre se combina con el Oxígeno pudiendo dar dos óxidos diferentes; siendo el contenido de Cobre en cada uno de ellos, respectivamente, 88,8 % y 79,9 %. Comprobar que cumplen la ley de Dalton.

86.- Sobre la ley de las proporciones recíprocas de Richter. Un óxido de Cloro contiene 18,41 % de Oxígeno; un óxido de Zinc contiene un 19,66 % de Oxígeno y el cloruro de Zinc presenta un 47,97 % de Zinc. Comprobar que se cumple la ley de Richter.

Sol.: Se averigua que la relación Cl/ Zn es 1,084. La misma que se obtiene relacionando el Cl y Zn que se combinan con 1 de oxígeno.

87. - (Cálculo del peso equivalente frente al Hidrógeno). Para formar un compuesto se combinan 4,49 g de Aluminio con 0,50 g de Hidrógeno. Calcular el peso equivalente del Aluminio.

Sol.: 9,05.

88.- (Peso equivalente frente al Oxígeno). El óxido de Zinc contiene un 19,66 % de Oxígeno. Calcular el peso equivalente del Zinc en ese compuesto y su masa atómica.

Sol: 32,69; 65,38.

89.- Una forma de obtener oxígeno consiste en descomponer térmicamente el clorato de potasio, según la siguiente reacción: $2 \text{KClO}_3 \longrightarrow 2\text{KCl} + 3 \text{O}_2$. Calcular el volumen de gas oxígeno, medido en c.n., que se obtendrá a partir de 600 g de clorato de potasio puro.

Masas atómicas: Cl = 35,5; K = 39,1; O = 16.

Sol: 164,4 L.

90.- Calcular el volumen mínimo de oxígeno, medido a 10°C y 1 at, que necesitaremos para la combustión total de 58 Kg de gas butano puro y determinar los Kg de gas CO_2 que se producirán.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Sol: 150,84 m^3 ; 176 Kg de CO_2 .

91.- Hacemos reaccionar 400 g de caliza, de una pureza del 40 % en CaCO_3 , con HCl en exceso. Calcular: a) el volumen de dióxido de carbono que se desprenderá, medido en c.n.; b) la masa de cloruro de calcio que se obtendrá; c) el volumen de dióxido de carbono, medido a 27°C y 1,5 at; d) la cantidad de caliza necesaria para producir 0,5 litros de CO_2 , medidos en c.n. Masas atómicas:

$\text{C}=12$; $\text{Ca}=40$; $\text{Cl}=35,5$; $\text{H}=1$; $\text{O}=16$.

Sol.: a) 35,84 l de CO_2 ; b) 177,6 g de CaCl_2 ; c) 26,26 l de CO_2 ; d) 5,58 g de caliza.

92.- Sobre 3,10 g de disolución de ácido sulfúrico del 98 % de pureza se agregan 2,56 g de Cinc puro. Calcular : a) la cantidad de uno de los reactivos que queda sin reaccionar; b) el volumen de gas Hidrógeno que se desprende en la reacción, medido a 27°C y 740 mmHg. Masas atómicas: $\text{S}=32$; $\text{O}=16$; $\text{H}=1$; $\text{Zn}=65,4$.

Sol: a) 0,52 g de Zn ; b) 0,784 l de Hidrógeno.

93.- El ácido nítrico reacciona con el cobre metálico produciendo nitrato de cobre (II), agua y dióxido de nitrógeno. Calcular : a) cuantos mililitros de disolución de ácido nítrico, del 95 % de pureza y densidad $1,5 \text{ g/cm}^3$ se necesitan para que reaccionen totalmente 3,4 g de cobre ; b) ¿ Qué volumen de dióxido de nitrógeno, medido a 30°C y 748 mmHg, se formará con esa cantidad de cobre ?. Masas atómicas: $\text{N}=14$; $\text{O}=16$; $\text{H}=1$; $\text{Cu}=63,5$.

Sol: a) 9,5 mL; b) 2,71 litros.

94.- La blenda es un mineral que contiene Sulfuro de Cinc. Por tostación (reacción con el Oxígeno) de 13 g de este mineral se producen 2,5 L de gas SO_2 , medidos a 1 at y 27°C y ZnO. Averiguar la pureza en sulfuro de cinc de la blenda utilizada. Masas atómicas: $\text{S}=32$; $\text{O}=16$; $\text{Zn}=65,4$.

Sol: 75 %.

95.- Una forma de preparar ácido clorhídrico consiste en calentar cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado, formándose como subproducto sulfato de sodio. ¿Qué masa de ácido sulfúrico del 90% se necesita para obtener 1 Kg de disolución de ácido clorhídrico del 42%. Masas atómicas: $\text{S}=32$; $\text{Cl}=35,5$; $\text{O}=16$; $\text{H}=1$.

Sol: 626,5 g.

96.- Para determinar la pureza de una muestra de Zn, se toman 80 g y se tratan con una disolución de HCl del 35% y densidad 1,18 g/mL, consumiéndose 173 mL de disolución. Determinése la pureza de la muestra. Masas atómicas: $\text{Cl}=35,5$; $\text{Zn}=65,4$; $\text{H}=1$.

Sol: 80%.

97.- ¿ Qué volumen mínimo de disolución de HCl del 35% y densidad 1,18 g/mL será necesario para que reaccione totalmente con una muestra de 40,0 g de Zn puro?. ¿Y si la muestra tuviese una pureza del 60% en Zn y es resto materia inerte?. Masas atómicas: $\text{Cl}=35,5$; $\text{Zn}=65,4$; $\text{H}=1$.

Sol: 108,0 mL; 64,8 mL.

98.- En la síntesis de Haber para la obtención de amoníaco a partir de sus elementos, se introducen en el reactor 40,0 g de hidrógeno y 2000 g de nitrógeno, obteniéndose 96,4 g de amoníaco. Deducir el rendimiento del proceso. Masas atómicas: $\text{N}=14$; $\text{H}=1$.

Sol: 42,5%.

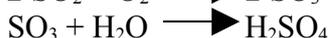
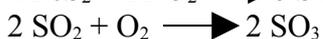
99.- Tenemos una caliza con una pureza del 60 % en CaCO_3 . Calcular los litros de gas CO_2 , en c.n., que podremos obtener a partir de 1 Kg de caliza, si el rendimiento del proceso es del 70%. Masas atómicas: $\text{Ca}=40$; $\text{C}=12$; $\text{O}=16$; $\text{H}=1$.

Sol: 94,08 L.

100.- El ácido sulfúrico reacciona con el hidróxido de sodio para dar la sal correspondiente y agua. Mezclamos 350 mL de ácido sulfúrico del 20% y densidad $1,14 \text{ g/cm}^3$ con 66,7 g de hidróxido de sodio del 90 % de pureza. Calcular los gramos de sal obtenidos. Na = 23; S = 32; H = 1; O = 16.

Sol: 106,5 g.

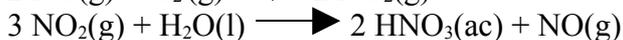
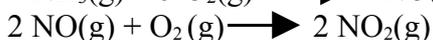
101.- El ácido sulfúrico se puede obtener a partir de la pirita (FeS_2) según el siguiente proceso:



Determinar la masa de ácido sulfúrico que podemos obtener a partir de 100 Kg de pirita de una riqueza del 73,3 % en FeS_2 . Masas atómicas: Fe = 55,8; S = 32; O = 16; H = 1.

Sol: 120 Kg.

102.- En el proceso Ostwald, el HNO_3 se prepara a partir del amoníaco, según el siguiente proceso:



¿Qué masa de HNO_3 se puede obtener a partir de 5,5 Kg de amoníaco?. ¿ Cuántos litros de disolución de HNO_3 del 70% y densidad $1,42 \text{ g/mL}$ podremos obtener?. N = 14; O = 16; H=1.

Sol: 13,6 Kg; 13,68 L.

103. - Un proceso para la obtención de clorato de potasio se lleva a cabo en las dos etapas siguientes:

1ªetapa: 2 permanganato de potasio + 16 ácido clorhídrico \longrightarrow 2 cloruro de potasio + 2 cloruro de manganeso (II) + 5 cloro gaseoso + 8 agua.

2ª etapa: 3 cloro gaseoso + 6 hidróxido de potasio \longrightarrow clorato de potasio + 5 cloruro de potasio + 3 agua .

Queremos obtener 1 L de disolución 0,1 M de clorato de potasio. Calcular el volumen de disolución de ácido clorhídrico 1 M y los gramos de mineral, con un 40 % de permanganato de potasio que necesitaremos, como mínimo, si suponemos un rendimiento del 100 %.

Masas atómicas: Manganeso = 55; Potasio=39,1; Cloro=35,5; Oxígeno=16; Hidrógeno=1.

Sol: 47,4 g de KMnO_4 y 960 mL de HCl 1 M.

104. - Una muestra de 1,500 g contiene exclusivamente Zn y Al. Al tratar la muestra con suficiente ácido sulfúrico se obtuvieron 1386,4 mL de gas hidrógeno, medidos en c.n. Calcular la composición centesimal de la muestra. Masas atómicas: Al = 27; Zn = 65,4.

Sol: 35,5% de Zn y 64,5% de Al.

105. - En la combustión de 102 g de una mezcla de butano y propano se produjeron 156,8 L de CO_2 , medidos en c.n. Calcular la composición centesimal de la mezcla y el volumen mínimo de aire (con un 20 % de O_2 en volumen), medido en c.n., que se necesitará. C = 12; O = 16; H = 1.

Sol: 57% de butano y 43,% de propano. 1,9 L de aire.

106.- Calcular el volumen mínimo de oxígeno, medido en c.n., necesario para la combustión total de 1 Kg de una mezcla compuesta por un 80 % de butano y 20% de propano. C = 12; O = 16; H = 1.

Sol: 2,517 m^3 .

107. - Se mezclan 25 mL de aire (compuesto por O_2 y N_2) con otros 25 mL de hidrógeno. Se hace saltar la chispa y tras la combustión queda un residuo de gas nitrógeno y gas hidrógeno sobrante, que ocupa un volumen de 34,25 mL, medidos en las mismas condiciones anteriores. Calcular la composición volumétrica del aire.

Sol: 21% de Oxígeno y 79% de Nitrógeno.

*107 (I). - (Extremadura, 1998). El dióxido de azufre reacciona con oxígeno gaseoso para formar trióxido de azufre. Calcular: a) Cuántos gramos de trióxido de azufre podrán formarse a partir de 23,5 g de dióxido de azufre; b) Qué volumen de oxígeno, medidos en condiciones normales, se necesita para que reaccione todo el dióxido de azufre. Masas atómicas: S = 32,1; O = 16,0.

Sol.: a) 29,38 g de SO_3 ; b) 4,11 L de O_2 ;

*107 (II). - (Extremadura, 1999). La gasolina es una mezcla de hidrocarburos entre los que se encuentra el octano. Escribir la reacción ajustada para la combustión del octano. Sabiendo que el porcentaje de gas oxígeno en el aire es del 21 % en volumen, calcular el volumen de aire, en condiciones normales, necesarios para quemar 2,5 L de octano de densidad $0,703 \text{ Kg/dm}^3$. Masas atómicas: C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0.

Sol.: 20,56 m^3 aire.

*107 (III). - (Extremadura, 1989). Un globo se llena con hidrógeno procedente de la reacción siguiente (sin ajustar): $CaH_2 (s) + H_2O (l) \longrightarrow Ca(OH)_2 (ac) + H_2 (g)$. A) ¿Cuántos gramos de dihidruro de calcio harán falta para producir 5 L de H_2 , medidos en condiciones normales, para llenar el globo?. B) ¿ Qué volumen de ácido clorhídrico 0,5 M será necesario para que reaccione con todo el $Ca(OH)_2$ formado?. Masas atómicas: Ca = 40; O = 16; H = 1.

Sol.: a) 4,7 g; b) 0,446 L.

*107 (IV). -(Extremadura, 2000). El cinc se disuelve en ácido sulfúrico según la reacción:

$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow Zn^{2+} + SO_4^{2-} + H_2$. a) ¿Qué masa de cinc puede disolverse en 500 mL de ácido sulfúrico del 25 % en peso y densidad $1,09 \text{ g/cm}^3$?. B) ¿Qué volumen de hidrógeno se desprenderá, en condiciones normales?. Masas atómicas: S = 32; O = 16; H = 1; Zn = 65,4.

Sol.: a) 90,9 g de Zn; b) 31,14 L de gas H_2 , en c. n.

*107 (V). - (Extremadura, 2000). Se mezclan dos litros de cloro gaseoso (Cl_2), medidos a $97^\circ C$ y 3 at, con 3,45 g de sodio metálico, y se dejan reaccionar para formar cloruro de sodio. Suponiendo que la reacción es completa: a) ¿Qué reactivo está en exceso y cuántos moles de él quedan sin reaccionar?; b) ¿Qué masa de cloruro de sodio se forma?. Masas atómicas Cl = 35,5; Na = 23.

Sol.: a) sobran 0,123 moles de Cl_2 ; 8,78 g de NaCl.

*107 (VI). (Extremadura, 2001). El ácido sulfúrico reacciona con el cloruro de sodio para dar sulfato de sodio y ácido clorhídrico. Se añaden 50 mL de ácido sulfúrico del 98 % en peso y densidad $1,835 \text{ g/cm}^3$, sobre una muestra de 87 g de cloruro de sodio. Suponiendo que la reacción es completa: a) ¿Qué reactivo se encuentra en exceso y cuántos moles de él quedan sin reaccionar?; b) ¿Qué masa de sulfato de sodio se obtiene en la reacción?. Masas atómicas Cl = 35,5; S = 32; O = 16; Na = 23; H = 1.

Sol.: a) Sobran 0,174 moles de ácido sulfúrico. b) se forman 107,1 g de sulfato de sodio.

*107 (VII).- (Extremadura, 2002). El clorato de potasio se descompone por el calor en cloruro de potasio y oxígeno molecular. A)¿Qué volumen de oxígeno, a $125^\circ C$ y 1 at, puede obtenerse por descomposición de 148 g de una muestra que contiene el 87 % en peso de clorato de potasio?. B) ¿Cuántas moléculas de oxígeno se formarán?. Masas atómicas : Cl = 35,5; K = 39,1; O = 16.

Sol.: a) 51,4 L de gas O₂; b) 9,5.10²³ moléculas.

*107 (VIII). - (Extremadura, 2003). Considere una muestra de 158 g de trióxido de azufre a 25 °C (gas ideal) en un recipiente de 10 L de capacidad. A) ¿Qué presión ejerce el gas?. ¿Cuántas moléculas de oxígeno harían falta para ejercer la misma presión?. B) ¿Qué masa de dióxido de azufre puede obtenerse de la descomposición de la muestra de trióxido de azufre, si el rendimiento es del 85 %?. Masas atómicas: S = 32,1; O = 16.

Sol.: 4,81 atm; 1,19.10²⁴ moléculas; 107 g de SO₂.

*107 (IX).- (Extremadura, 2003). Una fábrica produce cal (óxido de calcio) a partir de calcita, mediante la reacción: CaCO₃ → CaO + CO₂. Calcule la producción diaria de óxido de calcio, si la fábrica consume 50 Tm de calcita del 85 % de pureza en carbonato de calcio, y el rendimiento de la reacción es del 95 %. Masas atómicas; Ca = 40; C = 12; O = 16.

Sol.: 2,27.10⁷ g de CaO.

*107 (X). - (Extremadura, 2004). Una reacción para obtener bromobenceno es la siguiente:

C₆H₆ + Br₂ → C₆H₅Br + HBr. Cuando se hacen reaccionar 29 mL de benceno líquido con un exceso de bromo, se obtienen 25 g de bromobenceno, ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?. Densidad del benceno = 0,88 g/mL. Masas atómicas: Br = 79,9; C = 12,0; H = 1,0.

Sol.: 48,7 %.

*107 (XI). - (Extremadura, 2004). El carbonato de calcio reacciona con el ácido clorhídrico, produciéndose dióxido de carbono y agua. Calcule qué cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato de calcio es del 83,5 % en peso, se necesita para obtener, por reacción con exceso de ácido clorhídrico, 10 L de dióxido de carbono, medidos a 18 °C y 752 mmHg. Masas atómicas: Ca = 40; C = 12; O = 16.

Sol.: 49,7 g de caliza.

*107 (XII). -(Extremadura, 2005). El cobre reacciona con ácido sulfúrico, formando CuSO₄, SO₂(g) y agua. A) ¿Qué volumen de ácido sulfúrico del 98 % de riqueza y 1,84 g/mL de densidad es necesario para obtener 100 L de SO₂ en condiciones normales?. B) ¿Cuántos gramos de cobre, del 90 % de pureza, se necesitarían para obtener esos litros de SO₂?. Masas atómicas: Cu = 63,5; S = 32,0; O = 16,0.

Sol.: a) 485,2 mL de disolución de ácido sulfúrico; b) 315 g de cobre impuro.

*107 (XIII).- (Extremadura, 2007). Al añadir agua al carburo cálcico, CaC₂, se produce hidróxido de calcio, Ca(OH)₂, y etino o acetileno, C₂H₂. Calcular cuántos gramos de carburo cálcico y de agua se necesitan para obtener 4,1 L de acetileno a 27 °C y 760 mm de presión. Masas atómicas: Ca = 40,0; C = 12,0; O = 16; H = 1.

Sol.: Antes de la solución, donde pone 760 mm de presión, debería decir 760 mmHg de presión. A) 10,7 g de acetileno y 6 g de agua.

*107 (XIV). - (Extremadura, Septiembre 2008). Una muestra de 7,33 g de cloruro de bario dihidratado puro se disuelve en agua, añadiéndosele después, con una bureta, disolución valorada de ácido sulfúrico; esta última disolución tiene una riqueza del 60 % y densidad 1,5 g/mL. Si la reacción que tiene lugar es BaCl₂.2H₂O + H₂SO₄ → BaSO₄ + 2HCl + 2 H₂O. Calcular: a) la molaridad de la disolución de ácido sulfúrico; b) el volumen, en mL, de la disolución de ácido sulfúrico que es necesario añadir para que reaccione todo el bario contenido en la muestra.

Masas atómicas: Ba = 137,3 ; Cl = 35,5 ; S = 32 ; O = 16 ; H = 1.

Sol.: a) 9,2 M ; b) 3,26 mL.

TERMOQUÍMICA

108.- Utilizando las tablas de entalpías de formación, expresar las ecuaciones termoquímicas para la formación del metano, agua, monóxido de carbono, dióxido de carbono, amoníaco, metanol y benceno.

Sol.: en clase, con los datos de tablas.

109.- Sabiendo que las entalpías normales de formación del metano, dióxido de carbono y del agua líquida son, respectivamente, - 74,9; - 393,5 y - 285,5 KJ/mol. Calcular : a) la entalpía correspondiente a la reacción de combustión del metano, en esas mismas condiciones; b) el calor desprendido en la combustión de 40 litros de metano, medidos a 1 at de presión y 25°C; c) el calor desprendido en la combustión de 2 Kg de metano. Masas atómicas: C = 12; H = 1.

Sol: a) - 890,2 KJ/mol; b) - 1459,9 KJ; c) $1,11 \cdot 10^5$ KJ.

110.- Si la reacción anterior se llevase a cabo en una bomba calorimétrica (a Volumen constante). ¿Cuál sería el calor desprendido en la combustión de 1 mol de metano, en esas condiciones?.

Sol: - 885,2 KJ/mol.

111.- Suponiendo que no dispusiésemos de tablas, calcular la entalpía de formación del metano, sabiendo que las entalpías normales de combustión del carbono, hidrógeno y metano son, respectivamente, - 393,5; - 285,5 y - 890,2 KJ/mol.

Sol: - 74,9 KJ/mol.

112.- Utilizando las entalpías normales de formación del dióxido de carbono y del agua líquida, que aparecen en tablas y sabiendo que la entalpía normal de combustión del ácido acético es - 870,7 KJ/mol. Calcular : a) la entalpía normal de formación del ácido acético; b) la variación de energía interna que se producirá en la combustión de 1 mol del ácido.

Sol.: a) - 487,9 KJ.mol⁻¹; b) -870,7 KJ. mol⁻¹.

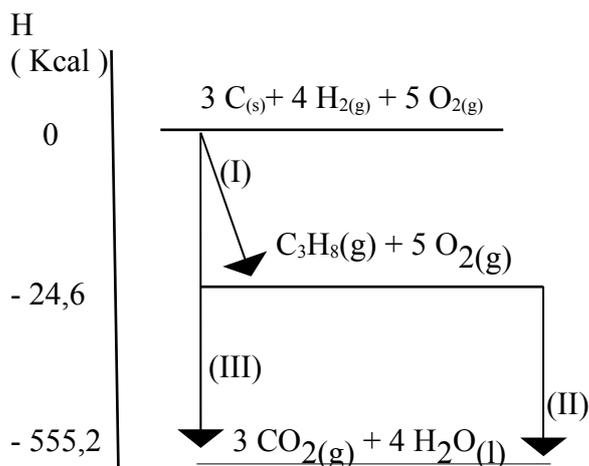
113.- Sabiendo que las entalpías de combustión de la glucosa y del etanol son, respectivamente, - 2814 y - 1367 KJ/mol. Calcular el calor desprendido cuando se producen 48,3 g de etanol por fermentación de la glucosa.

Sol: 42 KJ.

114.- El calor de reacción de combustión del carbono, para dar dióxido de carbono, se puede medir perfectamente en el laboratorio, resultando un valor de - 393,1 KJ/mol. Igualmente, se puede medir el calor de combustión del monóxido de carbono a dióxido de carbono, siendo de - 283,1 KJ/mol. Pero, al no poderse controlar la reacción, resulta imposible medir el calor de combustión parcial del carbono hasta monóxido. Representar en un diagrama entálpico las tres reacciones y utilizarlo para calcular el calor de combustión no medible directamente.

Sol.: - 110 KJ.

115 *.- Dado el diagrama entálpico siguiente, se desea saber :



- a) ¿ Cuáles de los procesos I , II o III representan, respectivamente, la combustión del propano y la formación del propano a partir de sus elementos ?
 b) ¿ Cuánto vale el calor de formación a presión constante (entalpía de formación) del propano.
 c) Conociendo que la combustión de 1 mol de hidrógeno gas, para dar agua líquida, desprende 68,3 Kcal. ¿ Cuánto vale la entalpía de formación del dióxido de carbono a partir de sus elementos ? . ¿ Es un proceso endotérmico o exotérmico ?

Sol.: a) la combustión del propano viene representada por el proceso II ; la formación del propano es el proceso I ; b) - 24,6 Kcal/mol ; c) - 94 Kcal/mol.

116 *.- La entalpía de formación normal del tricloruro de fósforo es - 287 KJ/mol y para la reacción $\text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{PCl}_5(\text{g})$, $\Delta H = - 95 \text{ KJ}$. Escribir la reacción de formación del tricloruro de fósforo a partir de sus elementos y calcular la entalpía de formación del pentacloruro de fósforo.

Sol: $\text{P}(\text{s}) + 5/2 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{PCl}_5(\text{g})$; $\Delta H = - 382 \text{ KJ/mol}$.

117.- Predecir si habrá aumento o disminución de entropía y calcular posteriormente la variación de entropía, utilizando las tablas, para las siguientes reacciones :

- a) $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$; b) $\text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$; c) $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$.

Sol.: a) 160,6 J/K ; b) -163,1 J/K ; c) 3,07 J/K.

118.- Deducir si la reacción de formación del agua líquida a partir de sus elementos es espontánea a 25°C y 1 atmósfera, sabiendo que, en esas condiciones, $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285,2 \text{ KJ/mol}$; $s^\circ(\text{H}_2\text{O}) = 70,0 \text{ J/mol.K}$; $s^\circ(\text{H}_2) = 130,6 \text{ J/mol.K}$; $s^\circ(\text{O}_2) = 205,0 \text{ J/mol.K}$.

Sol.: $\Delta G^\circ = - 236,6 \text{ KJ}$ (espontánea).

119.- Sabiendo que la entalpía de formación del gas dióxido de nitrógeno es 33,8 KJ/mol y que las entropías normales del nitrógeno, oxígeno y dióxido de nitrógeno son, respectivamente, 191,5; 205,0 y 241,2 J/mol.K. Deducir si la reacción de formación del dióxido de nitrógeno es endotérmica o exotérmica y si es espontánea.

Sol.: a) Endotérmica, ΔH es positiva; b) no espontánea, $\Delta G^\circ = 51,5 \text{ KJ}$.

120.- Sabiendo que las entalpías normales de formación del trióxido de azufre y dióxido de azufre son, respectivamente, -395,2 y -296,1 KJ/mol y que las entropías, en c. n., de esas sustancias y del

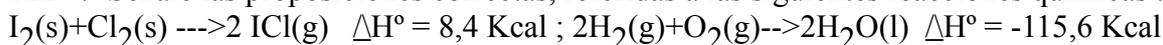
oxígeno son, correspondientemente, 256,2 ; 248,5 y 205,0 J/mol.K. Calcular : a) la entalpía de la reacción de descomposición de 1 mol de trióxido de azufre en dióxido de azufre y oxígeno ; b) la variación de la energía libre de Gibbs para esa reacción ; c) suponiendo que las entalpías de formación y las entropías no varíasen con la temperatura, ¿ en que márgenes de temperaturas la reacción será espontánea ?.

Sol.: a) 99,1 KJ ; b) 70,8 KJ ; c) temperaturas superiores a 1045,3 K.

121 *.- Una muestra de carbonato de calcio sólido se descompone térmicamente dando 12,8 g de óxido de calcio sólido y dióxido de carbono gas. Calcular el calor absorbido o desprendido en el proceso. Calores de formación estándar para el óxido de calcio, dióxido de carbono y carbonato de calcio, respectivamente, -633 KJ/mol; -393 KJ/mol y -1207 KJ/mol. Masas atómicas: C = 12; O=16; Ca = 40.

Sol.: Se absorben 41,37 KJ.

122 *.- Señale las proposiciones correctas, referidas a las siguientes reacciones químicas :



a) La formación de ICl (a 25°C) es una reacción exotérmica; b) El valor positivo de ΔH° permite afirmar definitivamente que el cloruro de yodo (a 25°C) se descompondrá espontáneamente en sus elementos; c) la formación de agua es una reacción muy exotérmica; d) En la formación de 18 g de agua líquida (a 25°C) se desprenden 115,6 Kcal; e) El valor negativo y alto de ΔH° permite predecir, con bastante seguridad, que la reacción de formación de agua es un proceso espontáneo; f) la termodinámica no indica nada sobre la cinética de una reacción.

Sol.: Correctas : c); f); e) no es suficiente, pero viendo la reacción sí podemos predecirlo.

123 *.- De las siguientes proposiciones indique las correctas :

a) Si ΔG es negativo en determinadas condiciones, puede afirmarse que la reacción es espontánea en dichas condiciones.
 b) ΔG puede ser positivo o negativo pero nunca puede valer cero.
 c) Los valores de ΔG para un proceso son independientes de la temperatura.
 d) Los valores de ΔG° de formación sirven para predecir (a 25°C) si esa sustancia es más estable que los elementos que la componen.
 e) Para reacciones químicas rápidas ΔG es negativo, mientras que para lentas es positivo.
 f) Tanto el valor como el signo de ΔG no nos dicen nada sobre la velocidad de una reacción química.

Sol.: correctas : a) ; d) y f).

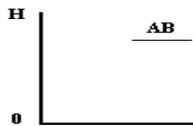
124 *.- Sabiendo que el proceso : $\text{Zn}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$ es un proceso exotérmico. Contestar razonadamente a las siguientes cuestiones :



a) indicar que gráfica representa al proceso.
 b) si para el proceso el calor desprendido a presión constante es 37,6 Kcal/mol, deducir, sin cálculos numéricos, si a volumen constante se desprende más o menos calor.
 c) una reacción exotérmica es necesariamente espontánea.

Sol: a) gráfica II; b) se desprende más calor; c) no siempre.

125 *.- La figura representa un diagrama entálpico parcial e indica la posición en el mismo de un compuesto AB, que se ha formado a partir de sus elementos diatómicos A₂ y B₂ en c. n. Contestar razonadamente a las siguientes cuestiones :



a) Completar el diagrama, indicando en él la posición de los reactivos y representando el proceso por una flecha; b) ¿se trata de un proceso endotérmico o exotérmico?. Si la reacción sucede sin calefacción ni refrigeración externas, ¿ notaremos que se calienta o se enfría la vasija de reacción?; c) si se sabe que el proceso es espontáneo a presión y temperatura constantes, ¿ aumenta o disminuye la entropía durante el proceso?.

Sol: El proceso es endotérmico y aumenta la entropía.

126. - * (Sept. 95). A) Defina entalpía de combustión y formular la reacción de combustión del buteno. B) Al quemar un hidrocarburo saturado la relación de masas de CO₂ Y H₂O es 55/27. ¿De qué hidrocarburo se trata?.

Sol: C₅H₁₂.

127.-* (Jun. 96). A) Calcular el calor de formación del propano a partir de los siguientes datos: Calor de combustión del propano = -2240 KJ/mol; Calor de formación del CO₂ = -393 KJ/mol; calor de formación del agua líquida = -286 KJ/mol. b) ¿Cuántas calorías se desprenden cuando se queman 440 g de propano? . 1J = 0,24 cal; Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Sol: a) -83 KJ/mol; b) 1,99.10⁵ cal.

*127 (I). - (Extremadura, 1998). La entalpía de combustión de un compuesto orgánico, de fórmula C₆H₁₂O₂, es -2540 KJ/mol. Sabiendo que la entalpía estándar de formación del CO₂ es -394 KJ/mol y la del H₂O es -242 KJ/mol. Calcule la entalpía de formación de dicho compuesto.

*127 (II). - (Extremadura, 1999). A) Determinar la variación de entalpía que se produce durante la combustión del etino, C₂H₂ (g),. Para ello se dispone de las entalpías estándar de formación, a 25 °C, del H₂O (l), CO₂ (g) y C₂H₂ (g), que son, respectivamente, -284 KJ/mol; -393 KJ/mol y -230 KJ/mol. B) Calcular el calor desprendido cuando se quemen 26 Kg de etino.

*127 (III). -(Extremadura, 2000). Para la reacción de formación del agua, se sabe que ΔH° = -241,8 KJ.mol⁻¹ y ΔS° = - 44,4.10⁻³ KJ.K⁻¹.mol⁻¹. A) ¿Cuál es la energía libre de formación del agua en condiciones estándar (25 °C y 1 at)? . B) Razone a qué temperaturas será espontánea la formación de agua y a cuales no será, suponiendo que ΔH° y ΔS° no varían con la temperatura.

Sol.: a) - 228,6 KJ.mol⁻¹ ; b) Reacción espontánea a T < 5446 K.

*127 (IV). - (Extremadura, 2000). Enuncie la ley de Hess y explique su aplicabilidad práctica. Sol.. en la teoría.

*127 (V). - (Extremadura, 2000). En la combustión, en condiciones estándar, de 1 g de etanol se desprenden 29,8 KJ. Por otra parte, en la combustión de 1 g de ácido acético se desprenden 14,5 KJ. Basándose en estos datos, calcule la entalpía estándar para la reacción que tiene lugar de la siguiente manera: CH₃-CH₂OH + O₂ → CH₃-COOH + H₂O.

Sol.: - 500,8 KJ.

*127 (VI).- (Extremadura, 2001). Conteste razonadamente: a) ¿Puede ser espontánea una reacción endotérmica?. En caso afirmativo, ¿en qué condiciones?; b) Ordene según su entropía, de forma razonada: 1 g de hielo, 1 g de vapor de agua, 1 g de agua líquida.

Sol.: a) Puede ser espontánea siempre que la variación de entropía sea positiva y, además, que $|T \cdot \Delta S| > |\Delta H|$; b) Teniendo en cuenta que la entropía es una medida del desorden del sistema, El hielo tiene menor entropía que el agua líquida y ésta menor que el vapor de agua.

*127 (VII). - (Extremadura, 2001). La reacción de descomposición del clorato de potasio para dar cloruro de potasio y oxígeno, tiene una entalpía estándar de -22,3 KJ por mol de clorato de potasio. Conociendo también la entalpía estándar de formación del cloruro de potasio, que es -436 KJ/mol, calcule la entalpía estándar de formación del clorato de potasio. Interprete el signo de la entalpía calculada. Escriba todas las reacciones implicadas.

Sol.: $1/2 \text{Cl}_2 (\text{g}) + \text{K} (\text{s}) + 3/2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{KClO}_3 (\text{s})$; $\Delta H^\circ = -413,7 \text{ KJ}$; el signo negativo indica que la reacción es endotérmica. Las otras reacciones implicadas son: $\text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{KCl} (\text{s}) + 3/2 \text{O}_2 (\text{g})$ $\Delta H^\circ = -22,3 \text{ KJ}$; $\text{K} (\text{s}) + 1/2 \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{KCl} (\text{s})$ $\Delta H^\circ = -436 \text{ KJ}$

*127 (VIII).- (Extremadura, 2002). A) Calcule la variación de entalpía estándar correspondiente a la disociación del carbonato de calcio sólido en óxido de calcio sólido y dióxido de carbono gaseoso. ¿Es un proceso exotérmico o endotérmico?. Razone la respuesta. DATOS: $\Delta H_f^\circ (\text{CaCO}_3) = -1206,9 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -393,13 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ (\text{CaO}) = -635,1 \text{ KJ/mol}$. Escriba todas las reacciones implicadas. B) ¿Qué volumen de CO_2 , en c. n., se produce al descomponerse 750 g de CaCO_3 ?

Sol.: a) 178,67 KJ por cada mol disociado; es un proceso endotérmico ya que la variación de entalpía es positiva. $\text{CaCO}_3 (\text{s}) + 178,67 \text{ KJ} \rightarrow \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$; b) 168 L de CO_2 , en C. N.

*127 (IX). - (Extremadura, 2002). A) En la síntesis industrial del amoníaco: $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (\text{g})$ $\Delta H = -119 \text{ KJ}$. Establezca la influencia cualitativa de la temperatura y de la presión para favorecer el rendimiento en amoníaco. B) Defina el concepto de energía libre de Gibbs y escriba su expresión matemática. ¿Para qué se utiliza?

Sol.: Al ser una reacción exotérmica, un aumento de la temperatura disminuye la formación de amoníaco. Un aumento de la presión hace que el equilibrio se desplace hacia la formación de amoníaco. B) la definición se busca en el libro y se utiliza para establecer la espontaneidad de una reacción.

*127 (X). - (Extremadura, 2002). El octano, C_8H_{18} , es uno de los componentes de las gasolinas comerciales. Su densidad es 0,70 g/mL. a) Calcule la entalpía de combustión estándar del octano líquido, sabiendo que las entalpías de formación estándar del CO_2 gas, agua líquida y octano líquido son, respectivamente, -393, -294 y -264 KJ/mol. Escriba las reacciones implicadas. B) Calcule la energía desprendida en la combustión de 10 mL de octano.

Sol.: a) $\text{C}_8\text{H}_{18} (\text{l}) + 25/2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 8 \text{CO}_2 (\text{g}) + 9 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$; $\Delta H^\circ = -5526 \text{ KJ}$; b) se desprenden 339,3 KJ.

*127 (XI).- (Extremadura, 2003). A) Para que una reacción química sea espontánea, ¿es suficiente con que sea exotérmica?. B) Enuncie la ley de Hess y comente alguna aplicación.

Sol.: en clase.

*127 (XII).- (Extremadura, 2004). Calcule la entalpía estándar de formación del acetileno e interprete su signo, conocidos los siguientes datos: entalpía estándar de formación del agua líquida, -286 KJ/mol; entalpía estándar de formación del CO_2 , -393 KJ/mol; entalpía estándar de combustión del acetileno, -1300 KJ/mol. Escriba todas las reacciones implicadas.

Sol.:

*127 (XIII).- (Extremadura, 2004). Las entalpías de combustión estándar del eteno y del etanol valen, respectivamente, -1411 KJ/mol y -764 KJ/mol. Calcular: a) La entalpía en condiciones estándar de la reacción: $C_2H_4(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_5OH(l)$; b) La cantidad de energía absorbida o cedida al sintetizar 75 g de etanol a partir de eteno y agua.

Sol.:

*127 (XIV).- (Extremadura, 2005). Determinar a qué temperatura es espontánea la reacción: $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO(g) + 180,8 KJ$. Datos.- $s^\circ(NO) = 0,21 KJ.mol^{-1}.K^{-1}$; $s^\circ(O_2) = 0,20 KJ.mol^{-1}.K^{-1}$; $s^\circ(N_2) = 0,19 KJ.mol^{-1}.K^{-1}$.

Sol.: $T > 6026 K$

*127 (XV).- (Extremadura, 2005). A) Definir entropía. ¿Cuáles son sus unidades?. B) Razonar el cambio de entropía que tiene lugar cuando: a) funde un sólido; b) congela un líquido.

Sol.: A) En la teoría; B) a) aumenta la entropía; b) disminuye.

*127 (XVI). - (Extremadura, 2007). Explicar qué diferencia hay entre entalpía de reacción y entalpía de formación.

Sol.: En la teoría

*127 (XVII). - (Extremadura, 2007). Dada la reacción $2 CH_3OH(l) + 3 O_2(g) \rightarrow 4 H_2O(l) + 2 CO_2(g)$ $\Delta H^\circ = -1552,8 KJ$. Demostrar si el proceso es espontáneo en condiciones estándar (1 atm y 25 °C). Entropías estándar: $CH_3OH(l) = 126,8 J.mol.K^{-1}$; $O_2(g) = 205,0 J.mol.K^{-1}$; $H_2O(l) = 70,0 J.mol.k^{-1}$; $CO_2 = 213,7 J.mol.K^{-1}$.

Sol.:

*127 (XVIII). - (Extremadura, 2007). Con los datos de las siguientes reacciones:

1) $I_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2HI(g)$ $\Delta H_1 = -0,40 Kcal/mol$; 2) $I_2(s) + H_2(g) \rightarrow 2HI(g)$ $\Delta H_2 = +6 Kcal/mol$

3) $I_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2HI(g)$ $\Delta H_3 = -13,4 Kcal/mol$. Calcular: a) Entalpía de sublimación del yodo; b) Entalpía de disolución del yoduro de hidrógeno.

Sol.: a) 6,4 Kcal/mol; b) -6,5 Kcal/mol.

*127 (XIX). - (Extremadura, Junio 2008). Determine a qué temperatura será espontánea la reacción: $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO(g)$. DATOS: $S^\circ (KJ.mol^{-1}.K^{-1})$ $NO = 0,21$; $O_2 = 0,20$; $N_2 = 0,19$; $\Delta H^\circ(NO) = 90,4 KJ.mol^{-1}$.

Sol.: Por encima de 6026,6 K.

*127 (XX). - (Extremadura, Septiembre 2008). Calcular el calor desprendido en la formación de 90 g de ácido acético (CH_3-COOH). Entalpías estándar de combustión (expresadas en KJ/mol): $C = -393,4$; $H_2 = -241,8$; $CH_3-COOH = -870,3$.

Sol.: - 600, 2 KJ.

VELOCIDAD DE REACCIÓN

128.- Deducir las unidades de la constante de velocidad en una reacción de 1^{er} orden y de 2^o orden.

Sol.: s^{-1} ; $mol^{-1}.L.s^{-1}$.

129.- * (Sept. 97). A) Comentar sucintamente los factores de los que depende la velocidad de una reacción. B) Enunciar la ley de Hess, ¿qué aplicaciones tiene esta ley?.

Sol: leer temas.

130.- * (Jun. 98). Definir energía de activación. ¿Qué papel juega la energía de activación en la cinética química?. Razonar cuál de las tres reacciones siguientes es la más rápida: 1ª reacción ($E_a = 180$ KJ), 2ª reacción ($E_a = 90$ KJ) y 3ª reacción ($E_a = 270$ KJ).

Sol: 2ª. A menor E_a , más rapidez, pues un mayor número de moléculas alcanzan el estado activado.

131.- A cierta temperatura, la constante de velocidad para la reacción $I_2(g) + H_2(g) \longrightarrow 2 HI(g)$ es $8,4 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$. Calcular la velocidad de formación del HI en un momento en el que la concentración de cada reactivo es igual a $0,1 \text{ mol/L}$.

Sol: $0,084 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

132.- En una reacción del tipo $a A + b B \longrightarrow c C$, se obtuvieron los siguientes datos en distintas experiencias:

Nº de experiencia	Concentración molar de A	Concentración molar de B	Velocidad ($\text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$)
1	0,01	0,005	$6,4 \cdot 10^{-4}$
2	0,01	0,01	$2,56 \cdot 10^{-3}$
3	0,02	0,01	$5,12 \cdot 10^{-3}$
4	0,02	0,02	$2,05 \cdot 10^{-2}$

a) Determinar el orden de reacción parcial respecto a cada reactivo; b) el valor de la constante de velocidad; c) la ecuación de velocidad.

Sol: Orden 1, respecto a A y de 2º orden, respecto a B; $k = 2560 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$; $v = 2560 [A] [B]^2$.

133.- Para determinada reacción de reactivos A y B, se obtuvieron los siguientes datos:

Nº de experiencia	Concentración molar de A	Concentración molar de B	Velocidad ($\text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$)
1	0,5	0,5	0,010
2	1,0	0,5	0,020
3	0,5	1,0	0,040
4	1,0	1,0	0,080

Determinar el orden total de reacción y el valor de la constante de velocidad.

Sol: Orden 3; $k = 0,08 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$.

134.- Una sustancia se descompone según una reacción de 1ª orden, con una constante de velocidad de $1 \cdot 10^{-2} \text{ s}^{-1}$. Calcular el tiempo que tardará en reducirse a la mitad la concentración de reactivo utilizada (tiempo de semirreacción).

Sol: 69,3 s.

134 (I). - (Extremadura, 1998 y 2004). Definir energía de activación. ¿Qué papel juega la energía de activación en la cinética química?. Razonar cuál de las tres reacciones siguientes es la más rápida: Reacción 1ª ($E_a = 180$ KJ); Reacción 2ª ($E_a = 90$ KJ); Reacción 3ª ($E_a = 270$ KJ).

Sol.: Reacción 2ª más rápida que 1ª y ésta más que 3ª.

134 (II). - (Extremadura, 1999 y 2003). Comentar brevemente cada uno de los factores que influyen en la velocidad de reacción.

Sol.: en la teoría.

EQUILIBRIO QUÍMICO

135.- A cierta temperatura se realiza la reacción entre 3,86 moles de Yodo gas y 6,80 moles de hidrógeno para dar yoduro de hidrógeno gaseoso, llegándose al equilibrio cuando se han formado 5,98 moles del último. Calcular : a) los moles de cada reactivo que han reaccionado ; b) el valor de la constante de equilibrio a esa temperatura.

Sol.: a) 2,99 moles de cada uno; b) $K_c = 10,79$.

136.- A la temperatura de reacción la constante de equilibrio para la reacción entre el yodo gas y el hidrógeno, para dar yoduro de hidrógeno gaseoso, es 45. Si hacemos reaccionar 4 moles de yodo y 10 moles de hidrógeno, calcular los moles de cada sustancia que quedan en el equilibrio.

Sol: moles de $I_2 = 0,24$; moles de $H_2 = 6,24$; moles de $HI = 7,58$.

137 *.- Una mezcla gaseosa constituida inicialmente por 7,78 moles de H_2 y 5,20 moles de $I_2(g)$ se calienta a $445^\circ C$, con lo que se establece el equilibrio, habiéndose formado 9,34 moles de $HI(g)$. Se pide : a) formular la reacción correspondiente al proceso, señalando como se modifica el equilibrio al variar la presión ; b) Calcular la composición de equilibrio si, a la temperatura de reacción, partimos de 7,95 moles de H_2 y 8,68 moles de I_2 .

Sol.: a) la presión no afecta a este equilibrio; b) moles de $I_2 = 2,36$; moles de $H_2 = 1,63$; moles de $HI = 12,64$.

138.- El $PCl_5(g)$ se descompone al calentarlo a $300^\circ C$ y 1 at de presión en $PCl_3(g)$ y $Cl_2(g)$. Calcular el grado de disociación y la presión parcial de cada componente en el equilibrio, si la densidad de la mezcla es 2,90 g/l. Masas atómicas : P = 31 ; Cl = 35,5.

Sol.: $\alpha = 0,53$; Presiones parciales : $PCl_5 = 0,31$ at ; $PCl_3 = 0,35$ at ; $Cl_2 = 0,35$ at.

139 *.- En un matraz de 1 litro se introducen 0,1 moles de $PCl_5(g)$ y se calienta a $250^\circ C$. A esta temperatura el grado de disociación del $PCl_5(g)$ en $PCl_3(g)$ y $Cl_2(g)$ es 0,48. Calcular : a) la presión en el interior del matraz ; b) el nº de moles de cada componente en el equilibrio ; c) el valor de K_c para la descomposición del $PCl_5(g)$.

Sol.: a) 6,347 at ; b) nº moles : $PCl_5 = 0,052$; $PCl_3 = 0,048$; $Cl_2 = 0,048$; c) 0,044 mol/l.

140.- En un recipiente de 2 litros se introducen 0,4 moles de $PCl_5(g)$. Hallar la constante de equilibrio para la reacción de descomposición del $PCl_5(g)$ en $PCl_3(g)$ y $Cl_2(g)$, sabiendo que en el equilibrio quedan sin disociar 0,2 moles de PCl_5 .

Sol.: 0,1 mol . l^{-1} .

141 *.- Calentando a $1000^\circ C$ en un recipiente cerrado una mezcla de 3 moles de $CO_2(g)$ y 1 mol de $H_2(g)$, se alcanza el equilibrio cuando se han formado 0,8 moles de $CO(g)$ e igual cantidad de vapor de agua. Calcular el valor de K_c para el equilibrio.

Sol.: 1 45

142.- A $500^\circ C$ y 5 at de presión, el amoniaco se encuentra disociado un 80 % en nitrógeno e hidrógeno. Calcular el valor de K_p y K_c para este equilibrio.

Sol.: $133,3 \text{ at}^2$ y $0,033 \text{ mol}^2 \cdot L^{-2}$

143 *.- La reacción entre el etanol y el ácido acético tiene lugar de modo que se establece el equilibrio: etanol + ácido acético \rightleftharpoons acetato de etilo + agua . Se prepara una mezcla de 1 mol de ácido y 1 mol de alcohol y se llega al equilibrio, a la temperatura de 20°C, cuando la mezcla contiene 2/3 de mol de éster y otro tanto de agua. Calcular : a) ¿ cuántos moles de alcohol y de ácido quedan sin reaccionar en el equilibrio ? ; b) ¿ qué valor tendrá la constante de equilibrio a esa temperatura ? ; c) ¿ qué sucederá si una vez alcanzado el equilibrio se añadiera a la mezcla más alcohol ? ; d) recordando que el ácido sulfúrico tiene gran afinidad por el agua y la elimina prácticamente del medio, ¿ qué acción ejercerá la adición de dicho ácido ? ; e) ¿ podrá decirse que esta acción es catalítica) .

Sol.: a) 1/3 de mol de cada uno ; b) $K_c = 4$; c) se desplaza hacia la derecha ; d) se desplazaría hacia la derecha ; e) no, los catalizadores no actúan sobre el equilibrio.

144 *.- La densidad del $N_2O_4(g)$ es de 2,08 g/l a 60°C y 1 at de presión. Calcular el grado de disociación y el valor de la constante de equilibrio correspondiente a la disociación del $N_2O_4(g)$ en $NO_2(g)$ a esa temperatura. Masas atómicas : N = 14 ; O = 16.

Sol.: $\alpha = 0,62$; $K_p = 2,5$ at.

145 *.- Calcular los gramos de etanol puro que habrá que añadir a 2 moles de ácido acético para que llegue a esterificar exactamente la mitad del ácido, siendo $K_c = 4$ para el equilibrio. Masas atómicas:

C = 12 ; O = 16 ; H = 1.

Sol.: 57,5 g

146 *.- A la temperatura de 400°C el amoníaco se encuentra disociado en un 40 % en nitrógeno e hidrógeno moleculares, siendo la presión total del sistema en equilibrio 710 mmHg. Calcular : a) la presión parcial de cada uno de los gases que están presentes en el equilibrio ; b) el valor de K_p y K_c a esa temperatura ; c) en que sentido se desplazará la reacción si la temperatura aumenta a 1500°C.

Sol.: $P(NH_3) = 304,3$ mmHg ; $P(N_2) = 101,4$ mmHg ; $P(H_2) = 304,3$ mmHg ; b) $K_p = 0,053$ at² y

$K_c = 1,74 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$

147 *.- En un recipiente de 10 litros se introducen 2 moles de una sustancia A y 1 mol de sustancia B, se calienta a 300°C y se establece el equilibrio : $A(g) + 3 B(g) \rightleftharpoons 2 C(g)$. Cuando se alcanza el equilibrio, el n° de moles de B es igual al de C. Calcular : a) los moles de cada componente en el equilibrio ; b) K_c , K_p y la presión parcial de B.

Sol.: a) moles de A = 1,8 ; moles de B = moles de C = 0,4 ; b) $K_c = 138,9 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{l}^2$; $K_p = 0,063 \text{ at}^{-2}$; $P_B = 1,88$ at.

148 *.- En la reacción $CO(g) + 2 H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$; $\Delta H < 0$. A 300°C las presiones parciales en el equilibrio son : $P(CO) = 4,2$ at , $P(H_2) = 1,75$ at y $P(CH_3OH) = 0,12$. Calcular los valores de K_p y K_c e indicar hacia donde se desplaza el equilibrio si disminuye : a) la temperatura ; b) la presión total ; c) la presión parcial del metanol ; d) la presión parcial del CO.

Sol.: $K_p = 9,33 \cdot 10^{-3} \text{ at}^{-2}$; $K_c = 20,6 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{l}^2$; a) hacia la derecha ; b) izquierda ; c) derecha ; d) izquierda.

149 .- Una mezcla gaseosa compuesta por 4 moles de H_2 y 3 moles de I_2 se calienta hasta $400^\circ C$, formándose $HI(g)$, siendo la constante de equilibrio 65 . Calcular : a) el n° de moles de cada sustancia en el equilibrio ; b) una vez alcanzado el equilibrio, y sin variar la temperatura, introducimos otro mol de $I_2(g)$, ¿ Cuál será la nueva composición de la mezcla en equilibrio ?.

Sol.: a) moles de $I_2= 0,33$; moles de $H_2= 1,33$; moles de $HI= 5,34$; b) moles de $I_2= 0,8$ moles de $H_2= 0,8$; moles de $HI = 6,4$.

150 *.- El carbonato de plata se descompone al absorber calor según el equilibrio : $Ag_2CO_3(s) \rightleftharpoons Ag_2O(s) + CO_2(g)$. En un recipiente cerrado se alcanza el equilibrio cuando se calientan 4 g de carbonato a $120^\circ C$, siendo, a esa temperatura, $K_p = 0,01$ at. Calcular la presión en el recipiente y qué sucederá si aumentamos la temperatura una vez alcanzado el equilibrio.

Sol.: 0,01 at ; se desplaza el equilibrio hacia la derecha formándose más CO_2 y Ag_2O .

151 *.- A $200^\circ C$ de temperatura en un recipiente cerrado se realiza la siguiente reacción : $2A(s)+3B(g) \rightleftharpoons C(s)+3 D (g)$. Si $K_p= 100$ a esa temperatura, calcular : a) el valor de la presión parcial de D cuando la del componente B sea de 200 mmHg ; b) las presiones parciales de B y D cuando la presión en el recipiente sea de 0,5 at.

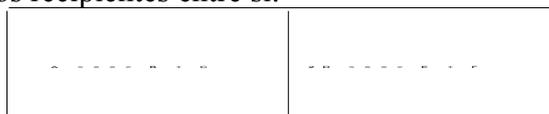
Sol.: a) 928,3 mmHg ; b) $P_B= 67,4$ mmHg ; $P_D = 312,6$ mmHg .

152 *.- El sulfato de cobre pentahidratado, $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$, absorbiendo calor del ambiente, a $23^\circ C$, se transforma en $CuSO_4 \cdot 3 H_2O$ y vapor de agua. Entre los sólidos y el vapor de agua se establece un estado de equilibrio en un recipiente cerrado, cuya $K_p=1,00 \cdot 10^{-4}$ a $23^\circ C$. Se pide: a) representar mediante una ecuación el proceso de equilibrio; b) establecer la expresión de K_p para el mismo; c) calcular la presión que alcanzará el vapor de agua en el equilibrio; d) ¿ en qué sentido se desplazará la reacción si se eleva la temperatura ? ;e) la presión del vapor de agua a $23^\circ C$ es de 23,8 mmHg , si la mezcla en equilibrio se deja a $23^\circ C$ en seno de aire de humedad relativa 50 %, ¿ en qué sentido se desplazará la composición ?.

Sol.: a) $Cu SO_4 \cdot 5 H_2O (s) \rightleftharpoons CuSO_4 \cdot 3 H_2O(s) + 2 H_2O(v)$ $\Delta H > 0$; b) $K_p = P^2(H_2O)$; c) $P(H_2O)=10^{-2}$ at ; d) se desplaza hacia la derecha ; e) hacia la izquierda.

153 *.- Sean los sistemas químicos I y II en equilibrio, encerrados en recipientes contiguos e iguales. Contestar a las siguientes cuestiones :

- Si todas las sustancias son gaseosas, se producirá algún desplazamiento en cada equilibrio al duplicar las concentraciones de todas las sustancias.
- Si C y F son sustancias sólidas y las demás gases, ¿ qué ocurrirá al duplicar las concentraciones que puedan ser duplicadas ?.
- Siendo todas las sustancias gaseosas, razonar si habrá desplazamiento de los equilibrios al comunicar ambos recipientes entre sí.



equilibrio I

equilibrio II

Sol.: a) El equilibrio I se desplaza hacia la izquierda y el II no se desplaza; b) I no se desplaza y II lo hace hacia la derecha; c) I hacia la derecha y II no se desplaza.

154 . - *(Sept. 95). Para la reacción: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$ $\Delta H = -194 \text{ KJ}$. ¿Qué efecto tendrá sobre la concentración de SO_3 : 1) la adición de $\text{O}_2(\text{g})$; 2) Un aumento de la temperatura; 3) Una disminución de la presión. Si la constante de equilibrio para esta reacción es $K_c = 729 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L}$, a 350°C . Calcular la constante de equilibrio, a la misma temperatura para la reacción: $\text{SO}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$.

Sol: 1) Aumenta la concentración de SO_3 ; 2) la disminuye; 3) la disminuye; $K'_c = 27 (\text{mol/L})^{-1/2}$

155.- *(Jun. 98). A 473 K , $K_c = 0,65 (\text{Mol/L})^{-2}$ para la reacción $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$. En un recipiente de dos litros, se introducen $3,5 \cdot 10^{-2}$ moles de nitrógeno, $2,8 \cdot 10^{-2}$ moles de hidrógeno y $8,3 \cdot 10^{-2}$ moles de amoniaco. A) Indicar si el sistema está en equilibrio. B) En caso contrario, predecir en qué sentido se desplazará la reacción. Justificar la respuesta.

Sol: No está en equilibrio y como el cociente de reacción es mayor que K_c , se desplazará hacia la izquierda, aumentando la concentración de reactivos.

*155 (I).- (Extremadura, 1998). Indique los factores que modifican el estado de equilibrio en un proceso químico. ¿Cómo le afectan?.

Sol.: en la teoría.

*155 (II).- (Extremadura, 1998). A 473 K , la constante de equilibrio K_c para la reacción:

$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ es igual a $0,65$. En un recipiente de 2 L se introducen $3,5 \cdot 10^{-2}$ moles de nitrógeno, $2,8 \cdot 10^{-2}$ moles de hidrógeno y $8,3 \cdot 10^{-2}$ moles de amoniaco. A) Indicar si el sistema está en equilibrio. B) En caso negativo, predecir en qué sentido se desplazará la reacción. Justificar las respuestas.

Sol.:

*155 (III).- (Extremadura, 1998). Se colocan $1,5$ moles de pentacloruro de fósforo (g) en un recipiente de 3 L . Cuando se alcanza el equilibrio, a 390 K y $25,6 \text{ at}$, el pentacloruro se ha disociado en un 60% en tricloruro de fósforo (g) y cloro molecular (g). Calcular: a) K_c ; K_p .

Sol.:

*155 (IV). - (Extremadura, 1999). En un reactor de 2 L , se introduce una mezcla de $\text{N}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$ y se calienta hasta alcanzar el equilibrio a 725°K . Analizados los gases, se encuentra que hay $1,20$ moles de H_2 , $1,00$ moles de N_2 y $0,40$ moles de NH_3 . Calcular: a) las presiones parciales; b) el valor de K_p . Para el equilibrio $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$.

Sol.:

*155 (V). - (Extremadura, 1999). Se introducen $0,2$ moles de $\text{Br}_2(\text{g})$ en un recipiente de $0,5 \text{ L}$ a 600°C , siendo el grado de disociación en esas condiciones $0,8$. Calcular el valor de K_p y K_c a 600°C para el equilibrio: $\text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Br}(\text{g})$.

Sol.:

*155 (VI). - (Extremadura, 1999). En un recipiente de 10 L , se introducen $0,60$ moles de tetróxido de dinitrógeno a $348,2 \text{ K}$. La presión en el equilibrio es de 2 atm . Calcula, para el siguiente equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$, el número de moles de cada sustancia en el equilibrio y el valor de K_p a esa temperatura.

Sol.:

*155 (VII). - (Extremadura, 1999). La síntesis del amoniaco tiene lugar según la reacción $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) - 94 \text{ KJ}$. En la industria, el proceso Haber, se suele trabajar a unos 450°C y hasta 1000 at de presión, utilizando, además, catalizadores. ¿Por qué se hace así?.

Sol.: en la teoría.

*155 (VIII). - (Extremadura, 2000). En un reactor vacío de 800 cm³ de capacidad, se introducen 50 g de bromo molecular gaseoso. Al elevar la temperatura hasta 500 °C, se produce la disociación parcial del bromo según la reacción : $\text{Br}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Br} (\text{g})$. Alcanzado el equilibrio, la presión total en el interior del reactor es 37,2 at. Calcule el valor de K_c para el equilibrio a 500 °C.

Sol.:

*155 (IX). - (Extremadura, 2000). Una mezcla gaseosa constituida por 7 moles de H₂ y 5 moles de I₂, se introduce en un reactor de 25 L y se calienta a 400 °C. Alcanzado el equilibrio se observa que se han formado 9 moles de yoduro de hidrógeno gaseoso. A) Calcule el valor de K_c. B) Razone cómo se modificará el equilibrio al aumentar la temperatura y la presión (cada factor por separado), si la reacción tiene $\Delta H = -10,5 \text{ KJ}$.

Sol.:

*155 (X). - (Extremadura, 2001). En un recipiente de 2 L se introducen 0,020 moles de N₂O₄. Una vez cerrado y calentado a 30 °C, el N₂O₄ gaseoso se disocia parcialmente en NO₂, según la reacción: $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$. En el equilibrio existen 0,012 moles de NO₂. A) ¿Qué porcentaje de N₂O₄ se ha disociado. B) Calcule la constante K_c a la temperatura indicada.

Sol.:

*155 (XI).- (Extremadura, 2001). A 185 °C y 1 at de presión, el pentacloruro de antimonio gaseoso se disocia en un 30 %, para dar tricloruro de antimonio y cloro molecular, ambos gaseosos. Determine el valor de la constante K_p, y a partir de éste el valor de K_c a 185 °C.

Sol.:

*155 (XII).- (Extremadura, 2001). En un recipiente cerrado, de volumen constante, se establece el equilibrio siguiente: $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g})$ con $\Delta H = -928 \text{ KJ}$. A) Explique tres formas de incrementar la cantidad de SO₃ presente en el sistema. B) ¿Qué influencia tienen los catalizadores sobre la velocidad de las reacciones químicas?.

Sol.:

*155 (XIII). - (Extremadura, 2001). En un recipiente de 20 L, se introduce una mezcla de 1 mol de nitrógeno y 3 moles de hidrógeno, y se calienta a 650 °C. Cuando la presión es de 10 at, se alcanza el equilibrio $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (\text{g})$. Calcular: a) el n° de moles de cada componente en el equilibrio; b) el valor de K_p a 650 °C.

Sol.:

*155 (XIV).- (Extremadura, 2002). En un recipiente de 5 L, se introduce 1 mol de SO₂ y 1 mol de O₂. Se calienta a 727 °C, con lo que se alcanza el equilibrio: $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g})$. Una vez alcanzado el equilibrio, se encuentran 0,150 moles de SO₂. Calcule: a) La concentración de SO₃ en el equilibrio; b) La constante K_p a 727 °C.

Sol.:

*155 (XV).- (Extremadura, 2002). Se el equilibrio: $\text{CO} + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$, con todos los componentes gaseosos. Cuando se mezclan un mol de monóxido de carbono y tres moles de hidrógeno en un recipiente de 10 L a 927 °C, se forman en el equilibrio 0,387 moles de agua. Calcule: a) la fracción molar de cada especie en el equilibrio; b) el valor de la constante K_p a 927°C.

Sol.:

*155 (XVI).- (Extremadura, 2002). Se introduce 1 mol de SO_3 gaseoso en un reactor de 2 L de capacidad, y se calienta a cierta temperatura, con lo que parte del SO_3 se descompone en SO_2 y O_2 gaseosos. Alcanzado el equilibrio, se observa que en el reactor existen 0,6 moles de SO_2 . ¿Cuál es el valor de K_c ? ¿Cuál es el grado de disociación del SO_3 ?

Sol: NOTA.- El problema debería indicar a que equilibrio se refieren. Supongamos que es para el siguiente: $2 \text{SO}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$.

*155 (XVII).- (Extremadura, 2003). En un matraz vacío de 1 L de capacidad, se colocan 6 g de PCl_5 gaseoso. Se calienta a 250°C , con lo que se disocia parcialmente en Cl_2 y PCl_3 , ambos gaseosos. La presión de equilibrio es 2,078 at. Calcule: a) el grado de disociación del pentacloruro de fósforo; b) La constante K_p a 250°C .

Sol.: NOTA. - otra vez falta la referencia al equilibrio para el cálculo de K_p . Supondremos que se refieran, como parece lógico, a: $\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$. a) 68,4 %; b) $K_p = 1,83$.

*155 (XVIII).- (Extremadura, 2003). En un matraz de 0,5 L, se introducen 0,1 moles de PCl_5 y se calienta a 250°C . Una vez alcanzado el equilibrio, el grado de disociación del $\text{PCl}_5 (\text{g})$ en $\text{PCl}_3 (\text{g})$ y $\text{Cl}_2 (\text{g})$ es 0,48. Determinar: a) el nº de moles de cada especie en el equilibrio; b) el valor de K_p .

Sol.: De nuevo no indican la estequiometría del equilibrio, lógicamente debe ser el anterior.

*155 (XIX). - (Extremadura, 2004). En un matraz de 2 L, se introducen 0,2 moles de PCl_5 y se eleva la temperatura hasta 250°C . Se establece el equilibrio: $\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$, si el grado de disociación es 0,8: Calcule: a) la presión en el interior del matraz; b) el valor de K_c a 250°C .

Sol.:

*155 (XX).- (Extremadura, 2005). En un recipiente de 5 L se introducen 1 mol de SO_2 y 1 mol de O_2 y se calientan a 727°C , estableciéndose el equilibrio: $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g})$.

En este equilibrio se encuentran 0,15 moles de SO_2 . Calcular: a) la cantidad en gramos de SO_3 formado; b) el valor de K_c . Masas atómicas : S = 32,1; O = 16,0.

Sol.: a) 68 g; b) 279,23.

*155 (XXI). - (Extremadura, 2005). Una muestra de $\text{PCl}_5 (\text{g})$ se introduce en un recipiente a 250°C . Una vez alcanzado el equilibrio: $\text{PCl}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$, a 250°C con $K_p = 1,78$. Hallar:

a) la fracción molar del Cl_2 en el equilibrio; b) el grado de disociación del PCl_5 .

Sol.:

*155 (XXII).- (Extremadura, 2006). El metanol se fabrica industrialmente por hidrogenación del monóxido de carbono según: $\text{CO}_{(\text{g})} + 2 \text{H}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{g})}$; $\Delta H = -125 \text{ KJ}$. Razonar, en cada uno de los casos siguientes, si la concentración de metanol aumentará: a) al aumentar la temperatura; b) al aumentar la presión total; c) al añadir un catalizador positivo; d) al aumentar la presión parcial del hidrógeno.

Sol.: En la teoría. Principio de Le Chatelier. A) disminuirá; b) aumentará; c) se mantendrá constante; d) aumentará.

*155 (XXIII). - (Extremadura, 207). La constante K_p para la disociación del $\text{PCl}_5 (\text{g})$ en $\text{PCl}_3 (\text{g})$ y $\text{Cl}_2 (\text{g})$, a 527 K, es 1,92. Si la presión total de equilibrio es de 50 atm, Calcular: a) El grado de disociación del PCl_5 si se parte de 0,5 moles de muestra gaseosa; b) presión parcial del Cl_2 .

Sol.: No indican la reacción de equilibrio, pero supondremos que es para la clásica de coeficientes estequiométricos igual a la unidad

*155 (XXIV). (Extremadura, 2007). Se mantiene en equilibrio, en un matraz de 2,05 L, una mezcla de los gases SO_2 , SO_3 , y O_2 a una temperatura a la que $K_c = 35,5$ para la reacción $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$. A) Si el número de moles de SO_2 y SO_3 en el matraz es el mismo, ¿Cuántos moles de O_2 hay?. B) Si el número de moles de SO_3 en el matraz es el doble del número de moles de SO_2 , ¿cuántos moles de O_2 hay?.

Sol.:

*155 (XXV). - (Extremadura, 2007). Una muestra de 1 g de Bromo (Br_2) se introduce en un recipiente de 2 L y se calienta a 1727°C . Una vez establecido el equilibrio a esta temperatura, la presión en el recipiente es 1 atm. Hallar para el equilibrio $\text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Br}(\text{g})$; a) el grado de disociación del Br_2 en sus átomos; b) La K_c a 1727°C . Masa atómica del Br = 79,9.

Sol.:

*155 (XXVI).- (Extremadura, Junio 2008). Se introduce en un recipiente de 3 L, en el que previamente se ha hecho el vacío, 0,04 moles de SO_3 a 900 K. Una vez alcanzado el equilibrio, se encuentra que hay presentes 0,028 moles de SO_3 . a) Calcule el valor de K_c para la reacción $2 \text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ a dicha temperatura. b) Calcule la presión parcial del O_2 en el equilibrio.

Sol.: a) $3,67 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; b) 0,148 at.

*155 (XXVII). - (Extremadura, Septiembre 2008). Para los siguientes equilibrios:

1º) $2 \text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$; 2º) $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$; 3º) $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$

a) Escriba las expresiones de K_c para los dos primeros y K_p para todos ellos; b) Razone qué sucederá en los equilibrios 1º y 2º si se aumenta la presión a temperatura constante.

Sol.: a) $K_{c1} = [\text{NO}_2]^4 \cdot [\text{O}_2] / [\text{N}_2\text{O}_5]^2$; $K_{c2} = [\text{NH}_3]^2 / [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3$; las expresiones de K_p para los dos primeros son similares a las anteriores, cambiando concentraciones por presiones parciales. El tercero no tiene expresión de k_p puesto que es un equilibrio en fase líquida. b) En el 1º se desplazará hacia la izquierda y en el 2º lo hará hacia la derecha, hacia donde haya menos moles gaseosas; según el principio de Le Chatelier debe oponerse al aumento de presión.

*155 (XXVIII). - (Extremadura, Septiembre 2008). A 200°C , El PCl_5 se encuentra disociado un 50 %, alcanzándose una presión de 2 atmósferas en el siguiente equilibrio: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Calcule: a) la presión parcial de cada gas en el equilibrio; b) las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

Sol.: a) Las tres presiones parciales son iguales a 0,667 at; b) $K_p = 0,667$ at; $K_c = 0,017 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES

156.-Según la teoría de Brønsted y Lowry, razonar si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones: a) Un ácido reacciona con su base conjugada dando lugar a una disolución neutra; b) un ácido reacciona con su base conjugada dando la sal correspondiente y agua; c) la base conjugada de un ácido débil es fuerte; d) la base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte; e) un ácido y su base conjugada se diferencian en un protón.

Sol.: son ciertas c) y e) .

157 .- Según la teoría de Brønsted y Lowry, ¿ cuáles de las de las siguientes especies pueden actuar sólo como ácidos, sólo como bases y como ácidos o bases?: SO_4^{2-} ; H_2SO_4 ; HSO_4^- ; HClO_4 ; ClO_4^- ; H_2O ; H_3O^+ ; OH^- ; S^{2-} ; H_2S ; HS^- ; NH_3 ; NH_4^+ ; CO_3^{2-} HCO_3^- ; H_2CO_3 .

Sol.: Sólo como ácidos : H_2SO_4 ; HClO_4 ; H_3O^+ ; H_2S ; NH_4^+ ; H_2CO_3 .

Sólo como bases : SO_4^{2-} ; ClO_4^- ; S^{2-} ; CO_3^{2-} .

Como ácidos y bases: HSO_4^- ; H_2O ; OH^- ; HS^- ; NH_3 ; HCO_3^- .

158.- 123.- (Cálculo de pH de ácidos fuertes) . Calcular el pH de una disolución 0,2 molar de HCl.

Sol.: 0,7

159.- (pH de ácido fuerte) . Calcular el pH de una disolución $5 \cdot 10^{-3}$ molar de ácido nítrico.

Sol.: 2,3

160.- Calcular el pH de una disolución $5 \cdot 10^{-3}$ molar de ácido perclórico.

Sol.: 2,3

161.- (pH de base fuerte) . Calcular el pH de una disolución 0,04 molar de NaOH.

Sol.: 12,6

162.- (pH de base fuerte) . Disponemos de 2 litros de disolución 0,1 molar de NaOH. Calcular el pH de : a) 100 mL de la disolución ; b) 200 mL de la disolución.

Sol.: 13 en ambos casos.

163.- Hallar el pH de una disolución 0,1 M de $\text{Ba}(\text{OH})_2$

Sol.: 13,3

164.- Calcular la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ en una disolución de pH = 6.

Sol.: 10^{-6} y 10^{-8} moles/litro, respectivamente.

165.- Calcular $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en una disolución de pOH = 9.

Sol.: 10^{-5} moles . l⁻¹

166.- (¡ Cuidado con ácidos y bases fuertes muy diluidos !) . Calcular el pH de una disolución 10^{-7} molar de ácido clorhídrico.

Sol.: 6,79.

167 *.- A 5 gotas de disolución acuosa de ácido clorhídrico del 35 % de pureza y densidad 1,2 g/mL se añade agua destilada hasta tener 250 mL de disolución. De esta disolución diluida hallar : a) su molaridad ; b) su pH. DATOS : 1 gota equivale a 1/20 mL y la masa molecular del HCl = 36,5.

Sol.: a) 0,0115 moles/litro ; b) pH = 1,94.

168 *.- ¿ Qué volumen de agua debe añadirse a 80 cm³ de una disolución de NaOH 0,8 molar para que resulte otra disolución 0,5 molar ? . ¿Cuál será el pH de 20 cm³ de disolución diluida ? .

Sol.: 48 mL de agua ; pH = 13,7.

169 *.- 0,50 g de un ácido HA, de peso molecular 100, que se disocia en agua según la ecuación :
 $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$, se disuelven en agua para obtener 125 ml de disolución de $\text{pH} = 2,00$.
 ¿Cuál es el grado de disociación del ácido y la constante de disociación del mismo ?

Sol.: 25 % ; $3,3 \cdot 10^{-3}$.

170. - El pH de una disolución 0,1 M de ácido acético es 2,88. Calcular la constante de disociación de este ácido.

Sol.: $1,77 \cdot 10^{-5}$.

171 .- Calcular el pH y el grado de disociación de una disolución 0,1 M de amoniaco, sabiendo que la constante de ionización del amoniaco es $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Sol.: $\alpha = 0,0133$; $\text{pH} = 11,12$.

172 *.- El ácido bórico en disolución acuosa libera un protón. En una disolución 0,1 M de este ácido la concentración de protones es $1,05 \cdot 10^{-5}$ M. Hallar la constante de equilibrio.

Sol.: $1,1 \cdot 10^{-9}$.

173.- Un ácido monoprótico débil de concentración 0,2 M se encuentra ionizado en un 1 % en disolución acuosa. Calcular la concentración de todas las especies en disolución , el pH y el valor de la constante de ionización.

Sol.: $[\text{HA}] = 1,98 \cdot 10^{-1}$ moles/l ; $[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-3}$; $\text{pH} = 2,7$; $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$.

174 *.- A 25°C, una disolución 0,10 molar de un ácido monoprótico débil tiene una constante de disociación de $3,5 \cdot 10^{-8}$. Calcular las concentraciones de todas las especies en disolución y su pH.

Sol.: $[\text{HA}] \simeq 0,10$ moles/l ; $[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,92 \cdot 10^{-5}$ moles/l ; $\text{pH} = 4,23$.

175 .- [Efecto de ion común en el apartado c)] . Disponemos de una disolución 0,1 molar de un ácido monoprótico, siendo su grado de disociación 0,2. Calcular : a) la constante de ionización del ácido ; b) el pH de la disolución ; c) el grado de disociación del ácido después de añadir 1 g de ácido clorhídrico a 100 mL de la disolución anterior (despreciar el aumento de volumen) ; d) el pH de la última disolución.

Sol.: a) $5 \cdot 10^{-3}$; b) 1,7 ; c) 0,02 (¡ nótese la disminución por desplazamiento debido al efecto de ion común !) ; d) 0,56.

176.- (Efecto de ion común). Tenemos una disolución formada por 60 gramos de ácido acético y 0,63 gramos de ácido nítrico puro disueltos en agua destilada hasta obtener 1 litro de disolución. Calcular el pH de esta disolución, sabiendo que para el ácido acético $\text{pK}_a = 4,79$ y las masas atómicas : C = 12 ; O = 16 ; N = 14 ; H = 1.

Sol.: 1,94.

177.- (Efecto de ion común). El ácido sulfúrico presenta una primera disociación como ácido fuerte y la segunda como ácido débil, con $\text{pK}_a = 1,9$. Calcular la concentración de todas las especies en disolución 0,1 molar de ácido sulfúrico.

Sol.: $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,0103$ moles/l ; $[\text{HSO}_4^-] = 0,0897$ moles/l ; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1103$ moles/l .

178 *.- Una disolución de hidróxido de sodio en agua tiene un $\text{pH} = 13$. Calcular : a) los gramos de NaOH que tendremos en 1 litro de disolución anterior ; b) el volumen de agua que habrá que añadir a 1 litro de disolución anterior para obtener otra de $\text{pH}=12$. Masas atómicas : Na=23 ; O=16 ; H=1.
Sol.: a) 4 gramos ; b) 9 litros de agua.

179 .- Calcular el grado de hidrólisis y el pH de una disolución 0,1 molar de acetato de sodio en agua. Constante de ionización del ácido acético $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Sol.: $\alpha = 7,46 \cdot 10^{-5}$; $\text{pH} = 8,87$.

180.- Calcular el grado de hidrólisis y el pH de una disolución acuosa de cianuro de potasio 0,1 molar. Constante de disociación del HCN $5,0 \cdot 10^{-10}$.

Sol.: $\alpha = 0,014$; $\text{pH} = 11,15$.

181.- Calcular el grado de hidrólisis y el pH de una disolución 0,1 molar de NH_4Cl . Constante de ionización del amoníaco $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Sol: $\alpha = 7,46 \cdot 10^{-5}$; $\text{pH} = 5,13$.

182.- Calcular el grado de disociación y el pH de una disolución acuosa 0.1 molar de acetato de amonio. Constante de ionización del ácido acético $1,8 \cdot 10^{-5}$ y para el amoníaco $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Sol.: $\alpha = 5,5 \cdot 10^{-3}$; $\text{pH} = 7$.

183 *.- El pH de una disolución 0,050 Molar de $\text{Th}(\text{ClO}_4)_4$ es 2,80. Determinar : a) la constante de hidrólisis para la reacción $\text{Th}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ThOH}^{3+} + \text{H}_3\text{O}^+$; b) La concentración de ThOH^{3+} en equilibrio.

Sol.: $K_h = 5,15 \cdot 10^{-5}$; $[\text{ThOH}^{3+}] = 1,58 \cdot 10^{-3}$.

184 *.- ¿Cuál será el pH de una disolución 0,8 M de NaCl ? ¿ Y el pH de una disolución 0,8 M de NH_4Cl . Constante de disociación del amoníaco $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Sol.: $\text{pH} = 7$ para la primera y $\text{pH} = 4,68$ para la segunda.

185 *.- Calcular el pH de una disolución de amoníaco 0,01 M. Si a 50 mL de esta disolución le añadimos otros 50 mL de HCl 0,01 M, calcular el pH de la disolución resultante. $K(\text{NH}_3)=1,8 \cdot 10^{-5}$

Sol.: 10,63 ; 5,78.

186 *.- (Disolución tampón) . El ácido acético es un ácido débil de $K = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Calcular : el pH de una disolución 0,5 M de este ácido ; b) el pH de una disolución amortiguadora 0,5 M en ácido acético y 0,5 M en acetato de sodio, explicando el efecto producido por la sal sobre el valor del pH .

Sol.: a) 2,52 ; b) 4,74.

187.- Se prepara una disolución 0,1 M en ácido acético y 0,1 M en acetato de sodio. Calcular a) su pH ; b) la variación de pH que se producirá si a 90 ml de disolución anterior se le añaden 10 ml de disolución de NaOH 0,1 M. $K(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Sol.: a) 4,74 ; b) $\Delta \text{pH} = 0,1$.

188 *.- A una disolución acuosa que contiene 6 moles de $\text{CH}_3\text{-COONa}$ se le añade 1 mol de H_2SO_4 . Determinar el pH final. DATOS.- Constante de ionización del ácido acético $1,8 \cdot 10^{-5}$ y volumen final 1 litro.

Sol.: 5,05.

189.- Hallar el pH de una disolución obtenida mezclando 50 mL de ácido acético 0,3 M con otros 50 mL de NaOH 0,1 M. $K_{\text{HAc}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Sol.: 4,44.

190.- Queremos obtener una disolución reguladora de $\text{pH} = 4,74$. Calcular el volumen de KOH 0,1 M que deberemos añadir a 1 litro de disolución 0,1 M de ácido acético. $K_{\text{HAc}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Sol.: 0,5 litros.

191 *.- Se prepara una disolución disolviendo 1 mol de HAc en agua hasta tener 250 mL. ¿Cuál será el pH de la disolución ? ¿Cuál será el pH si a la disolución anterior se le agregan 0,15 moles de NaAc. $K_{\text{HAc}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Sol.: 2,07 ; 3,92.

192 *.- Calcular el pH de las siguientes disoluciones : a) 80 mL de HCl 0,2 M más 50 mL de NH_3 0,5 M ; b) 0,5 moles de NH_3 más 0,5 moles de HCl más agua hasta un volumen final de 500 mL.

DATO.- $K(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Sol.: a) 9,02 ; b) 4,63.

193.- Calcular el pH de las siguientes disoluciones : a) 50 mL de NH_3 0,1 M + 50 mL HCl 0,1 M ; b) 50 mL de NH_3 0,1 M + 40 mL de HCl 0,1 M ; c) 50 mL de NH_3 0,1 M + 60 mL de HCl 0,1 M.

Sol.: a) 5,3; b) 8,6; c) 2.

194 *.- (Volumetría). a) ¿Qué variación de pH se produce al añadir 1 gota (0,05 mL) de HCl 1 M a 50 mL de agua pura ; b) sin hacer cálculos y basándose en la respuesta anterior, razonar cual será la variación de pOH al añadir una gota de NaOH 1 M a 50 mL de agua pura. c) suponiendo que en cada caso el agua contuviese 2 gotas de fenolftaleína alcohólica, ¿qué variaciones se observarían en cada caso. DATO.- intervalo de viraje de la fenolftaleína : pH 8 - 9,5 incolora a roja.

Sol.: a) $\Delta \text{pH} = -4$; observar el cambio brusco de pH de 7 a 3 con una sola gota ! ; b) $\Delta \text{pOH} = -4$; c) en agua pura será incolora, al añadir un ácido no se notará cambio de color, en caso de $\text{pH} > 9,5$ virará a color rojo.

195 *.- Calcular cuantos mL de una disolución 1 N de NaOH serán necesarios para neutralizar 50 mL de una disolución 2 N de ácido tartárico y cuantos gramos de NaOH existen en ese volumen de disolución.

Sol.: 100 mL ; 4 gramos.

196 *.- Se tiene un ácido sulfúrico diluido al 49 % y densidad $1,1 \text{ g/cm}^3$. Calcular : a) Su molaridad; b) Su normalidad ; c) volumen necesario para neutralizar 1 mol de NaOH.

Sol.: a) 5,5 M ; b) 11 N ; c) 90,9 mL.

197 *.- ¿ Qué volumen de amoniaco anhidro, medido a 15°C y 750 mmHg de presión, se necesita para neutralizar 25 cm³ de una disolución de ácido sulfúrico 0,15 molar ?.

Sol.: 0,179 litros.

198 *.- Una muestra de ácido benzoico (C₆H₅-COOH), que pesa 1,847 g se neutraliza exactamente con 20 mL de una disolución de NaOH. ¿Cuál es la normalidad de esta última ?.

Sol.: 0,757 N.

199 *.- a) ¿ Cuántos mL de disolución de HCl de riqueza 40 % y densidad 1,2 g/mL hacen falta para preparar 5 litros de disolución N/10 de dicho ácido ?; b) una vez preparada dicha disolución, se toman 150 mL y se valoran con disolución de NaOH 0,4 N, gastándose 38,5 mL de ésta, ¿ cuál será la verdadera normalidad de la disolución de HCl ?.

Sol.: a) 38 mL ; b) 0,103 N.

200 *.- Por un tubo de vidrio, introducido bajo el nivel líquido de una disolución acuosa 1 N de HCl (volumen de disolución 200 mL), se dejan fluir muy lentamente burbujas de NH₃ gas. Para facilitar la reacción, el líquido se mantiene fuertemente agitado. El volumen medio de cada burbuja es 492 mm³ y su presión puede considerarse igual a la atmosférica normal.

a) Formular la reacción que tiene lugar.

b) ¿ Cuántas burbujas son necesarias para completar la reacción. Temperatura de la experiencia 27°C.

Sol.: a) $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$; b) 10⁴ burbujas.

201 *.- Calcular la riqueza de una sosa comercial, expresada en % de NaOH, si disolviendo en agua 5,0 g de la misma, la disolución necesita para su completa neutralización 200 cm³ de un ácido 0,5N

Sol.: 80 %

202 *.- En dos vasos distintos hay 30,0 mL de HAc 0,100 N y 30,0 mL de HNO₃ 0,100 N, respectivamente. Determinar el pH de cada disolución. Razonar cual de las dos necesitará mayor volumen de KOH 0,100 N para su neutralización con fenolftaleína como indicador. $K_{\text{HAc}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Sol: pH = 2,85; pH = 1; se necesitará mayor cantidad con la disolución de ácido nítrico.

*202 (I). - (Extremadura, 1998). El ácido acético (etanoico) se encuentra disociado un 10 % en disoluciones 0,1 M, a cierta temperatura. Determinar, a esa temperatura: a) el valor de la constante de acidez, Ka; b) el pH de la disolución.

Sol.:

*202 (II).- (Extremadura, 1998). A) Defina el concepto de ácido y base según Brönsted y Lowry. B) indique los factores que modifican el estado de equilibrio en un proceso químico.

Sol.: en la teoría.

*202 (III).- (Extremadura, 1998). A) ¿Cuántos mg de hidróxido potásico hay que añadir a 250 mL de agua para obtener una disolución de pH = 12?. B) ¿Cuántos mL de ácido clorhídrico del 10 % en peso y 1,05 g/mL de densidad se necesitan para neutralizar la disolución anterior?..

Sol.:

*202 (IV).- (Extremadura, 1999). La aspirina o ácido acetilsalicílico, AH, es un ácido monoprótico débil, cuya fórmula es $C_9H_8O_4$, que está disociada un 3,2 % a 293 K. Hallar: a) el pH de una disolución preparada disolviendo totalmente un comprimido de aspirina de 0,500 g en un poco de agua y añadiendo posteriormente más agua hasta tener 0,1 L de disolución; b) la constante de ionización del ácido acetilsalicílico, a esa temperatura. Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

Sol.:

*202 (V).- (Extremadura, 1999). A) Calcula la constante de ionización de un ácido débil monoprótico que está ionizado un 2,5 % en disolución 0,2 M. B) Se desea preparar un litro de disolución de ácido clorhídrico que tengas el mismo pH que la disolución anterior. ¿Qué volumen de HCl de concentración 0,4 M habrá que tomar?.

Sol.:

*202 (VI).- (Extremadura, 1999). Definir el concepto de ácido y base según Brønsted-Lowry y explica su teoría. Si se dispone de las siguientes sustancias: a) ion carbonato; b) amoníaco; c) agua. Diga si son ácidos o bases de Brønsted y Lowry y escriba las reacciones químicas que permitan comprobarlas.

Sol.:

*202 (VII).- (Extremadura, 2000). A) Calcule el volumen de una disolución de hidróxido sódico 0,2 M, que habrá que añadir a 20 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0,15 M para conseguir su neutralización. B) Describa el procedimiento experimental para determinar la concentración de una muestra de ácido sulfúrico mediante volumetría ácido-base con hidróxido sódico patrón.

Sol.:

*202 (VIII).- (Extremadura, 2000). Se tienen 100 mL de agua destilada. Se añade 1 mL de ácido clorhídrico 5 M. Se añaden a continuación 5 mL de hidróxido sódico 5 M; finalmente, se añaden 106 mL de agua destilada. Calcule el pH inicial del agua y los sucesivos pH tras las adiciones. Considere que los volúmenes son aditivos.

Sol.:

*202 (IX).- (Extremadura, 2000). Se tienen muestras puras de las siguientes sustancias: NH_4Cl ; $CH_3-COONa$; KNO_3 ; y $Ca(OH)_2$. Razone, a través de las reacciones químicas correspondientes, si al disolver estas sustancias en agua se obtendrán disoluciones ácidas, básicas o neutras. DATOS.- $K_a CH_3-COOH = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_b NH_4OH = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Mencione dos aplicaciones industriales del ácido sulfúrico.

Sol.:

*202 (X).- (Extremadura, 2001). A) Determine el pH de una disolución $3,2 \cdot 10^{-2}$ M de ácido metanoico; $HCOOH$, que está ionizado al 4,75 %. B) ¿Cuál es el valor de la constante de ionización del ácido metanoico?.

Sol.:

*202 (XI).- (Extremadura, 2002). A) Defina el concepto de ácido y base según Brønsted y Lowry y ponga un ejemplo de cada uno. B) ¿Es posible que al disolver una sal en agua, la disolución resultante tenga pH básico?. Indique un ejemplo en caso afirmativo y escriba la reacción correspondiente.

Sol.:

*202 (XII).- (Extremadura, 2002). A) Justifique, mediante los equilibrios apropiados y sin necesidad de cálculos numéricos, si las disoluciones acuosas de cianuro potásico, KCN, tendrán pH ácido, básico o neutro. ¿Y las disoluciones acuosas de nitrato de amonio, NH_4NO_3 ? Datos.- $K_a \text{HCN} = 5 \cdot 10^{-10}$; $K_b \text{NH}_4\text{OH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$. B) Escriba la fórmula y el nombre de un ácido de interés industrial e indique dos de sus aplicaciones.

Sol.:

*202 (XIII).- (Extremadura, 2002). A) Dibuje el siguiente material: bureta, pipeta y matraz erlenmeyer, y explique cómo se utilizarían en una valoración ácido-base de HCl con NaOH patrón. B) Se valora una muestra de 50 mL de ácido clorhídrico con hidróxido sódico 0,05 M, consumiéndose 17,4 mL. Calcule la concentración de ácido clorhídrico en gramos por litro.. Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1.

Sol.:

*202 (XIV).- (Extremadura, 2003). Calcule cuántos mL de ácido clorhídrico $2 \cdot 10^{-2}$ M hay que añadir a 200 mL de agua para obtener una disolución de pH = 3,2.

Sol.: 6,5 mL

*202 (XV).- (Extremadura, 2003). A) Calcule el pH de una disolución de ácido acético 0,1 M ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$). B) Calcule el pH de una disolución obtenida disolviendo 2,75 g de hidróxido de sodio en agua hasta un volumen de 500 mL.

Sol.:

*202 (XVI). - (Extremadura, 2004). A) De una botella de ácido sulfúrico concentrado, del 96 % en peso y densidad 1,79 g/mL, se toma 1 mL y se lleva hasta un volumen final de 500 mL con agua destilada, determinar su molaridad. B) ¿Cuál es el pH de la disolución resultante?. Nota.- Considerar el ácido fuerte en sus dos disociaciones. Masas atómicas: S = 32; O = 16; H = 1.

Sol.:

*202 (XVII). - (Extremadura, 2004). A) Definir los conceptos de ácidos y bases según Brönsted y Lowry. B) Indicar cuál es la base conjugada de las siguientes especies químicas: HS^- ; NH_3 y escribir la reacción química correspondiente.

Sol.:

*202 (XVIII).- (Extremadura, 2004). A) ¿Cuál será el pH de una disolución preparada mezclando 150 mL de HNO_3 0,2 M con 200 mL de HCl 0,15 M y 150 mL de agua?. B) ¿Cuántos mL de NaOH 0,5 M se necesitarían para neutralizar la disolución ácida anterior?.

Sol.:

*202 (XIX).- (Extremadura, 2004). La concentración de protones de una disolución 0,1 M de un ácido débil HA es 0,0035 M. A) Determinar el valor de la constante de acidez de la especie HA. B) Determinar la concentración necesaria de este ácido para obtener una disolución de pH = 2.

Sol.:

*202 (XX).- (Extremadura, 2005). Indicar razonadamente si son ácidas, básicas o neutras las disoluciones acuosas de las siguientes especies: NaCl; NH_4Cl ; $\text{CH}_3\text{-COONa}$; KNO_3 . ($K_a \text{CH}_3\text{-COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_b \text{NH}_4\text{OH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

Sol.: NaCl es neutra; NH_4Cl es ácida; $\text{CH}_3\text{-COONa}$ es básica; KNO_3 es neutra. E las neutras no hidroliza ningún ion. En las ácidas hidroliza el catión y en la básica hidroliza el anión.

*202 (XXI).- (Extremadura, 2005). Se hace reaccionar una cierta cantidad de NaCl con H_2SO_4 , según la ecuación: $2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$. El resultado se valora con una disolución de NaOH 0,5 M, consumiéndose 20 mL de ésta. ¿Cuántos gramos de NaCl han reaccionado?. Masas atómicas: Na = 23; S = 32; Cl = 35,5; O = 16; H = 1.

Sol.: 0,585 g

*202(XXII).- (Extremadura, 2005). Se disuelven 0,056 g de ácido acético en agua, para preparar 50 mL de disolución. Calcular el pH de la disolución y el grado de disociación del ácido ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

Sol.:

*202 (XXIII). - (Extremadura, 2006). ¿Qué pH tendrá la disolución resultante al mezclar 60 mL de HCl 0,1 M y 140 mL de NaOH 0,05 M?

Sol.: pH = 11,7.

*202 (XXIV). - (Extremadura, 2007). A 25 °C, la constante de disociación del NH_4OH vale $1,8 \cdot 10^{-5}$. Se tiene una disolución de NH_4OH 0,1 M. Calcular: a) el grado de disociación; b) la concentración de una disolución de NaOH que tuviera el mismo pH.

Sol.: a) 1,34 %; b) $1,34 \cdot 10^{-3}$ M

*202 (XXV). (Extremadura, 2007). Calcular la K_a de un ácido monoprótico débil, HA, sabiendo que una disolución acuosa de 0,10 moles de este ácido en 250 mL de agua se ioniza el 1,5 %. ¿Cuál es su pH?

Sol.: $K_a = 9,1 \cdot 10^{-5}$; b) pH = 2,22.

*202 (XXVI).- (Extremadura, Junio 2008). La acción del H_2SO_4 concentrado sobre NaCl conduce a la obtención de HCl(g) y Na_2SO_4 . a) El HCl(g) liberado se recoge sobre agua de forma que se obtiene un litro de disolución cuyo pH es 1, ¿qué cantidad de NaCl habrá reaccionado?. B) ¿Qué volumen de ácido sulfúrico del 98 % en peso y $1,84 \text{ g/cm}^3$ de densidad debe emplearse en la reacción?. Masas atómicas: Na = 23,0; H = 1,0; Cl = 35,5 ; S = 32,0 ; O = 16,0.

Sol.: a) 5,85 g de NaCl; 2,7 mL de disolución.

*202 (XXVII). - (Extremadura, Junio 2008). Considerando los valores de K_a de los ácidos, en disolución acuosa, HCN, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, HClO_2 y HF, conteste razonadamente a las siguientes preguntas: a) ordénelos de mayor a menor acidez en agua; b) utilizando el equilibrio de ionización en disolución acuosa, cuáles son sus bases conjugadas. DATOS: K_a : HCN = 10^{-10} , $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} = 10^{-5}$, $\text{HClO}_2 = 10^{-2}$, y HF = 10^{-4} .

Sol.: a) $\text{HClO}_2 > \text{HF} > \text{a. benzoico} > \text{HCN}$. A mayor K_a más acidez; b) CN^- ; $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$; ClO_2^- ; F^- .

*202 (XXVIII). - (Extremadura, Septiembre 2008). A) ¿Cuál es la concentración en HNO_3 de una disolución de pH = 1?. B) Describa el procedimiento e indique el material necesario para preparar 100 mL de HNO_3 10^{-2} M a partir de la anterior disolución.

Sol.: a) 10^{-1} M; b) 0,01 L de la primera disolución. El procedimiento se explica en el laboratorio.

*202 (XXIX). - (Extremadura, Septiembre 2008). Razonar si son ciertas las afirmaciones: a) "una disolución de pH trece es más básica que otra de pH ocho" ; b) "cuanto menor sea el pH de una disolución, mayor es su acidez".

Sol.: Ciertas ambas.

REACCIONES DE PRECIPITACIÓN. NOTA.- No entra en el temario

203.- La solubilidad del cloruro de plomo (II) en agua es $3,7 \cdot 10^{-2}$ moles/litro. Calcular el producto de solubilidad de este compuesto.

Sol.: $2,0 \cdot 10^{-4}$

204 *.- A determinada temperatura, el agua saturada de cloruro de plata contiene $1,92 \cdot 10^{-4}$ g de compuesto por cada 100 mL de disolución. Calcular la constante del producto de solubilidad del cloruro de plata a esa temperatura. Masas atómicas : Ag = 107,87; Cl = 35,45

Sol.: $1,8 \cdot 10^{-10}$

205.- Una disolución acuosa saturada de hidróxido de cadmio contiene $5,9 \cdot 10^{-4}$ g de compuesto por cada 200 cm^3 de disolución. Calcular el producto de solubilidad del hidróxido y las concentraciones de Cd^{2+} y OH^- libres en el equilibrio. Masas atómicas : H = 1 ; O = 16 ; Cd = 112,4.

Sol.: $3,3 \cdot 10^{-14}$; $[\text{Cd}^{2+}] = 2,01 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$; $[\text{OH}^-] = 4,02 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$.

206.- La solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en agua es 1,48 g/l. Calcular el producto de solubilidad de este hidróxido. Masas atómicas : Ca = 40 ; O = 16 ; H = 1.

Sol.: $3,2 \cdot 10^{-5}$

207.- A cierta temperatura, el producto de solubilidad del sulfuro de plata en agua es $1,6 \cdot 10^{-49}$. Calcular la solubilidad de este compuesto, a esa temperatura, expresada en moles/l y gramos/litro. Masas atómicas : S = 32,06 ; Ag = 107,87.

Sol.: $3,42 \cdot 10^{-17} \text{ mol/l}$; $8,47 \cdot 10^{-15} \text{ g/l}$.

208 *.- Si el producto de solubilidad del cloruro de plomo (II), a 25°C , es $2,4 \cdot 10^{-4}$. ¿ Cuántos gramos de ion Pb^{2+} hay disueltos en 50 cm^3 de disolución saturada de este compuesto ? Masas atómicas : Pb = 207,19.

Sol.: 0,406 g.

209.- En un recipiente mezclamos 50 mL de disolución 10^{-4} M de ácido clorhídrico con otros 50 mL de disolución 10^{-4} M de nitrato de plata. ¿ Precipitará cloruro de plata ? ¿ Y si el ácido tuviese una concentración 10^{-6} M ?.

Sol.: Sí precipita en el primer caso y no en el segundo.

210.- Hallar la solubilidad del Ag_2CrO_4 : a) en agua pura ; b) en una disolución 0,1 molar de cromato de sodio. Producto de solubilidad del $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 = 4,0 \cdot 10^{-12}$

Sol.: a) 10^{-4} mol/l ; $3,2 \cdot 10^{-6}$

211.- El producto de solubilidad del hidróxido de aluminio es $2,0 \cdot 10^{-33}$. Calcular la solubilidad de este compuesto en una disolución de pH = 4 y en otra de pH = 9.

Sol.: $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$; $2 \cdot 10^{-18} \text{ mol/l}$.

212 *.- La solubilidad del BaF_2 en agua pura es 1,30 g/l, a 25°C . Calcular a esa temperatura : a) el producto de solubilidad de este compuesto ; b) su solubilidad en una disolución acuosa 1 M de cloruro de bario totalmente disociado. Masas atómicas : Ba = 137,34 ; F = 19,00

Sol.: a) $1,63 \cdot 10^{-6}$; b) 0,112 g/l.

213 *.- ¿ Qué volumen de una disolución 0,1 M de AgNO_3 se necesita para precipitar, en forma de AgCl , todo el ion cloruro contenido en 50 cm^3 de una disolución que es 0,12 M en KCl y 0,15 M en ZnCl_2 ?

Sol.: 0,21 litros.

214.- (Mezcla de equilibrios de precipitación y ácido-base). ¿ Precipitará acetato de plata al mezclar 50 mL de disolución 1M de AgNO_3 con 50 mL de disolución 1 M de ácido acético ? Datos : Producto de solubilidad del acetato de plata = $2,2 \cdot 10^{-3}$; Constante de disociación del ácido acético = $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Sol.: No precipita, ya que $[\text{Ag}^+] = 0,5$ y $[\text{Ac}^-] = 3 \cdot 10^{-3}$ y por lo tanto $[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Ac}^-] < K_{ps}$.

215.- ¿ Precipitará $\text{Mg}(\text{OH})_2$ al mezclar 50 mL de disolución 0,2 M de MgCl_2 con 50 mL de disolución 0,2 M de NH_3 ? Datos : Constante de ionización del $\text{NH}_3 = 1,8 \cdot 10^{-5}$; Producto de solubilidad para $\text{Mg}(\text{OH})_2 = 3,4 \cdot 10^{-11}$

Sol.: precipita.

REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

216.- Indicar el número de oxidación de cada elemento en los siguientes compuestos : Cl_2 ; C_2H_6 ; $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$; CO_3^{2-} ; NaH ; NH_4^+ ; MnO_4^- ; Cl^- ; Al^{3+} ; H_2SO_3 .

217.- Indicar si las siguientes reacciones son de transferencia de electrones y, en su caso, indicar el elemento que se oxida y el que se reduce : a) $10 \text{ HNO}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ HClO}_2 + 10 \text{ NO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$;

b) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2 \text{ HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$;

c) $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}$;

d) $\text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$.

Sol.: Son de transferencia de electrones las reacciones a) y d).

218.- Ajustar por el método de la variación en el número de oxidación las siguientes reacciones:

a) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$;

b) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$;

c) $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;

d) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Sol: a) $\text{Zn} + 2 \text{ HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$; b) $2 \text{ Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{ C} \rightarrow 4 \text{ Fe} + 3 \text{ CO}_2$; c) $2 \text{ H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3 \text{ S} + 2 \text{ H}_2\text{O}$; d) $2 \text{ KMnO}_4 + 16 \text{ HCl} \rightarrow 2 \text{ MnCl}_2 + 2 \text{ KCl} + 5 \text{ Cl}_2 + 8 \text{ H}_2\text{O}$.

219.- Ajustar por el método del ion-electrón las siguientes reacciones redox : a) $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$; b) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; c) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$; d) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; e) $\text{KClO}_3 + \text{CrCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$; f) $\text{KIO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KIO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Sol.: a) $4\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow 2\text{NO}_2 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; b) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$; c) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{KI} + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{I}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$; d) $6\text{KMnO}_4 + \text{KI} + 6\text{KOH} \rightarrow 6\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KIO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$; e) $\text{KClO}_3 + 2\text{CrCl}_3 + 10\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 7\text{KCl} + 5\text{H}_2\text{O}$; f) $\text{KIO}_3 + \text{Cl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{KIO}_4 + 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

220.- (Reacción de dismutación). Igualar la siguiente reacción redox : $\text{KIO} \rightarrow \text{KI} + \text{KIO}_3$.

Sol.: $3\text{KIO} \rightarrow 2\text{KI} + \text{KIO}_3$.

221 *.- El dióxido de manganeso y el yoduro de potasio reaccionan, en presencia de ácido sulfúrico, para dar sulfato de manganeso (II), yodo, sulfato de potasio y agua.

a) Ajustar la reacción por el método del ion-electrón.

b) Determinar el peso equivalente del dióxido de manganeso y del yodo en esta reacción.

c) Calcular los gramos de yodo que se obtendrán, como máximo, partiendo de 1 Kg de pirolusita, cuya riqueza en dióxido de manganeso es del 80 %. Masas atómicas : Mn = 54,9 ; O = 16 ; I = 126,9.

Sol.: a) $\text{MnO}_2 + 2\text{KI} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$; b) 43,45 g/eq y 126,9; c) 2336 g.

222 *.- La reacción entre el permanganato de potasio y el yoduro de potasio, en presencia de hidróxido de potasio acuoso, produce manganato de potasio, yodato de potasio y agua.

a) Razonar que sustancia actúa de oxidante y cual de reductor.

b) Determinar el peso equivalente del agente reductor.

Masas atómicas : K = 39 ; I = 127.

Sol.: a) El oxidante es el permanganato, él se reduce (disminuye su nº de oxidación desde +7 hasta +6, oxidando al yoduro ; el reductor es el yoduro y le ocurre todo lo contrario, aumentando su nº de oxidación desde -1 hasta +5 ; b) 27,7.

223 *.- Formular y ajustar la reacción de óxido-reducción según la cual el estaño metálico reacciona con el ácido nítrico en disolución acuosa, produciendo dióxido de estaño, dióxido de nitrógeno y agua. ¿ Cuál será la normalidad, en este caso, de una disolución de ácido nítrico 0,5 molar ?.

Sol.: a) $\text{Sn} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2 + 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; b) 0,5 eq/l.

224 *.- En una disolución ácida, el clorato de potasio oxida al cloruro de hierro (II) que pasa a cloruro de hierro (III), quedando él reducido a cloruro de potasio más agua.

a) Escribir y ajustar la ecuación iónica.

b) Determinar el peso equivalente del clorato de potasio.

c) Hallar la normalidad de una disolución 0,1 M de clorato de potasio.

Masas atómicas : Cl = 35,5 ; O = 16 ; K = 39.

Sol.: a) $\text{ClO}_3^- + 6\text{Fe}^{2+} + 6\text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}^- + 6\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$; b) 20,4 g/eq ; c) 0,6 eq/l.

225 *.- El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio para dar sulfato de potasio, bromo molecular, dióxido de azufre y agua.

- a) Formular y ajustar las semirreacciones iónicas y la reacción global.
b) Determinar el peso equivalente del agente oxidante.

c) Hallar los cm^3 de bromo que se obtendrán al tratar 50 gramos de bromuro de potasio con ácido sulfúrico en exceso, si la densidad del bromo a temperatura ordinaria es $2,9 \text{ g/cm}^3$.

Sol.: a) Reacción global : $2 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{KBr} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$; b) 49 eq/l ; c) $11,6 \text{ cm}^3$.

226 *.- 100 g de una aleación contienen 85 g de cobre y 15 g de oro. Para recuperar el oro, se disuelve el cobre por tratamiento de la aleación con ácido nítrico, formándose nitrato de cobre (II) y óxido de nitrógeno (IV) . Calcular :

- a) El peso de nitrato de cobre que se forma.
b) El volumen mínimo de disolución de ácido nítrico $5,0 \text{ M}$ que se necesita para disolver el cobre.
c) El volumen de óxido de nitrógeno (IV) , medido a 30° C y 1 at , que se desprende al disolver todo el cobre.

Masas atómicas : $\text{Cu} = 63,5$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$

Sol.: a) $251,25 \text{ g}$; b) $1,07 \text{ l}$; c) $66,6 \text{ l}$

227 *.- En ciertas condiciones, el sulfuro de hidrógeno reacciona con el ácido nítrico, para producir azufre, agua y nitrógeno molecular.

- a) Ajuste la reacción. b) Indique los sistemas oxidante y reductor.

Sol.: a) $5 \text{H}_2\text{S} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow 5 \text{S} + \text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$; b) oxidante el ácido nítrico y reductor el sulfuro de hidrógeno.

228 *.- (Nota : Salió en selectividad de Extremadura para COU, curso 93/94, y tiene matices curiosos en la resolución). El nitrato de potasio reacciona con el cinc en presencia de ácido sulfúrico para dar sulfato de cinc, sulfato de amonio, sulfato de potasio y agua.

- a) Ajuste la reacción.
b) Indique los sistemas oxidante y reductor.
c) calcule el peso equivalente del nitrato de potasio en esta reacción.

Masas atómicas : $\text{O} = 16,0$; $\text{K} = 39,1$; $\text{N} = 14,0$

Sol.: a) $2 \text{KNO}_3 + 8 \text{Zn} + 10 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 8 \text{ZnSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 6 \text{H}_2\text{O}$; b) Oxidante, Nitrato y reductor, el cinc ; c) $12,6 \text{ g/eq}$.

229.- En medio ácido, el permanganato de potasio reacciona con el agua oxigenada, produciendo sal de manganeso (II) y desprendiendo oxígeno. Calcular la masa de permanganato de potasio necesaria para la oxidación de 60 g de agua oxigenada del 2% .

Masas atómicas : $\text{Mn} = 55$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$

Sol.: $2,21 \text{ g}$.

230.- Construimos una pila con electrodos de cinc y plata. Indicar : a) un esquema de la pila ; b) los electrodos que actúan como ánodo y cátodo ; c) las reacciones anódica, catódica y global ; d) la f.e.m. de la pila en condiciones estándar. $\epsilon^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ v}$; $\epsilon^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,79 \text{ v}$

Sol.: a) $\text{Zn(s)}/\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) // \text{Ag}^{+}(\text{aq})/\text{Ag(s)}$; b) el ánodo (hay oxidación) es el electrodo de cinc y el cátodo (reducción) es el electrodo de plata, ; c) R. anódica : $\text{Zn (s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$; R. catódica: $\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + 1 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag(s)}$; R. pila : $\text{Zn} + 2\text{Ag}^{+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}$; d) $\mathcal{E}^{\circ} = 1,5 \text{ v}$.

231 *.- Se tiene una pila galvánica constituida por los semielementos Fe^{2+}/Fe y Co^{2+}/Co en condiciones estándar. a) ¿Cuál es el cátodo y cuál el ánodo ?, ¿ por que ?; b) escribir la reacción espontánea que tiene lugar, indicando el valor de la f.e.m. de la pila.

Potenciales normales : $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44 \text{ v}$; $\text{Co}^{2+}/\text{Co} = -0,28 \text{ v}$.

Sol.: a) ánodo, el electrodo de hierro ya que en él se produce la oxidación y cátodo, el de Cobalto porque en él se produce la reducción ; b) $\text{Fe} + \text{Co}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Co}$ $\mathcal{E}^{\circ} = 0,16 \text{ v}$.

232.- Calcular la f.e.m. de la pila : $\text{Ni} / \text{Ni}^{2+}(1\text{M}) // \text{Ag}^{+}(1\text{M}) / \text{Ag}$, sabiendo que los potenciales normales de reducción de los semielementos son : $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni} = -0,28 \text{ v}$; $\text{Ag}^{+}/\text{Ag} = 0,79 \text{ v}$.

Sol.: 1,07 v.

233.- Indicar si hay reacción, y en su caso representarla, si en una disolución de Fe^{2+} se introduce: a) una lámina de cinc ; b) una lámina de cobre ; c) trocitos de níquel. Potenciales normales : $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44 \text{ v}$; $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,35 \text{ v}$; $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni} = -0,28 \text{ v}$; $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76 \text{ v}$

Sol.: a) hay reacción $\text{Zn} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Fe}$; b) y c) no hay reacción espontánea, $\mathcal{E}_{\text{total}} < 0$.

234.- Formamos una pila con electrodos de hierro y estaño introducidos, respectivamente, en disoluciones de concentración 1 M en iones Fe^{2+} y Sn^{2+} . Escribir las reacciones anódica, catódica y global de la pila y calcular su f.e.m. Potenciales normales : $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44 \text{ v}$; $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn} = -0,14 \text{ v}$

Sol.: Án : $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^{-}$; Cát : $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Sn}$; pila : $\text{Fe} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Sn}$ $\mathcal{E}^{\circ} = 0,3 \text{ v}$

235 *.- Formar una pila galvánica y calcular el potencial normal de la misma, identificando el ánodo y el cátodo, con los siguientes elementos : $\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Sn}^{2+}$ $\mathcal{E}^{\circ} = 0,15 \text{ v}$; $\text{Ag}^{+} + 1\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}$ $\mathcal{E}^{\circ} = 0,8 \text{ v}$.

Sol.: Án: $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^{-}$; Cát: $\text{Ag}^{+} + 1\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}$; pila: $2\text{Ag}^{+} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Sn}^{4+}$ $\mathcal{E}^{\circ} = 0,65 \text{ v}$

236.- Si se unen el ánodo y el cátodo de una pila por un dispositivo eléctrico externo, ¿ en qué sentido circulan los electrones por él ?.

Sol.: En toda pila los electrones circulan exteriormente desde el ánodo al cátodo.

237 *.- En la tabla adjunta se representa una serie de tensiones simplificada, haciendo uso de la misma predecir razonadamente que ocurrirá cuando : a) se introduzcan limaduras de hierro en una disolución 1 M de cloruro de calcio; b) se vierta polvo de cinc en una disolución de cloruro de calcio ; c) se pongan en contacto sendas disoluciones 1 M de dicromato de potasio y ácido sulfuroso.

$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ca}^{\circ}$ $\mathcal{E}^{\circ} = -2,87 \text{ v}$; $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}^{\circ}$ $\mathcal{E}^{\circ} = -0,76 \text{ v}$; $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}$ $\mathcal{E}^{\circ} = -0,44 \text{ v}$;

$\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\mathcal{E}^{\circ} = 0,20 \text{ v}$; $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^{+} + 6\text{e}^{-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$ $\mathcal{E}^{\circ} = 1,33 \text{ v}$

Sol.: a) no hay reacción ; b) no hay reacción ; c) hay reacción.

238 *.- ¿ Qué sucedería si se utilizase una cuchara de aluminio para agitar una disolución de nitrato de hierro (II) ?. ¿ Y si se utiliza una cuchara de hierro para agitar una disolución de aluminio ?. $\epsilon^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ v}$; $\epsilon^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67$.

Sol.: a) la cuchara de aluminio se disolvería y precipitaría hierro metálico ; b) no hay reacción.

239.- (Ecuación de Nernst). Teniendo en cuenta los potenciales normales de reducción para Ag^+ / Ag y $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$, respectivamente, 0,79 v y 0,34 v. Calcular la f.e.m.. de la pila :

$\text{Cu (s)} / \text{Cu}^{2+} (10^{-2} \text{ M}) // \text{Ag}^+ (10^{-2} \text{ M}) / \text{Ag (s)}$.

Sol.: 0.39 v.

240 *.- (Pila de concentración). Se forma una pila galvánica con un electrodo de hidrógeno. El primero es el electrodo normal de hidrógeno ($\epsilon^\circ = 0 \text{ v}$) y el segundo posee 100 mL de una disolución acuosa de ácido clorhídrico, cuya concentración es mayor que 1 M. A 25° C la pila muestra una f.e.m. de 0,0413 v Se desea saber : a) La concentración del ácido clorhídrico ; b) la f. e m. que proporcionará la pila después de añadir a la disolución de ácido 60 mL de KOH acuoso 3 M.
Sol.: a) 5 M ; b) 0,0178 V.

241.- (Ecuación de Nernst). Calcular la f.e.m. de la pila : $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}(0,1\text{M}) // \text{Cu}^{2+}(0,2\text{M})/ \text{Cu}$, sabiendo que los potenciales normales de reducción para los pares Zn^{2+}/Zn y Cu^{2+}/Cu son, respectivamente, - 0,76 V y 0,34 V.

Sol.: 1,11 V.

242.- En una cuba electrolítica se realiza la electrólisis de una disolución de sulfato de cobre (II), circulando una corriente de 2 Amperios durante 30 minutos. ¿ Qué masa de cobre se deposita ?. ¿ Cómo se llama el electrodo donde se deposita el cobre ?. ¿Cuál es la reacción que se produce en ese electrodo ?. ¿ A que borne de la fuente de corriente continua está unido ese electrodo ?. Masa atómica del cobre = 63,54.

Sol.: Se depositan 1,18 g de cobre en el cátodo, electrodo unido al polo positivo de la fuente, donde se produce la reacción $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu (s)}$.

243.- En una célula electrolítica se produce la electrólisis de una sal de hierro, cuando han circulado 43200 culombios por ella se han depositado en el cátodo 8,33 g de hierro. Calcular la carga de los iones hierro que componen la sal. Masa atómica del hierro = 55,85.

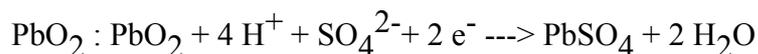
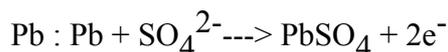
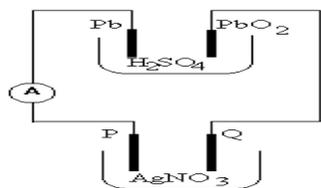
Sol.: +3.

244.- Por una cuba electrolítica que contiene 500 g de una disolución de cloruro de cobre (II) al 20%, se hace circular una corriente continua de 6 amperios durante una hora. Calcular: a) la cantidad de cobre depositado y el volumen de gas cloro, medido a 27°C y $5,065 \cdot 10^4$ pascales de presión, que se desprende en el otro electrodo ; b) indicar las reacciones que se producen en cada electrodo ; c) la concentración con la que queda la disolución en la célula, al cabo de la hora de funcionamiento. Masas atómicas : Cu = 63,54 ; Cl = 35,45.

Sol.: a) 7,11 g de cobre y 5,41 litros de cloro ; b) cátodo : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu (s)}$. Ánodo : $2\text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$; c) 17,6 %.

245.- En un eudiómetro se produce la electrólisis completa de 100 g de agua ligeramente acidulada. Calcular el volumen de cada gas que se desprende en cada electrodo, medidos a 27°C y $1,013 \cdot 10^5$ pascales de presión. Masas atómicas : O = 15,999 ; H = 1,0078.
Sol.: 136,55 litros de hidrógeno y 68,28 litros de oxígeno.

246 *.- El esquema de la figura representa una cuba electrolítica alimentada por una batería de automóvil. En esta última tienen lugar los procesos :



a) Razonar en que electrodo, P o Q, se está depositando plata ; b) ¿ Cuántos faradays deben atravesar la cuba para que se depositen 0,200 g de plata ; c) Dicha cantidad de plata se ha depositado durante 7 minutos y 26 segundos, siendo 0,400 amperios la indicación del amperímetro durante el proceso. Determinar con estos datos la carga del electrón.

Masa atómica de la plata 108 ; N° de Avogadro $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas / mol.

Sol.: a) Los iones Ag^+ se reducen en el electrodo P ; b) $1,85 \cdot 10^{-3}$ Faradays ; $1,6 \cdot 10^{-19}$ cul.

247 *.- Dos cubas electrolíticas, conteniendo sendas disoluciones acuosas de nitrato de plata y sulfato de hierro (II), están conectadas en serie. Pasa la corriente durante cierto tiempo y se deposita en el cátodo de la primera 0,810 g de plata metálica.

a) ¿ Qué cantidad de electricidad ha atravesado las cubas ? . Expresarla en culombios y faradays.
b) ¿ Qué cantidad de hierro metálico se deposita en el cátodo de la segunda ? . Expresarla en equivalentes químicos y en gramos.

Sol.: a) 723,75 cul. = $7,5 \cdot 10^{-3}$ Faradays ; b) $7,5 \cdot 10^{-3}$ eq = 0,210 g.

*247 (I).- (Extremadura, 1998). E ciertas condiciones el sulfuro de hidrógeno (sulfuro de dihidrógeno) reacciona con nítrico, para producir azufre, agua y nitrógeno molecular. A) Ajuste la reacción. B) Indique el sistema oxidante y reductor.

Sol.:

*247 (II). - (Extremadura, 1998). El cinc reacciona con el ácido nítrico para dar nitrato de cinc, nitrato amónico y agua. A) Ajustar la reacción por el método del ión-electrón. B) Calcular los gramos de ácido nítrico que se necesitan para disolver 16,34 g de cinc. Masas atómicas: N = 14; Zn = 65,4; O = 16; H = 1.

Sol.:

*247 (III).- (Extremadura, 1999). Cuando se calienta el clorato de potásico, se descompone mediante un proceso de autooxidación-reducción (la misma sustancia actúa como oxidante y reductor), dando cloruro potásico, y perclorato potásico . A) Ajustar la ecuación redox, escribiendo previamente las semirreacciones de oxidación y reducción. B) Al descomponerse 3,06 g de clorato potásico se desprenden 1,05 KJ de calor. Hallar la cantidad de energía calorífica que se desprenderá en una reacción de descomposición de clorato de potasio en la que se produzcan 0,30 moles de perclorato potásico. Masas atómicas en u. m. a.: O = 16; K = 39,1; Cl = 35,5.

Sol.:

*247 (IV).- (Extremadura, 2000). Considere la siguiente reacción:

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. A) Identifique las especies oxidantes y reductoras, indicando los estados de oxidación de cada elemento en los estados inicial y final. B) Ajuste la reacción mediante el método del ión electrón.

Sol.:

*247 (V).- (Extremadura, 2001). A) Ajuste por el método del ión electrón la reacción siguiente, escribiendo las semirreacciones iónicas que tienen lugar: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. B) Escriba el nombre de las sales que aparecen en la ecuación anterior.

Sol.:

*247 (VI).- (Extremadura, 2002). Ajuste por el método del ión-electrón la ecuación siguiente, escribiendo las reacciones iónicas que tienen lugar: $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} + \text{SnCl}_2 \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{SnCl}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$. B) Nombre las sales que aparecen en la ecuación anterior.

Sol.:

*247 (VII).- (Extremadura, 2002). Ajuste la reacción $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ mediante el método del ión-electrón. B) Determine el volumen de sulfuro de hidrógeno gaseoso, medido a 60 °C y 1 at, necesario para reaccionar con 500 mL de disolución de ácido nítrico de concentración 0,2 M.

Sol.:

*247 (VIII).- (Extremadura, 2003). Ajuste por el método del ión-electrón la reacción siguiente, escribiendo las reacciones iónicas que tienen lugar: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KBr} \longrightarrow \text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. B) Nombre todos los compuestos que aparecen en la ecuación anterior.

Sol.: $2 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{KBr} \longrightarrow \text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$.

*247 (IX). - (Extremadura, 2003). El Cl_2 (g) se obtiene en el laboratorio por oxidación del HCl con MnO_2 , formándose MnCl_2 y agua. A) Ajuste la reacción por el método del ión-electrón. B) ¿Qué volumen de HCl del 30 % en peso y densidad 1,15 g/mL se necesitan para preparar 1 mol de Cl_2 . Masas atómicas : Cl = 35,5; H = 1.

Sol.: a) $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. B) 423 mL.

*247 (X).- (Extremadura, 2005). Escribir y ajustar las reacciones iónicas y la reacción global, por el método del ión electrón, la siguiente reacción: $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 \longrightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico 2 M es necesaria para reaccionar con 25 g de KI?. Masas atómicas I = 126,9; K = 39; S = 32; O = 16; H = 1.

Sol.: $10 \text{KI} + 8 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{KMnO}_4 \longrightarrow 5 \text{I}_2 + 2 \text{MnSO}_4 + 6 \text{K}_2\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$. 60,3 mL

*247 (XI).- (Extremadura, 1998). ¿Cuál es la reacción iónica y el potencial normal de la celda compuesta por los pares: Cd^{2+}/Cd ; Cu^{2+}/Cu ?. ¿Cuál será el ánodo y el cátodo?. Potenciales normales: $E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$.

Sol.:

*247 (XII).- (Extremadura, 1999). A) Formula y nombra cuatro compuestos, cada uno de los cuales contengan tres átomos de C, uno de O y átomos de H suficientes para que sean moleculares saturadas. B) ¿Qué sucedería, desde el punto de vista químico, si se utilizase una cuchara de aluminio para agitar una disolución de Fe^{2+} ?. $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67 \text{ V}$.

Sol.:

*247 (XIII).- (Extremadura, 2000). Se construye una pila con electrodos de aluminio y de cinc sumergidos en disoluciones de Al^{3+} y Zn^{2+} , respectivamente. A) Dibuje el esquema de la pila, indicando ánodo, cátodo y sentido de circulación de los electrones. B) Escriba las reacciones que tienen lugar en los electrodos, la reacción global y calcule la fuerza electromotriz estándar de la pila. Datos: $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,47 \text{ V}$.

Sol.:

*247 (XIV).- (Extremadura, 2004). Considere los siguientes potenciales normales: $E^\circ(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,50 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}) = -2,87 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -1,25 \text{ V}$. Conteste razonadamente: a) ¿Cuáles de estos elementos en estado metálico cabe esperar que sean oxidados en disolución ácida 1 M?; b) ¿Ocurrirá alguna reacción al introducir una barra de calcio metálico en disolución 1 M de Au^{3+} ? Escriba la reacción en caso afirmativo.

Sol.:

*247 (XV).- (Extremadura, 2005). Se trata una barra de hierro metálico con ácido clorhídrico. A) ¿Se oxidará el hierro a Fe^{2+} ? Razonar la respuesta. B) Escribir las semirreacciones y la reacción global que tendrían lugar. $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,0 \text{ V}$.

Sol.:

*247 (XVI).- (Extremadura, 1999). ¿Cuánto tiempo ha de pasar una corriente de 4 Amperios a través de una disolución de nitrato de níquel (II) para depositar un gramo de metal?. $\text{Ni} = 58,7$; $1 \text{ F} = 96500 \text{ C}$.

Sol.:

*247 (XVII).- (Extremadura, 2003). A) Indicar esquemáticamente como construiría una pila galvánica. B) Enunciar las leyes de Faraday.

Sol.: en la teoría

*247 (XVIII).- (Extremadura, 2005). Se tiene una disolución acuosa de sulfato de Cobre (II). A) Calcular la intensidad de corriente que es necesario pasar a través de la disolución para depositar 5 g de cobre en 30 minutos. B) ¿Cuántos átomos de cobre se habrán depositado?. Número de Avogadro = $6,023 \cdot 10^{23}$; $1 \text{ Faraday} = 96500 \text{ C}$.

Sol.: a) 8,44 A; b) $4,74 \cdot 10^{22}$ átomos de Cu.

*247 (XXIX).- (Extremadura, 2006). Definir el concepto de número de oxidación (también llamado estado de oxidación) de un átomo en un compuesto e indicar el nº de oxidación de cada elemento en los compuestos: LiAlH_4 ; Na_2SnO_2 .

Sol.: a) en la teoría; b) Li (+1), Al (+3), H (-1), Na (+1); Sn (+2); O (-2).

*247 (XXX).- (Extremadura, 2006). La reacción química global de la pila Cu-Zn se puede escribir: $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$. Los potenciales normales de reducción son: $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,763 \text{ V}$ y $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,337 \text{ V}$. La intensidad de corriente que circula por esta pila durante 1 hora es de 45,0 mA. Se pide: a) Semirreacciones anódica y catódica y el valor de la f. E. m. de la pila; b) La masa de cobre depositada. $1 \text{ Faraday} = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

Sol.: Ánodo: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$; Cátodo: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$; Reacción global iónica: $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$ $e^\circ = 1,1 \text{ V}$; b) $53,3 \cdot 10^{-3} \text{ g}$.

*247 (XXXI). - (Extremadura, 2007). Dada la reacción $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{SnCl}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$. A) Ajustar por el método del ion-electrón, escribiendo las semirreacciones de oxidación y reducción. B) Nombre las sales que aparecen en la reacción anterior.

Sol.: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3 \text{SnCl}_2 + 14 \text{HCl} \longrightarrow 2 \text{CrCl}_3 + 3 \text{SnCl}_4 + 2 \text{KCl} + 7 \text{H}_2\text{O}$; b) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ Dicromato de potasio; SnCl_2 Cloruro de estaño (II) o dicloruro de estaño; CrCl_3 Tricloruro de cromo cloruro de cromo (III); SnCl_4 tetracloruro de estaño o cloruro de estaño (IV); KCl cloruro de potasio.

*247 (XXXII). - (Extremadura, 2007). Una pila consta de una semicelda que contiene una barra de Pt sumergida en una disolución 1 M de Fe^{2+} y 1 M de Fe^{3+} . La otra semicelda consiste en un electrodo de Tl sumergido en una disolución 1 M de Tl^+ . A) Escribir la reacción global y las semirreacciones anódica y catódica. B) Escribir la notación de la pila y calcular su potencial estándar. Potenciales de reducción: $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} = 0,77 \text{ V}$; $\text{Tl}^+/\text{Tl} = -0,34 \text{ V}$

Sol.:

*247 (XXXIII). - (Extremadura, Junio 2008). Se sabe que el ion MnO_4^- oxida al hierro (II) a Hierro (III), en presencia de H_2SO_4 , reduciéndose él a Mn(II) . A) escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción y la ecuación iónica global. B) Qué volumen de KMnO_4 0,02 molar se requiere para oxidar 40 mL de disolución 0,1 M de FeSO_4 en disolución de H_2SO_4 ?

Sol.: a) Reacción global iónica: $\text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$; b) 40 mL.

*247 (XXXIV). - (Extremadura, Septiembre 2008). El principal método de obtención del aluminio comercial es la electrolisis de las sales de Al^{3+} fundidas. A) ¿Cuántos culombios deben pasar a través del fundido para depositar 1 Kg de aluminio?. B) Si una celda electrolítica industrial de aluminio opera con una intensidad de corriente de 40000 A. ¿Cuánto tiempo será necesario para producir 1 Kg de aluminio?.

Sol.: a) $1,07 \cdot 10^7 \text{ C}$; b) 268 segundos.

*247 (XXXV). - (Extremadura, Septiembre 2008). Ajustar por el método del ion-electrón la ecuación redox: $\text{Sn} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{SnO}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$, escribiendo las semirreacciones de oxidación y reducción y nombrar todas las sustancias, excepto el agua, que aparecen en la reacción anterior. ¿De todas, cuál es la que actúa como oxidante en la reacción?.

Sol.: Reacción ajustada: $3 \text{Sn} + 4 \text{HNO}_3 \longrightarrow 3 \text{SnO}_2 + 4 \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$. El oxidante es el ácido nítrico. Semirreacción de oxidación: $\text{Sn} + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{SnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$. Semirreacción de reducción: $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$.

Química Orgánica.

Nota: la mayoría de problemas de selectividad en química orgánica suelen ser de formulación, isomería y reacciones de eliminación para obtener dobles enlaces, adición al doble enlace (regla de Markonikoff).

*248.- (Extremadura, 1998). Formule o nombre según corresponda los siguientes compuestos orgánicos: 1) 2-penteno; 2) ciclobutano; 3) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C}\equiv\text{CH}$; 4) $\text{COOH-CH}_2\text{-COOH}$.

Sol.: en clase.

*249.- (Extremadura, 2000). A) Describa una forma de obtener 2-bromopropano a partir del propeno. Escriba la reacción. B) La fórmula empírica de un compuesto orgánico es $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$. Escriba las fórmulas desarrolladas de cuatro isómeros de este compuesto.

Sol.: a) Típica reacción de adición al doble enlace: $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_3 + \text{HBr} \longrightarrow \text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_3$ Compuesto mayoritario, según Markovnikov. b) NOTA Los isómeros deben tener la misma fórmula molecular, no empírica. La solución se verá en clase.

*250.- (Extremadura, 2000). A) Formule los siguientes compuestos orgánicos: 2,3-butanodiol; 3-pentanona; ácido benzoico; acetato de propilo; vinilamina. B) Escriba un ejemplo de reacción de sustitución sobre el 2-bromopropeno, indicando el nombre del compuesto final.

Sol.: en clase.

*251.- (Extremadura, 2001). A) Formule los siguientes compuestos orgánicos: 1) 2-butanona; 2) cloruro de etenilo; 3) propanoato de butilo; 4) dietil éter. B) ¿Qué producto se obtendría en la eliminación de una molécula de agua a partir del 2-propanol?. Escriba la reacción.

Sol.: En clase.

*252. - (Extremadura, 2001). A) Formule; Ácido benzoico; propanoato de etilo; etilmetiléter y 1,2-dibromoetano. B) ¿Qué producto se obtiene en la adición de hidrógeno molecular al eteno, en presencia de un catalizador?. Escriba la reacción correspondiente.

Sol.: en clase.

*253. - (Extremadura, 2002). A) Escriba la fórmula desarrollada y el nombre de una amina, un aldehído, una amida y un éster. B) Explique, mediante la reacción correspondiente, cómo podría obtenerse propano a partir del propeno.

Sol.: en clase.

*254.- (Extremadura, 2002). Escriba la fórmula y nombre de: dos aldehídos, dos éteres, dos aminoácidos, dos hidrocarburos derivados del petróleo.

Sol.: en clase.

*255.- (Extremadura, 2003). A) Nombre: $C_6H_5-CH_3$; $CH_3-CH_2-CO-CH_2-CH_3$; $CH_3-CH_2-NH_2$; $CH_3-CH(CH_3)-COOH$. B) Formule: 2,3-dimetilpentano, propanotriol, ácido 2-clorobutanoico, butanal.

Sol.: en clase.

*256. - (Extremadura, 2003). Defina isomería de cadena. Escriba tres isómeros de cadena del octano que contengan cada uno dos radicales metilo y nómbralos.

Sol.: en clase.

*257.- (Extremadura, 2005). Escriba y nombra los siguientes compuestos orgánicos: 1) un aldehído; 2) un ácido; 3) una amina secundaria; 4) un alcohol secundario. B) Escriba la reacción entre el propeno y el ácido clorhídrico. Nombra el compuesto obtenido e indica el tipo de reacción orgánica que tiene lugar.

Sol.: a) Múltiples posibilidades; b) Es una típica reacción de adición al doble enlace. Se obtendrían dos sustancias diferentes, pero la más abundante será la que sigue la regla de Markovnikov, en la que el átomo más electronegativo (Cl) entra en el carbono más sustituido. Esta sustancia sería el 2-cloropropano, $CH_3-CHCl-CH_3$.

*258. - (Extremadura, 2005). A) ¿Qué se entiende en Química orgánica por reacción de eliminación?. B) Completar las reacciones: 1) $CH_3-CH_2-CH_2OH + H_2SO_4 (conc) \longrightarrow$ 2) $CH_3-CH=CH_2 + Cl_2 \longrightarrow$

Sol.: en clase.

*259. - (Extremadura, 2006). ¿Qué tipo de isomería presentan estos dos compuestos:

$CH_3-CH_2-CO-CH_3$ y $CH_3-CH_2-CH_2-CHO$?. Definirla. Nombrar los compuestos anteriores e indicar su grupo funcional.

Sol.: El primer compuesto es la butanona, su grupo funcional es el grupo carbonilo (C=O) situado en un carbono intermedio. El segundo compuesto es el butanal, su grupo funcional es el grupo carbonilo (C=O) situado en el extremo de la cadena. En principio parecería que estos dos compuestos son isómeros de posición, por tener el mismo grupo funcional situado en distinto carbono, así lo consideran algunos autores. En realidad las propiedades químicas de las cetonas y los aldehídos no son parecidas, por lo que la mayoría de los autores consideran que tienen distinto grupo funcional. En este caso, serían isómeros de función.

*260. - (Extremadura, 1999 y 2007). Formular y nombrar cuatro compuestos orgánicos con grupo funcional diferente y que cada uno de ellos contenga 3 átomos de carbono, 1 átomo de O y los átomos de hidrógeno suficientes para que no haya insaturaciones.

Sol.: En clase. Hay muchas posibilidades distintas.

*261 . - (Extremadura, 2007). Formular o nombrar, según corresponda, los siguientes compuestos orgánicos: 1) 2-metilpropanal; 2) CH₃-O-CH₂-CH₃; 3) CH₃-CH₂-NH₂; 4) ácido 2clorobutanoico. B) completar la reacción CH₃-CHCl-CH₃ + NaOH (acuoso) →

Sol.: En clase.

*262. - (Extremadura, Junio 2008). A) Nombre los siguientes compuestos: Fe₂ O₃ ; Ni(ClO₃)₂ ; CH₃-CHOH-CH₂-CH₃ ; CH₃-CH₂-NH₂ ; CH₃-CH₂-COOCH₃. b) Formule los siguientes compuestos: Hidrogenocarbonato (IV) de sodio o bicarbonato sódico; 3-pentanona; trioxonitrato (V) de hidrógeno o ácido nítrico; 1,4-hexadieno; dimetilamina.

*263. - (Extremadura, Junio 2008). Escribir la fórmula del 2-metil-1-propanol y formular y nombrar tres isómeros suyos: uno de posición, otro de cadena y otro de función.

Sol.: En clase.

*264. - (Extremadura, Septiembre 2008). Los alcoholes reaccionan con los ácidos orgánicos, en presencia de catalizadores, formando ésteres. A) Escribir la reacción entre el etanol y el ácido propanoico. B) Nombrar el éster obtenido e indicar el grupo funcional que tienen los ésteres.

Sol.: a) CH₃-CH₂-COOH + CH₃-CH₂OH → CH₃-CH₂-COO-CH₂-CH₃ + H₂O . b) El grupo funcional del éster es R-COO-R' y el éster obtenido es el propanoato de etilo