

	<p align="center">Pruebas de Acceso a enseñanzas universitarias oficiales de grado Castilla y León</p>	<p align="center">QUÍMICA</p> <p align="center">Optativa (propuesta 06/2010)</p>	<p align="center">EJERCICIO</p> <p align="center">Nº páginas: 2 Sist. Periódico</p>
-----------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------	--------------------------------------------------------------------------------------------------------------

CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN

El alumno deberá contestar a uno de los dos bloques A o B con sus problemas y cuestiones.

Cada bloque consta de cinco preguntas. Cada una de las preguntas puntuará como máximo dos puntos

La calificación máxima (entre paréntesis al final de cada pregunta) la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc

DATOS GENERALES

Los valores de las constantes de equilibrio que aparecen en los problemas deben entenderse que hacen referencia a presiones expresadas en atmósferas y concentraciones expresadas en mol.L⁻¹.

El alumno deberá utilizar los valores de los números atómicos, masas atómicas y constantes universales que se le suministran con el examen.

BLOQUE A

1.- Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- En la reacción exotérmica $2 A (g) \rightleftharpoons 2 B (g) + C (g)$, indique cuatro formas de aumentar la concentración de C en el equilibrio. (Hasta 1,2 puntos).
- Indique los valores posibles de los números cuánticos n, l, m y s para un electrón situado en un orbital 4f. (Hasta 0,8 puntos).

2.- Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Indique para los siguientes pares de iones cuál es el de mayor radio: K⁺ y Ca²⁺; S²⁻ y Cl⁻. (Hasta 1,2 puntos).
- Defina electronegatividad y energía de ionización (Hasta 0,8 puntos).

3.- La descomposición térmica del carbonato de calcio sólido produce óxido de calcio sólido y dióxido de carbono gas. Calcule:

- La entalpía estándar de la reacción de descomposición. (Hasta 1,0 puntos).
- El volumen de CO₂ medido a 25 °C y 1 atm, que se podrá obtener mediante dicha reacción cuando se emplean 5.000 kJ. (Hasta 1,0 puntos).

DATOS: Calores estándar de formación (kJ.mol⁻¹) CaCO₃ = -1207; CaO = - 635; CO₂ = - 393.

4.- Se desean preparar 250 ml de una disolución de amoníaco 1,0 M a partir de una disolución de amoníaco del 27 % en masa y de 0,9 g/ml de densidad. Calcule:

- El volumen que hay que tomar de la disolución del 27 %. (Hasta 1,2 puntos).
- El pH de ambas disoluciones. (Hasta 0,8 puntos).

DATO: Kb (amoníaco) = 1,8.10⁻⁵.

5.- La reacción del dióxido de manganeso (MnO₂) con bromato sódico (NaBrO₃) en presencia de hidróxido potásico, da como productos manganato potásico (K₂MnO₄), bromuro sódico y agua.

- Ajuste la ecuación iónica por el método del ión-electrón y determine la ecuación molecular. (Hasta 1,2 puntos).
- Si el rendimiento de la reacción es del 75 %, calcule los gramos de dióxido de manganeso necesarios para obtener 500 ml de una disolución 0,1 M de manganato potásico. (Hasta 0,8 puntos).

BLOQUE B

1.- El producto de solubilidad del hidróxido de hierro(II) es 1,6.10⁻¹⁴. Calcule:

- La solubilidad molar del hidróxido de hierro(II) en agua. (Hasta 1,0 puntos).
- El pH de una disolución saturada de esta sal. (Hasta 1,0 puntos).

2.- En un recipiente de 1,41 litros de capacidad a la temperatura de 600 K, se introduce 1 gramo de cada una de las siguientes especies en estado gaseoso: CO, H₂O y H₂. Calcule una vez alcanzado el equilibrio y para todas las especies presentes:

- Los gramos presentes de cada uno de los componentes en la mezcla, al alcanzarse el equilibrio. (Hasta 1,0 puntos).
- La presión total del sistema. (Hasta 0,5 puntos).
- ¿Qué opinaría Lavoisier si hubiera tenido la ocasión de resolver este problema? (Hasta 0,5 puntos).

DATOS: CO(g) + H₂O(g) \rightleftharpoons CO₂(g) + H₂(g) Kc= 23,2.

3.- Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Enumere 4 propiedades generales de los compuestos iónicos, de los compuestos covalentes y de los metales (Hasta 1,2 puntos)

- b) Mediante un diagrama de Lewis, represente las moléculas: HC-Cl_3 y Cl-HC=CH-Cl . (Hasta 0,8 puntos).
- 4.- Calcule, aplicando la Ley de Hess, a partir de las entalpías de combustión dadas:
- a) La variación energética de la siguiente reacción: $\text{Cgrafito(s)} + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$ (Hasta 1,5 puntos).
- b) La energía liberada cuando se quema un litro de propano medido en condiciones normales. (Hasta 0,5 puntos).
- DATOS: Entalpías normales de combustión ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) $\text{Cgrafito(s)} = -393,5$; $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) = -2219,9$;
 $\text{H}_2(\text{g}) = -285,8$.

5.- Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) Para una reacción química $\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{g})$, donde $\Delta H = -80 \text{ kJ}$ y $\Delta S = -190 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$. Calcule cuál es el límite de temperatura a la que se puede trabajar para que la reacción sea espontánea. ¿Qué significan los signos negativos de ΔH y de ΔS ? (Hasta 1,0 puntos).
- b) Nombre y formule los siguientes compuestos orgánicos: (Hasta 1,0 puntos).
- | | |
|------------------------------------------------------------------|----------------------|
| $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ | Metil etil éter |
| $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C}\equiv\text{CH}$ | Metanoato de propilo |
| $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ | Dietilamina |
| $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ | Pentanal |
| CH_8H_{14} | Metil propeno. |

SOLUCIONES

BLOQUE A

6A -1.- Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) En la reacción exotérmica $2 \text{A}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{B}(\text{g}) + \text{C}(\text{g})$, indique cuatro formas de aumentar la concentración de C en el equilibrio. (Hasta 1,2 puntos).
- b) Indique los valores posibles de los números cuánticos n, l, m y s para un electrón situado en un orbital 4f. (Hasta 0,8 puntos).

RESOLUCIÓN

- A) Aplicando el principio de Le Chatelier, para que aumente la concentración de C en el equilibrio hemos de modificar alguna de las condiciones del mismo que hagan que éste se desplace hacia la derecha.
- 1) Si la reacción es exotérmica, habrá que disminuir la Temperatura
 - 2) Si se aumenta la concentración de A, el equilibrio se desplazará hacia el miembro donde haya menor cantidad de A, es decir, hacia la derecha
 - 3) Si se disminuye la presión, el equilibrio se desplazará hacia el miembro donde existan menos moles de gases, es decir, hacia la derecha
 - 4) Si se aumenta el volumen, el equilibrio se desplazará hacia el miembro donde existan menos moles de gases, es decir, hacia la derecha.
- B) Si el electrón está situado en un orbital 4f; $n = 4$ y $l = 3$, (estos valores nos los dan, pues "f" corresponde a $l=3$). El valor del tercer número cuántico "m", depende del anterior, y va desde -l a +l, por tanto los valores que puede tener son: $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2$ y $+3$ mientras que los valores del cuarto número cuántico, el spin, son fijos y son; $s = -\frac{1}{2}$ y $+\frac{1}{2}$

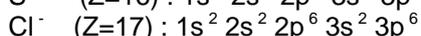
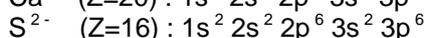
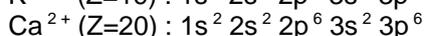
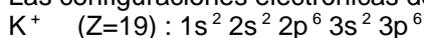
n	l	m	s
4	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2 y +3	$-\frac{1}{2}$ y $+\frac{1}{2}$

6A- 2.- Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

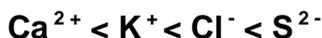
- a) Indique para los siguientes pares de iones cuál es el de mayor radio: K^+ y Ca^{2+} ; S^{2-} y Cl^- . (Hasta 1,2 puntos).
- B) Defina electronegatividad y energía de ionización(Hasta 0,8 puntos).

RESOLUCIÓN

A) Las configuraciones electrónicas de todos estos iones son:



Vemos que todos ellos tienen la misma configuración electrónica, por lo que el radio iónico dependerá de la carga nuclear (n° de protones, que coincide con el n° atómico), siendo menor cuanto mayor sea la carga nuclear, por tanto, ordenados de menor a mayor radio serán:



B) La **electronegatividad**, según Pauling, nos indica la fuerza relativa con la cual un átomo atrae al par de electrones que forman su enlace con otro átomo.

La **energía de ionización** es la energía que hay que comunicarle a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental para arrancarle el electrón más débilmente retenido.

6A -3.- La descomposición térmica del carbonato de calcio sólido produce óxido de calcio sólido y dióxido de carbono gas. Calcule:

- a) La entalpía estándar de la reacción de descomposición. (Hasta 1,0 puntos).
 b) El volumen de CO_2 medido a 25°C y 1 atm, que se podrá obtener mediante dicha reacción cuando se emplean 5.000 kJ. (Hasta 1,0 puntos).

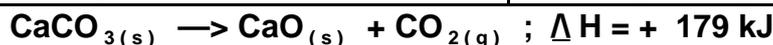
DATOS: Calores estándar de formación ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) $\text{CaCO}_3 = -1207$; $\text{CaO} = -635$; $\text{CO}_2 = -393$.

RESOLUCIÓN

La reacción de descomposición que tiene lugar es: $\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$

Puesto que nos dan las entalpías de formación de todos los compuestos, la correspondiente a esta reacción podemos determinarla teniendo en cuenta que: $\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = \Delta H_{\text{FORMACIÓN PRODUCTOS}} - \Delta H_{\text{FORMACIÓN REACTIVOS}}$ o bien combinando las reacciones que nos dan:

a) $\text{Ca} + \text{C} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$; $\Delta H = -1207 \text{ kJ}$	-a) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca} + \text{C} + 3/2 \text{O}_2$; $\Delta H = +1207 \text{ kJ}$
b) $\text{Ca} + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$; $\Delta H = -635 \text{ kJ}$	b) $\text{Ca} + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$; $\Delta H = -635 \text{ kJ}$
c) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$; $\Delta H = -393 \text{ kJ}$	c) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$; $\Delta H = -393 \text{ kJ}$



B) el volumen de CO_2 se determina teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow$	$\text{CaO}_{(s)} +$	$\text{CO}_{2(g)}$	$\Delta H = -179 \text{ kJ}$
1 mol	1 mol	1 mol	+179 kJ
		x mol	5000 kJ

de donde $x = \frac{5000}{179} = 27,93$ moles de CO_2 , y el volumen que ocupan se determina mediante la ecuación

de Clapeyron para los gases: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies 1 \cdot V = 27,93 \cdot 0,082 \cdot 298$; **$V = 682,57$ litros de CO_2**

6A -4.- Se desean preparar 250 ml de una disolución de amoníaco 1,0 M a partir de una disolución de amoníaco del 27 % en masa y de 0,9 g/ml de densidad. Calcule:

- a) El volumen que hay que tomar de la disolución del 27 %. (Hasta 1,2 puntos).
 b) El pH de ambas disoluciones. (Hasta 0,8 puntos).

DATO: K_b (amoníaco) = $1,8 \cdot 10^{-5}$.

RESOLUCIÓN

La cantidad de soluto (NH_3) en ambas disoluciones debe ser la misma, ya que la más diluida se obtiene añadiendo disolvente, agua, a la más concentrada, por lo que vamos a determinar la cantidad de NH_3 que debe haber en la disolución a preparar y con ella, calcular la cantidad de la disolución concentrada que hemos de tomar para que en ella tengamos dicha cantidad de NH_3 :

Partiendo de la expresión de la Molaridad: $M = \frac{g}{Pm \cdot L}$; $1 = \frac{g}{17,025}$; **$g_{\text{NH}_3} = 4,25 \text{ g}$** y estos 4,25

g hemos de tomarlos de la disolución que nos dan: del 27% y $d = 0,9 \text{ g/mL}$

Soluto	Dvte	Disolución.	$\left. \begin{matrix} 100 - 27 \\ x - 4,25 \end{matrix} \right\} X = 15,74 \text{ g de disolución (densidad} = 0,9 \text{ g/mL)}$
--------	------	-------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

$$d = \frac{m}{V}; 0,9 = \frac{15,74}{V}; V = 17,49 \text{ mL}$$

4,25 g		15,74 g	

Necesitamos tomar 17,49 mL de la disolución que nos dan.

Para calcular el pH de ambas disoluciones hemos de tener en cuenta los correspondientes equilibrios de disociación del amoniaco:

Disolución a preparar: 1 Molar

	NH ₃ +	H ₂ O <=>	NH ₄ ⁺ +	OH ⁻
Inicial	1		--	--
En equilibrio	1 - x		x	x

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}; 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{1 - x}$$

Al ser muy pequeño el valor de la constante Kb, en el denominador de la fracción podemos despreciar el valor de "x" frente al "1", por lo que así: $x = 4,24 \cdot 10^{-3}$ y éste es el valor de la concentración de los OH⁻, y con él se determina primero el pOH y después el pH:

$$[OH^-] = 4,24 \cdot 10^{-3} \implies pOH = -\lg 4,24 \cdot 10^{-3} = 2,37; pH = 14 - 2,37 \implies \mathbf{pH = 11,63}$$

Disolución de se dispone: Su molaridad se puede determinar a partir de los datos que teníamos: 4,25 g de soluto en un volumen de disolución de 17,49 mL: $M = \frac{4,25}{17,01749} = 14,29$ Molar

	NH ₃ +	H ₂ O <=>	NH ₄ ⁺ +	OH ⁻
Inicial	14,29		--	--
En equilibrio	14,29 - x		x	x

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}; 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{14,29 - x}$$

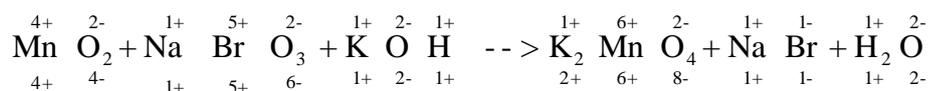
Al ser muy pequeño el valor de la constante Kb, en el denominador de la fracción podemos despreciar el valor de "x" frente al "14,29", por lo que así: $x = \sqrt{14,29 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = 0,016$ y éste es el valor de la concentración de los OH⁻, y con él se determina primero el pOH y después el pH:

$$[OH^-] = 0,016 \implies pOH = -\lg 0,016 = 1,79; pH = 14 - 1,79 \implies \mathbf{pH = 12,21}$$

- 6A -5.- La reacción del dióxido de manganeso (MnO₂) con bromato sódico (NaBrO₃) en presencia de hidróxido potásico, da como productos manganato potásico (K₂MnO₄), bromuro sódico y agua.**
- a) Ajuste la ecuación iónica por el método del ión-electrón y determine la ecuación molecular. (Hasta 1,2 puntos).
- b) Si el rendimiento de la reacción es del 75 %, calcule los gramos de dióxido de manganeso necesarios para obtener 500 ml de una disolución 0,1 M de manganato potásico. (Hasta 0,8 puntos).

RESOLUCIÓN

Escribimos la reacción determinando los números de oxidación de todos los elementos que forman parte de los compuestos que intervienen en la reacción para determinar cuales son los que cambian:



donde vemos que cambian su número de oxidación el Bromo (pasa de 5+ a 1-) y el Mn (pasa de 4+ a 6+)

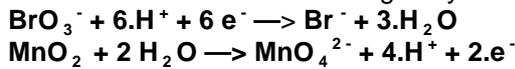
Los equilibrios de disociación de los ácidos, bases y sales que intervienen en el proceso son:



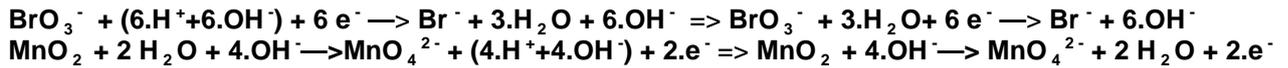
de ahí tomamos los iones y/o compuestos en los cuales se encuentran los elementos que modifican su n° de oxidación para escribir las correspondientes semirreacciones, que son:



Ajuntamos estas semirreacciones añadiendo H₂O donde se necesite oxígeno, después, se añaden H⁺ en el miembro donde se necesite Hidrógeno y electrones para ajustar las cargas, con lo que nos quedan:



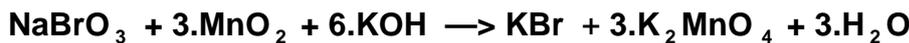
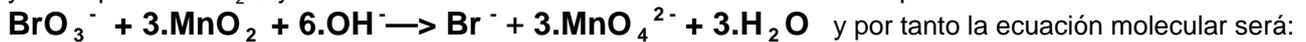
Pero dado que la reacción tiene lugar el medio básico, se añade a cada miembro de cada reacción tantos OH⁻ como H⁺ existan en la reacción, de esta forma, con los H⁺ que tenemos y los OH⁻ añadidos, se formará agua, la cual se simplifica si es posible:



Y estas dos últimas son las semirreacciones que tienen lugar, por lo que multiplicamos la segunda por 3 para que el n° de electrones ganados y perdidos sea el mismo, y finalmente las sumamos:

$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- \rightarrow \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$ $3\text{MnO}_2 + 12\text{OH}^- \rightarrow 3\text{MnO}_4^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^-$	$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{MnO}_2 + 12\text{OH}^- \rightarrow$ $\rightarrow \text{Br}^- + 6\text{OH}^- + 3\text{MnO}_4^{2-} + 6\text{H}_2\text{O}$
------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

y al simplificar el H₂O y los iones OH⁻ obtenemos la reacción iónica correspondiente:



b) La cantidad de K₂MnO₄ (Pm = 165) a obtener la determinamos a partir de la expresión de la Molaridad:

$$0,1 = \frac{g}{165,05}; \quad g = 8,25 \text{ g de K}_2\text{MnO}_4 \text{ hemos de obtener.}$$

La cantidad de MnO₂ necesaria se determina a partir de la estequiometría de la reacción:

NaBrO₃ +	3.MnO₂ +	6.KOH →	KBr +	3.K₂MnO₄ +	3.H₂O	$x = \frac{3,87,8,25}{3,165} =$ $x = 4,35 \text{ g}$
1 mol	3mol= 3.87 g	6 mol	1 mol	1mol= 3.165 g	1 mol	
	X			8,25 g		

pero como el rendimiento de la reacción es del 75%, necesitaríamos : $x = \frac{4,35 \cdot 100}{75} = 5,8 \text{ g de MnO}_2$

BLOQUE B

6B -1.- El producto de solubilidad del hidróxido de hierro(II) es $1,6 \cdot 10^{-14}$. Calcule:

- La solubilidad molar del hidróxido de hierro(II) en agua. (Hasta 1,0 puntos).
- El pH de una disolución saturada de esta sal. (Hasta 1,0 puntos).

RESOLUCION

El equilibrio de disociación del hidróxido de hierro(II) en agua es:

	Fe(OH) ₂	<==>	Fe ²⁺ +	2. OH ⁻	$Ks = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$ $1,6 \cdot 10^{-14} = s \cdot (2s)^2 \Rightarrow 1,6 \cdot 10^{-14} = 4 \cdot s^3$ $s = \sqrt[3]{\frac{1,6 \cdot 10^{-14}}{4}}; \quad \mathbf{s = 1,59 \cdot 10^{-5}}$
Inicial	c		--	--	
En equilibrio	c - s		s	2.s	

Siendo "s" la solubilidad $\mathbf{s = 1,59 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}}$

El pH de la disolución saturada de esta sal se obtiene del equilibrio anterior, teniendo en cuenta que la concentración de iones OH⁻ es:

$$[\text{OH}^-] = 2.s = 2.1,59.10^{-5} = 3,18.10^{-5}, \text{ y de ahí}$$

$$\text{pOH} = -\lg 3,18.10^{-5} = 4,5 \text{ ; ; } \text{pH} = 14 - 4,5 \text{ ; } \text{pH} = \mathbf{9,50}$$

6B -2 - En un recipiente de 1,41 litros de capacidad a la temperatura de 600 K, se introduce 1 gramo de cada una de las siguientes especies en estado gaseoso: CO, H₂O y H₂. Calcule una vez alcanzado el equilibrio y para todas las especies presentes:

- a) Los gramos presentes de cada uno de los componentes en la mezcla, al alcanzarse el equilibrio. (Hasta 1,0 puntos).
 b) La presión total del sistema. (Hasta 0,5 puntos).
 c) ¿Qué opinaría Lavoisier si hubiera tenido la ocasión de resolver este problema?

RESOLUCIÓN

El nº de moles de cada componente que se introducen son:

$$\text{CO} : \frac{1}{28} = 0,0357 \text{ mol} ; \text{H}_2\text{O} : \frac{1}{18} = 0,0555 \text{ mol} ; \text{H}_2 : \frac{1}{2} = 0,5000 \text{ mol}$$

El equilibrio que se establece es el siguiente:

	CO +	H ₂ O	<=>	CO ₂ +	H ₂	$K_c = \frac{[\text{CO}_2].[\text{H}_2]}{[\text{CO}].[\text{H}_2\text{O}]}$
Inicial	0,0357 mol	0,0555 mol		---	0,5000 mol	
En equilibrio	0,0357 - X	0,0555 - X		X	0,5000 + X	

Siendo X el nº de moles de CO que reaccionan y por la estequiometría de la reacción, es también el nº de moles de H₂O que reaccionan y el nº de moles de CO₂ y de H₂ que se forman

$$\text{Al sustituir nos queda: } 23,2 = \frac{\frac{X}{1,41} \cdot \frac{0,5000 + X}{1,41}}{\frac{0,0357 - X}{1,41} \cdot \frac{0,0555 - X}{1,41}} \text{ de donde: } 22,2.X^2 - 2,616.X + 0,0459 = 0 : \mathbf{X = 0,0214}$$

mol y con este valor podemos determinar ya la composición en el equilibrio:

$$\begin{aligned} \text{CO: } & 0,0357 - 0,0214 = 0,0143 \text{ mol} \implies 0,0143.28 = \mathbf{0,400 \text{ g de CO}} \\ \text{H}_2\text{O: } & 0,0555 - 0,0214 = 0,0341 \text{ mol} \implies 0,0341.18 = \mathbf{0,614 \text{ g de H}_2\text{O}} \\ \text{CO}_2: & = 0,0214 \text{ mol} \implies 0,0214.44 = \mathbf{0,942 \text{ g de CO}_2} \\ \text{H}_2 & : 0,5000 + 0,0214 = 0,5214 \text{ mol} \implies 0,5214.2 = \mathbf{1,043 \text{ g de H}_2} \end{aligned}$$

Los gramos totales al establecerse el equilibrio son: 0,400 + 0,614 + 0,942 + 1,043 = 3,000 g, es decir la misma masa total que se tenía al principio, por lo que se cumple la ley de Lavoisier de conservación de la masa.

Para calcular la presión total del sistema aplicamos la ecuación de Clapeyron para los gases al número total de moles:

$$P.1,41 = (0,0143 + 0,0341 + 0,0214 + 0,5214).0,082.600 ; \mathbf{P_{TOTAL} = 20,63 \text{ atm}}$$

6B -3. - Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

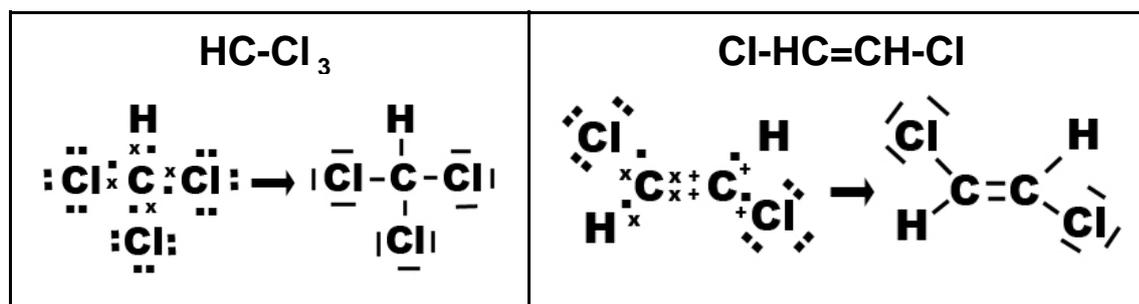
- a) Enumere 4 propiedades generales de los compuestos iónicos, de los compuestos covalentes y de los metales (Hasta 1,2 puntos)
 b) Mediante un diagrama de Lewis, represente las moléculas: HC-Cl₃ y Cl-HC=CH-Cl. (Hasta 0,8 puntos).

RESOLUCIÓN

RELACIÓN ENTRE EL TIPO DE ENLACE Y LAS PROPIEDADES DEL COMPUESTO FORMADO

		Sólidos iónicos	Sólidos Covalentes moleculares	Sólidos covalentes atómicos	Metales
Partículas que los forman		Aniones y cationes	Moléculas neutras	Átomos	Cationes y electrones deslocalizados
Tipo y fuerza del enlace		IÓNICO (Fuerte)	E. DE HIDRÓGENO o de VAN DER WAALS (Relativamente débiles)	COVALENTE ENTRE TODOS LOS ÁTOMOS (Muy fuerte)	METÁLICO (Fuerza de enlace variable)
P R O P I E D A D E S	Dureza	Duros y frágiles	Muy blandos	Muy duros	Variable
	Estado físico a T ^a ambiente	Sólidos	Gases, líquidos o sólidos	Sólidos	Sólidos en general
	Puntos de fusión	Altos	Bajos	Muy altos	Muy variables
	Punto de ebullición	Altos	Bajos	Muy altos	Muy variables
	Solubilidad en agua	Solubles	Insolubles en general	Insolubles	Insolubles
	Solubilidad en disolventes orgánicos	Insolubles	Solubles en general	Insolubles	Insolubles
	Conductividad eléctrica	Sólo disueltos o fundidos	Malos conductores	Muy malos conductores	Muy buenos conductores
Ejemplos		Na Cl, CaO, CaCO ₃ , etc	H ₂ ; H ₂ O; CH ₄ ; NH ₃ , Etanol, etc	Diamante, cuarzo, carborundo, etc	Na, Fe, Hg, Ag, Cu, Al, etc

b) Los diagramas de Lewis de ambos compuestos son:



6B -4. - Calcule, aplicando la Ley de Hess, a partir de las entalpías de combustión dadas:

a) La variación energética de la siguiente reacción: $C_{\text{grafito}}(s) + H_2(g) \rightarrow C_3H_8(g)$ (Hasta 1,5 puntos).

b) La energía liberada cuando se quema un litro de propano medido en condiciones normales. (Hasta 0,5 puntos).

DATOS: Entalpías normales de combustión ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) $C_{\text{grafito}}(s) = -393,5$; $C_3H_8(g) = -2219,9$; $H_2(g) = -285,8$.

RESOLUCIÓN

La reacción a obtener es: $\text{Cgrafito(s)} + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$

Las reacciones de combustión de las sustancias dadas son:

- a) $\text{Cgrafito(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$; $\Delta H = - 393,5 \text{ kJ}$
 b) $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g})$; $\Delta H = - 2219,9 \text{ kJ}$
 c) $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$; $\Delta H = - 285,8 \text{ kJ}$

Por lo que para obtener la reacción pedida hemos de combinar estas reacciones de la forma siguiente

- 3.a) $3\text{Cgrafito(s)} + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g})$; $\Delta H = 3 \cdot (- 393,5) = - 1180,5 \text{ kJ kJ}$
 - b) $3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g})$; $\Delta H = + 2219,9 \text{ kJ}$
 4-c) $4\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{H}_2\text{O}(\text{g})$; $\Delta H = 4 \cdot (- 285,8) = - 1143,2 \text{ kJ}$

y al sumarlas, nos queda: $\text{Cgrafito(s)} + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$; $\Delta H = - 103,8 \text{ KJ}$

Para determinar la energía desprendida al quemar 1 litro de propano, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción de combustión del propano, teniendo en cuenta el nº de moles que se queman:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies 1 \cdot 1 = n \cdot 0,082 \cdot 273 ; n = 0,045 \text{ moles de propano}$$

$\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) +$	$5\text{O}_2(\text{g})$	\rightarrow	$3\text{CO}_2(\text{g}) +$	$4\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\Delta H = - 2219,9 \text{ kJ}$
1 mol	5 mol		3 mol	4 mol	2219,9 kJ
0,045					x

$$x = \frac{0,045 \cdot 2219,9}{1}$$

x = 99,89 kJ se desprenden al quemar 1 Litro de propano en C.N.

6B -5.- Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Para una reacción química $\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{g})$, donde $\Delta H = - 80 \text{ kJ}$ y $\Delta S = -190 \text{ J.K}^{-1}$. Calcule cuál es el límite de temperatura a la que se puede trabajar para que la reacción sea espontánea. ¿Qué significan los signos negativos de ΔH y de ΔS ? (Hasta 1,0 puntos).

b) Nombre y formule los siguientes compuestos orgánicos: (Hasta 1,0 puntos).

- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ Metil etil éter
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C}\equiv\text{CH}$ Metanoato de propilo
 $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ Dietilamina
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ Pentanal
 CH_8H_{14} Metil propeno.

RESOLUCIÓN

La espontaneidad de una reacción viene dada por la Energía libre de Gibbs: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, siendo espontáneo el proceso cuando $\Delta G < 0$.

En el caso que nos dan, la reacción que tiene lugar es: $\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{g})$

De ella conocemos: $\Delta H = - 80 \text{ kJ} = - 80000 \text{ j} \implies$ es una reacción exotérmica ($\Delta H < 0$)

$\Delta S = - 190 \text{ j} \implies$ es una reacción poco probable ($\Delta S < 0$)

Por tanto, la temperatura a partir de la cual el proceso es espontáneo es aquella a la cual $\Delta G = 0$:

$$0 = - 80000 - T \cdot (- 190) \implies T = \frac{- 80000}{- 190} ; T = 421 \text{ K} = 148 \text{ }^\circ\text{C}$$

b) Nombre y formule los siguientes compuestos orgánicos: (Hasta 1,0 puntos).

- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ Ácido PROPANOICO
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C}\equiv\text{CH}$ 1-BUTINO
 $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ 2.PENTANOL
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ 3-HEXANONA

CH₈H₁₄	Pueden ser muchos hidrocarburos lineales o ramificados: con un triple enlace, con dos dobles enlaces, un ciclo con doble enlace, etc. Por ejemplo: 1-OCTINO
Metil etil éter	$\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$
Metanoato de propilo	$\text{HCOOCH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
Dietilamina	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH-CH}_2\text{-CH}_3$
Pentanal	$\text{CHO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
Metil propeno	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 = \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$