

QUÍMICA

PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

QUÍMICA (09)

CEUTA Y MELILLA

Instrucciones:

- Duración: 1 hora y 30 minutos
- Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, claramente, la opción elegida.
- No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
- Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
- Puntuación: cuestiones (nº 1,2,3 y 4) hasta 1,5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
- Expresar sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
- Se podrán utilizar calculadoras que no sean programables.

OPCIÓN A

1.- Formule o nombre los compuestos siguientes: **a)** Hidróxido cálcico **b)** Ácido fosfórico **c)** 1,2- dimetilbenceno **d)** Br_2O_5 **e)** $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ **f)** $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$

2.- La siguiente tabla proporciona los valores de las energías de ionización de tres elementos:

	1 ^a	2 ^a	3 ^a	4 ^a
Li	5,4 eV	75,6 eV	122,5 eV
Na	5,1 eV	47,3 eV	71,9 eV	99,1 eV
K	4,3 eV	31,8 eV	46,1 eV	61,1 eV

- ¿Por qué la primera energía de ionización disminuye del litio al potasio?
- ¿Por qué la segunda energía de ionización de cada elemento es mucho mayor que la primera?
- ¿Por qué no se da el valor de la cuarta energía de ionización del litio?

- 3.- Para las siguientes sales: NaCl, NH₄NO₃ y K₂CO₃
- Escribe las ecuaciones químicas correspondientes a su disolución en agua.
 - Clasifica las disoluciones en ácidas, básicas o neutras.

- 4.-
- ¿Cuántos moles de átomos de carbono hay en 1,5 moles de sacarosa, C₁₂H₂₂O₁₁?
 - Determina la masa en kilogramos de $2,6 \cdot 10^{20}$ moléculas de NO₂.
 - Indica el número de átomos de nitrógeno que hay en 0,76 g de NH₄NO₃.

DATOS: A_r (O) = 16 u; A_r (N) = 14 u; A_r (H) = 1 u; N_A = 6,02 · 10²³ moléculas

- 5.- El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio según la reacción: H₂SO₄ + KBr → K₂SO₄ + Br₂ + SO₂ + H₂O.
- Ajústala por el método del ión-electrón y escribe las dos semiecuaciones redox.
 - Calcula el volumen de bromo líquido (densidad 2,92 g · ml⁻¹) que se obtendrá al tratar 90,1 g de bromuro de potasio con suficiente cantidad de ácido sulfúrico.

DATOS: A_r (Br) = 80 u; A_r (K) = 39 u.

6.- Calcula:

- La entalpía de combustión estándar del octano líquido, sabiendo que se forman CO₂ (g) y H₂O (g)
- La energía que necesita un automóvil por cada kilómetro si consume 5 L de octano por cada 100 km.

DATOS: ΔH^o_f(H₂O g) = - 241,8 kJ · mol⁻¹; ΔH^o_f(CO₂ g) = - 393,5 kJ · mol⁻¹;
ΔH^o_f(C₈H₁₈ l) = - 250,0 kJ · mol⁻¹; densidad octano líquido = 0,8 kg · L⁻¹;
A_r (C) = 12 u; A_r (H) = 1 u.

OPCIÓN B

1.- Formula o nombra los compuestos siguientes: a) Monóxido de carbono b) Nitrito de cobre (II) c) Etilmetil éter d) LiOH e) MnS f) CH₃ - CH₂ - COOH.

- 2.- Dada la molécula CCl₄:
- Representarla mediante estructura de Lewis.
 - ¿Por qué la molécula es apolar si los enlaces están polarizados?
 - ¿Por qué a temperatura ambiente el CCl₄ es líquido y el Cl₄ es

sólido?

3.- Para el proceso: $2 \text{NO} (\text{g}) + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ la ecuación de velocidad es $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$.

- Indica el orden de la reacción con respecto a cada uno de los reactivos.
- ¿Cuál es el orden total de la reacción?
- Deduces las unidades de la constante de velocidad.

4.- Dados los compuestos CH_3OH , $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$ y $\text{CH}_2 = \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$, indica razonadamente:

- Los que puedan presentar enlaces de hidrógeno.
- Los que puedan experimentar reacciones de adición.
- Los que puedan presentar isomería geométrica.

5.- La codeína es un compuesto monobásico de carácter débil cuya constante K_b es $9 \cdot 10^{-7}$.
Calcula:

- El pH de una disolución acuosa 0,02 M de codeína.
- El valor de la constante de acidez del ácido conjugado de la codeína.

6.- A 30 °C y 1 atm el N_2O_4 se encuentra disociado un 20 % según el equilibrio siguiente:



Calcula:

- El valor de las constantes K_p y K_c a esa temperatura.
- El porcentaje de disociación a 30 °C y 0,1 atm de presión total.

DATOS: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA

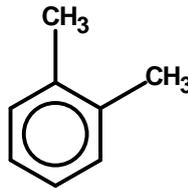
OPCIÓN A

1

FORMULACIÓN

1.- Formule o nombre los compuestos siguientes: **a)** Hidróxido cálcico **b)** Ácido fosfórico **c)** 1,2- dimetilbenceno **d)** Br_2O_5 **e)** $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ **f)** $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$

- a) Hidróxido cálcico : $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 b) Ácido fosfórico : H_3PO_4
 c) 1,2- dimetilbenceno:



- d) Br_2O_5 : Pentaóxido de dibromo
 e) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$: Sulfato de hierro (III)
 f) $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$: Butanona

2

La siguiente tabla proporciona los valores de las energías de ionización de tres elementos:

	1 ^a	2 ^a	3 ^a	4 ^a
Li	5,4 eV	75,6 eV	122,5 eV
Na	5,1 eV	47,3 eV	71,9 eV	99,1 eV
K	4,3 eV	31,8 eV	46,1 eV	61,1 eV

- a) ¿Por qué la primera energía de ionización disminuye del litio al potasio?
 b) ¿Por qué la segunda energía de ionización de cada elemento es mucho mayor que la primera?
 c) ¿Por qué no se da el valor de la cuarta energía de ionización del litio?

a) La energía de ionización es la que hay que suministrar a un átomo gaseoso, neutro y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle el último electrón de su capa de valencia y convertirlo en un ión monopositivo gaseoso y en su estado electrónico fundamental. Es decir, es la energía que se necesita para vencer la fuerza atractiva del núcleo sobre el electrón más externo del átomo.

La primera energía de ionización disminuye cuando bajamos en un grupo en este caso del Litio al Sodio y de éste al potasio porque el último electrón se va situando cada vez más alejado del núcleo, lo que provoca que la fuerza atractiva del éste sobre el sea cada vez menos intensa y, por ello, se necesita comunicar al átomo menos energía para arrancar el electrón.

b) Se debe a que al faltar un electrón en la corteza y mantenerse constante la carga nuclear, la fuerza atractiva sobre el electrón más externo aumenta ya que disminuye el apantallamiento sobre él y, por ello, se necesita más cantidad de energía para poder arrancarlo.

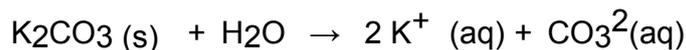
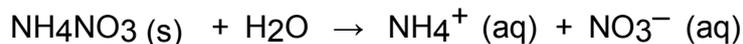
c) El potasio solo tiene tres electrones en su corteza por lo que solo podemos hablar de la primera, segunda y tercera energía de ionización .

3

Para las siguientes sales: NaCl, NH₄NO₃ y K₂CO₃

- Escribe las ecuaciones químicas correspondientes a su disolución en agua.
- Clasifica las disoluciones en ácidas, básicas o neutras.

a) Las ecuaciones químicas en disolución acuosa serán las siguientes:



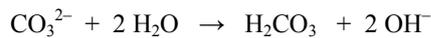
b) La sal NaCl en disolución se encuentra totalmente ionizada, pero sus iones Na⁺ y Cl⁻ son el ácido y la base conjugados muy débiles procedentes de una base fuerte como es el hidróxido sódico y un ácido fuerte como el ácido clorhídrico por lo que no sufren hidrólisis y por tanto el pH de la disolución será neutro es decir [H₃O⁺] = [OH⁻] ya

que ambas especies proceden sólo de la autoionización del agua.

La sal NH_4NO_3 se encuentra igualmente disociada en su ión NH_4^+ y el ión NO_3^- . El NH_4^+ es un ácido conjugado relativamente fuerte de una base débil (el NH_3) que sufre hidrólisis:



La sal K_2CO_3 también se encuentra totalmente disociada en sus iones K^+ y CO_3^- . El K^+ es el ácido conjugado débil de una base fuerte el hidróxido potásico por lo cual no se hidroliza, sin embargo el CO_3^- es una base relativamente fuerte procedente del ácido débil H_2CO_3 que sufre hidrólisis según la reacción:



Dando un pH básico por el aumento de iones hidróxido.

4

- a) ¿Cuántos moles de átomos de carbono hay en 1,5 moles de sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$?
- b) Determina la masa en kilogramos de $2,6 \cdot 10^{20}$ moléculas de NO_2 .
- c) Indica el número de átomos de nitrógeno que hay en 0,76 g de NH_4NO_3 .

DATOS: $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{N}) = 14 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas

a) Como en 1 mol de sacarosa hay 12 moles de átomos de carbono según su fórmula molecular $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ en los 1,5 moles de sacarosa habrá:

$$\frac{1 \text{ mol de sacarosa}}{12 \text{ mol átomos C}} = \frac{1,5 \text{ mol de sacarosa}}{x}; x = 18 \text{ mol átomos de C}$$

b) La masa molecular del NO_2 es 46 g/mol por lo que tenemos 46 g en un mol de moléculas de NO_2 por lo que:

$$\frac{1 \text{ mol de NO}_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de NO}_2} = \frac{x}{2,6 \cdot 10^{20} \text{ moléculas de NO}_2}; x = 4,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol de NO}_2$$

$$\frac{1 \text{ mol de NO}_2}{46 \text{ g de NO}_2} = \frac{4,32 \cdot 10^{-4} \text{ mol de NO}_2}{x}; x = 0,02 \text{ g} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ Kg}$$

- c) La masa molecular del $\text{NH}_4 \text{NO}_3$ es $14 \text{ u} + 4 \cdot 1 \text{ u} + 14 \text{ u} + 3 \cdot 16 \text{ u} = 80 \text{ u}$ luego su masa molar es 80 g/mol por lo que $0,76 \text{ g}$ del compuesto serán

$$\frac{0,76 \text{ gramos de NH}_4 \text{NO}_3}{80 \text{ g/mol}} = 9,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NH}_4 \text{NO}_3$$

$$\frac{1 \text{ mol de NH}_4 \text{NO}_3}{2 \cdot 6 \cdot 022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de N}} = \frac{9,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NH}_4 \text{NO}_3}{x}; x = 1.144 \cdot 10^{22} \text{ átomos de N}$$

5

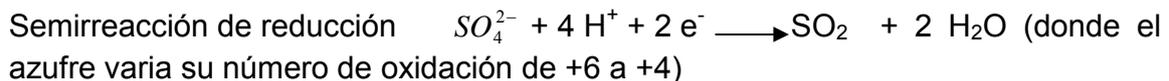
El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio según la reacción: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KBr} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

a) Ajustala por el método del ión-electrón y escribe las dos semiecuaciones redox.

b) Calcula el volumen de bromo líquido (densidad $2,92 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$) que se obtendrá al tratar $90,1 \text{ g}$ de bromuro de potasio con suficiente cantidad de ácido sulfúrico.

DATOS: $A_r(\text{Br}) = 80 \text{ u}$; $A_r(\text{K}) = 39 \text{ u}$.

Las especies que experimentan variación en su estado de oxidación son el H_2SO_4 que pasa a SO_2 y el Br^- que pasa a Br_2 , luego las correspondientes semirreacciones son:



Sumando ambas, nos queda la reacción iónica ajustada:



Y la reacción molecular será:



b) La masa molecular del KBr es $39 \text{ u} + 80 \text{ u} = 119 \text{ u}$, luego su masa molar será 119 g/mol por lo que los $90,1 \text{ g}$ de KBr serán

$$\frac{0,76 \text{ gramos de KBr}}{119 \text{ g/mol}} = 0.76 \text{ mol de KBr}$$

Según la estequiometría de la reacción ajustada anteriormente:

$$\frac{2 \text{ mol de KBr}}{1 \text{ mol de Br}_2} = \frac{0.76 \text{ mol de KBr}}{x}; x = 0.38 \text{ mol de Br}_2$$

Que pasado a gramos: $0.38 \text{ mol} \cdot 160 \text{ g/mol} = 60.8 \text{ g de Br}_2$

Teniendo en cuenta la densidad del Br_2 $2,92 \text{ g/ml}$, podemos calcular el volumen empleado:

$$2.92 \text{ g/ml} = \frac{60.8 \text{ g de Br}_2}{x}; x = 20.82 \text{ ml de Br}_2$$

6

Calcula:

a) La entalpía de combustión estándar del octano líquido, sabiendo que se forman CO_2 (g) y H_2O (g)

b) La energía que necesita un automóvil por cada kilómetro si consume 5 L de octano por cada 100 km .

DATOS: $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O g}) = -241,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2 \text{ g}) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $\Delta H_f^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18} \text{ l}) = -250,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; densidad octano líquido = $0,8 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$;
 $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$.

a) La aplicación de la Ley de Hess (o de aditividad de las entalpías) nos permite calcular la entalpía de cualquier reacción química sabiendo los valores de ΔH_f° de las especies químicas que intervengan utilizando la expresión:

$$\Delta H_r^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos y que $H_f^\circ (O_2) = 0$ tenemos:

$$\Delta H_r^\circ = (8 \Delta H_f^\circ (CO_2) + 9 \Delta H_f^\circ (H_2O)) - (\Delta H_f^\circ C_8H_{18} + 25/2 H_f^\circ O_2)$$

sustituyendo

$$\Delta H_r^\circ = (8 \text{ mol. } (-393,5 \text{ KJ/mol}) + 9 \text{ mol. } (-241, 8 \text{ KJ/mol}) - 1 \text{ mol } (-250 \text{ KJ/mol}) = -5074.2 \text{ KJ (por mol)}$$

b) Calculamos los moles que son los 5 l de octano utilizando para ello la densidad:

$$0,8 \text{ Kg / l} = \frac{x}{51}; x = 4 \text{ Kg de octano} = 4000 \text{ g de octano}$$

Como la masa molecular del octano es 114 u (8.12 u + 18. 1 u) su masa molar es 114 g/mol luego los moles de octano son:

$$\frac{4000 \text{ gramos de octano}}{114 \text{ g/mol}} = 35.1 \text{ mol de octano}$$

Por lo que la energía necesaria para 100 Km será:

$$35,1 \text{ mol octano. } 5074,2 \text{ KJ/mol} = 1,78 \cdot 10^5 \text{ KJ}$$

Por lo que la energía que necesita el automóvil por cada Km son $1,78 \cdot 10^3 \text{ KJ}$

OPCIÓN B

1

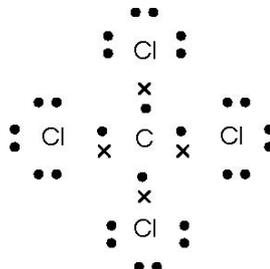
Formula o nombra los compuestos siguientes: a) Monóxido de carbono b) Nitrito de cobre (II) c) Etilmetil éter d) LiOH e) MnS f) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$.

- a) Monóxido de carbono: CO
- b) Nitrito de cobre (II): $\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$
- c) Etilmetil éter: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-O-CH}_3$
- d) LiOH : Hidroxido de litio
- e) MnS : Sulfuro de manganeso (II)
- f) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$: ácido propanoico

2

Dada la molécula CCl_4 :

- a) Representála mediante estructura de Lewis.
 - b) ¿Por qué la molécula es apolar si los enlaces están polarizados?
 - c) ¿Por qué a temperatura ambiente el CCl_4 es líquido y el Cl_4 es sólido?
- a) Teniendo en cuenta los electrones de valencia del C ($1s^2 2s^2 2p^2$) y el Cl ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) su estructura de Lewis es:



- b) La diferencia de electronegatividad entre el C y el Cl no es muy elevada, por lo que el enlace será covalente y así compartirán los electrones de la capa de valencia para completar el octeto. Estos enlaces entre el carbono y el cloro son polares pero la polaridad total de la molécula viene determinada por su geometría.

En el tetracloruro de carbono hay 4 pares de electrones compartidos rodeando al átomo central. Su distribución alrededor de éste es tetraédrica y dada la simetría que existe se anulan los momentos dipolares de los enlaces y la molécula es apolar.

c) Tanto el CCl_4 como el Cl_4 son moléculas apolares que están unidas por fuerzas intermoleculares de Van der Waals. La intensidad de estas fuerzas dependen del tamaño molecular y éste es mayor en el Cl_4 que en el CCl_4 (porque el átomo de I es más grande Cl) por lo que el Cl_4 es un sólido.

3

Para el proceso: $2 \text{NO} (\text{g}) + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ la ecuación de velocidad es $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$.

- Indica el orden de la reacción con respecto a cada uno de los reactivos.
- ¿Cuál es el orden total de la reacción?
- Deduces las unidades de la constante de velocidad.

a) El orden de una reacción con respecto a cada uno de los reactivos es el exponente al que está elevada la concentración de cada uno de los reactivos en la ecuación de velocidad. En este supuesto la reacción es de orden 2 respecto al reactivo NO y de orden 1 respecto del reactivo H_2 .

b) Orden total de una reacción es la suma de los ordenes parciales en la ecuación de la velocidad. En este caso el orden total es 3.

c) Primero vamos a despejar la constante de velocidad de la ecuación de velocidad

$$K = \frac{v}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]} = \frac{\text{mol l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol l}^{-1})^2 (\text{mol l}^{-1})} = \text{mol}^{-2} \cdot \text{l}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

4

La codeína es un compuesto monobásico de carácter débil cuya constante K_b es $9 \cdot 10^{-7}$
Calcula:

- El pH de una disolución acuosa 0,02 M de codeína.

b) El valor de la constante de acidez del ácido conjugado de la codeína

a) Llamaremos XOH a la codeína estableciéndose el siguiente equilibrio:

	$XOH \rightleftharpoons X^+ + OH^-$
Moles en equilibrio	0,02-x x x

Sabiendo que K_b es igual a $9 \cdot 10^{-7}$ sustituimos los datos:

$$K_b = \frac{[X^+][OH^-]}{[XOH]} = \frac{x^2}{0,02 - x} = 9 \cdot 10^{-7}$$

Como el valor de K_b es muy pequeño (menor de 10^{-5}) podemos suponer que lo que se ioniza, x , es despreciable respecto a la cantidad inicial 0,02 por lo que :

$$9 \cdot 10^{-7} = \frac{x^2}{0,02}; \quad x = 1,34 \cdot 10^{-4}$$

De donde $pOH = -\log [OH^-] = -\log 1,34 \cdot 10^{-4} = 3,87$ por lo que

$$pH = 14 - 3,87 = 10,13$$

b) Para dos especies conjugadas se cumple que:

$K_a \cdot K_b = K_w$ por lo que podemos despejar la constante del ácido conjugado de la codeína sabiendo que k_w es 10^{-14}

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{9 \cdot 10^{-7}} = 1,11 \cdot 10^{-8}$$

6

A 30 °C y 1 atm el N₂O₄ se encuentra disociado un 20 % según el equilibrio siguiente:



Calcula:

- El valor de las constantes K_p y K_c a esa temperatura.
- El porcentaje de disociación a 30 °C y 0,1 atm de presión total.

DATOS: R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

a) El equilibrio sería el siguiente:

Equilibrio	N ₂ O ₄ ⇌ 2 NO ₂	
Moles en equilibrio	n (1-α)	2nα

Si el N₂O₄ se encuentra disociado en un 20% quiere decir que α es de 0,2. Llamamos n al número de moles iniciales. El número total de moles en el equilibrio será:

$$\begin{aligned} N_t &= \text{moles de N}_2\text{O}_4 + \text{moles de NO}_2 = n(1-\alpha) + 2n\alpha = n - n\alpha + 2n\alpha = \\ &= n + n\alpha = n(1+\alpha) \end{aligned}$$

La presión parcial de cada uno de los gases sustituyendo α por su valor será:

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = P_t \cdot X_{\text{N}_2\text{O}_4} = P_t \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} = \frac{1-0,2}{1+0,2} \cdot 1\text{atm} = 0,66 \cdot 1\text{atm} = 0,66\text{atm}$$

$$P_{\text{NO}_2} = P_t \cdot X_{\text{NO}_2} = P_t \frac{2n\alpha}{n(1+\alpha)} = \frac{2 \cdot 0,2}{1+0,2} \cdot 1\text{atm} = 0,33 \cdot 1\text{atm} = 0,33\text{atm}$$

Siendo X la fracción molar.

Sustituimos ahora en la constante de equilibrio:

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{(0,33)^2}{0,66} = 0,165$$

Para calcular la constante de equilibrio K_c utilizamos la expresión:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

Despejando:

$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{0,165}{(0,082\text{atm} / \text{k.mol} \cdot 303\text{K})^1} = 6,64 \cdot 10^{-3}$$

b) Al cambiar la presión y mantener constante la temperatura tenemos un nuevo equilibrio donde :

$$P_{\text{NO}_2} = P_t \cdot X_{\text{NO}_2} = P_t \frac{2n\alpha}{n(1+\alpha)} = \frac{2\alpha}{1+0,2} \cdot 0,1\text{atm} = \frac{0,2\alpha}{1+\alpha} \cdot 0,1\text{atm}$$

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = P_t \cdot X_{\text{N}_2\text{O}_4} = P_t \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} = \frac{1-\alpha}{1+\alpha} \cdot 0,1\text{atm}$$

Sustituyendo en K_p

$$K_p = 0,165 = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{\left(\frac{0,2\alpha}{1+\alpha}\right)^2}{\frac{0,1(1-\alpha)}{1+\alpha}} = \frac{0,4\alpha^2}{1^2 - \alpha^2}$$

Resolviendo la ecuación de segundo grado tenemos que $\alpha = 0,54$; 54%. Como podemos ver al disminuir la presión la reacción se desplaza hacia donde hay más número de moles gaseosos y aumenta el porcentaje de disociación (Principio de Le Châtelier)