UNIVERSIDADES ARAGONESAS / P.A.U. – LOGSE – SEPTIEMBRE 2019 / ENUNCIADOS
OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Justifica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) La configuración electrónica del átomo de vanadio es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$.

b) Las combinaciones de números cuánticos (2, 1, 0, –1) y (3, 0, 1, 1/2) son posibles para un electrón en un átomo.

c) Todos los electrones de un átomo en estado fundamental, que tiene 4 electrones en su orbital 3p, deben estar apareados.

d) Los iones F^- y Na^+ tienen el mismo número de electrones.

CUESTIÓN 2.- ¿Qué efecto tendrá en el equilibrio de la reacción $2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \leftrightarrows 2\ NO_2\ (g)$?

a) ¿Un aumento de la temperatura si $\Delta H < 0$?

b) ¿Una disminución del volumen?

c) ¿La eliminación de parte del NO_2 producido?

CUESTIÓN 3.- Se dispone de disoluciones acuosas de la misma concentración de las siguientes especies: NH_3, HCl, CH_3COOH y $HClO_2$.

a) Ordénalas, de forma razonada, de menor a mayor valor de pH.

b) Escribe la especie conjugada (ácido o base, según corresponda) de cada una de ellas.

c) ¿Qué pH (indícalo cualitativamente si será ácido, básico o neutro) tendrá la disolución resultante de mezclar volúmenes iguales de las disoluciones de NH_3 y de HCl?

DATOS: $K_b(NH_3) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(CH_3COOH) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(HClO_2) = 1{,}1 \cdot 10^{-2}$.

PROBLEMA 1.- El cloruro de plomo (II) es una sal poco soluble.

a) Escribe el equilibrio de solubilidad y la expresión de la K_{ps} del cloruro de plomo (II).

b) Calcula la solubilidad molar del cloruro de plomo(II).

c) 100 mL de una disolución 0,8 M de nitrato de plomo (II) se mezclan con 100 mL de una disolución 0,2 M de cloruro de sodio. Si los volúmenes son aditivos ¿precipitará cloruro de plomo (II)?

DATOS: $K_{ps}\ (PbCl_2) = 1{,}6 \cdot 10^{-5}$.

Resultado: b) S = 0,0158 M; c) Hay precipitación.

PROBLEMA 2.- El clorato de potasio reacciona con sulfato de hierro (II) en presencia de ácido sulfúrico dando sulfato de hierro(III), cloruro de potasio y agua.

a) Ajusta la ecuación iónica por el método ion-electrón y escribe la ecuación molecular completa.

b) Calcula la cantidad (en g) de $KClO_3$ que reaccionará con una muestra de 5 g de $FeSO_4$.

c) Calcula el rendimiento de la reacción si se han obtenido 6,15 g de $Fe_2(SO_4)_3$.

DATOS: $A_S\ (Fe) = 55{,}8$ u; $A_S\ (K) = 39$ u; $A_S\ (Cl) = 35{,}5$ u; $A_S\ (S) = 32$ u; $A_S\ (O) = 16$ u.

Resultado: b) 0,67 g $KClO_3$; c) rendimiento = 93,3 %.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Justifica si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos.

a) En la ecuación de velocidad de una reacción, los órdenes parciales deben coincidir necesariamente con los coeficientes estequiométricos de la reacción global.

b) La velocidad de reacción aumenta en presencia de un catalizador.

c) La velocidad de reacción aumenta cuando aumenta la temperatura.

d) La concentración de los reactivos no influye en la velocidad de reacción.

CUESTIÓN 2.- a) Dibuja las estructuras de Lewis de las moléculas H_2O y CH_4 y utiliza el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) para deducir su geometría molecular.

b) Explica por qué, a temperatura ambiente, el agua es líquida mientras que el metano es gas.

CUESTIÓN 3.- Razona si, en condiciones estándar, los siguientes procesos de oxidación-reducción se producen de forma espontánea. Ajusta las ecuaciones e identifica al oxidante y al reductor.

a) $Al + H^+ \rightarrow Al^{3+} + H_2$.

b) $Cu + H^+ \rightarrow Cu^{2+} + H_2$.

c) $Cu + Cl_2 \rightarrow Cu^{2+} + Cl^-$.

DATOS: $E°\ (Cu^{2+}/Cu) = +0{,}34$ V; $E°\ (Cl_2/Cl^-) = +1{,}36$ V; $E°\ (H^+/H_2) = 0{,}0$ V; $E°\ (Al^{3+}/Al) = -1{,}67$ V.

PROBLEMA 1.- Se prepara una disolución de HCl diluyendo 3 mL de un ácido clorhídrico comercial del 36 % de riqueza en masa y densidad 1,18g · mL^{-1} hasta un volumen de 250 mL.

a) Calcula la concentración molar y el pH de la disolución diluida de HCl.

b) Calcula el volumen de esa disolución de HCl que reaccionará con 75 mL de una disolución de concentración 0,1 M de NaOH. ¿Qué pH tendrá la disolución resultante de esta reacción?

DATOS: A_r (Cl) = 35,5 u; A_r (H) = 1 u.

Resultado: a) [HCl] = 0,14 M; pH = 0,85; b) V = 53,57 mL.

PROBLEMA 2.- La ecuación NOF (g) $\leftrightarrows$ NO (g) + $\frac{1}{2}F_2$ (g) muestra el proceso de disociación del NOF. En un recipiente de 1 L se introducen 2,45 g de NOF y se eleva la temperatura a 573 K de modo que, cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 2,57atm.

a) Calcula el grado de disociación del NOF y la presión parcial de cada una de las especies en el equilibrio.

b) Calcula el valor de K_p.

c) ¿Aumentará el grado de disociación del NOF al aumentar la presión?

DATOS: A_r (F) = 19 u; A_r (O) = 16 u, A_r (N) = 14 u; R = 0,082 atm ·L · mol^{-1} ·K^{-1}.

Resultado: a) α = 18,8 %; P(NOF) =1,93 atm; P(NO) = 0,44 atm; P(F_2) = 0,22 atm; b) K_p = 0,11; c) disminuye α.

OPCIÓN A

CUESTIÓN 2.- ¿Qué efecto tendrá en el equilibrio de la reacción 2 NO (g) + O_2 (g) ⇆ 2 NO_2 (g)?

a) ¿Un aumento de la temperatura si ΔH < 0?

b) ¿Una disminución del volumen?

c) ¿La eliminación de parte del NO_2 producido?

Solución:

a) Según el Principio de Le Chatelier, una elevación de la temperatura implica un suministro de calor, y por ser la reacción endotérmica, el sistema absorbe el calor suministrado y desplaza el equilibrio, hasta alcanzarlo de nuevo, en el sentido endotérmico, es decir, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

b) Una disminución del volumen del reactor tiene como consecuencia un aumento de la presión, Principio de Le Chatelier y, por ello, el sistema compensa este efecto desplazando el equilibrio en el sentido en el que aparece un menor número de moles gaseosos, hacia la derecha.

c) Al retirar NO_2 (g) disminuye su concentración y, en consecuencia, su número de moléculas por unidad de volumen, y ante esta alteración del sistema, éste responde haciendo reaccionar moléculas de NO (g) y O_2 (g) para producir la sustancia retirada, es decir, el equilibrio se desplaza hacia la derecha, hacia la formación de NO_2.

PROBLEMA 1.- El cloruro de plomo (II) es una sal poco soluble.

a) Escribe el equilibrio de solubilidad y la expresión de la K_{ps} del cloruro de plomo (II).

b) Calcula la solubilidad molar del cloruro de plomo(II).

c) 100 mL de una disolución 0,8 M de nitrato de plomo (II) se mezclan con 100 mL de una disolución 0,2 M de cloruro de sodio. Si los volúmenes son aditivos ¿precipitará cloruro de plomo (II)?

DATOS: K_{ps} ($PbCl_2$) = 1,6 · 10^{-5}.

Solución:

a) El equilibrio de ionización de la sal es: $PbCl_2$ ⇆ Pb^{2+} + 2 Cl^-, y la expresión del producto de solubilidad es: $K_{ps} = [Pb^{2+}]\,[Cl^-]^2$.

b) De la estequiometría del equilibrio de solubilidad se deduce que, si la solubilidad de la sal en disolución es S moles · L^{-1}, la solubilidad de los iones Pb^{2+} es S, y la de los iones Cl^- es 2 · S.

Del producto de solubilidad: $P_s = [Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2 = S \cdot (2 \cdot S)^2 = 4 \cdot S^3$, sustituyendo las variables conocidas por sus valores, despejando S y operando:

$$1{,}6 \cdot 10^{-5} = 4 \cdot S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{1{,}6 \cdot 10^{-5}}{4}} = \sqrt[3]{0{,}4 \cdot 10^{-5}} = 1{,}58 \cdot 10^{-2} \text{ moles} \cdot L^{-1}.$$

c) Ambas sales se encuentran en disolución totalmente ionizadas.

Para conocer las concentraciones de los distintos iones en la disolución que se forma al mezclar ambas disoluciones, se determinan sus moles, se dividen por el volumen total de la nueva disolución y se halla el producto iónico, que se compara con el producto de solubilidad dado; si Q es menor o igual que K_{ps} no se producirá precipitación y si es mayor sí.

Moles de $Pb(NO_3)_2$: n = M · V = 0,8 moles · L^{-1} · 0,100 L = 0,08 moles de Pb^{2+}.

Moles de NaCl: n = M · V = 0,2 moles · L^{-1} · 0,100 L = 0,02 moles de Cl^-.

La concentración de los iones Pb^{2+} y Cl^- en la nueva disolución es:

$$[Pb^{2+}] = \frac{moles}{Volumen} = \frac{0{,}08\,moles}{0{,}2\,L} = 0{,}4 \text{ M}; \quad [Cl^-] = \frac{moles}{Volumen} = \frac{0{,}02\,moles}{0{,}2\,L} = 0{,}1 \text{ M}$$

El producto iónico es: $Q = [Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2 = 0{,}4 \cdot 0{,}1^2 = 0{,}004 = 4 \cdot 10^{-3}$, superior al valor de K_{ps}, lo que indica que se produce precipitación.

Resultado: b) S = 0,0158 M; c) Hay precipitación.

PROBLEMA 2.- El clorato de potasio reacciona con sulfato de hierro (II) en presencia de ácido sulfúrico dando sulfato de hierro (III), cloruro de potasio y agua.

a) Ajusta la ecuación iónica por el método ion-electrón y escribe la ecuación molecular completa.

b) Calcula la cantidad (en g) de $KClO_3$ que reaccionará con una muestra de 5 g de $FeSO_4$.

c) Calcula el rendimiento de la reacción si se han obtenido 6,15 g de $Fe_2(SO_4)_3$.

DATOS: A_S (Fe) = 55,8 u; A_S (K) = 39 u; A_S (Cl) = 35,5 u; A_S (S) = 32 u; A_S (O) = 16 u.

Solución:

a) La reacción que se produce es: $KClO_3 + 6\ FeSO_4 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow 3\ Fe_2(SO_4)_3 + KCl + 3\ H_2O$.

Las semirreacciones de oxido-reducción que tienen lugar durante el proceso son:

Semirreacción de reducción: $ClO_3^- + 6\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow Cl^- + 3\ H_2O$.

Semirreacción de oxidación: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1\ e^-$

Multiplicando la semirreacción de oxidación por 6 y sumándolas para eliminar los electrones que se intercambian, se obtiene la ecuación iónica ajustada:

$ClO_3^- + 6\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow Cl^- + 3\ H_2O$.

$6\ Fe^{2+} \rightarrow 6\ Fe^{3+} + 6\ e^-$

$ClO_3^- + 6\ H^+ + 6\ Fe^{2+} \rightarrow Cl^- + 6\ Fe^{3+} + 3\ H_2O$.

Llevando estos coeficientes a la ecuación molecular queda esta ajustada:

$KClO_3 + 6\ FeSO_4 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow 3\ Fe_2(SO_4)_3 + KCl + 3\ H_2O$.

b) Los moles de $FeSO_4$ que se toman para la reacción son: $5\ g \cdot \frac{1\,mol}{152\,g \cdot mol^{-1}} = 0{,}033$ moles.

Como la estequiometría de la reacción indica que 1 mol de clorato potásico reaccionan con 6 moles de sulfato de hierro (II), los moles de clorato de potasio que reaccionan será la secta parte de los moles de sulfato de hierro (II) que se emplean, es decir, n ($KClO_3$) = 0,033 moles $\cdot \frac{1}{6} = 0{,}0055$ moles, a los que corresponden la masa: 0,0055 moles $\cdot \frac{122{,}5\,g}{1\,mol} = 0{,}67$ g $KClO_3$.

c) La estequiometría indica que 6 moles de sulfato de hierro (II) producen 3 moles de sulfato de hierro (III), luego, los moles de sulfato de hierro (III) que se obtienen será la mitad de los empleados de sulfato de hierro (II), es decir, n [$Fe_2(SO_4)_3$] = 0,033 moles $\cdot \frac{1}{2} = 0{,}0165$ moles, a los que corresponden la masa: 0,0165 moles $\cdot \frac{399{,}6\,g}{1\,mol} = 6{,}59$ g. Luego, si en vez de haberse obtenido 6,59 g de $Fe_2(SO_4)_3$ se han obtenidos 6,15 g, el rendimiento de la reacción es: $\frac{masa\ obtenida}{masa\ teórica} \cdot 100 = \frac{6{,}15\,g}{6{,}59\,g} \cdot 100 = 93{,}3\ \%$.

Resultado: b) 0,67 g $KClO_3$; c) rendimiento = 93,3 %.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 3.- Razona si, en condiciones estándar, los siguientes procesos de oxidación-reducción se producen de forma espontánea. Ajusta las ecuaciones e identifica al oxidante y al reductor.

a) $Al + H^+ \rightarrow Al^{3+} + H_2$.

b) $Cu + H^+ \rightarrow Cu^{2+} + H_2$.

c) $Cu + Cl_2 \rightarrow Cu^{2+} + Cl^-$.

DATOS: E° (Cu^{2+}/Cu) = 0,34 V; E° (Cl_2/Cl^-) = 1,36 V; E° (H^+/H_2) = 0,0 V; E° (Al^{3+}/Al) = –1,67 V.

Solución:

a) Las semirreacciones de oxido-reducción que se producen son:

Semirreacción de oxidación: $Al - 3\ e^- \rightarrow Al^{3+}$; $E^o = 1{,}67$ V (positivo por no ser de reducción)

Semirreacción de reducción: $2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2$; $E^o = 0{,}0$

Multiplicando la primera semirreacción por 2, la segunda por 3 y sumándolas, se eliminan los electrones y aparece la ecuación iónica ajustada:

$2\ Al - 6\ e^- \rightarrow 2\ Al^{3+}$; $E^o = 1{,}67$ V (positivo por no ser de reducción)

$6\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 3\ H_2$; $E^o = 0{,}0$ V.

$2\ Al + 6\ H^+ \rightarrow 2\ Al^{3+} + 3\ H_2$; $E^o_r = 1{,}67$ V, que al ser positivo indica que se produce reacción.

La especie oxidante es la que provoca la oxidación de otra, reduciéndose ella. En este caso es el protón H^+; especie reductora es la que provoca la reducción de otra oxidándose ella. Es el Al la especie reductora.

b) Para este proceso, las semirreacciones de oxido-reducción que tienen lugar son:

Semirreacción de oxidación: $Cu - 2\ e^- \rightarrow Cu^{2+}$; $E^o = -\ 0{,}34$ V (negativo por ser de oxidación)

Semirreacción de reducción: $2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow 3\ H_2$; $E^o = 0{,}0$ V

Sumando ambas semirreacciones se eliminan los electrones y se obtiene la reacción iónica ajustada:

$Cu - 2\ e^- \rightarrow Cu^{2+}$; $E^o = -\ 0{,}34$ V

$2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow 3\ H_2$; $E^o = 0{,}0$ V

$Cu + 2\ H^+ \rightarrow Cu^{2+} + H_2$. $E^o_r = -\ 0{,}34$ V, que al ser negativo pone de manifiesto que no se produce reacción.

Como en el caso anterior, la especie oxidante es el protón H^+, y la reductora el átomo de cobre.

c) Para la última reacción, las semirreacciones de oxido-reducción son:

Semirreacción de oxidación: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$; $E^o = -\ 0{,}34$ V negativo por no ser de reducción

Semirreacción de reducción: $Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-$; $E^o = +\ 1{,}36$ V.

Sumando las semirreacciones se eliminan los electrones y se obtiene la reacción iónica ajustada:

$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$; $E^o = -\ 0{,}34$ V negativo por no ser de reducción

$Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-$; $E^o = +\ 1{,}36$ V.

$Cu + Cl_2 \rightarrow Cu^{2+} + 2\ Cl^-$; $E^o_r = 1{,}02$ V, que al ser positivo indica que se produce reacción.

Al igual que en los apartados anteriores, el oxidante es la especie que oxida a otra, reduciéndose, el cloro, Cl_2, mientras que el reductor es la especie que reduce a otra, oxidándose, el Cu.

PROBLEMA 1.- Se prepara una disolución de HCl diluyendo 3 mL de un ácido clorhídrico comercial del 36 % de riqueza en masa y densidad 1,18g · mL^{-1} hasta un volumen de 250 mL.

a) Calcula la concentración molar y el pH de la disolución diluida de HCl.

b) Calcula el volumen de esa disolución de HCl que reaccionará con 75 mL de una disolución de concentración 0,1 M de NaOH. ¿Qué pH tendrá la disolución resultante de esta reacción?

DATOS: A_r (Cl) = 35,5 u; A_r (H) = 1 u.

Solución:

a) Un litro de la disolución de partida de HCl tiene una concentración molar:

$$1{,}18\frac{g\ disolución}{mL\ disolución}\cdot\frac{1000\ mL\ disolución}{L\ disolución}\cdot\frac{36\ g\ HCl}{100\ g\ disolución}\cdot\frac{1\ mol\ HCl}{36{,}5\ g\ HCl}=11{,}64\ M.$$

Los moles contenidos en 3 mL de esta disolución son:

n (NH_3) = M · V = 11,64 moles · L^{-1} · 0,003 L = 0,035 moles, que al diluirlos hasta 250 mL forma una disolución de concentración: $M=\frac{n\ (moles)}{V\ (L)}=\frac{0{,}035\ moles}{0{,}250\ L}=0{,}14\ moles\cdot L^{-1}\ (M)$.

Al ser el HCl un ácido fuerte se encuentra totalmente ionizado, siendo la concentración de protones la misma que la de la disolución, por lo que el pH de esta es: pH = – log [H^+] = – log 0,14 = 0,85.

b) La reacción de neutralización es: $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$ en la que un mol de ácido reacciona con un mol de base para producir un mol de sal (NaCl).

Luego, de la expresión de Boyle-Mariotte: $M_{(ácido)} \cdot V_{(ácido)} = M_{(base)} \cdot V_{(base)}$ se despeja el volumen de ácido, se sustituyen valores y se opera, obteniéndose el valor:

$V_{(ácido)} = \dfrac{M_{(base)} \cdot V_{(base)}}{M_{(ácido)}} = \dfrac{0{,}1\,M \cdot 0{,}075\,L}{0{,}14} = 53{,}57$ mL HCl.

Por ser los iones Na^+ y Cl^- un ácido y base conjugados muy débiles, no sufren hidrólisis y, por ello, el pH de la disolución es 7.

Resultado: a) [HCl] = 0,14 M; pH = 0,85; b) V = 53,57 mL.

PROBLEMA 2.- La ecuación NOF (g) ⇆ NO (g) + $\frac{1}{2}$ F_2 (g) muestra el proceso de disociación del NOF. En un recipiente de 1 L se introducen 2,45 g de NOF y se eleva la temperatura a 573 K de modo que, cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 2,57atm.

a) Calcula el grado de disociación del NOF y la presión parcial de cada una de las especies en el equilibrio.

b) Calcula el valor de K_p.

c) ¿Aumentará el grado de disociación del NOF al aumentar la presión?

DATOS: A_r (F) = 19 u; A_r (O) = 16 u, A_r (N) = 14 u; R = 0,082 atm ·L · mol^{-1} ·K^{-1}.

Solución:

a) Los moles de NOF que se introducen en el reactor son: $n = 2{,}45\ g \cdot \dfrac{1\,mol}{49\,g} = 0{,}05$ moles.

Llamando "x" a los moles que se descomponen de SO_3, los moles al inicio y en el equilibrio de las distintas especies son:

	NOF (g) ⇆	NO (g) +	$\frac{1}{2}$ F_2 (g).
Moles iniciales:	0,05	0	0
Moles en el equilibrio:	0,05 – x	x	0,5 · x

El número total de moles en el equilibrio es: $n_t = 0{,}05 - x + 1{,}5 \cdot x = 0{,}05 + 0{,}5 \cdot x$, que llevado a la ecuación de estado de los gases ideales permite calcular x:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \quad \Rightarrow \quad 0{,}5 \cdot x = \frac{2{,}57\ atm \cdot 1\ L}{0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 573\ K} - 0{,}05 = 0{,}0094 \text{ moles.}$$

Luego, los moles de cada especie en el equilibrio son:
0,05 – 0,0094 = 0,041 moles de NOF; 0,0094 moles de NO y 0,0047 moles de F_2.

El grado de ionización se obtiene dividiendo los moles de NOF disociados entre los iniciales, y al multiplicarlos por 100 se expresa en %: $\alpha = \dfrac{0{,}0094}{0{,}05} \cdot 100 = 18{,}8$ %.

Despejando la presión en la ecuación de los gases ideales, sustituyendo valores para cada especie en el equilibrio y operando, se obtiene la presión de cada una de ellas:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad P(NOF) = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0{,}041\,moles \cdot 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 573\ K}{1\ L} = 1{,}93 \text{ atm}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad P(NO) = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0{,}0094\,moles \cdot 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 573\ K}{1\ L} = 0{,}44 \text{ atm}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Rightarrow \quad P(F_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0{,}0047\,moles \cdot 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 573\ K}{1\ L} = 0{,}22 \text{ atm}$$

b) Por ser el volumen del reactor 1 L, los moles en el equilibrio coinciden con sus concentraciones, luego, llevándolas a la constante de equilibrio K_c, y operando se obtiene su valor:

$K_c = \dfrac{[NO] \cdot [F_2]^{\frac{1}{2}}}{[NOF]} = \dfrac{0{,}0094 \cdot 0{,}0047^{\frac{1}{2}}}{0{,}041} = 0{,}016$ M, y de la relación entre las constantes K_p y K_c:

$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$, siendo $\Delta n = 1{,}5 - 1 = 0{,}5$, se determina el valor de K_p:

$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 0{,}016$ moles $\cdot L^{-1} \cdot (0{,}082$ atm $\cdot$ L $\cdot$ $mol^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 573$ K$)^{0{,}5} = 0{,}11$.

c) Un aumento de la presión provoca una disminución del volumen, y como el producto $P \cdot V =$ cte, ley de Boyle-Mariotte, la disminución de capacidad del reactor hace que el equilibrio se desplace en el sentido en el que se produce una disminución del número de moles, hacia la izquierda, lo que provoca una disminución en el grado de ionización de NOF.

Resultado: a) α = 18,8 %; P(NOF) =1,93 atm; P(NO) = 0,44 atm; P(F_2) = 0,22 atm; b) K_p = 0,11; c) disminuye α.