



UNIVERSIDADES PÚBLICAS DE LA COMUNIDAD DE MADRID
PRUEBA DE ACCESO A ESTUDIOS UNIVERSITARIOS (LOGSE)

Curso 2008–2009

MATERIA: QUÍMICA

INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

La prueba consta de dos partes. En la **primera parte** se propone un conjunto de cinco cuestiones de las que el alumno resolverá únicamente tres. La **segunda parte** consiste en dos opciones de problemas, A y B. Cada una de ellas consta de dos problemas; el alumno podrá optar por una de las opciones y resolver los dos problemas planteados en ella, sin que pueda elegir un problema de cada opción. Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

TIEMPO: una hora y treinta minutos.

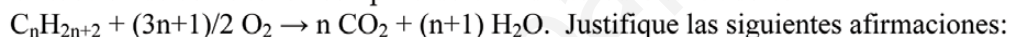
PRIMERA PARTE

Cuestión 1. – Considere los elementos A ($Z = 12$) y B ($Z = 17$). Conteste razonadamente:

- ¿Cuáles son las configuraciones electrónicas de A y de B?
- ¿Cuál es el grupo, el periodo, el nombre y el símbolo de cada uno de los elementos?
- ¿Cuál tendrá mayor su primera energía de ionización?
- ¿Qué tipo de enlace que se puede formar entre A y B? ¿Cuál será la fórmula del compuesto resultante?
¿Será soluble en agua?

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos

Cuestión 2.– La reacción de combustión completa de un hidrocarburo saturado es:



- Si todos los hidrocarburos tuviesen igual valor de entalpía de formación, se desprendería mayor cantidad de energía cuanto mayor fuera el valor de n.
- El valor de la entalpía de reacción no cambia si la combustión se hace con aire en lugar de oxígeno.
- Cuando la combustión no es completa se obtiene CO y la energía que se desprende es menor.
- El estado de agregación del H_2O afecta al valor de la energía desprendida, siendo mayor cuando se obtiene en estado líquido.

Datos. ΔH_f^0 ($kJ \cdot mol^{-1}$): $CO_2 = -393$, $CO = -110$, $H_2O(liq) = -285$, $H_2O(vap) = -241$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 3.– En las siguientes comparaciones entre magnitudes termodinámicas y cinéticas indique qué parte de la afirmación es falsa y qué parte es cierta:

- En una reacción exotérmica tanto la entalpía de reacción como la energía de activación son negativas.
- Las constantes de velocidad y de equilibrio son adimensionales.
- Un aumento de temperatura siempre aumenta los valores de las constantes de velocidad y de equilibrio.
- La presencia de catalizadores aumenta tanto la velocidad de reacción como la constante de equilibrio.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 4.– Atendiendo a los equilibrios en disolución acuosa, razone cuál o cuáles de las siguientes especies son anfóteras (pueden comportarse como ácido y como base):

- Amoniaco (o trihidruro de nitrógeno).
- Ion bicarbonato (o ion hidrogenotrioxocarbonato (IV)).
- Ion carbonato (o ion trioxocarbonato (IV)).
- Ion bisulfuro (o ion hidrogenosulfuro (II)).

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Cuestión 5. – Dado el 1-butanol:

- a) Escriba su estructura semidesarrollada.
- b) Escriba la estructura semidesarrollada de un isómero de posición, otro de cadena y otro de función. Nombre los compuestos anteriormente descritos.
- c) Formule y nombre el producto de reacción del 1-butanol y el ácido etanoico ($C_2H_4O_2$), indicando el tipo de reacción.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos apartados a) y c); 1 punto apartado b).

www.yoquieroaprobar.es

SEGUNDA PARTE

OPCIÓN A

Problema 1 .– Uno de los métodos de propulsión de misiles se basa en la reacción de la hidracina, $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l})$, y el peróxido de hidrógeno, $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$, para dar nitrógeno molecular y agua líquida, siendo la variación de entalpía del proceso $-643 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Formule y ajuste la reacción que tiene lugar.
- ¿Cuántos litros de nitrógeno medidos a 20°C y 50 mm de mercurio se producirán si reaccionan 128 g de $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l})$?
- ¿Qué cantidad de calor se liberará en el proceso?
- Calcule la entalpía de formación de la hidracina, $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l})$.

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}_2, \text{l}) = -187,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -241,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{N} = 14$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 2 .– En el proceso Haber–Bosch se sintetiza amoníaco haciendo pasar corrientes de nitrógeno e hidrógeno en proporciones 1:3 (estequiométricas) sobre un catalizador. Cuando dicho proceso se realiza a 500°C y 400 atm. se consume el 43 % de los reactivos, siendo el valor de la constante de equilibrio $K_p = 1,55 \cdot 10^{-5}$. Determine, en las condiciones anteriores:

- El volumen de hidrógeno necesario para la obtención de 1 tonelada de amoníaco puro.
- La fracción molar de amoníaco obtenido.
- La presión total necesaria para que se consuma el 60 % de los reactivos.

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; Masas atómicas: $\text{N} = 14$, $\text{H} = 1$.

Puntuación máxima por apartado: a) y c) 0,75 puntos, b) 0,5 puntos.

OPCIÓN B

Problema 1.– Una disolución comercial de ácido clorhídrico presenta un pH de 0,3.

- Calcule la masa de hidróxido de sodio necesaria para neutralizar 200 mL de la disolución comercial de ácido.
- Si 10 mL de la disolución comercial de ácido clorhídrico se diluyen con agua hasta un volumen final de 500 mL, calcule el pH de la disolución diluida resultante.
- A 240 mL de la disolución diluida resultante del apartado anterior se le añaden 160 mL de ácido nítrico 0,005 M. Calcule el pH de la nueva disolución (suponiendo volúmenes aditivos).
- Calcule los gramos de hidróxido de calcio necesarios para neutralizar la disolución final del apartado c).

Datos. Masas atómicas: $\text{Na} = 23$; $\text{Ca} = 40$; $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Problema 2.– Se quiere oxidar el ión bromuro, del bromuro de sodio, a bromo empleando una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno 0,2 M en presencia de ácido sulfúrico. Respecto a dicha reacción:

- Ajuste las semirreacciones iónicas y la reacción molecular global.
- Calcule el potencial estándar para la reacción global.
- Calcule la masa de bromuro de sodio que se oxidaría a bromo empleando 60 mL de peróxido de hidrógeno.
- Calcule el volumen de bromo gaseoso, medido a 150°C y 790 mmHg, desprendido en el proceso anterior.

Datos. $E^0 \text{Br}_2/\text{Br}^- = 1,06 \text{ V}$; $E^0 \text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O} = 1,77 \text{ V}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; masas atómicas: $\text{Na} = 23$; $\text{Br} = 80$.

Puntuación máxima por apartado: 0,50 puntos

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

Primera Parte

Cuestión 1

- a) A: (Z = 12): $1s^2 2s^2p^6 3s^2$
 B: (Z = 17): $1s^2 2s^2p^6 3s^2p^5$
- b) Ambos pertenecen al tercer periodo porque en ambos el número cuántico principal de la capa de valencia, n , es 3.

La capa de valencia del átomo A es $3s^2$; por tanto, pertenece al grupo 2.º, cuya capa de valencia es ns^2 y corresponde al grupo de los metales alcalinotérreos. Es el magnesio (Mg).

La capa de valencia del átomo B es $3s^2p^5$; por tanto, pertenece al grupo 17.º, pues le falta un electrón para completar los orbitales p^6 . Pertenecen al grupo de los halógenos. Es el cloro (Cl).

El siguiente cuadro resume lo anterior:

Elementos	Estructura capa de valencia	Periodo	Grupo	Símbolo
Z = 12	$3s^2$	3	2	Mg
Z = 17	$3s^2p^5$	3	17	Cl

- c) La primera energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un átomo de un elemento en estado gaseoso y fundamental para arrancarle un electrón de su capa de valencia.

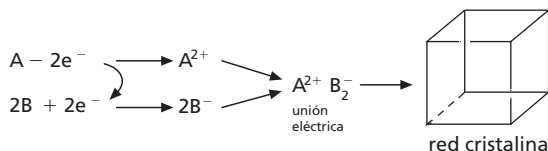
El valor de la primera energía de ionización es menor que el de todas las demás, pues los electrones de valencia se encontrarán menos atraídos por el núcleo correspondiente.

Los elementos a los que corresponde un menor valor de la primera energía de ionización son los metales alcalinos (el que menos tiene es el Fr), y los de mayor valor son los halógenos (el que más tiene es el F), si se exceptúan los gases nobles.

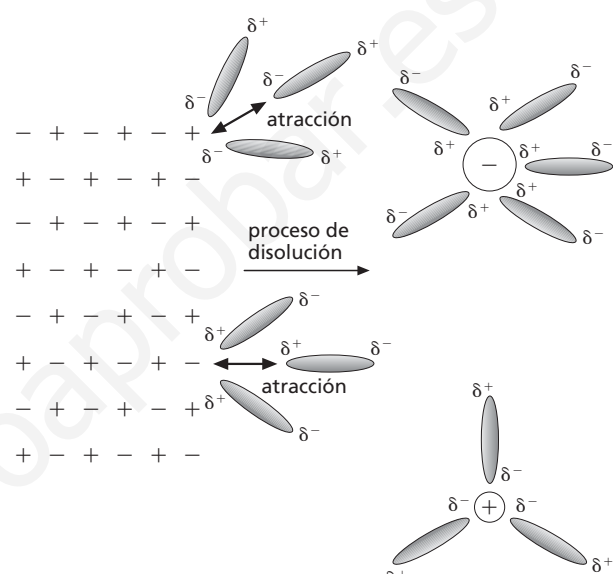
En este caso, el de mayor energía de ionización es el Cl (cloro), pues a la capa de valencia le falta un solo electrón para completarse y, por tanto, será más difícil arrancarle un electrón que al Mg, cuya capa posee solo dos electrones.

- d) Se formará un enlace iónico, puesto que existirá una transferencia de electrones del Mg al Cl.

Su fórmula será AB_2 : $[MgCl_2]$.

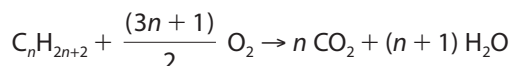


El compuesto será un cristal iónico soluble en agua. Se trata de un disolvente polar cuyas moléculas son dipolos que atacan a la red cristalina por el polo opuesto a cada ion, lo que hace que el cristal se rompa y los iones pasen a la disolución.



Cuestión 2

Sea la reacción:



- a) Si se supone que x kJ/mol es el calor de formación del hidrocarburo y se realiza el estudio aplicando las ecuaciones termodinámicas, se tiene que:

ΔH_f° (kJ/mol)	C_nH_{2n+2}	$(3n+1)/2 O_2$	$n CO_2$		$(n+1) H_2O$	
			CO ₂	CO	líquido	vapor
x			-393	-110	-285	-241

$$\begin{aligned} \Sigma \Delta H^\circ(P) &= [n \cdot (-393)] + [(n+1) \cdot (-285)] = \\ &= (-393)n + [(n+1) \cdot (-285)] = \\ &= (-393)n + (-285)n - 285 = -678n - 285 \text{ kJ} \end{aligned}$$

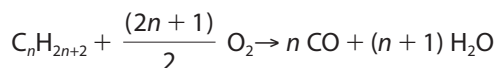
$$\Sigma \Delta H^\circ(R) = [(x)]$$

$$\begin{aligned} \Sigma \Delta H_c^\circ &= \Sigma \Delta H^\circ(P) - \Sigma \Delta H^\circ(R) = [-678n - 285] - (x) = \\ &= -678n - 285 - x \end{aligned}$$

Por tanto, el calor intercambiado con el exterior **depende del valor de n** .

- b) No influye la procedencia del oxígeno que se utiliza en la reacción, pues la estequiometría es la misma.
- c) Esto ocurre porque el calor de formación del CO es menor, en valor absoluto, que el del CO₂.

Ajustando la reacción con CO, se tiene:



Resolviendo, queda:

$$\begin{aligned} \Sigma \Delta H^\circ(P) &= [n \cdot (-110)] + [(n+1) \cdot (-285)] = \\ &= (-110)n + [(n+1) \cdot (-285)] = \\ &= (-110)n + (-285)n - 285 = -395n - 285 \text{ kJ} \\ \Sigma \Delta H_c^\circ &= \Sigma \Delta H^\circ(P) - \Sigma \Delta H^\circ(R) = [-395n - 285] - (x) = \\ &= -395n - 285 - x \end{aligned}$$

Resumiendo: $-395n - 285 - x < -678n - 285 - x$

	CO	CO ₂
Calor total desprendido	Menor	Mayor
	$-395n - 285 - x$	$-678n - 285 - x$

- d) Esto ocurre porque el calor de formación del H₂O (vap.) [-241 kJ/mol] es menor que el del H₂O (líq.) [-285 kJ/mol].

Para el estado de vapor:

$$\begin{aligned} \Sigma \Delta H^\circ(P) &= [n \cdot (-393)] + [(n+1) \cdot (-241)] = \\ &= (-393)n + [(n+1) \cdot (-241)] = \\ &= (-393)n + (-241)n - 241 = \\ &= -634n - 241 \text{ kJ} \\ \Sigma \Delta H_c^\circ &= \Sigma \Delta H^\circ(P) - \Sigma \Delta H^\circ(R) = [-634n - 241] - (x) = \\ &= -634n - 241 - x \end{aligned}$$

Para el estado líquido:

$$\begin{aligned} \Sigma \Delta H_c^\circ &= \Sigma \Delta H^\circ(P) - \Sigma \Delta H^\circ(R) = [-678n - 285] - (x) = \\ &= -678n - 285 - x \end{aligned}$$

Resumiendo: $-678n - 285 - x > -634n - 241 - x$

	H ₂ O líquido	H ₂ O vapor
Calor total desprendido	Mayor	Menor
	$-678n - 285 - x$	$-634n - 241 - x$

Cuestión 3

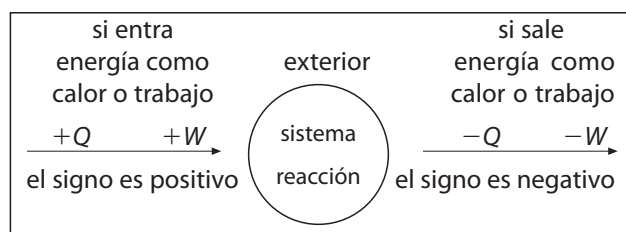
- a) Una reacción es exotérmica cuando en ella se desprende energía. El sistema cede calor al exterior:



Criterio de signos:

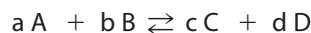
Según el criterio adoptado, el signo de ΔH es negativo porque el calor se cede al exterior, es decir:

$$\Delta H < 0$$



La energía de activación es la barrera energética que necesitan superar los reactivos para que se forme el complejo activado y tenga lugar la reacción; por tanto, no puede ser negativa.

- b) Para cualquier reacción del tipo:



$v = k [A]^a [B]^b \Rightarrow$ donde $k = Ae^{-E_a/RT}$, el factor A de frecuencia suele ser también función de la temperatura, y E_a es la energía de activación.

Si se pone k en función de la velocidad y de las concentraciones, se tiene que:

$$k = \frac{v}{[A]^a [B]^b}$$

La constante de velocidad tendrá dimensiones que dependerán de los coeficientes a y b.

La constante cinética del equilibrio en función de las concentraciones es:

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Por tanto, las unidades de la misma vendrán determinadas por los valores de los coeficientes estequiométricos de cada equilibrio. Puede existir algún caso concreto en que sea adimensional (por ejemplo, si los coeficientes a, b, c y d son iguales).

- c) La constante de velocidad viene dada por $k = A(T) e^{-E_a/RT}$, por lo que, cuando aumenta la temperatura, aumenta el valor de esta constante.

La constante de equilibrio varía con la temperatura y a cada una de ellas le corresponde una constante de equilibrio diferente.

- d) Según la expresión de la velocidad de reacción, la presencia de los catalizadores hace aumentar la velocidad de reacción porque estos actúan reduciendo la energía de activación, pero no tienen influencia sobre la constante de equilibrio (hace que el equilibrio se obtenga más rápidamente).

Cuestión 4

Aplicamos la teoría sobre ácidos y bases de Brønsted-Lowry:

- **Ácidos:** son aquellas especies químicas capaces de ceder protones H⁺.
- **Bases:** son aquellas especies químicas capaces de aceptar protones H⁺.
- **Anfóteras:** son aquellas especies que pueden comportarse como ácido o como base, dependiendo de la sustancia con la que reaccionen.

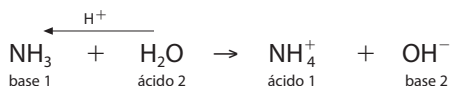
De este concepto se deduce que, si una especie química cede un protón, el resto de la molécula se convierte automáticamente en una especie que *aceptará* protones, es decir, en la base conjugada del ácido, e igual ocurre con las bases, de forma que se establece un sistema doble de ácido-base conjugados:

HA + B \rightleftharpoons A ⁻ + HB ⁺	
Ácido 1	Base 2
Base 1 Conjugada del ácido 1	Ácido 2 Conjugado de la base 2

Las reacciones en disolución acuosa de transferencia de protones de las especies propuestas son:

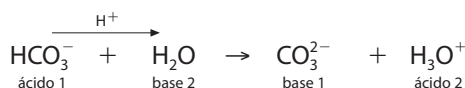
a) NH₃

El NH₃, al reaccionar con H₂O, solo puede *aceptar* protones, por lo que se comporta siempre como **base**:

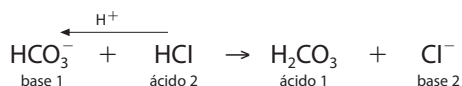


b) HCO₃⁻

La especie química HCO₃⁻, al reaccionar con una base más fuerte (como el agua), puede actuar como **ácido**:



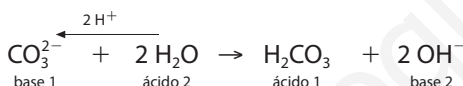
La especie química HCO₃⁻, al reaccionar con un ácido más fuerte, puede actuar como **base**:



Por ello, el ion HCO₃⁻ es una sustancia **anfótera**.

c) CO₃²⁻

El ion CO₃²⁻, al reaccionar con H₂O, solo puede *aceptar* protones, por lo que se comporta siempre como **base**:

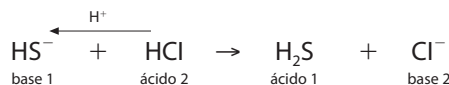


d) HS⁻

La especie química HS⁻, al reaccionar con una base más fuerte (como el agua), puede actuar como **ácido**:



La especie química HS⁻, al reaccionar con un ácido más fuerte, también puede actuar como **base**:



Por ello, el ion HS⁻ es una sustancia **anfótera**.

Cuestión 5

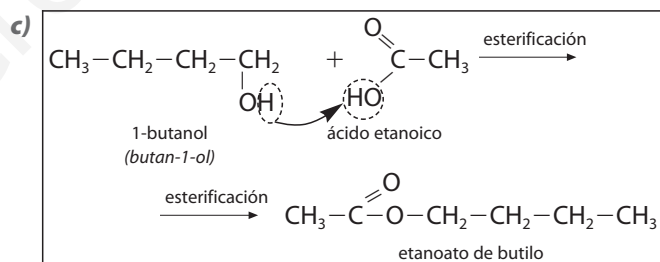
a)

HO-CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ 1-butanol (<i>butan-1-ol</i>)
--

b)

Isómero de posición	Isómero de cadena
$\begin{matrix} 1 & 2 & 3 & 4 \\ \text{CH}_3 & -\text{CH} & -\text{CH}_2 & -\text{CH}_3 \\ & & & \\ & \text{OH} & & \end{matrix}$ 2-butanol (<i>butan-2-ol</i>)	$\begin{matrix} & \text{CH}_3 & \\ & & \\ \text{CH}_3 & -\text{C} & -\text{CH}_3 \\ & & \\ & \text{OH} & \end{matrix}$ 2-metil, 2-propanol (<i>alcohol tercbutílico</i>) (<i>2-metil-propan-2-ol</i>)

Isómero de función
CH ₃ -O-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ propil-metiléter

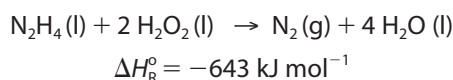


Segunda Parte

Opción A

Problema 1

a) La reacción ajustada es:



b) Los datos que nos proporciona el enunciado son los siguientes:

M (g/mol)	32		28	
Reacción	$\text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) + 2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$			
Masas reaccionantes (g)	32		28	
Datos e incógnitas	128 g		¿?	

$$\text{n.º de moles} = \frac{128 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 4 \text{ mol de N}_2\text{H}_4$$

$$4 \text{ mol de de } N_2H_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } N_2}{1 \text{ mol de } N_2H_4} = 4 \text{ mol de } N_2$$

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p} = \frac{4 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 293 \text{ K}}{\frac{50 \text{ mmHg}}{760 \frac{\text{mmHg}}{\text{atm}}}} = 1460,78 \text{ L de } N_2$$

c) El calor que se libera en el proceso es:

$$4 \text{ mol de de } N_2H_4 \cdot \frac{643 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de } N_2H_4} = 2572 \text{ kJ}$$

Se desprenden 2572 kJ; es decir, $\Delta H^\circ = -2572 \text{ kJ}$.

d) $N_2H_4(l) + 2 H_2O_2(l) \rightarrow N_2(g) + 4 H_2O(l)$

$$\Delta H_f^\circ \left(\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) \quad \Delta H_f^\circ \quad -187,8 \quad -241,8$$

$$\begin{aligned} \Sigma \Delta H_R^\circ &= \Sigma \Delta H_f^\circ(P) - \Sigma \Delta H_f^\circ(R) = \\ &= [4 \cdot (-241,8)] - [\Delta H_f^\circ(N_2H_4) + 2 \cdot (-187,8)] = \\ &= -643 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Resolviendo, queda:

$$\Delta H_f^\circ(N_2H_4) = 51,4 \text{ kJ/mol}$$

Otra forma de resolver la entalpía de formación

Reacción principal: $N_2(g) + 2 H_2(g) \rightarrow N_2H_4(l)$

A: $N_2H_4(l) + 2 H_2O_2(l) \rightarrow N_2(g) + 4 H_2O(l)$
 $\Delta H_f^\circ = -643 \text{ kJ/mol}$

B: $H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O_2(l)$
 $\Delta H_f^\circ = -187,8 \text{ kJ/mol}$

C: $H_2(g) + 1/2 O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$
 $\Delta H_f^\circ = -241,8 \text{ kJ/mol}$

-A: $N_2(g) + 4 H_2O(l) \rightarrow N_2H_4(l) + 2 H_2O_2(l)$
 $\Delta H_R^\circ = +643 \text{ kJ/mol}$

-2B: $2 H_2O_2(l) \rightarrow 2 H_2(g) + 2 O_2(g)$
 $\Delta H^\circ = 2 \cdot (+187,8) = +375,6 \text{ kJ/mol}$

4C: $4 H_2(g) + 2 O_2(g) \rightarrow 4 H_2O(l)$
 $\Delta H_f^\circ = 4 \cdot (-241,8) = -967,2 \text{ kJ/mol}$

$$N_2(g) + 2 H_2(g) \rightarrow N_2H_4(l) \quad \Delta H_f^\circ = 643 + 375,6 - 967,2 = 51,4 \text{ kJ/mol}$$

Problema 2

a) Recogemos en una tabla la estequiometría de la reacción de síntesis del amoníaco:

	$N_2(g)$	+	$3 H_2(g)$	\rightleftharpoons	$2 NH_3(g)$
n_i	n_0		$3n_0$		—
n_r	x		$3x$		—
n_f	—		—		$2x$
n_{eq}	$n_0 - x$		$3n_0 - 3x$		$2x$

Como se consume el 43 % de los reactivos, $x = 0,43n_0$.

Al producirse 1 t de $NH_3(g)$, es decir, 10^6 g , los moles de NH_3 en el equilibrio son:

$$M = 17 \text{ g/mol} \Rightarrow n.^\circ \text{ de moles} = \frac{10^6 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 58823,5 \text{ mol de } NH_3$$

Se cumple que $2x = 58823,5$; por tanto, $x = 29411,75$. Además, como $x = 0,43n_0$, resulta que $0,43n_0 = 29411,75$, de donde se calcula el número inicial de moles de N_2 .

$$n_0 = 68399,41 \text{ mol iniciales de } N_2$$

Calculamos el volumen inicial de N_2 :

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p} = \frac{68399,41 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 773 \text{ K}}{400 \text{ atm}} = 10838,91 \text{ L de } H_2$$

Calculamos el volumen inicial de H_2 :

moles iniciales de $H_2 = 3n_0 = 3 \cdot 68399,41 = 205198,23 \text{ mol}$

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p} =$$

$$= \frac{3 \cdot 68399,41 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 773 \text{ K}}{400 \text{ atm}} = 32516,74 \text{ L de } H_2$$

O bien: $3 \cdot 10838,91 \text{ L} = 32516,73 \text{ L de } H_2$

b) Calculamos los moles en el equilibrio:

$$N_2: (n_0 - x) = n_0 - 0,43n_0 = 68399,41 - 0,43 \cdot 68399,41 = 38987,66 \text{ mol en el equilibrio}$$

$$H_2: (3n_0 - 3x) = 3n_0 - 3 \cdot 0,43n_0 = 3 \cdot 68399,41 - 3 \cdot 0,43 \cdot 68399,41 = 116962,99 \text{ mol en el equilibrio}$$

$$NH_3: 2x = 2 \cdot 29411,75 = 58823,5 \text{ mol en el equilibrio}$$

$$\text{moles totales} = 38987,66 + 116962,99 + 58823,5 = 214774,15 \text{ mol}$$

También se puede calcular de la siguiente forma:

$$n_T = (n_0 - x) + (3n_0 - 3x) + 2x = 4n_0 - 2x = 4n_0 - 2 \cdot 0,43n_0 = 2n_0(2 - 0,43) = 214774,15 \text{ mol}$$

Determinamos la fracción molar de amoníaco obtenido:

$$\chi_{NH_3} = \frac{58823,5 \text{ mol de } NH_3}{214774,15 \text{ mol totales}} = 0,2738 \Rightarrow \chi_{NH_3} = 27,38\%$$

El NH_3 tiene una fracción molar del 27,38 %.

Otra forma de resolverlo es mediante volúmenes

Como todos los gases están en las mismas condiciones de p y T , se plantean los datos del enunciado en volúmenes:

	$N_2(g)$	+	$3 H_2(g)$	\rightleftharpoons	$2 NH_3(g)$
V_{mezcla}	V_0		$3V_0$		—
$V_{reaccionante}$	$x = 0,43V_0$		$3x$		—
$V_{formado}$	—		—		$2x$
$V_{equilibrio}$	V_0x		$3V_0 - 3x$		$2x$
$V_{equilibrio}$	$V_0 - 0,43V_0$		$3V_0 - 3 \cdot 0,43V_0$		$2 \cdot 0,43V_0$

Calculamos el volumen que tiene 1 t de amoniaco (1000 kg):

$$M = 17 \text{ g/mol} \Rightarrow n.^{\circ} \text{ de moles} = \frac{10^6 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} =$$

$$= 58\,823,5 \text{ mol de } NH_3$$

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p} =$$

$$= \frac{58\,823,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 773 \text{ K}}{400 \text{ atm}}$$

$$= 9\,321,46 \text{ L de } NH_3$$

Se consume el 43 % de los reactivos; por tanto, $x = 0,43$.

Si el volumen inicial del N_2 es V_0 y, además, el volumen de amoniaco en equilibrio es de 9 321,46 L, se cumple que:

$$2 \cdot 0,43V_0 = 9\,321,46; V_0 = 10\,838,91 \text{ L}$$

Volumen de $N_2 = 10\,838,91 \text{ L}$

Volumen de $H_2 = 3V_0 = 3 \cdot 10\,838,91 \text{ L} = 32\,516,73 \text{ L}$

Para calcular la fracción molar hay que determinar los volúmenes en el equilibrio:

$$N_2(g): V_0 - x = V_0 - 0,43V_0 = 10\,838,91 - 0,43 \cdot 10\,838,91 = 6\,178,17 \text{ L}$$

$$H_2(g): 3V_0 - 3x = 3V_0 - 3 \cdot 0,43V_0 = 3 \cdot 10\,838,91 - 3 \cdot 0,43 \cdot 10\,838,91 = 18\,534,5 \text{ L}$$

$$NH_3(g): 2 \cdot 0,43V_0 = 9\,321,46 \text{ L}$$

	$N_2(g)$	+	$3 H_2(g)$	\rightleftharpoons	$2 NH_3(g)$
$V_{equilibrio}$	$V_0 - 0,43V_0$		$3V_0 - 3 \cdot 0,43V_0$		$2 \cdot 0,43V_0$
Litros	6 178,17		18 534,5		9 321,46
V_{total}	34 034,16 L				

Volumen total en el equilibrio = 6 178,17 + 18 534,5 + 9 321,46 = 34 034,13 L

$$\chi_{NH_3} = \frac{9\,321,46 \text{ L de } NH_3}{34\,034,13 \text{ L totales}} = 0,2738 \Rightarrow \chi_{NH_3} = 27,38\%$$

El NH_3 tiene una fracción molar del 27,38 %.

c)

	$N_2(g)$	+	$3 H_2(g)$	\rightleftharpoons	$2 NH_3(g)$
n_i	n_0		$3n_0$		—
n_r	x		$3x$		—
n_f	—		—		$2x$
n_{eq}	$n_0 - x$		$3n_0 - 3x$		$2x$

En este caso, se debe consumir el 60 % de los reactivos. es decir, $x = 0,6n_0$, por lo que se puede replantear de la siguiente forma:

	$N_2(g)$	+	$3 H_2(g)$	\rightleftharpoons	$2 NH_3(g)$
n_i	n_0		$3n_0$		—
n_r	x		$3x$		—
n_f	—		—		$2x$
n_{eq}	$n_0 - 0,6n_0 = n_0(1 - 0,6) = 0,4n_0$		$3n_0 - 3 \cdot 0,6n_0 = 3n_0(1 - 0,6) = 1,2n_0$		$2 \cdot 0,6n_0 = 1,2n_0$

Moles totales que existen en el equilibrio:

$$0,4n_0 + 1,2n_0 + 1,2n_0 = 2,8n_0$$

Calculamos las fracciones molares:

$$\chi_{N_2} = \frac{0,4n_0 \text{ mol de } N_2}{2,8n_0 \text{ mol totales}} = 0,1428 \Rightarrow \chi_{NH_3} = 14,28\%$$

$$\chi_{H_2} = \frac{1,2n_0 \text{ mol de } H_2}{2,8n_0 \text{ mol totales}} = 0,4286 \Rightarrow \chi_{H_2} = 42,86\%$$

$$\chi_{NH_3} = \frac{1,2n_0 \text{ mol de } NH_3}{2,8n_0 \text{ mol totales}} = 0,4286 \Rightarrow \chi_{NH_3} = 42,86\%$$

Las respectivas presiones parciales son:

$$p_{N_2} = \chi_{N_2} p = 0,1428 p$$

$$p_{H_2} = \chi_{H_2} p = 0,4286 p$$

$$p_{NH_3} = \chi_{NH_3} p = 0,4286 p$$

Como la K_p posee el mismo valor porque sucede a la misma temperatura, de su expresión se obtiene el valor de la presión total en el equilibrio:

$$K_p = \frac{p_{NH_3}^2}{p_{N_2} p_{H_2}^3} = \frac{(0,4286 p)^2}{(0,1428 p) \cdot (0,4286 p)^3} = 1,55 \cdot 10^{-5}$$

Resolviendo, queda:

$$9,594 \cdot 10^{-7} p^2 = 1; p = 1\,026,82 \text{ atm}$$

Opción B

Problema 1

Como el HCl es un ácido fuerte, está totalmente dissociado y la concentración del HCl será la misma que la de iones $[H_3O^+]$.

Como $pH = -\log [H_3O^+]$; $[H_3O^+] = \text{Antilog} [-pH]$

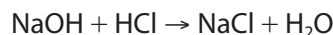
Para $pH = 0,3$; $[H_3O^+] = \text{Antilog} [0,3] = 0,50 \text{ M}$

HCl	+	H_2O	\rightarrow	Cl^-	+	H_3O^+
0,5 M				0,5 M		0,5 M

a) Calculamos los moles de HCl en los 200 mL:

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n.^{\circ} \text{ de moles} = MV = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,1 \text{ mol}$$

La reacción de neutralización es:



Por la estequiometría de la reacción, se consumen los mismos moles de NaOH, es decir, 0,1 mol.

Se calculan los gramos de NaOH que contienen los 0,1 mol de base:

$$m = nM = 0,1 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 4 \text{ g de NaOH puro}$$

b) Los moles de HCl en los 10 mL que se van a diluir son:

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = MV = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 0,010 \text{ L} = 0,005 \text{ mol}$$

Como se añade agua hasta un total de 500 mL, la nueva concentración de iones H_3O^+ será:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,005 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,01 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [0,01] = 2; \text{pH} = 2$$

c) Se determinan los moles de los dos ácidos y el volumen de disolución.

Mezcla:

- 240 mL HCl 0,01 M: $n = MV = 0,01 \text{ M} \cdot 0,24 \text{ L} = 0,0024 \text{ mol de HCl}$
- 160 mL HNO_3 0,005 M: $n = MV = 0,005 \text{ M} \cdot 0,16 \text{ L} = 0,0008 \text{ mol de HNO}_3$
- Volumen total (por ser aditivo) = 240 mL + 160 mL = 400 mL de disolución

Por ser ácidos fuertes, están totalmente disociados:

	HCl	→	Cl^-	+	H_3O^+
Moles disociados			$2,4 \cdot 10^{-3}$		$2,4 \cdot 10^{-3}$

	HNO_3	→	NO_3^-	+	H_3O^+
Moles disociados			$8 \cdot 10^{-4}$		$8 \cdot 10^{-4}$

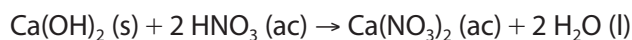
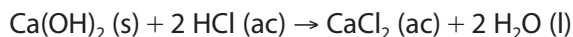
Calculamos la concentración de los iones H_3O^+ que proceden de los dos ácidos y que se encuentran en los 400 mL de mezcla:

$$\text{moles de } \text{H}_3\text{O}^+ = 2,4 \cdot 10^{-3} + 8 \cdot 10^{-4} = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,4 \text{ L}} = 0,008 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [0,008] = 2,096; \text{pH} = 2,1$$

d) Las reacciones de neutralización son:



Moles que se neutralizan: $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{H}_3\text{O}^+$



Reacción de disociación del Ca(OH)_2 :



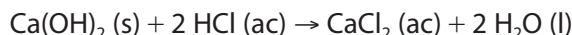
Por tanto, aplicando los factores de conversión, se tiene:

$$3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{H}_3\text{O}^+ \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{OH}^-}{1 \text{ mol de } \text{H}_3\text{O}^+} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol de } \text{OH}^-}$$

$$\cdot \frac{74 \text{ g de } \text{Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol de } \text{Ca(OH)}_2} = 0,1184 \text{ g de } \text{Ca(OH)}_2 \text{ se necesitan}$$

Otra forma de resolverlo

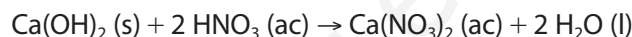
Se pueden plantear las reacciones de neutralización de forma independiente.



Para neutralizar los $2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HCl}$, necesitamos:

$$2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol de HCl}}$$

$$\cdot \frac{74 \text{ g de } \text{Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol de } \text{Ca(OH)}_2} = 0,0888 \text{ g de } \text{Ca(OH)}_2$$



Para neutralizar los $8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de HNO}_3$, necesitamos:

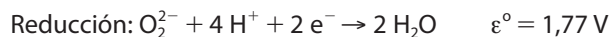
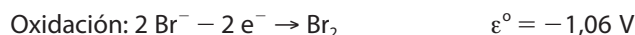
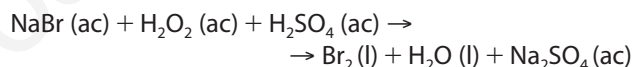
$$8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol de HNO}_3}$$

$$\cdot \frac{74 \text{ g de } \text{Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol de } \text{Ca(OH)}_2} = 0,0296 \text{ g de } \text{Ca(OH)}_2$$

Cantidad total de Ca(OH)_2 : $0,0888 + 0,0296 = 0,1184 \text{ g}$

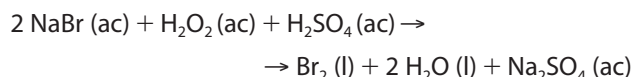
Problema 2

a) y b) La reacción redox es:



$$\varepsilon^\circ = -1,06 + 1,77 = +0,71 \text{ V}$$

La ecuación ajustada de la reacción es:



c) Se calculan los moles de H_2O_2 .

$$60 \text{ mL } \text{H}_2\text{O}_2 \text{ 0,2 M: } n = MV = 0,2 \text{ M} \cdot 0,060 \text{ L} = 0,012 \text{ mol}$$

$$M_{\text{NaBr}} = 103 \text{ uma}$$

$$0,012 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de NaBr}}{1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{103 \text{ g de NaBr}}{1 \text{ mol de NaBr}} = 2,472 \text{ g de NaBr}$$

d) Por la estequiometría, se sabe que cada mol de H_2O_2 consumido produce 1 mol de Br_2 ; por tanto, se producen 0,012 mol de Br_2 gaseoso, que ocupan un volumen:

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,012 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (150 + 273) \text{ K}}{\frac{790 \text{ mmHg}}{760 \frac{\text{mmHg}}{1 \text{ atm}}}} = 0,4 \text{ L}$$