

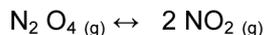
# MATERIA: QUÍMICA

## Propuesta de modelo de examen PAU 2010.

### 1.- Problema numérico (2,5 puntos).

#### Ejemplo

Se introducen 0,60 moles de tetraóxido de dinitrógeno ( $\text{N}_2\text{O}_4$ ) en un recipiente de 10 litros a  $120^\circ\text{C}$ , estableciéndose el siguiente equilibrio:



Cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 2 atm. Calcule:

- A) El número de moles de cada sustancia en el equilibrio, así como el valor de  $K_C$  a esa temperatura. **(1,5 puntos)**  
B) El valor de  $K_P$  a esa temperatura y las presiones parciales en el equilibrio. **(1 punto)**

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

### 2.- Problema numérico (2,5 puntos).

#### Ejemplo.

El nitrato de plata se obtiene haciendo reaccionar la plata metálica con ácido nítrico diluido, según la reacción:



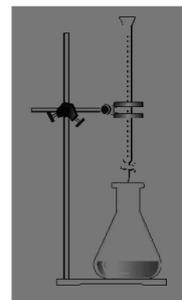
- A) Justificar que se trata de una reacción redox señalando las especies oxidante y reductora y ajustar la reacción por el método del ión-electrón. **(1,5 puntos)**  
B) Si hacemos reaccionar en el laboratorio 50 g de plata con ácido nítrico suficiente, calcula la cantidad de nitrato de plata obtenida, sabiendo que el rendimiento de la reacción ha sido del 60%. **(1 punto)**  
Masas atómicas: N = 14 (u); O = 16 (u); H = 1 (u); Ag = 107,8 (u)

### 3. Práctica de laboratorio (1,0 puntos).

#### Ejemplo.

Para determinar la composición de un vinagre de vino comercial, se tomó una muestra de 25 mL de la misma y se valoró con una disolución de hidróxido de sodio 0.5 M.

- A) Dado el montaje de la figura, indicar el lugar en que se colocarían los reactivos que intervienen en el experimento volumétrico. **(0.5 puntos)**  
B) Justificar qué indicador, fenolftaleína (intervalo de viraje 8,0-9,8) o naranja de metilo (intervalo de viraje 3,1-4,4), se debería utilizar para esta valoración e indicar cual sería el cambio de color observable. **(0.5 puntos)**



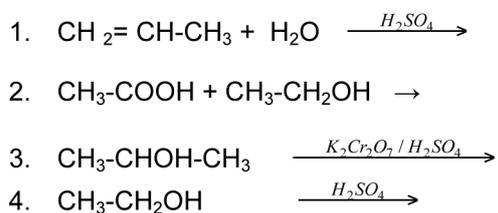
#### 4. Cuestión (2,0 puntos).

##### Ejemplo

- A) La tabla adjunta muestra las temperaturas de ebullición de algunos hidrocarburos y alcoholes. Explicar de forma razonada los valores anormalmente elevados de las temperaturas de ebullición de los alcoholes. (1 punto)

Compuesto	Masa molecular (u)	Temp. ebullición (°C)
Etano	30	-88,6
Metanol	32	64,7
Propano	44	-42,2
Etanol	46	78,6

- B) Completa las siguientes reacciones orgánicas:

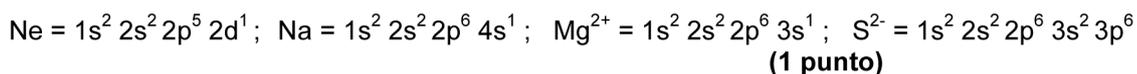


(1 punto)

#### 5. Cuestión (2,0 puntos).

##### Ejemplo

- A) Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos e iones explica cuales corresponden a un estado fundamental, a un estado excitado, son imposibles o incorrectas:



$Z(\text{Ne}) = 10$ ;  $Z(\text{Na}) = 11$ ;  $Z(\text{Mg}) = 12$ ;  $Z(\text{S}) = 16$ .

B)

Compuesto	Energía de red (kJ/mol)
LiF	-1037
NaF	-926
KF	-821

Justificar la variación observada en los valores de la energía de red para los fluoruros alcalinos y relacionar dicha variación con sus diferentes puntos de fusión. (1 punto)

# QUÍMICA

## Propuesta de modelo de examen PAU 2010. OPCIÓN B.

### 1.- Problema numérico (2,5 puntos)

Una disolución acuosa de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) está ionizada en un 4,2%.

A) Calcule la concentración inicial (en moles/litro) del amoníaco en esa disolución acuosa. **(1,5 puntos)**.

B) Calcule el pH de la disolución acuosa en el equilibrio. **(1,0 puntos)**.  
 $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$

### 2.- Problema numérico (2,5 puntos)

Las entalpías estándar de combustión ( $\Delta H^\circ$ ) del 1,3-butadieno [ $\text{C}_4\text{H}_6(\text{g})$ ], butano [ $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$ ], e hidrógeno [ $\text{H}_2(\text{g})$ ] son, respectivamente, -2540, -2878, -286 kJ por mol.

A) A partir de estos datos, calcule el valor de la entalpía estándar de la reacción de hidrogenación:



B) Si en la reacción de hidrogenación, en condiciones estándar, de una cierta masa de  $\text{C}_4\text{H}_6(\text{g})$ , se desprenden 340 kJ ¿Qué masa, en gramos, de  $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$  se habrá obtenido si el rendimiento de la reacción es del 90%? **(1,0 puntos)**

**Datos:**  $M(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ u}$

### 3.- Práctica de laboratorio (1,0 puntos)

En el laboratorio se realizan las siguientes experiencias:

A) En un tubo de ensayo se vierten 5 mL de una disolución acuosa concentrada de cloruro de bario ( $\text{BaCl}_2$ ). A continuación se añaden gotas de una disolución acuosa de carbonato de sodio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) hasta que se observa un cambio. Explique el cambio observado y escriba la reacción química correspondiente al citado cambio.

**(0,50 puntos)**

B) Al contenido del tubo resultante del apartado A), se le añade gota a gota una disolución acuosa de ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ). Explique el cambio que se observa y escriba la reacción química correspondiente al citado cambio.

**(0,50 puntos)**

### 4.- Cuestión (2,0 puntos)

A) Para la molécula  $\text{CCl}_4$ :

i. Escriba la estructura de Lewis. **(0,50 puntos)**

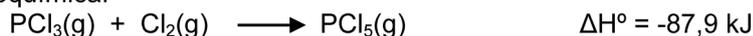
ii. Dibuje la forma de la molécula e indique el valor aproximado de sus ángulos de enlace. **(0,50 puntos)**.

**Datos:**  $\text{C}(\text{Z} = 6)$ ;  $\text{Cl}(\text{Z} = 17)$

B) Indique el grupo de la tabla periódica al que pertenecen los elementos que presentan las siguientes configuraciones electrónicas: a)  $[\text{gas noble}]ns^1$ ; b)  $[\text{gas noble}]ns^2np^3$ ; c)  $[\text{gas noble}]ns^2(n-1)d^6$ ; d)  $[\text{gas noble}]ns^2(n-1)d^{10}np^5$ . Justifique la respuesta. **(1,0 puntos)**.

### 5.- Cuestión (2,0 puntos)

A) Dada la ecuación termoquímica:



i. Indique y justifique cualitativamente el signo de la variación de entropía de la reacción, tal y como está escrita. **(0,50 puntos)**

ii. Indique y justifique cualitativamente las condiciones de temperatura para las que la reacción, tal y como está escrita, será espontánea. **(0,50 puntos)**

B) Prediga si el  $\text{MnO}_4^-(\text{ac})$  oxidará al  $\text{Cl}^-(\text{ac})$  a  $\text{Cl}_2(\text{g})$  en medio ácido. **(1,0 puntos)**

$E^\circ(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ V}$

$E^\circ(\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$

## Criterios generales de calificación.

Los objetivos generales que se pretenden valorar con estos exámenes son los que hacen referencia a la madurez y destrezas básicas que los estudiantes tienen respecto a los contenidos y técnicas fundamentales de Química de 2º de bachillerato, así como a su capacidad de razonamiento, de acuerdo con los aprendizajes que deben haber alcanzado los estudiantes en Química de 2º de bachillerato y que se encuentran establecidos en los criterios de evaluación del currículo de la materia, cuya concreción se encuentra en el apartado primero de esta ficha.

Los criterios para calificar la prueba, de acuerdo con la estructura establecida para la misma serán:

Cada uno de los problemas numéricos .....	2,5 puntos
Cada una de las cuestiones teóricas .....	2,0 puntos (1 punto para cada uno de los apartados)
La cuestión práctica de laboratorio .....	1,0 punto.

En cada examen se concretará la puntuación específica de cada uno de los ítems o apartados que constituyen cada bloque.

Los criterios generales para la corrección y calificación de la prueba serán:

- En la corrección se dará más importancia al proceso de resolución y al manejo adecuado de leyes y conceptos, que al resultado numérico concreto.
- En los ejercicios y problemas con varios apartados en los que la solución obtenida en uno sea imprescindible para la resolución de otro, cada apartado se valorará independientemente.
- Se obtendrá la máxima valoración de los ejercicios y problemas cuando estén adecuadamente planteados y desarrollados, tengan la solución correcta y se expresen los resultados con las unidades correspondientes. En las preguntas teóricas, la máxima valoración se alcanzará cuando la respuesta esté debidamente justificada y razonada, usando correctamente el lenguaje químico
- Se valorará en todo caso: la presentación y legibilidad, el rigor científico, el análisis de gráficos y tablas de datos, la precisión de los conceptos, la claridad y coherencia de las respuestas, la capacidad de síntesis, el uso de esquemas y dibujos, y la correcta utilización de unidades.

# SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

## Opción A

### 1. Problema numérico

A) El equilibrio que tiene lugar es el siguiente:

$V = 10 \text{ L}$	$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{NO}_2 (\text{g})$
$n_{\text{iniciales}}$	0,6		—
$n_{\text{reaccionan}}$	$x$		—
$n_{\text{formados}}$	—		$2x$
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,6 - x$		$2x$
$[\ ]_{\text{equilibrio}}$	$\frac{0,6 - x}{10}$		$\frac{2x}{10}$
$\chi$	$\frac{0,6 - x}{n_T}$		$\frac{2x}{n_T}$

Por un lado, se calculan los moles en el equilibrio, en función de  $x$ , y por otro, se calcula dicho número a partir de la ley de gases ideales, lo que permite calcular el valor de  $x$  (moles reaccionantes), que lleva a la solución del ejercicio.

Por un lado, se calculan los moles en el equilibrio:

$$n_T = 0,6 - x + 2x \Rightarrow n_T = 0,6 + x$$

Por otro lado, como  $p = 2 \text{ atm}$  y aplicando la ecuación general de los gases ideales:

$$pV = nRT$$

Se tiene que los moles totales en el equilibrio:

$$n_T = \frac{pV}{RT} = \frac{2 \cdot 10}{0,082 \cdot 393} = 0,62$$

Igualamos las dos expresiones de  $n_T$ :

$$0,6 + x = 0,62$$

$$x = 0,02 \text{ mol que reaccionan}$$

De este valor de  $x$  se deducen los moles en el equilibrio de las sustancias:

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,6 - x = 0,58 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NO}_2} = 2 \cdot x = 0,04 \text{ mol}$$

Cálculo de las concentraciones en el equilibrio:

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{0,6 - x}{10} = \frac{0,58}{10} = 0,058 \text{ M}$$

$$[\text{NO}_2] = \frac{2x}{10} = \frac{0,04}{10} = 0,004 \text{ M}$$

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{0,004^2}{0,058} = 2,76 \cdot 10^{-4}$$

Con este valor se puede calcular  $K_p$  a través de la expresión que las relaciona:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 2,76 \cdot 10^{-4} \cdot (0,082 \cdot 393)^{2-1} = 8,89 \cdot 10^{-3}$$

B) Cálculo de las presiones parciales a partir de la expresión:  $p_p = \chi p_T$

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{0,6 - x}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,58}{0,62} \cdot 2 = 1,871 \text{ atm}$$

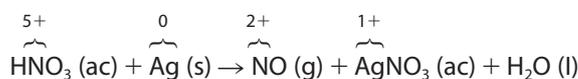
$$p_{\text{NO}_2} = \frac{2x}{n_T} \cdot p_T = \frac{0,04}{0,62} \cdot 2 = 0,129 \text{ atm}$$

Una vez calculadas las presiones parciales, se calcula la  $K_p$ :

$$K_c = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2}{(p_{\text{N}_2\text{O}_4})} = \frac{0,129^2}{1,871} = 8,89 \cdot 10^{-3}$$

### 2. Problema numérico

A) Para saber si se trata de una reacción redox, se obtienen los números de oxidación de los elementos que forman parte de las diferentes moléculas e intervienen en la reacción:

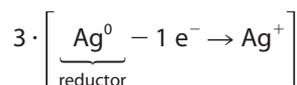


- Se observa que el N cambia de número de oxidación, de 5+ a 2+ ganando electrones y, por tanto, se reduce; pero también es el responsable de que se produzca la oxidación, por tanto, actúa como oxidante.
- Se observa que la Ag cambia de número de oxidación, de 0 a 1+ perdiendo un electrón y, por tanto, se oxida; pero también es el responsable de que se produzca la reducción, por tanto, actúa como reductor.

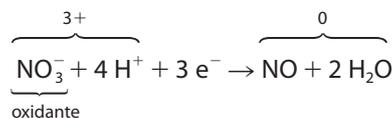
Por los fenómenos observados anteriormente se puede afirmar que se trata de una reacción redox.

Se procede a su ajuste por el método del ion-electrón, realizando los balances de materia y de cargas en las semirreacciones correspondientes:

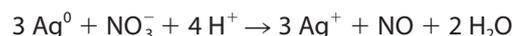
- Semirreacción de oxidación (pérdida de electrones):



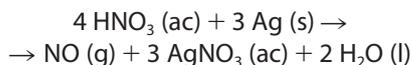
- Semirreacción de reducción (ganancia de electrones):



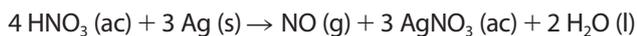
Sumando las semirreacciones anteriores, se obtiene la reacción global:



Pasando a especies moleculares, poniendo los 4 H<sup>+</sup> en forma de HNO<sub>3</sub>, la reacción molecular ajustada queda así:



**B)** Se plantea la reacción ajustada. En este caso se realizan los cálculos estequiométricos en masas reaccionantes (todo el ejercicio se refiere a masas), aunque también se puede trabajar en moles.



*M* (uma)            107,8                            169,8

*m* reaccionante (g) 323,4                            509,4

Datos                50 g

$$50 \text{ g de Ag} \cdot \frac{509,4 \text{ g de Ag}(\text{NO}_3)}{323,4 \text{ g de Ag}} \cdot \frac{60 \text{ g obtenidos}}{100 \text{ g teóricos}} = 47,254 \approx 47,3 \text{ g de Ag}(\text{NO}_3) \text{ realmente obtenidos}$$

### 3. Práctica de laboratorio

En primer lugar, para decidir el lugar de cada reactivo hay que tener en cuenta el indicador que se va a utilizar y su coloración en cada medio.

En segundo lugar, como es una neutralización entre un ácido débil y una base fuerte, el pH en el punto de equivalencia sufrirá un salto brusco y pasará de pH ácido a pH básico en la adición de la última gota de base, por tanto, el indicador a utilizar en este caso es la fenoftaleína. En este caso, el intervalo de viraje sucede a pH = [8,0-9,8].

Además, la fenoftaleína es incolora en medio ácido y de color rosa violeta en medio básico.

Por todo ello, conviene añadir la fenoftaleína al ácido (incolora) y poner ese reactivo en el matraz Erlenmeyer o vaso de precipitados. En la bureta, se pone el hidróxido de sodio, desde donde se añadirá gota a gota al matraz y se irá agitando hasta que se observe la aparición del color rosa de la fenoftaleína de forma permanente (viraje). Cuando esto suceda, se reconoce que se ha llegado al punto de equivalencia y la reacción se ha completado. Se toma nota del volumen de NaOH consumido en la bureta y se procede a los cálculos oportunos:

$$N_{\text{ácido}} V_{\text{ácido}} = N_{\text{base}} V_{\text{base}}$$

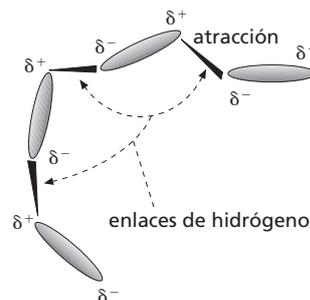
### 4. Cuestión

**A)** La temperatura de ebullición de los compuestos orgánicos depende en gran parte de su masa molecular, por lo que, la comparación se realizará atendiendo a las masas moleculares semejantes de los compuestos del enunciado, en este caso entre parejas:

- etano-metanol, cuyas masas moleculares son similares: 30-32.
- propano-etanol, cuyas masas moleculares son similares: 44-46.

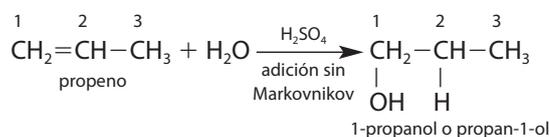
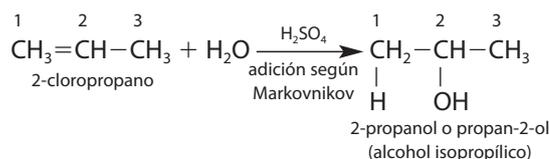
Esta diferencia en ambas parejas de compuestos se debe a que el grupo OH produce polaridad en las moléculas de los alcoholes, y esta polaridad hace que se forme unión entre sus moléculas por enlaces de hidrógeno mientras que los hidrocarburos no presentan esta propiedad.

Los enlaces de hidrógeno los poseen las moléculas en las que el H está unido a átomos pequeños con electro-negatividad muy alta, como son el F, el O y el N, (no ocurre con átomos como el P, S o Cl).

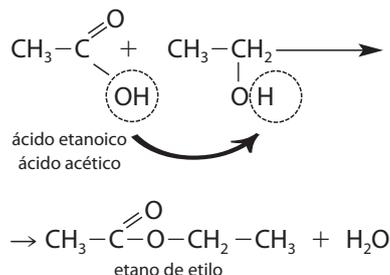


La unión de las moléculas mediante esta atracción especial, tiene como consecuencia una mayor estabilidad y, por tanto, varían algunas propiedades físicas con respecto a moléculas semejantes. Una de estas propiedades en los alcoholes es el punto de ebullición, que es más alto por tener que vencer esos enlaces de hidrógeno; mientras que en los hidrocarburos solo hay que vencer las fuerzas de Van der Waals, mucho más débiles que los enlaces de hidrógeno.

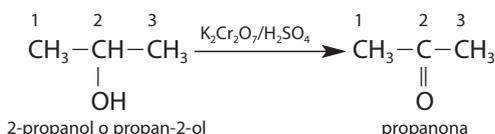
**B) 1.** La adición de agua en medio ácido produce la mezcla de los dos alcoholes isómeros debido a la asimetría del alqueno y hace que se obtenga de forma mayoritaria el que se adiciona según Markovnikov, es decir, el 2-propanol o propan-2-ol.



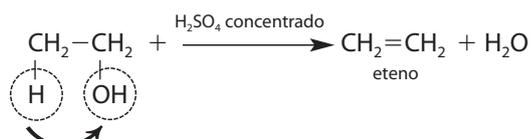
**2.** Es una reacción de esterificación:



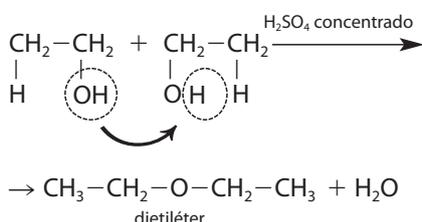
3. Se trata de una reacción de oxidación de un alcohol secundario:



4. Deshidratación de un alcohol. Según sean las condiciones de reacción (concentración del  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , y temperatura), ocurre una reacción intramolecular, o bien, una intermolecular:



Deshidratación intramolecular.



Deshidratación intermolecular.

### 5. Cuestión

A) La configuración del Ne es imposible porque la capa 2 no contiene orbitales d.

El Na está en un estado excitado porque el último electrón entra en 3s, tal como se puede observar en el diagrama de cajas siguiente:

Especies	Configuración electrónica del enunciado										
	Capa	1. <sup>a</sup>		2. <sup>a</sup>		3. <sup>a</sup>		4. <sup>a</sup>			
	Orbital	s	s	p		s	p		s	p	
Na (Z = 11)	Estado fundamental	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑				
Na (Z = 11)	Estado excitado	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					↑

La configuración dada para el  $\text{Mg}^{2+}$  no es correcta porque considera 11 electrones en la corteza y la realidad es que el ion  $\text{Mg}^{2+}$  tiene solo 10 electrones, pues el número atómico del Mg es 12, y para convertirse en  $\text{Mg}^{2+}$  necesita perder 2 electrones, es decir, le quedan  $12 - 2 = 10$  electrones y la configuración que le corresponde para este estado fundamental es  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

El ion  $\text{S}^{2-}$  tiene dos electrones más que el átomo neutro por lo que debe tener 18 electrones en la corteza y la configuración del enunciado corresponde al estado fundamental puesto que cumple el principio de llenado de Aufbau, tal y como se muestra en el siguiente diagrama de cajas:

Especie	Configuración electrónica del enunciado										
	Capa	1. <sup>a</sup>		2. <sup>a</sup>		3. <sup>a</sup>		4. <sup>a</sup>			
	Orbital	s	s	p		s	p		s	p	
$\text{S}^{2-}$ (18 e <sup>-</sup> )	Estado fundamental	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		

B) Los compuestos propuestos son los fluoruros de los metales alcalinos. Para la discusión de la energía de la red se tendrá en cuenta la carga eléctrica del ion y el radio iónico:

- La carga eléctrica es en todos +1, por tanto, por ella no se pueden justificar las diferencias de los valores de energía de red proporcionados.
- A mayor radio iónico menor energía de atracción y menor es también la energía de red.

El F es común, por lo que no influye en el radio iónico, por ello, la diferencia de radios iónicos será la que exista en los radios de los metales; de ellos, el que mayor radio tiene es el K que se encuentra en el 4.º período, por tanto, le corresponde la menor energía de red y la que tiene mayor energía de red es el Li.

La energía de red es la cantidad de energía que se desprende del sistema cristalino al formarse un mol de cristal a partir de los iones en estado gaseoso fundamental; y a mayor energía desprendida mayor es la estabilidad del cristal iónico y, por tanto, mayor es la energía necesaria para romper el mismo, lo que implica mayor punto de fusión.

También esta energía corresponde con la energía necesaria para separar completamente los iones de un mol de compuesto iónico.

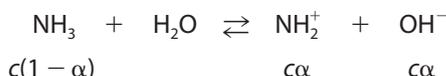
Por todo lo anterior, el punto de fusión más alto corresponde a la red con mayor energía, y el más bajo, a la que tiene menor energía, es decir, la relación será decreciente:



## Opción B

### 1. Problema numérico

A) A partir del equilibrio  $\text{NH}_3$ :



Se calcula la concentración del  $\text{NH}_3$ , a partir de la expresión de  $K_b$  y del valor de  $\alpha$  es 0,042.

$$K_b = \frac{c^2\alpha^2}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1 - \alpha)} \Rightarrow c = K_b \cdot \frac{(1 - \alpha)}{\alpha^2}$$

$$c = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{(1 - 0,042)}{0,042}$$

$$c = 9,775 \cdot 10^{-3} \approx 9,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

B) Se calcula la concentración de  $\text{OH}^-$  y luego el pH:

$$[\text{OH}^-] = c\alpha = 9,8 \cdot 10^{-3} \cdot 0,042 = 4,1 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

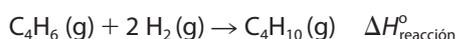
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 4,1 \cdot 10^{-4} = 3,38 \approx 3,4$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,4$$

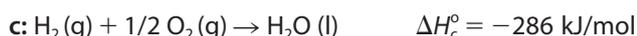
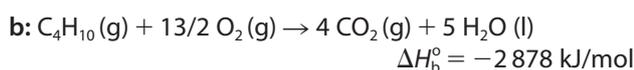
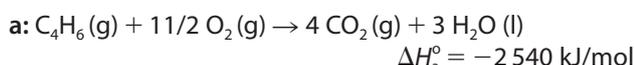
$$\text{pH} = 10,6$$

### 2. Problema numérico

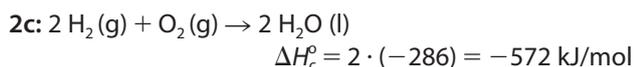
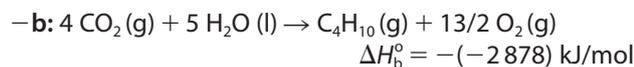
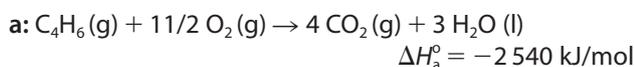
A) Se plantea la reacción solicitada:



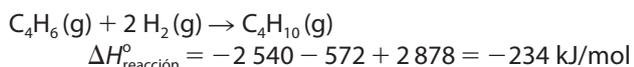
Se plantean las ecuaciones termoquímicas de combustión descritas en el enunciado:



Se disponen de forma que al sumarlas se obtenga la reacción solicitada, para lo que será necesario multiplicar cada reacción por un número e invertir las que corresponda, cambiando el signo de  $\Delta H$  en ese caso.



Se suman las reacciones a - b + 2c, y el resultado es:



Es decir, la reacción de hidrogenación descrita es exotérmica y el valor de  $\Delta H_{\text{reacción}}^\circ = -234 \text{ kJ/mol}$

B)  $M_m(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 58 \text{ g/mol}$

$$340 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{234 \text{ kJ}} \cdot \frac{58 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{90}{100} = 75,85 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_6$$

Otra forma: razonamiento proporcional

$$\frac{\text{si } 234 \text{ kJ se desprenden}}{58 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{340 \text{ kJ se desprendrán}}{x \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_{10}}$$

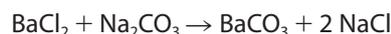
$$x = 84,27 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_{10}$$

Como el rendimiento es el 90 % se obtienen:

$$m = 84,27 \cdot 0,90 = 75,85 \text{ g}$$

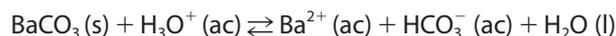
### 3. Práctica de laboratorio

A) La reacción que se produce es la siguiente:



El enunciado dice que se observa un cambio. Este consiste en la aparición de un precipitado en la disolución acuosa que corresponde a la formación de  $\text{BaCO}_3$  que es una sal insoluble y al  $\text{NaCl}$  que es soluble en disolución acuosa. El precipitado de  $\text{BaCO}_3$  es de color blanco.

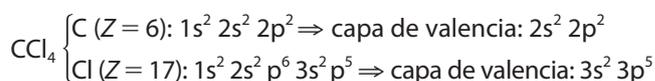
B) Al añadir el ácido clorhídrico se produce la redisolución del precipitado puesto que este reacciona según la siguiente ecuación iónica:



Es decir, el precipitado de  $\text{BaCO}_3$  se disuelve.

### 4. Cuestión

A) i) Las configuraciones electrónicas de los dos elementos son:



	huecos del C	huecos del Cl	total de huecos
N.º de huecos en la capa de valencia:	8 · 1	+ 8 · 4	= 40

	e <sup>-</sup> del C	e <sup>-</sup> del Cl	total de electrones
N.º de electrones en la capa de valencia:	4 · 1	+ 7 · 4	= 32

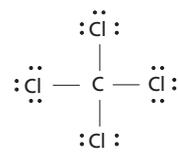
N.º de electrones compartidos:

$$\widehat{40} - \widehat{32} = 8 \Rightarrow 8/2 = 4 \text{ pares compartidos}$$

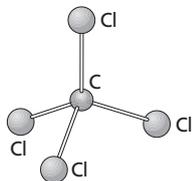
N.º de e<sup>-</sup> sin compartir:

$$\widehat{32} - \widehat{8} = 24 \Rightarrow 24/2 = 12 \text{ pares sin compartir}$$

Según Lewis cada átomo se rodea de un octeto (salvo las excepciones de hipovalencia e hipervalencia, y el H con un par), por lo que el C se sitúa como átomo central:



ii) **Geometría.** Según la TRPECV, los pares de electrones se situarán lo más alejados posibles unos de otros, lo que corresponde con una geometría **tetraédrica**: el átomo de carbono se sitúa en el centro del tetraedro regular, los cuatro átomos de cloro en los vértices.



Los ángulos de enlace serán todos iguales y de un valor que corresponde a esta geometría que es de unos 109,5°.

- B) a)** [gas noble]  $ns^1$ : esta configuración electrónica rellena un solo electrón en la capa de valencia  $ns^1$  y, por tanto, pertenece al grupo 1: metales alcalinos.
- b)** [gas noble]  $ns^2np^3$ : esta configuración electrónica está relleno los orbitales p, tiene tres electrones en la capa de valencia  $np^3$  y, por tanto, pertenece al mismo bloque, como les faltan tres electrones para llegar a  $p^6$ , que son los gases nobles (grupo 18), pertenecen al grupo 15: nitrogenoideos.
- c)** [gas noble]  $ns^2(n-1)d^6$ : esta configuración electrónica está relleno los orbitales d y tiene seis electrones  $(n-1)d^6$  y, por tanto, pertenece al mismo grupo, como rellenan en la capa de valencia  $2 + 6 = 8$  electrones, pertenecen al grupo 8 B.
- d)** [gas noble]  $ns^2(n-1)d^{10}np^5$ : esta configuración electrónica está relleno los orbitales p y tiene cinco electrones en la capa de valencia  $np^5$  y, por tanto, pertenece al mismo bloque, como les falta un electrón para llegar a  $p^6$ , que son los gases nobles (grupo 18), pertenecen al grupo 17: halógenos.

**5. Cuestión**

- A) i.** En esta reacción termoquímica ocurre que  $\Delta n = 1 - 2 = -1$ ; es decir, que el número de moles gaseosos es menor en los productos que en los reactivos. Por tanto, el desorden molecular disminuye (aumenta el orden molecular) por lo que la entropía del sistema también lo hace, es decir,  $\Delta S < 0$ .
- ii.** La espontaneidad de las reacciones viene determinada por el signo de  $\Delta G$  que se puede deducir del estudio de signos de las funciones de estado que determina el enunciado para este caso particular.

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

Para que una reacción sea espontánea, se ha de cumplir que  $\Delta G$  sea menor de 0.

En este caso,  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$ .

$\Delta G =$	$[\Delta H^\circ]$	$- T[\Delta S]$
<b>Estudio de signos</b>	-	+
<b>Signo de <math>\Delta G</math></b>	A altas temperaturas: $T\Delta S > \Delta H \Rightarrow \Delta G > 0 \Rightarrow$ <b>no espontánea</b>	
	A bajas temperaturas: $T\Delta S < \Delta H \Rightarrow \Delta G < 0 \Rightarrow$ <b>espontánea</b>	

- B)** Se plantea la propuesta del enunciado con los pares redox (de reducción) de forma que si se plantean como oxidación se debe invertir el valor numérico de par.

Se propone que el  $Cl^-$  (ac) pase a  $Cl_2$  (g) por lo que la ecuación será:

- Semirreacción de oxidación (pérdida de electrones):  
 $2 Cl^- (ac) - 2 e^- \rightarrow Cl_2 \quad \epsilon^\circ = -1,36 V$
- Semirreacción de reducción (ganancia de electrones):  
 $MnO_4^- (ac) + 8 H^+ (ac) + 5 e^- \rightarrow Mn^{2+} (ac) + 4 H_2O \quad \epsilon^\circ = +1,51 V$

El potencial total será la suma de los potenciales de las dos semirreacciones, es decir:

$$\epsilon^\circ = -1,36 + 1,51 = +0,15 V$$

El trabajo eléctrico es  $W = -qV = -nF\epsilon^\circ$ .

$$\Delta G^\circ = W_{\text{máximo}} = -nF\epsilon^\circ_{\text{pila}}$$

Como el resultado es  $\epsilon^\circ > 0$  la reacción planteada es espontánea pues se cumple que  $\Delta G^\circ < 0$ , y, por tanto, el el  $MnO_4^-$  (ac) sí oxidará al  $Cl^-$  (ac) a  $Cl_2$  (g) en medio ácido.

Se multiplica cada semirreacción por el número de electrones transferidos en la otra:

- Semirreacción de oxidación (pérdida de  $e^-$ ):  
 $5 \cdot \left[ \underbrace{2 Cl^-}_{\text{reductor}} - 2 e^- \rightarrow Cl_2 \right] \quad \epsilon^\circ = -1,36 V$
- Semirreacción de reducción (ganancia de  $e^-$ ):  
 $2 \cdot \left[ \underbrace{MnO_4^-}_{\text{oxidante}} + 8 H^+ + 5 e^- \rightarrow \underbrace{Mn^{2+}}_0 + 4 H_2O \right] \quad \epsilon^\circ = +1,51 V$

La reacción global ajustada será:

