



## QUÍMICA

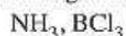
## INDICACIONES

1. Debe elegir una opción completa de problemas. Si elige problemas de distintas opciones sólo se calificará el primero que se encuentre. Cada problema tendrá una calificación de 2 PUNTOS.
2. Debe elegir sólo tres cuestiones que debe responder de modo razonado; si elige más se le calificarán sólo los tres que primera figuren en el ejercicio. Cada cuestión tendrá una calificación de 2 PUNTOS.
3. Separe claramente unos problemas de otros y unas cuestiones de otras.

## CUESTIONES [2 PUNTOS CADA UNA]

- A. [2 PUNTOS] Dado el elemento  $Z = 19$ .
- a) Escriba su configuración electrónica en estado fundamental
  - b) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo en estado fundamental?
  - c) Indique a qué grupo y periodo pertenece
  - d) Escriba una configuración electrónica del elemento en estado excitado

- B. [2 PUNTOS] En la siguiente pareja de moléculas, una es polar y la otra no:



- a) Explique razonadamente la geometría de estas moléculas.
- b) Indique razonadamente en cada pareja cuál es la molécula polar y cuál es la no polar.

DATOS: Números atómicos: H = 1; N = 7; B = 5; Cl = 17.

- C. [2 PUNTOS] Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos orgánicos, así como formular y nombrar un posible isómero de cada uno de ellos.

- a) 3-metil-1-pentino
- b) p-diclorobenceno
- c) ácido 2-metilpropanoico
- d) dietilamina

- D. [2 PUNTOS] Sea el equilibrio:  $\text{C (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{CO (g)}; \Delta H = 119,8 \text{ kJ}$

Contestar razonadamente cómo modifica el equilibrio:

- a) Disminuir el número de moles de carbono
- b) Aumentar el número de moles de dióxido de carbono
- c) Disminuir la temperatura
- d) Aumentar la presión

- E. [2 PUNTOS] Explica cómo construirías en el laboratorio una pila con electrodos de zinc y cobre.

$\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}/\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  (Justifica las respuestas)

- a) Haz el dibujo correspondiente
- b) ¿En qué sentido circularán los electrones?
- c) ¿Cuáles son las especies oxidante y reductora?
- d) ¿Cuál será el potencial de la pila en condiciones estándar?

DATOS:  $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$

$E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$

## PROBLEMAS [2 PUNTOS CADA UNO]

### Opción de problemas I

**I-1.** Una mezcla de 2,5 moles de nitrógeno y 2,5 moles de hidrógeno se colocan en un reactor de 25,0 litros y se calienta a 400 °C. En el equilibrio ha reaccionado el 5% del nitrógeno. Calcula:

a) [1,5 PUNTOS] Los valores de la constante de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$ , a 400 °C para la reacción



b) [0,5 PUNTOS] Las presiones parciales de los gases en el equilibrio.

**I-2.** Una disolución acuosa de una base débil, BOH, de concentración 0,04 M, tiene un grado de disociación de 0,0012. Calcula:

a) [1 PUNTO] El pH de la disolución.

b) [1 PUNTO] La constante de disociación de la base

### Opción de problemas II

**II-1.** En la combustión completa en condiciones estándar de 6 litros de eteno ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ), medidos a 27 °C y 740 mm de Hg, se desprenden 314,16 kJ, quedando el agua en estado gaseoso. Calcula:

a) [0,5 PUNTOS] La entalpía de combustión del eteno.

b) [1 PUNTO] La entalpía de formación a 298 K del eteno.

c) [0,5 PUNTOS] La variación de entropía a 298 K para el proceso de combustión considerado (para los 6 litros de eteno).

DATOS:  $\Delta G^\circ$  para la combustión del eteno = -1314,15 kJ/mol

$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -241,8 \text{ kJ/mol}$

**II-2.** En un proceso de electrolisis de cloruro de sodio, NaCl (fundido) se depositan 5 g de sodio en el cátodo. Calcular:

a) [1 PUNTO] Los moles de cloro gaseoso que se desprenden en el ánodo

b) [1 PUNTO] El volumen que ocupa este gas a una presión de 1 atmósfera y a la temperatura de 298 K.

DATOS: Masas atómicas: Na = 23; Cl = 35,5.

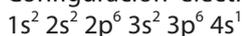
# SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

## Cuestiones

### Cuestión A

a) Configuración electrónica del átomo neutro ( $Z = 19$ ):



Estado fundamental en diagramas de cajas	Configuración electrónica de las especies con electrones desapareados												
	Capa	1		2			3		4				
	Orbital	s	s	p			s	p					
$Z = 19$		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\square$	$\square$	$\square$							

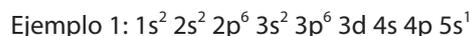
b) Por ser  $4s^1$ , posee los siguientes números cuánticos:

- Por estar en la capa 4, el número cuántico  $n = 4$ .
- El número cuántico secundario  $l$  puede tomar los siguientes valores: 0 (subnivel s), 1 (subnivel p), 2 (subnivel d) y 3 (subnivel f).
- Por estar en el subnivel s, el número cuántico secundario  $l = 0$ .
- El número cuántico magnético  $m$  puede tomar los siguientes valores:  $l, 0, +l$ . En este caso, como  $l = 0$ ,  $m = 0$ .
- El número cuántico de spin puede valer  $\pm 1/2$ .

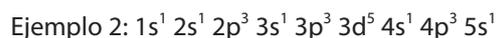
De acuerdo con todo el estudio anterior, el electrón más externo de esta configuración puede tener las siguientes combinaciones de números cuánticos:  $(4, 0, 0, +1/2)$  o  $(4, 0, 0, -1/2)$ .

c) Como su capa de valencia es  $4s^1$ , pertenece al primer grupo del sistema periódico (metales alcalinos), dado que tiene un solo electrón en dicha capa. Puesto que la capa de valencia es la  $n.^\circ 4$ , pertenece al 4.º periodo.

d) Un átomo está excitado cuando los electrones ocupan capas superiores a la capa de valencia.



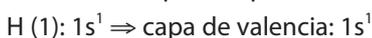
Estado excitado en diagramas de cajas	Configuración electrónica de las especies con electrones desapareados										
	Capa	1		2			3		4		5
	Orbital	s	s	p			s	p		s	
$Z = 19$	Cajas	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$								



Estado excitado en diagramas de cajas	Configuración electrónica de las especies con electrones desapareados													
	Capa	1		2			3			4		5		
	Orbital	s	s	p			s	p		d	s	p	s	
$Z = 19$	Cajas	$\uparrow$												

### Cuestión B

a) y b) Molécula de  $NH_3$



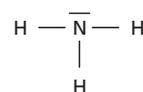
$$\begin{array}{l} \text{N.º de huecos en la} \\ \text{capa de valencia:} \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{huecos del N} \\ \overbrace{8 \cdot 1} \\ + \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{huecos del H} \\ \overbrace{2 \cdot 3} \\ = \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{total de huecos} \\ \overbrace{14} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{N.º de electrones en} \\ \text{la capa de valencia:} \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{e}^- \text{ del N} \\ \overbrace{5 \cdot 1} \\ + \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{e}^- \text{ del H} \\ \overbrace{1 \cdot 3} \\ = \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{total de electrones} \\ \overbrace{8} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{N.º de electrones} \\ \text{compartidos:} \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{huecos} \\ \overbrace{14} \\ - \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{e}^- \\ \overbrace{8} \\ = \end{array} \quad \begin{array}{l} 6 \\ \Rightarrow \frac{6}{2} = 3 \\ \text{pares compartidos} \end{array}$$

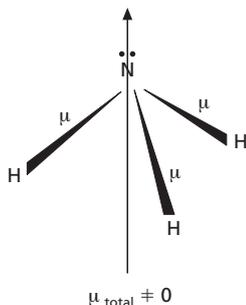
$$\begin{array}{l} \text{N.º e}^- \text{ sin} \\ \text{compartir:} \end{array} \quad \begin{array}{l} \overbrace{8} \\ \text{e}^- \text{ existentes} \end{array} \quad - \quad \begin{array}{l} \overbrace{6} \\ \text{e}^- \text{ compartidos} \end{array} \quad = 2 \Rightarrow \frac{2}{2} = 1 \text{ par sin} \\ \text{compartir}$$

**Nota:** según Lewis, cada átomo se rodea de un octeto (excepto en los casos de hipovalencia e hipervalencia, y el H con un par), por lo que el N se sitúa como átomo central, tal como aparece en el esquema adjunto:



**Geometría:** según la TRPECV, los pares de electrones se situarán lo más alejados posibles unos de otros, por lo que, en principio, los tres átomos de hidrógeno se situarían en los vértices de un triángulo equilátero y el nitrógeno en el centro; pero en este caso, como el átomo de nitrógeno posee un par de electrones libre, se separa del plano y forma una pirámide de base triangular, por lo que la geometría de esta molécula es trigonal.

**Polaridad:** como el nitrógeno es más electronegativo que el hidrógeno, atraerá a los electrones de enlace hacia sí, con lo que se creará un momento dipolar  $\mu$  distinto de cero y, dado que la molécula es trigonal, el momento dipolar total será diferente de cero; por ello, **la molécula será polar.**



### Molécula BCl<sub>3</sub>

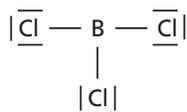
Este es un caso de **hipovalencia**: el B se rodea de 6 electrones.

B (5):  $1s^2 2s^2 2p^1 \Rightarrow$  capa de valencia:  $2s^2 2p^1$

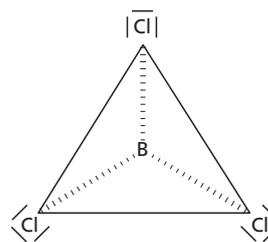
Cl (17):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \Rightarrow$  capa de valencia:  $3s^2 3p^5$

	huecos del B	huecos del Cl	total de huecos
N.º de huecos en la capa de valencia:	$\overbrace{6 \cdot 1}$	$+$ $\overbrace{8 \cdot 3}$	$=$ $\overbrace{30}$
	$e^-$ del B	$e^-$ del Cl	total de electrones
N.º de electrones en la capa de valencia:	$\overbrace{3 \cdot 1}$	$-$ $\overbrace{7 \cdot 3}$	$=$ $\overbrace{24}$
	huecos	$e^-$	
N.º de electrones compartidos:	$\overbrace{30}$	$-$ $\overbrace{24}$	$= 6 \Rightarrow \frac{6}{2} = 3$
			pares compartidos
	$e^-$ existentes	$e^-$ compartidos	
N.º $e^-$ sin compartir:	$\overbrace{24}$	$-$ $\overbrace{6}$	$= 18 \Rightarrow \frac{18}{2} = 9$
			pares sin compartir

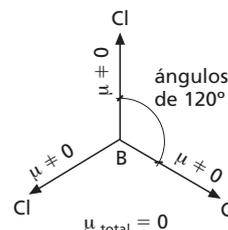
**Nota:** según Lewis, cada átomo se rodea de un octeto (excepto en los casos de hipovalencia e hipervalencia, y el H con un par), por lo que el B, es un caso claro de hipovalencia, se sitúa como átomo central, tal como aparece en la figura adjunta:



**Geometría:** según la TRPECV, los pares de electrones se situarán lo más alejados posible unos de otros, lo que corresponde a una geometría triangular plana; el átomo de boro se sitúa en el centro del triángulo equilátero y los tres átomos de cloro en los vértices; por lo tanto, la molécula es triangular plana.



**Polaridad:** como el átomo de cloro es más electronegativo que el de boro, atraerá a los electrones de enlace hacia sí, con lo que se creará un momento dipolar  $\mu$  distinto de cero y, dado que la molécula es triangular (equilátera) plana, el momento dipolar total será nulo; por ello, **la molécula será apolar.**



## Cuestión C

### a) 3-metil-1-pentino

Fórmula	Isómero
$\overset{1}{\text{HC}} \equiv \overset{2}{\text{C}} - \overset{3}{\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}} - \overset{4}{\text{CH}_2} - \overset{5}{\text{CH}_3}$ <b>3-metil-1-pentino</b> <i>(3-metilpent-1-ino)</i>	$\overset{1}{\text{HC}} \equiv \overset{2}{\text{C}} - \overset{3}{\text{CH}_2} - \overset{4}{\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}} - \overset{5}{\text{CH}_3}$ <b>4-metil-1-pentino</b> <i>(4-metilpent-1-ino)</i>

### b) p-diclorobenceno

Fórmula	Isómero
 <b>p-diclorobenceno</b>	 <b>o-diclorobenceno</b>

### c) ácido 2-metilpropanoico

Fórmula	Isómero
$\overset{3}{\text{CH}_3} - \overset{2}{\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}} - \overset{1}{\text{C}} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$ <b>ácido 2-metilpropanoico</b>	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$ <b>ácido butanoico</b>

### d) dietilamina

Fórmula	Isómero
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{NH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ <b>dietilamina</b>	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH} - \text{CH}_3$ <b>metil-propilamina</b>

**Cuestión D**

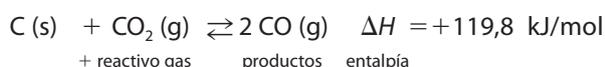
Se aplica el principio de Le Châtelier: «El equilibrio ante una perturbación externa evolucionará en el sentido de contrarrestarla».

**a)** Se trata de un equilibrio heterogéneo, donde el C es sólido y su concentración permanece constante; por tanto, siempre que exista C sólido en el equilibrio, aunque disminuya la cantidad de C (s), el equilibrio no se alterará.



**Evolución:** no se altera.

**b)** Aumento de CO<sub>2</sub>: el equilibrio evoluciona en el sentido de disminuirlo, es decir, hacia los productos.



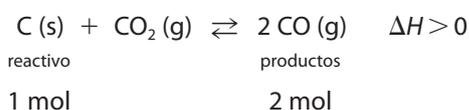
**Evolución:** hacia los productos.

**c)** Disminución de temperatura: evoluciona en el sentido de aumentarla, es decir, hacia los reactivos.



**Evolución:** hacia los reactivos.

**d)** Ante un aumento de presión, el equilibrio evolucionará en el sentido de contrarrestar dicho aumento, es decir, hacia donde haya menos moles (menos presión).



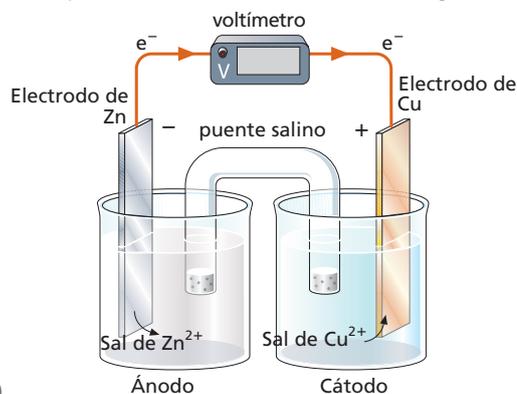
$p_p \text{ reactivos} < p_p \text{ productos}$

**Evolución:** hacia los reactivos.

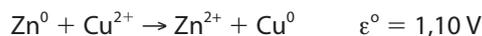
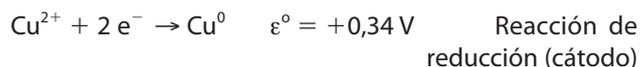
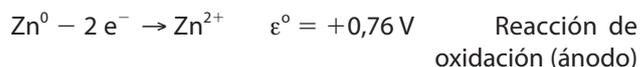
**Cuestión E**

Se planteará la pila de forma que el par redox de menor potencial de reducción hará de ánodo,  $(Zn^{2+}/Zn) = -0,763 \text{ V}$ , pues así, al expresarlo como oxidación e invertir el signo, se convertirá en el mayor y la reacción que se formula será la espontánea.

**a) y b)** El esquema de funcionamiento es el siguiente:

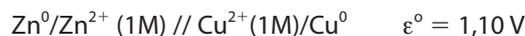


**c) y d)**



La especie oxidante es Cu<sup>2+</sup>; la especie reductora es Zn<sup>0</sup>.

La representación de la pila será:



que significa:

Zn/Zn <sup>2+</sup> (1 M)	//	Cu <sup>2+</sup> (1 M)/Cu <sup>0</sup>	ε° = 1,10 V
Ánodo	punto salino	Cátodo	Potencial de la pila

**Problemas**

**Opción de problemas I**

**1 a) y b)**

V = 25 L	N <sub>2</sub> (g)	+	3 H <sub>2</sub> (g)	⇌	2 NH <sub>3</sub> (g)
n <sub>i</sub>	2,5		2,5		—
n <sub>r</sub>	x		3x		—
n <sub>f</sub>	—		—		2x
n <sub>eq</sub>	2,5 - x		2,5 - 3x		2x

La temperatura de reacción es:

$$T = 400 + 273 = 673 \text{ K}$$

Como ha reaccionado el 5 % del N<sub>2</sub>, los moles que reaccionan serán:

$$x = 2,5 \cdot 0,05 = 0,125 \text{ mol de } N_2$$

Calculamos el número de moles y las concentraciones en el equilibrio:

$$N_2: 2,5 - x = 2,5 - 0,125 = 2,375 \text{ mol}$$

$$H_2: 2,5 - 3x = 2,5 - 3 \cdot 0,125 = 2,125 \text{ mol}$$

$$NH_3: 2x = 2 \cdot 0,125 = 0,25 \text{ mol}$$

$$[N_2] = \frac{2,375}{25} = 0,095 \text{ M}$$

$$[H_2] = \frac{2,125}{25} = 0,085 \text{ M}$$

$$[NH_3] = \frac{0,25}{25} = 0,01 \text{ M}$$

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{0,01^2}{0,095 \cdot 0,085^3} = 1,71$$

El número de moles totales en el equilibrio es:

$$n_{\text{eq}} = 2,375 + 2,125 + 0,25 = 4,75 \text{ mol}$$

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{4,75 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 673 \text{ K}}{25 \text{ L}} = 10,49 \text{ atm}$$

A partir del cálculo de las fracciones molares y de la presión total, se obtienen las presiones parciales:

$$\chi = \frac{\text{moles}}{\text{moles totales}} \quad p_p = \chi_T p_T$$

$$\chi_{\text{N}_2} = \frac{2,375}{4,75} = 0,5 \quad p_p(\text{N}_2) = 0,5 \cdot 10,49 = 5,245 \text{ atm}$$

$$\chi_{\text{H}_2} = \frac{2,125}{4,75} = 0,447 \quad p_p(\text{H}_2) = 0,447 \cdot 10,49 = 4,689 \text{ atm}$$

$$\chi_{\text{NH}_3} = \frac{0,25}{4,75} = 0,053 \quad p_p(\text{NH}_3) = 0,053 \cdot 10,49 = 0,556 \text{ atm}$$

Con los valores obtenidos se calcula la constante  $K_p$ :

$$K_p = \frac{[p_p(\text{NH}_3)]^2}{[p_p(\text{N}_2)][p_p(\text{H}_2)]^3} = \frac{0,556^2}{5,245 \cdot 4,689^3} = 5,72 \cdot 10^{-4}$$

La constante  $K_p$  se puede calcular también a partir de la constante  $K_c$ :

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 1,71 \cdot (0,082 \cdot 673)^{2-3-1} = 1,71 \cdot (0,082 \cdot 673)^{-2} = 5,6 \cdot 10^{-4}$$

#### Otra forma de resolverlo

Se pueden calcular las presiones parciales por aplicación de la ley de los gases ideales a cada sustancia, teniendo en cuenta los moles de ella que están en equilibrio:

$$p_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}RT}{V} = \frac{2,375 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 673 \text{ K}}{25 \text{ L}} = 5,24 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}RT}{V} = \frac{2,125 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 673 \text{ K}}{25 \text{ L}} = 4,69 \text{ atm}$$

$$p_{\text{NH}_3} = \frac{n_{\text{NH}_3}RT}{V} = \frac{0,25 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 673 \text{ K}}{25 \text{ L}} = 0,55 \text{ atm}$$

**2 a)** Se plantea el equilibrio de disociación:

BOH	+	H <sub>2</sub> O	⇌	B <sup>+</sup>	+	OH <sup>-</sup>
c(1-α)				cα		cα

Conocemos la concentración  $c = 0,04 \text{ M}$  y  $\alpha = 0,0012$ . Para calcular el pH, se calcula la concentración de iones [OH<sup>-</sup>]:

$$[\text{OH}^-] = c\alpha = 0,04 \cdot 0,0012 = 4,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log[4,8 \cdot 10^{-5}] = 4,32$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,32 = 9,68$$

$$b) K_b = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0,04 \cdot (0,0012)^2}{(1-0,0012)} = 5,7 \cdot 10^{-8}$$

#### Opción de problemas II

**1 a)** Las condiciones estándar son  $p = 1 \text{ atm}$  y  $T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$ .

Calculamos los moles que hay en los 6 L de gas que quedan en las condiciones estándar:

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 6 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (25 + 273) \text{ K}} = 0,246 \text{ mol de C}_2\text{H}_4$$

El calor de combustión por cada mol de eteno quemado será:

$$\frac{314,16 \text{ kJ}}{0,246 \text{ mol de eteno}} = 1277,1 \text{ kJ/mol}$$

También puede calcularse por **razonamiento proporcional**:

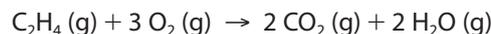
$$\frac{\text{si } 0,246 \text{ mol de eteno}}{\text{desprende } 314,16 \text{ kJ}} = \frac{1 \text{ mol de eteno}}{\text{producirá } x \text{ kJ}}$$

$$x = 1277,1 \text{ kJ/mol}$$

Como este calor «se desprende», la reacción es exotérmica; por eso, esta energía tiene signo negativo.

$$\Delta H_c^\circ = -1277,1 \text{ kJ/mol}$$

Por lo tanto, la reacción de combustión del eteno será:



**b)** Datos de la reacción:



$$\Delta H_f^\circ (\text{kJ/mol})? \quad 0 \quad -393,5 \quad -241,8$$

$$\Delta H_c^\circ = -1277,1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G_c^\circ = -1314,15 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta S^\circ (\text{kJ/mol})?$$

$$\Delta H_c^\circ = \sum n\Delta H^\circ (\text{productos}) - \sum n\Delta H^\circ (\text{reactivos}) =$$

$$= [2 \cdot (-393,5) + 2 \cdot (-241,8)] - [\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) + 3 \cdot 0]$$

$$= (-1270,6) - [\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4)] = -1277,1 \text{ kJ/mol}$$

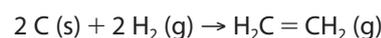
De donde el calor de formación en estado estándar del eteno vale:

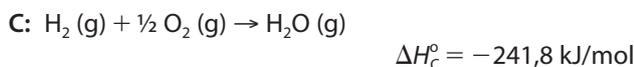
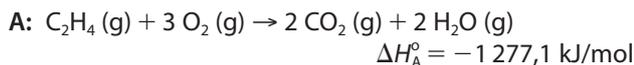
$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = +6,5 \text{ kJ/mol}$$

Como el signo resultante es positivo, se trata de un proceso endotérmico.

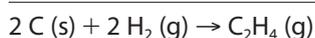
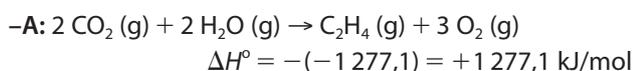
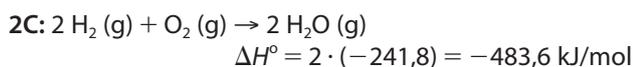
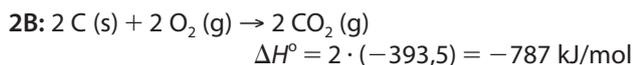
#### Otra forma de resolverlo

Se hace el balance de todas las reacciones termoquímicas y se aplica la ley de Hess. A continuación, se formula la reacción solicitada o principal y se plantean las reacciones dadas con sus entalpías.





Hay que conseguir ajustar el resto de las ecuaciones con los mismos coeficientes que posee cada molécula en la ecuación principal. Posteriormente, se disponen de modo que, al sumarlos, se obtenga la reacción solicitada:



$\Delta H_f^\circ(C_2H_4) = -787 - 483,6 + 1277,1 = +6,5 \text{ kJ/mol}$

c) De la ecuación de definición de la energía de Gibbs se despeja la variación de entropía:

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

$$\Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ + \Delta G^\circ}{T} =$$

$$= \frac{[(-1277,1) - (-1314,15)] \text{ kJ/mol}}{(25 + 273) \text{ K}} =$$

$$= \frac{37,05 \text{ kJ/mol}}{298 \text{ K}} = +0,124 \frac{\text{kJ}}{\text{mol K}} = +124 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$$

Como  $\Delta S^\circ > 0$ , en esta reacción aumenta el desorden.

2 a) Se resuelve aplicando las leyes de Faraday, y se puede razonar de distintas formas:

Si para depositar un equivalente químico =  
 se necesitan 96 500 culombios  
 para una masa  $m$   
 se necesitarán  $Q$  culombios

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

$$2 Na^+ + 2 e^- \rightarrow 2 Na$$

$$2 Cl^- - 2 e^- \rightarrow Cl_2$$

Por cada equivalente químico de Na, se deposita otro de  $Cl_2$ . Se calculan los equivalentes químicos de Na depositados:

$$1 \text{ Eq} = \frac{M}{\text{valencia}} = \frac{M}{n.^\circ e^- \text{ intercambiados}} = \frac{23}{1} = 23 \text{ g}$$

$$n.^\circ \text{ de Eq} = \frac{\text{masa (g)}}{23 \text{ g/Eq}} = \frac{5}{23} = 0,217 \text{ Eq}$$

Se han depositado 0,217 equivalentes químicos de Na y de  $Cl_2$ . Se calcula la masa que posee un equivalente químico de  $Cl_2$ :

$$1 \text{ Eq} = M_{\text{eq}} = \frac{M}{n.^\circ e^- \text{ intercambiados}} = \frac{71}{2} = 35,5 \text{ g}$$

$$m_{Cl_2} = n.^\circ \text{ de Eq} \cdot M_{\text{eq}} = 0,217 \text{ Eq} \cdot 35,5 \text{ g/Eq} =$$

$$= 7,7035 \text{ g de } Cl_2$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{7,7035 \text{ g}}{71 \text{ g/mol}} = 0,1085 \text{ mol de } Cl_2$$

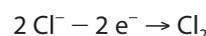
b) Aplicamos la ley de los gases ideales:

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

$$= \frac{0,1085 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 2,65 \text{ L}$$

Otra forma de resolverlo

Teniendo en cuenta los moles depositados de cada sustancia:



Por cada 2 mol de Na, se deposita 1 mol de  $Cl_2$ .

Se calculan los moles de Na depositados:

$$n.^\circ \text{ de mol} = \frac{\text{masa (g)}}{23 \text{ g/mol}} = \frac{5}{23} = 0,217 \text{ mol}$$

Y los moles de  $Cl_2$  depositados son:

$$0,217 \text{ mol de Na} \cdot \frac{1 \text{ mol de } Cl_2}{2 \text{ mol de Na}} = 0,1085 \text{ mol de } Cl_2$$

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

$$= \frac{0,1085 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 2,65 \text{ L}$$

Otra forma de resolverlo

Calculamos la cantidad de electricidad que circula:

Si para depositar 23 g (1 Eq) de Na =  
 se necesitan 96 500 culombios =  
 para una masa de 5 g ;  $Q = 20978,26 \text{ C}$   
 se necesitarán  $Q$  culombios

Esta cantidad deposita también el cloro; por lo tanto, se puede poner lo siguiente:

Si para depositar 35,5 g (1 Eq) de  $Cl_2$  =  
 se necesitan 96 500 culombios =  
 se deposita una masa  $m$  de  $Cl_2$   
 con 20 978,26 culombios

$$m = 7,71 \text{ g de } Cl_2$$

$$\text{mol de } Cl_2 = \frac{7,71 \text{ g}}{71 \text{ g/mol}} = 0,1085 \text{ mol de } Cl_2$$

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p} = 2,65 \text{ L}$$