



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – JUNIO 2013

QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa de problemas.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

1. [2 PUNTOS]

- Escribir las configuraciones electrónicas de los elementos **A** ($Z = 6$), **B** ($Z = 17$) y **C** ($Z = 36$), en su estado fundamental.
- Indicar razonadamente Grupo y Periodo de cada uno de ellos.
- Indicar razonadamente el elemento con más electrones desapareados en su estado fundamental.
- Indicar razonadamente el elemento con mayor energía de ionización.

2. [2 PUNTOS] La solubilidad del PbI_2 en agua a 25°C es $0,70\text{ g/l}$. Determina:

- La constante del producto de solubilidad.
- Si precipitará PbI_2 cuando se añadan $2,0\text{ g}$ de yoduro de sodio a 100 ml de una disolución $0,012\text{ M}$ de nitrato de plomo (II).

Nota: Tanto el yoduro de sodio como el nitrato de plomo (II) son sales solubles.

DATOS: Masas atómicas, $\text{Pb} = 207,2$; $\text{I} = 127,0$; $\text{Na} = 23,0$

3. [2 PUNTOS] Las entalpías de combustión del etano y del eteno son respectivamente, -1410 KJ/mol y -1560 kJ/mol . Determina:

- ΔH_f° para el etano y para el eteno.
- Razona si el proceso de hidrogenación del eteno, es un proceso endotérmico o exotérmico.



- Calcula el calor que se desprende en la combustión de 50 g de cada gas.

DATOS: Entalpía de formación estándar, $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)(\text{g}) = -393,5(\text{KJ/mol})$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})(\text{l}) = -285,9\text{ KJ/mol}$.

4. [2 PUNTOS] Deducir en la pareja de compuestos NF_3 y BF_3 :

- La hibridación de orbitales atómicos del elemento central en cada caso.
- La geometría molecular de los compuestos.
- La polaridad en cada caso.
- El que presenta mayor punto de ebullición.

DATOS: Números atómicos, $\text{B} = 5$; $\text{N} = 7$, $\text{F} = 9$.

5. [2 PUNTOS] Dada la reacción: $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

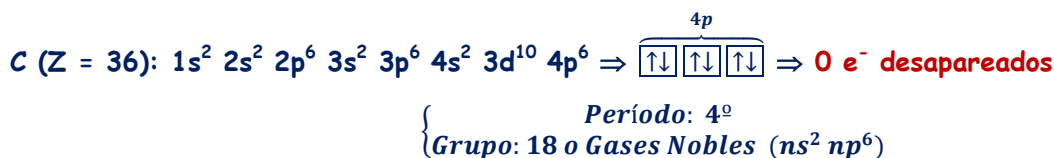
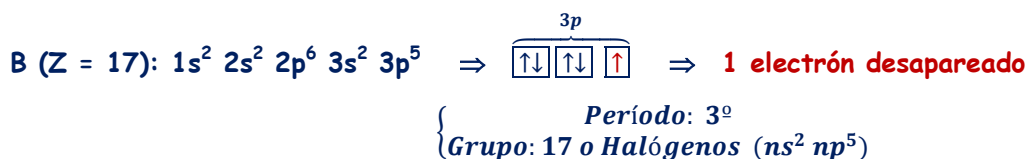
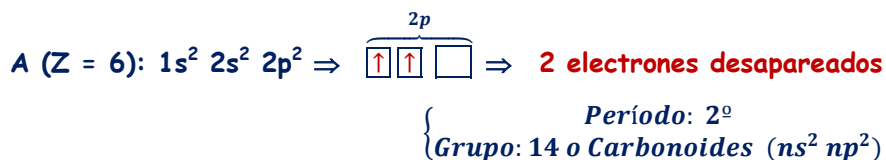
- Explica cuáles son las especies oxidantes y cuáles las reductoras.
- Escribe las semirreacciones de reducción y de oxidación.
- Escribe la reacción molecular ajustada por el método ión-electrón.
- Se dispone de disolución de permanganato de potasio 2M . ¿Qué volumen habrá que utilizar si se quiere obtener 2 moles de yodo?

1.- (2 p)

- Escribir las configuraciones electrónicas de los elementos A ($Z = 6$), B ($Z = 17$) y C ($Z = 36$), en su estado fundamental.
- Indicar razonadamente Grupo y Periodo de cada uno de ellos.
- Indicar razonadamente el elemento con más electrones desapareados en su estado fundamental.

Los tres primeros apartados los voy a resolver simultáneamente:

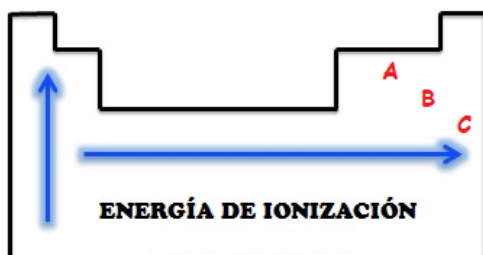
El período se asigna por el nivel de energía más alto ocupado (mayor n) y el grupo por la configuración electrónica del nivel de energía más alto ocupado (nivel de valencia).



- Indicar razonadamente el elemento con mayor energía de ionización.

La energía de ionización es la energía mínima que hay que suministrar para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos, cuando el elemento se encuentra en estado gaseoso y configuración fundamental (mínima energía).

- Los elementos de mayor energía de ionización son los gases nobles
- Dentro de cada periodo la energía de ionización aumenta a medida que nos desplazamos hacia la derecha (recuerda que este es el sentido en el que disminuye el volumen atómico)
- Dentro de cada grupo la energía de ionización disminuye a medida que descendemos en el mismo (este es el sentido en el que aumenta el volumen)



$$C > B > A$$

Por lo tanto el elemento C (gas noble) tiene la primera energía de ionización más alta.

2.- (2 p) La solubilidad del PbI_2 en agua a 25°C es $0,70 \text{ g/L}$. Determina:

DATOS: Masas atómicas Pb = 207,2 I = 127,0 Na = 23,0

NOTA: Tanto el yoduro de sodio como el nitrato de plomo (II) son sales solubles.

a) La constante del producto de solubilidad.

$$s = 0,70 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{461,2 \text{ g}} = 1,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

	$\text{PbI}_2 (\text{s})$	\rightleftharpoons	$\text{Pb}^{+2} (\text{ac})$	+	$2 \text{ I}^- (\text{ac})$
Conc. Inicial (mol/L)	a		--		--
Reacción (mol/L)	-s		s		2s
Conc. Equilibrio (mol/L)	a - s		s		2s

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{+2}] \cdot [\text{I}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4 \cdot s^3 = 4 \cdot (1,52 \cdot 10^{-3})^3 = \mathbf{1,4 \cdot 10^{-8}}$$

b) Si precipitará PbI_2 cuando se añadan $2,0 \text{ g}$ de yoduro de sodio a 100 mL de una disolución $0,012 \text{ M}$ de nitrato de plomo (II).

Para que se produzca precipitación de yoduro de plomo (II) debe cumplirse que: $Q > K_{ps}$

$$\text{NaI} (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}^+ (\text{ac}) + \text{I}^- (\text{ac}) \quad [\text{I}^-] = \left[\frac{2 \text{ g} / 150 \text{ g/mol}}{0,1 \text{ L}} \right] = 0,133 \text{ mol/L}$$

$$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{+2} (\text{ac}) + 2 \text{ NO}_3^- (\text{ac}) \quad [\text{Pb}^{+2}] = 0,012 \text{ mol/L}$$

Si calculamos el producto iónico de la disolución:

$$Q = [\text{Pb}^{+2}] \cdot [\text{I}^-]^2 = 0,012 \cdot (0,133)^2 = 2,13 \cdot 10^{-4} > K_{ps} \Rightarrow \text{Si se produce precipitado}$$

3.- (2 p) Las entalpías de combustión del etano y del eteno son respectivamente, -1410 kJ/mol y -1560 kJ/mol . Determina:

DATOS: Entalpía de formación estándar $\Delta H^\circ (\text{CO}_2) (\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$
 $\Delta H^\circ (\text{H}_2\text{O}) (\text{l}) = -285,9 \text{ kJ/mol}$.

a) ΔH_f° para el etano y para el eteno.

La entalpía de formación del etano podemos obtenerla a partir de la reacción de combustión:



$$\Delta H_R^\circ = \sum n_p \cdot (\Delta H_f^\circ)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^\circ)_r$$

$$\Delta H_R^\circ = 2 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{\text{CO}_2 (\text{g})} + 3 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{\text{H}_2\text{O} (\text{l})} - (\Delta H_f^\circ)_{\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g})} - \frac{7}{2} \cdot (\Delta H_f^\circ)_{\text{O}_2 (\text{g})}$$

$$-1410 = 2 \cdot (-393,5) + 3 \cdot (-285,9) - (\Delta H_f^\circ)_{\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g})} - \frac{7}{2} \cdot 0 \Rightarrow (\Delta H_f^\circ)_{\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g})} = \mathbf{-234,7 \text{ kJ/mol}}$$

La entalpía de formación del eteno podemos obtenerla a partir de la reacción de combustión:

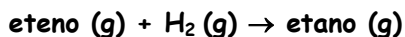


$$\Delta H_R^\circ = \sum n_p \cdot (\Delta H_f^\circ)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^\circ)_r$$

$$\Delta H_R^\circ = 2 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{\text{CO}_2 (\text{g})} + 2 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{\text{H}_2\text{O} (\text{l})} - (\Delta H_f^\circ)_{\text{C}_2\text{H}_4 (\text{g})} - 3 \cdot (\Delta H_f^\circ)_{\text{O}_2 (\text{g})}$$

$$-1560 = 2 \cdot (-393,5) + 2 \cdot (-285,9) - (\Delta H_f^\circ)_{\text{C}_2\text{H}_4 (\text{g})} - 3 \cdot 0 \Rightarrow (\Delta H_f^\circ)_{\text{C}_2\text{H}_4 (\text{g})} = \mathbf{201,2 \text{ kJ/mol}}$$

- b) Razona si el proceso de hidrogenación del eteno, es un proceso endotérmico o exotérmico.



$$\Delta H_R^0 = \sum n_p \cdot (\Delta H_f^0)_p - \sum n_r \cdot (\Delta H_f^0)_r = (\Delta H_f^0)_{\text{C}_2\text{H}_6 \text{ (g)}} - (\Delta H_f^0)_{\text{C}_2\text{H}_4 \text{ (g)}} - (\Delta H_f^0)_{\text{H}_2 \text{ (g)}}$$

$$\Delta H_R^0 = (-234,7) - (201,2) - 0 = -435,9 \text{ kJ/mol}$$

Se trata de un proceso exotérmico en el que se desprenden 435,9 kJ de energía por cada mol de eteno que se hidrogena.

- c) Calcula el calor que se desprende en la combustión de 50 g de cada gas.

$$\text{Etano: } \Delta H = -1410 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{30 \text{ g}} \cdot 50 \text{ g} = -2350 \text{ kJ}$$

$$\text{Eteno: } \Delta H = -1560 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{28 \text{ g}} \cdot 50 \text{ g} = -2785,7 \text{ kJ}$$

4.- (2 p) Deducir en la pareja de compuestos NF₃ y BF₃:

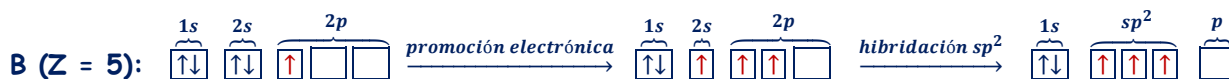
DATOS: Números atómicos B = 5 N = 7 F = 9

- a) La hibridación de orbitales atómicos del elemento central en cada caso.

En el trifluoruro de nitrógeno el nitrógeno adopta una hibridación sp³

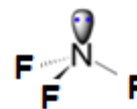


En el trifluoruro de boro el boro adopta una hibridación sp²

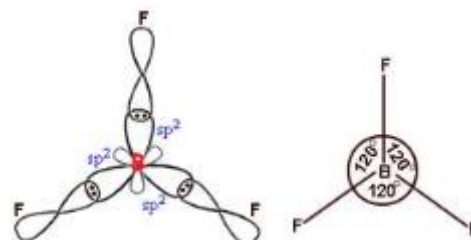


- b) La geometría molecular de los compuestos.

Trifluoruro de nitrógeno: La molécula de trifluoruro de nitrógeno se forma mediante tres enlaces σ entre los tres orbitales híbridos sp³ semicupados del nitrógeno y los tres orbitales 2p semicupados de los tres átomos de flúor. Adoptando una geometría de **pirámide trigonal**.



Trifluoruro de boro: La molécula se forma mediante tres enlaces tipo σ entre los tres orbitales híbridos sp² del boro y los tres orbitales 2p semicupados de los tres átomos de flúor. Dada la disposición espacial de los tres orbitales híbridos del boro, la geometría de la molécula es **triangular plana**.



- c) La polaridad en cada caso.

La molécula de trifluoruro de boro es **apolar**, ya que la simetría de su geometría, da como resultado un momento dipolar molecular nulo.

La molécula de trifluoruro de nitrógeno es **polar** debido a la falta de simetría de su geometría.

- d) El que presenta mayor punto de ebullición.

Ambas son sustancias covalentes moleculares, pero presentará mayor punto de ebullición el trifluoruro de nitrógeno, ya que debido a su polaridad molecular entre sus moléculas se forman fuerzas de Van

der Waals, mientras que en el trifluoruro de boro, al ser apolar, solamente se establecen fuerzas de dispersión, mucho más débiles.

5.- (2 p) Dada la reacción: $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

a) Explica cuáles son las especies oxidantes y cuáles las reductoras.

Oxidante: El KMnO_4 (donde el manganeso presenta número de oxidación +7), ya que captando electrones se reduce a Mn^{+2} (número de oxidación +2).

Reductor: El KI (donde el yodo presenta número de oxidación -1), ya que cediendo electrones se oxida a I_2 (donde el yodo tiene número de oxidación 0)

b) Escribe las semirreacciones de reducción y de oxidación.

Semirreacción de oxidación: $(2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-) \times 5$

Semirreacción de reducción: $(\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{+2} + 4 \text{H}_2\text{O}) \times 2$

c) Escribe la reacción molecular ajustada por el método ión-electrón.

Ajuste iónico: $10 \text{I}^- + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightleftharpoons 5 \text{I}_2 + 2 \text{Mn}^{+2} + 8 \text{H}_2\text{O}$

Ajuste molecular: $10 \text{KI} + 2 \text{KMnO}_4 + 8 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 5 \text{I}_2 + 2 \text{MnSO}_4 + 6 \text{K}_2\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$

¡¡OJO!! En la reacción que se daba en el enunciado no aparecía el sulfato de potasio (obviamente en los productos tenía que haber algún compuesto de potasio), había que obtenerlo a partir del ajuste iónico.

d) Se dispone de disolución de permanganato de potasio 2M. ¿Qué volumen habrá que utilizar si se quiere obtener 2 moles de yodo?

$$V_{\text{disolución}} = 2 \text{ mol I}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 0,4 \text{ L}$$