

Examen de Selectividad – Química JUNIO 2014 - Andalucía

OPCIÓN A

1. Formule o nombre los compuestos siguientes:

- | | |
|---------------------------------------|------------------------------------------|
| a) Fluoruro de amonio | NH ₄ F |
| b) Hidróxido de cadmio | Cd(OH) ₂ |
| c) 1-Bromo-2-cloropropano | CH ₃ -CHCl-CH ₂ Br |
| d) PbO | Óxido de plomo (II) |
| e) Hg(ClO ₃) ₂ | Clorato de mercurio (II) |
| f) CH ₃ COOCH ₃ | Acetato de metilo o etanoato de metilo |

2.- Responda a las siguientes cuestiones justificando la respuesta: **a)** ¿En qué grupo y en qué periodo se encuentra el elemento cuya configuración electrónica termina en 4f¹⁴ 5d⁵ 6s²? **b)** ¿Es posible la siguiente combinación de números cuánticos: (1,1,0,1/2)? **c)** ¿La configuración electrónica 1s² 2s² 2p⁵ 3s², pertenece a un átomo en su estado fundamental?

a) El número principal n de la capa de valencia del átomo neutro de un elemento coincide con el número de orden del periodo, y el número de electrones de la capa de valencia (exceptuando los electrones f si los hubiera) indica el Grupo. Por tanto, la posición en el sistema periódico del elemento con esa configuración es en el **Periodo VI**, en el **Grupo 7** (es decir, se trata del Re).

b) En el nivel cuántico principal $n=1$ sólo existe *subcapa s* (ya que dentro de cada capa n el número cuántico secundario l sólo toma $n-1$ valores, que van desde 0 hasta $n-1$; en el caso de $n=1$, $l=0$ sólo). Por tanto, **no es posible** la combinación $n=1$ y $l=1$ (o sea, no existe la *subcapa 1p*).

c) El estado fundamental del átomo es aquél en que todos los electrones ocupan los orbitales de energía lo más baja posible. En este caso, la *subcapa 2p* no está llena y 2 electrones ocupan el orbital 3s, de energía algo superior. Por tanto, esta configuración **corresponde a un estado excitado** (por ejemplo a un átomo que haya absorbido un fotón de la frecuencia adecuada para promocionar un electrón de un orbital $2p$ al $3s$).

3.- En el equilibrio $C(s) + 2H_2(g) \leftrightarrow CH_4(g)$ $\Delta H^\circ = -75 \text{ kJ}$. Prediga, razonadamente, cómo se modificará el equilibrio cuando se realicen los siguientes cambios: **a)** Una disminución de la temperatura. **b)** La adición de C(s). **c)** Una disminución de la presión de H₂(g), manteniendo la temperatura constante.

a) El Principio de LeChâtelier establece que cuando en un sistema en equilibrio se modifican alguno de los parámetros que afectan al equilibrio químico (C, p, T), el sistema responde evolucionando espontáneamente en el sentido en que se opone al cambio.

En particular, si disminuimos la temperatura el sistema tenderá a volver a subirla, evolucionando para ello en el sentido exotérmico de la reacción. Como la variación de entalpía ΔH para la reacción en el sentido en que está escrita es negativa, la reacción es exotérmica en el sentido en

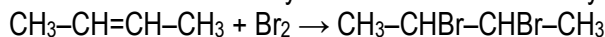
que se forma CH_4 , y es endotérmica en el contrario. Como el sistema evoluciona en el sentido endotérmico, el equilibrio se desplazará **hacia la formación de metano**.

b) La concentración de los sólidos permanece constante durante los procesos termodinámicos, mientras exista algo de sólido presente. Por tanto, modificar la cantidad presente de C(s) **no tiene efecto sobre el equilibrio**.

c) Para los gases, la presión es directamente proporcional a la concentración, como se deduce fácilmente de la ecuación de estado de los gases ideales: $pV = nRT \Rightarrow p = \frac{nRT}{V} = CRT$, de modo que disminuir la presión parcial de H_2 equivale a disminuir su concentración. Pues al disminuir la $[\text{H}_2]$, el sistema tenderá a volver a aumentarla, y para ello **evoluciona en el sentido en que se forma metano**.

4.- Dado el siguiente compuesto: $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$ diga, justificando la respuesta, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. a) El compuesto reacciona con Br_2 para dar dos compuestos isómeros geométricos. b) El compuesto reacciona con HCl para dar un compuesto que no presenta isomería óptica. c) El compuesto reacciona con H_2 para dar $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_3$.

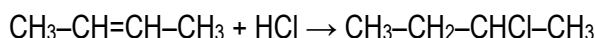
a) FALSO. El compuesto mismo (but-2-eno) tiene dos isómeros geométricos (*cis*- y *trans*- but-2-eno), pero tras reaccionar con Br_2 la molécula ya no tiene enlace doble y no presenta isomería geométrica.



but-2-eno

2,3-dibromo butano

b) FALSO. Al adicionar cloruro de hidrógeno HCl pasa a tener un C asimétrico (es el que tiene unido el átomo Cl), y por tanto presenta isomería geométrica.



but-2-eno

2-cloro butano

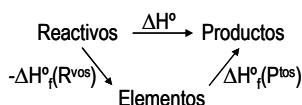
c) FALSO. Al adicionar H_2 da lugar a butano. Al revés, sí sería cierto: el but-2-eno al adicionar un solo mol de H_2 daría lugar a but-2-eno. $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

but-2-eno

butano

5.- Para la obtención del tetracloruro de carbono según: $\text{CS}_2(\text{l}) + 3\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CCl}_4(\text{l}) + \text{S}_2\text{Cl}_2(\text{l})$. a) Calcule el calor de reacción a presión constante, a 25°C y en condiciones estándar. b) Cuál es la energía intercambiada en la reacción anterior, en las mismas condiciones, cuando se forma 1 litro de CCl_4 , cuya densidad es $1,4\text{g/ml}$? DATOS: $\Delta H_f^\circ(\text{CS}_2) = +98,70\text{kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ(\text{CCl}_4) = -135,40\text{kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ(\text{S}_2\text{Cl}_2) = -59,80\text{kJ/mol}$; masas atómicas: $\text{C}=12$, $\text{S}=32$.

a) Según la *Ley de Hess*, como la entalpía H es una función de estado, su variación ΔH en un proceso sólo depende de los estados inicial y final del proceso; por tanto si un proceso puede descomponerse en etapas (ya sean reales o virtuales) con los mismos estados inicial y final, la entalpía del proceso global ΔH es la suma de las variaciones de entalpía parciales Δh_i de las etapas ($\Delta H = \sum \Delta h_i$).



$$\Delta H_{\text{reacción}}^0 = \sum \Delta H_f^0(\text{Ptos}) - \sum \Delta H_f^0(\text{Rvos})$$

El calor de reacción a presión constante y a 25°C coincide con la variación de entalpía de reacción estándar, y se calcula usando esta fórmula como sigue:

$$\Delta H_{\text{reacción}}^0 = \Delta H_f^0(\text{CCl}_4) + \Delta H_f^0(\text{S}_2\text{Cl}_2) - \Delta H_f^0(\text{CS}_2) = -135,40 - 59,80 - 98,70\text{kJ} = -284,90\text{kJ}$$

No se tiene en cuenta el Cl_2 porque al ser un elemento puro en su estado estándar su variación de entalpía de formación es cero, $\Delta H_f^0(\text{Cl}_2) = 0$

b) Para calcular la cantidad de calor para la producción de 1 litro de tetracloruro de carbono, hay que calcular primero cuántos moles son la cantidad presente en 1 litro.

$$1\text{L} \frac{1000\text{mL}}{1\text{L}} \frac{1,4\text{g}}{1\text{mL}} \frac{1\text{molCCl}_4}{154\text{g}} \frac{-284,9\text{kJ}}{1\text{molCCl}_4} = -2590\text{kJ} \quad (\text{calor desprendido})$$

6.- Calcule: **a)** El pH de la disolución que resulta de mezclar 250mL de HCl 0,1M con 150mL de NaOH 0,2M. Suponga que los volúmenes son aditivos. **b)** La riqueza de un NaOH comercial, si 30g necesitan 50mL de H_2SO_4 3M para su neutralización. DATOS: Masas atómicas: Na=23, H=1, O=16.

a) Los ácidos y las bases reaccionan dando lugar a sales, según la reacción de neutralización: ácido + base \rightarrow sal + H_2O . El pH de la resolución resultante depende de las cantidades relativas del ácido y la base, y de su naturaleza. En este caso, como tanto el ácido como la base son fuertes, la sal que se forma (NaCl) no se hidroliza ni forma disoluciones amortiguadoras del pH: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$, y el pH final viene dado por el reactivo que esté en exceso.

Moles iniciales: del ácido: $0,25\text{L} \cdot 0,1\text{M} = 0,025$ moles; de la base: $0,15\text{L} \cdot 0,2\text{M} = 0,03$ moles.

Volumen final: $250\text{mL} + 150\text{mL} = 400\text{mL} = 0,40\text{L}$.

El reactivo limitante es el HCl, ya que reaccionan mol a mol y hay menos moles; el pH final lo dará el exceso de NaOH:

	HCl	+ NaOH	\rightarrow	NaCl	+ H_2O
n iniciales	0,025	0,03		–	–
Δn	-0,025	-0,025		+0,025	–
n finales	0	0,005		0,025	–
C finales	0	0,0125M		0,0625M	–

Como el NaOH es una base fuerte, el exceso está totalmente disociado: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$; así que $[\text{OH}^-] = 0,0125\text{M}$; $\text{pOH} = 1,90$; $\text{pH} = 12,10$

b) Para determinar la pureza del reactivo comercial hay que calcular los moles reales de NaOH que reaccionan con la cantidad que nos dan del ácido.

La reacción que tiene lugar es: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$. Los moles de ácido que consumen 30g del reactivo comercial son: $0,05\text{L} \cdot 3\text{M} = 0,15$ moles H_2SO_4 ; según la estequiometría de la reacción, la masa de NaOH que reacciona con éstos son:

$$0,15\text{molH}_2\text{SO}_4 \frac{2\text{molNaOH}}{1\text{molH}_2\text{SO}_4} = 0,30\text{molNaOH} \frac{40\text{g}}{1\text{mol}} = 12\text{gNaOH}; \text{ y la riqueza del reactivo es:}$$

$$R(\%) = \frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{reactivo})} \times 100\% = \frac{12\text{g}}{30\text{g}} \times 100\% = 40\% \quad \boxed{\text{Riqueza}=40\%}$$

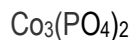
OPCIÓN B

1. Formule o nombre los compuestos siguientes:

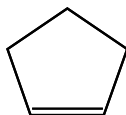
a) Ácido selénico



b) Fosfato de cobalto (II)



c) Ciclopenteno



d) $\text{Mg}(\text{OH})_2$

Hidróxido de magnesio

e) Na_2O_2

Peróxido de sodio

f) $\text{CH}_3\text{CHOHCHO}$

2-Hidroxipropanal

2.- La fórmula empírica de un compuesto orgánico es: $\text{C}_4\text{H}_8\text{S}$. Si su masa molecular es 88, determine: **a)** su fórmula molecular; **b)** el número de átomos de hidrógeno que hay en 25g de dicho compuesto; **c)** la presión que ejercerán 2g del compuesto en estado gaseoso a 120°C , en un recipiente de 1,5L. DATOS: Masas atómicas: C=12, H=1, S=32; $R=0,082\text{atmL/molK}$.

a) El peso de la fórmula empírica es $4 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 32 = 88$; como coincide con el peso molecular, la fórmula molecular y la fórmula empírica coinciden: $\boxed{\text{C}_4\text{H}_8\text{S}}$.

$$\text{b) } 25\text{g} \frac{1\text{mol}}{88\text{g}} \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{moléc.}}{1\text{mol}} \frac{8\text{átomosH}}{1\text{moléc.}} = 1,37 \cdot 10^{24} \text{átomosH} .$$

$$\text{c) } 2\text{g} \frac{1\text{mol}}{88\text{g}} = 0,0227\text{moles} ; \text{ como } pV=nRT, \quad p = \frac{nRT}{V} = \frac{0,0227 \cdot 0,082 \cdot 393}{1,5} = 0,488\text{atm}$$

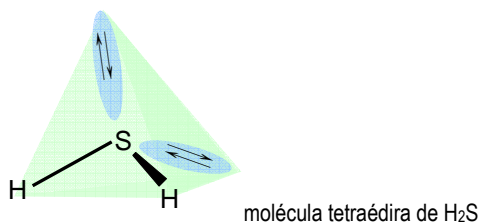
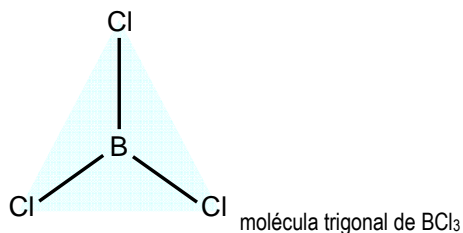
3.- **a)** Deduzca la geometría de las moléculas BCl_3 y H_2S aplicando la Teoría de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **b)** Explique si las moléculas anteriores son polares. **c)** Indique la hibridación que posee el átomo central.

a) La TRPECV establece que la geometría molecular más estable posible es aquella en la que los pares de electrones σ y *no-compartidos* de la capa de valencia del átomo central de una molécula se sitúan a las **máximas distancias angulares posibles**, minimizando así la energía de repulsión interelectrónica. Así, una molécula con 2 pares de electrones en la capa de valencia del átomo central, tendrá geometría *lineal* (con ángulos de enlace de 180°); con 3 pares de electrones tendrá geometría *trigonal plana* (con ángulos de 120°); con 4 pares tendrá geometría *tetraédrica* (con ángulos de unos 109°), etc.

Para hacer este balance de electrones hay que tener en cuenta que en la capa de valencia del átomo central estarán **todos sus propios electrones de valencia**, y también **los electrones desapareados de los ligandos** (que serán los que compartirán con él para formar el enlace). El número de direcciones en que se dirigen los pares de electrones son el de enlaces σ más el de pares no-compartidos, y no cuentan los enlaces π , porque los π siempre siguen la misma dirección que un enlace σ , y nunca ocupan una dirección espacial propia e independiente.

BCl_3 Central: $\text{B}(2s^2p^1)$: $3e^-$ de valencia
 Ligandos: $3\text{Cl}(3s^2p^5)$: $3e^-$ desapareados
 Total: $6e^- = 3$ pares: $3\sigma, 0\pi, 0E$; $\sigma+E=3$ direcciones; geometría **trigonal plana**
 (molécula tipo AB_3 , *trigonal plana*)

H_2S Central: $\text{S}(3s^2p^4)$: $6e^-$ de valencia
 Ligandos: $2\text{H}(1s^1)$: $2e^-$ desapareados
 Total: $8e^- = 4$ pares: $2\sigma, 0\pi, 2E$; $\sigma+E=4$ direcciones; geometría **tetraédrica**
 (molécula tipo AB_2E_2 , *angular derivada de la tetraédrica*)



b) Son polares aquellas moléculas que presentando enlaces polarizados no sean totalmente simétricas (o sea que presenten pares E de electrones no compartidos en la capa de valencia del átomo central).

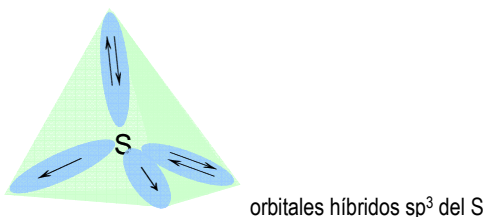
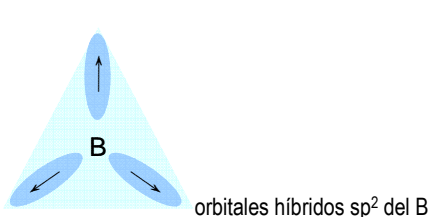
BCl_3 Enlaces $\text{B}-\text{Cl}$ polares, molécula totalmente simétrica (sin pares E en el B): **APOLAR**.

H_2S Enlaces $\text{S}-\text{H}$ algo polares, molécula asimétrica (AB_2E_2): **POLAR**.

c) El átomo central necesitará tantos orbitales híbridos como direcciones espaciales en las que oriente los pares de electrones de su capa de valencia ($\sigma+E$).

$\text{B}(2s^2p^1)$: $\uparrow\downarrow \uparrow _ _ \rightarrow \boxed{\uparrow \uparrow \uparrow} _ _ \quad 1\text{O}^{\text{a}}\text{''s''} + 2\text{O}^{\text{a}}\text{''p''} \rightarrow 3\text{O}^{\text{h}}\text{''sp}^2\text{''}$

$\text{S}(3s^2p^4)$: $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \rightarrow \boxed{\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow \uparrow} \quad 1\text{O}^{\text{a}}\text{''s''} + 3\text{O}^{\text{a}}\text{''p''} \rightarrow 4\text{O}^{\text{h}}\text{''sp}^3\text{''}$



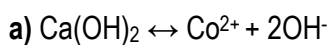
4.- Indique, razonadamente, si cada una de las siguientes proposiciones es verdadera o falsa: **a)** De acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry, el carácter básico del amoníaco, en disoluciones acuosas, se debe a que acepta un grupo OH^- de la molécula de agua. **b)** Si el pH de una disolución de un ácido monoprótico fuerte es 2,17, la concentración molar de la disolución respecto a dicho ácido estará comprendida entre 0,001 y 0,01M. **c)** En disoluciones acuosas el ión HCO_3^- se comporta como un electrolito anfótero.

a) FALSO. Se debe a que acepta un H^+ de la molécula de agua: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$. Según la teoría de Brønsted-Lowry, una base es la especie que acepta los H^+ .

b) VERDADERO, ya que: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; como es un ácido fuerte a una C entre 0,001 y 0,01M, dará lugar a $[\text{H}_3\text{O}^+]$ entre 0,001 y 0,01M, y por tanto a $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ entre 2 y 3.

c) VERDADERO, ya que puede ceder o aceptar un H^+ : $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$; o bien: $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}^- + (\text{H}_2\text{CO}_3) \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Un anfótero es una especie que puede actuar o bien como un ácido o bien como una base, según con quién se enfrente.

5.- Se disuelve hidróxido de cobalto (II) en agua hasta obtener una disolución saturada a una temperatura dada. Se conoce que la concentración de iones OH^- es $3 \cdot 10^{-5}$. Calcule: **a)** la concentración de los iones Co^{2+} en la disolución; **b)** el valor de la constante del producto de solubilidad del compuesto poco soluble a esta temperatura.



$$[\text{OH}^-] = 2S = 3 \cdot 10^{-5} \text{ M}; \quad S = 3 \cdot 10^{-5} \text{ M} / 2 = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{Co}^{2+}] = S = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

b) El producto de solubilidad es la constante del equilibrio heterogéneo de disolución:

$$K_{\text{PS}} = [\text{Co}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 1,5 \cdot 10^{-5} \cdot (3 \cdot 10^{-5})^2 = 1,35 \cdot 10^{-14}$$

6.- **a)** ¿Qué cantidad de electricidad es necesaria para que se deposite en el cátodo todo el oro contenido en 1 litro de disolución 0,1M de cloruro de oro (III)? **b)** ¿Qué volumen de dicloro, medido a la presión de 740mmHg y a 25°C, se desprenderá del ánodo? DATOS: $F=96500\text{C}$; $R=0,082 \text{ atmL/molK}$; Masas atómicas: $\text{Au}=197$, $\text{Cl}=35,5$.

a) De acuerdo con la Segunda Ley de Faraday, la cantidad de electricidad necesaria para depositar un equivalente de una sustancia (o sea, la cantidad de sustancia que intercambia 1 mol de electrones) es 96500C (la carga de 1 mol de electrones). El número de equivalentes dependerá de la concentración y el volumen de la disolución, y de la valencia de la sustancia (o sea del número de electrones que intercambia por molécula):

$$1\text{L} \cdot 0,1\text{M} = 0,1\text{mol AuCl}_3$$

$$0,1\text{mol} \frac{3\text{mol } e^-}{1\text{mol Au}^{3+}} \frac{96500\text{C}}{1\text{mol } e^-} = 28950 \text{ C}$$

b) Para saber el volumen desprendido de cloro se procede de la misma manera, hasta obtener el número de moles del gas, y entonces se usa la ecuación de estado del gas ideal para hallar el volumen. La cantidad de electricidad que circula por los dos electrodos es la misma, por tanto:

$$28950\text{C} \frac{1\text{mol } e^-}{96500\text{C}} \frac{1\text{mol Cl}_2}{2\text{mol } e^-} = 0,15\text{mol Cl}_2$$

$$740\text{mmHg} = 0,974\text{atm}; \quad 25^\circ\text{C} = 298\text{K}; \quad V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,15\text{mol} \cdot (0,082\text{atmL/molK}) \cdot 298\text{K}}{0,974\text{atm}} = 3,76 \text{ L Cl}_2$$