

2001.

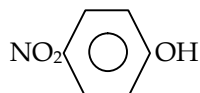
1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Cromato de estaño (IV)
- Fluoruro de vanadio (III)
- p*-Nitrofenol
- NaH_2PO_4
- Tl_2O_3
- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$

a. Sn_2CrO_4

b. VF_3

c.



- Dihidrógenotetraoxofosfato (V) de sodio. Dihidrógenofosfato de sodio. Fosfato diácido de sodio.
- Trióxido de ditalio. Óxido de talio (III). Óxido tálico.
- 2-Penteno.

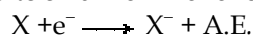
2 Defina:

- Energía de ionización.
- Afinidad electrónica.
- Electronegatividad.

a. La energía de ionización, también llamada potencial de ionización, es la energía que hay que suministrar a un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental, para arrancarle un electrón.

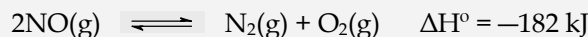


b. La afinidad electrónica es la energía liberada cuando un átomo gaseoso en su estado fundamental capta un electrón libre y se convierte en un ión mononegativo.



c. La electronegatividad es la tendencia o capacidad de un átomo, en una molécula, para atraer hacia sí los electrones.

3 Para la reacción:



Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La constante de equilibrio aumenta al adicionar NO.
- Una disminución de temperatura favorece la obtención de N_2 y O_2 .

a. Falso: el valor de la constante de equilibrio es independiente de las concentraciones de los reactivos, dependiendo sólo de la temperatura a la que se produce la reacción.

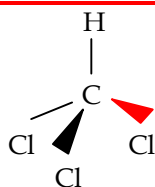
b. Verdadero: según el Principio de Le Chatelier que dice que si en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los factores que influyen en el mismo (temperatura, presión o concentración), el sistema evoluciona de forma que se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación, si una vez alcanzado el equilibrio, se disminuye la temperatura, el equilibrio se opone a dicho aumento desplazándose en el sentido en el que la reacción desprende calor, es decir, sea exotérmica. En la reacción anterior será hacia la derecha favoreciendo la formación de N_2 y O_2 .

4 Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El punto de ebullición del butano es menor que el de 1-butanol
- La molécula CHCl_3 posee una geometría tetraédrica con el átomo de carbono ocupando la posición central.
- El etano es más soluble en agua que el etanol.

a. Verdadero: en el 1-butanol se crean enlaces de hidrógeno que aumenta considerablemente su punto de ebullición respecto al butano. El punto de fusión del butano es $-0,5^\circ\text{C}$ y el del 1-butanol es 117°C .

b. Verdadero, pero el tetraedro es irregular al repelerse los cloros entre sí por su mayor tamaño comparado con el del hidrógeno.

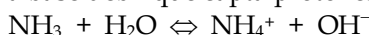


- c. Falso. El etano es apolar y por tanto no se disuelve en agua. Ocurre al contrario en el etanol,, cuya molécula es polar debido al átomo de oxígeno.

5 La constante K_b del NH_3 , es igual a $1,8 \cdot 10^{-5}$ a 25°C . Calcule:

- La concentración de las especies iónicas en una disolución $0,2\text{ M}$ de amoníaco.
- El pH de la disolución y el grado de disociación del amoníaco.

El amoníaco en disolución acuosa es una base débil que capta protones del agua según:



Si llamamos α al grado de disociación:

	NH_3	NH_4^+	OH^-
Conc. Inicial	0,2	-	-
Conc. Disociada	$0,2\alpha$	-	-
Conc. final	$0,2(1 - \alpha)$	$0,2\alpha$	$0,2\alpha$

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,2\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Como el valor de la constante de basicidad es muy pequeño, el equilibrio se encontrará muy desplazado hacia la izquierda y se podrá despreciar α frente a la unidad para calcular su valor:

$$1,8 \cdot 10^{-5} \approx 0,2\alpha^2 \Rightarrow \alpha = 9,5 \cdot 10^{-3}$$

(Si no se hace la aproximación el valor de α es 0,00944 y si se desprecia es 0,00948. La pequeña diferencia, 0,00004, demuestra que la aproximación se puede hacer correctamente).

Las concentraciones en el equilibrio serán:

$$[\text{NH}_3] = 0,2 \cdot (1 - 9,5 \cdot 10^{-3}) = 0,198\text{ M} \approx 0,2\text{ M}; \quad [\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 0,2 \cdot 9,5 \cdot 10^{-3} = 1,9 \cdot 10^{-3}$$

y aplicando la definición de pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log[\text{OH}^-]) = 14 + \log\alpha = 14 + \log(0,0019) = 11,28$$

6 Una muestra de un metal se disuelve en ácido clorhídrico y se realiza la electrólisis de la disolución. Cuando han pasado por la célula electrolítica 3215 C, se encuentra que en el cátodo se han depositado 1,74 g de metal. Calcule:

- La carga del ion metálico.
- El volumen de cloro desprendido medido en condiciones normales.

Datos: $F = 96500\text{ C}$; Masa atómica del metal = 157,2.

- Se puede calcular el número de equivalentes-gramo depositados con la carga que ha circulado:

$$n^\circ \text{ eqg metal} = (3215\text{ C}) \cdot \left(\frac{1 \text{ eqg Os}}{96500\text{ C}} \right) = 0,033 \text{ eq - g}$$

y con el número de equivalentes-gramo y la masa molar, se puede calcular la carga del ión metálico:

$$0,033 \text{ eq - g} = 1,74 \text{ g metal} \cdot \left(\frac{n \text{ eqg metal}}{157,2 \text{ g metal}} \right) \Rightarrow n = 3 \Rightarrow \text{M}^{3+}$$

- Como el número de equivalentes-gramo de cloro es el mismo que el de metal:

$$(1,74 \text{ g metal}) \cdot \left(\frac{3 \text{ eq - g metal}}{157,2 \text{ g metal}} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ eq - g Cl}_2}{1 \text{ eq - g metal}} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ m Cl}_2}{2 \text{ eq - g Cl}_2} \right) \cdot \left(\frac{22,41 \text{ Cl}_2}{1 \text{ m Cl}_2} \right) = 0,37 \text{ L Cl}_2$$

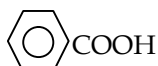
1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Nitrato de cobre (II)
- Hidróxido de cesio
- Ácido benzoico
- Bi_2O_3
- $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
- CH_3NH_2

a. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

b. CsOH

c.



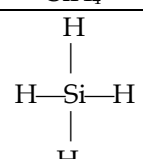
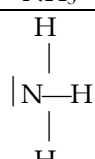
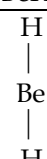
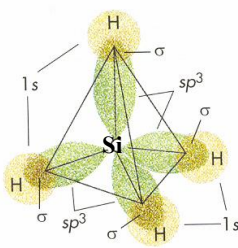
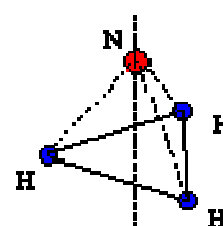
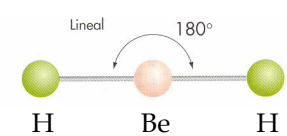
d. Trióxido de dibismuto. Óxido bismutoso. Óxido de bismuto (III).

e. Sulfuro amónico.

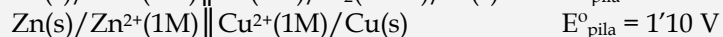
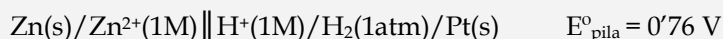
f. Metilamina. Metanamina.

2 Dadas las siguientes moléculas: SiH_4 , NH_3 y BeH_2 .

- Represente sus estructuras de Lewis.
- Prediga la geometría de cada una de ellas según la Teoría de RPECV.
- Indique la hibridación del átomo central.

	SiH_4	NH_3	BeH_2
a.			
b.	Es una molécula del tipo AB_4 , (cuatro pares de e^- enlazantes), tendrá forma tetraédrica. 	Es una molécula del tipo AB_3E , (tres pares de e^- enlazantes y uno no enlazante), tendrá forma de pirámide triangular. 	Es una molécula del tipo AB_2 , (dos pares de e^- enlazantes), tendrá forma lineal. 
c.	Hibridación sp^3 en el carbono	Hibridación sp^3 en el carbono	Hibridación sp en el berilio

3 Sabiendo que:

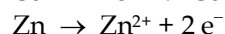
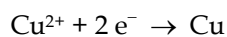


Calcule los siguientes potenciales estándar de reducción: a. $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$. b. $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$.

- En la pila formada por el electrodo normal de hidrógeno y el de cinc, el ánodo ha de ser el electrodo de cinc porque el potencial del electrodo normal de hidrógeno es cero y si la pila existe ha de ser porque el del cinc sea negativo y en él ocurra la oxidación. Conociendo el potencial de la pila y el del hidrógeno podemos calcular el de cinc:

$$E^\circ = E^\circ_{\text{Red}} + E^\circ_{\text{Oxid Zn}}; \quad 0,76 \text{ V} = 0 + E^\circ_{\text{Oxid Zn}}; \quad E^\circ_{\text{Oxid Zn}} = 0,76 \text{ V} \Rightarrow E^\circ_{\text{Red Zn}} = -0,76 \text{ V}.$$

- Se procede de la misma forma. Como el potencial de la pila es 1,10 V, el cobre actuará como cátodo y en él ocurrirá la reducción:

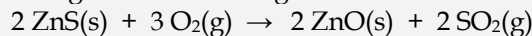


$$E^\circ = E^\circ_{\text{Red Cu}} + E^\circ_{\text{Oxid Zn}}; \quad 1,10 \text{ V} = E^\circ_{\text{Red Cu}} + 0,76 \text{ V} \Rightarrow E^\circ_{\text{Red Cu}} = 0,34 \text{ V}.$$

- 4 Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
- A igual molaridad, cuanto más débil es un ácido menor es el pH de sus disoluciones.
 - A un ácido fuerte le corresponde una base conjugada débil.
 - No existen disoluciones diluidas de un ácido fuerte.

- Falso. Si es más débil está menos disociado, menor será la concentración de H_3O^+ que origina y mayor, por tanto, será su pH.
- Verdadero: su constante de basicidad es inversa a la de acidez del ácido. Las constantes de equilibrio de un par conjugado están relacionadas mediante el producto iónico del agua de la forma: $K_w = K_a \cdot K_b$, por lo que cuánto mayor sea la del ácido, menor será la de su base conjugada ya que el producto de las dos ha de valer siempre 10^{-14} .
- Falso: no tiene nada que ver la concentración con la fortaleza. Puede existir un ácido fuerte (clorhídrico, por ejemplo) de una concentración muy pequeña (0,01 M, por ejemplo).

- 5 El sulfuro de cinc al tratarlo con oxígeno reacciona según:



Si las entalpías de formación de las diferentes especies expresadas en kJ/mol son:

$$(ZnS) : -184,1; (SO_2) : -70,9; (ZnO) : -349,3.$$

- ¿Cuál será el calor, a presión constante de una atmósfera, que se desprenderá cuando reaccionen 17 gramos de sulfuro de cinc con exceso de oxígeno?
- ¿Cuántos litros de SO_2 , medidos a 25 °C y una atmósfera, se obtendrán?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: O = 16; S = 32; Zn = 65,4.

- Con los calores de formación del $ZnS(s)$, $ZnO(s)$ y $SO_2(g)$, se puede calcular la entalpía de la reacción que interesa:

$$\Delta H_r^\circ = \sum(\Delta H_f^\circ \text{Productos}) - \sum(\Delta H_f^\circ \text{Reactivos}) = 2\Delta H_f^\circ \text{ZnO} + 2\Delta H_f^\circ \text{SO}_2 - 2\Delta H_f^\circ \text{ZnS} = -472,2 \text{ kJ}$$

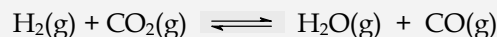
A partir de la entalpía correspondiente a la reacción de 2 mol de ZnS, se calcula la entalpía de 17 g:

$$17 \text{ g ZnS} \cdot \left(\frac{1 \text{ mol ZnS}}{97,4 \text{ g ZnS}} \right) \cdot \left(\frac{-472,2 \text{ kJ}}{2 \text{ mol ZnS}} \right) = -41,2 \text{ kJ}$$

- A partir de los 17 g de ZnS:

$$17 \text{ g ZnS} \cdot \left(\frac{1 \text{ mol ZnS}}{97,4 \text{ g ZnS}} \right) \cdot \left(\frac{2 \text{ moles } SO_2}{2 \text{ mol ZnS}} \right) \cdot \left(\frac{0,082 \text{ at} \cdot \text{L/K mol} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ at}} \right) = 4,26 \text{ L } SO_2$$

- 6 En un recipiente de 1L, a 2000 K, se introducen $6,1 \cdot 10^{-3}$ moles de CO_2 y una cierta cantidad de H_2 , produciéndose la reacción:



Si cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 6 atm, calcule:

- Los moles iniciales de H_2 .
- Los moles en el equilibrio de todas las especies químicas presentes.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. $K_C = 4,4$

- Será fácil averiguar lo que habrá sabiendo lo que se ha consumido:

	$CO_2(g)$	$H_2(g)$	$CO(g)$	$H_2O(g)$	Totales
Inicialmente	0,0061	n	-	-	0,0061 + n
Reaccionan	x	x	-	-	2x
Equilibrio	0,0061 - x	n - x	x	x	0,0061 + n

Como se conocen las condiciones de equilibrio, se puede calcular el número de moles en el mismo y con él, el número de moles iniciales de hidrógeno:

$$6 \text{ at} \cdot 1 \text{ L} = (0,0061 + n) \cdot 0,082 \text{ (at} \cdot \text{L/K mol)} \cdot 2000 \text{ K}; \quad n = 0,0305 \text{ m } H_2$$

- A partir del valor de la constante de equilibrio y de las cantidades iniciales se establece la siguiente ecuación:

$$K_C = \frac{x^2}{(0,0061 - x) \cdot (0,0305 - x)} = 4,4 \Rightarrow x = 0,0058$$

$$n_{CO_2} = 0,0003 \text{ m}; \quad n_{H_2} = 0,0247 \text{ m}; \quad n_{CO} = n_{H_2O} = 0,0058 \text{ m};$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

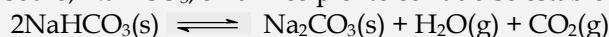
- Sulfito de sodio
- Hidróxido de níquel (II)
- Propanal
- HBrO
- SnCl₄
- CH₂=CHCH=CHCH₃

- Na₂SO₃
- Ni(OH)₂
- CH₃CH₂CHO
- Ácido hipobromoso. Oxobromato (I) de hidrógeno.
- Tetracloruro de estaño. Cloruro de estaño (IV). Cloruro estánnico.
- 1,3-Pentadieno.

2 a. Escriba las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes: Al (Z = 13), Na⁺ (Z = 11), O²⁻ (Z = 8).
 b. ¿Cuáles son isoelectrónicos?
 c. ¿Cuál o cuáles tienen electrones desapareados?

- Al: 1s²2s²2p⁶3s²3p¹. Na⁺: 1s²2s²2p⁶. O²⁻: 1s²2s²2p⁶
- El Na⁺ y el O²⁻, porque ambos poseen la misma distribución electrónica.
- Sólo el aluminio tiene un electrón desapareado, el de su orbital 3p. Al: 1s²2s²2p_x²2p_y²2p_z²3s²3p_x¹

3 Al calentar bicarbonato de sodio, NaHCO₃, en un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio:



Indique razonadamente, cómo se afectaría la posición del equilibrio si permaneciendo constante la temperatura:

- Se retira CO₂ del sistema.
- Se adiciona H₂O al sistema.
- Se retira parte de NaHCO₃ del sistema.

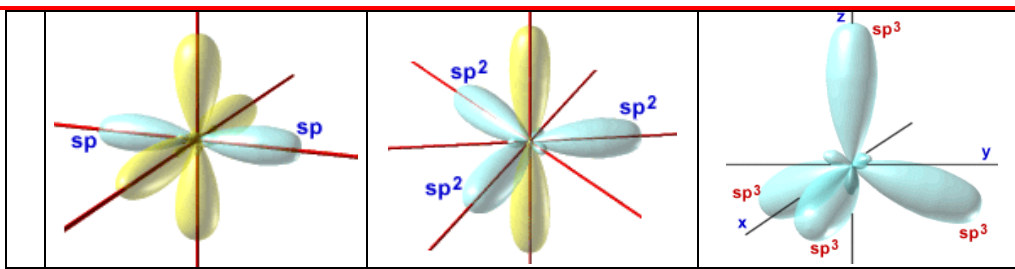
Según el Principio de Le Chatelier que sostiene que si en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los factores que influyen en el mismo (temperatura, presión o concentración), el sistema evoluciona de forma que se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación, se pueden razonar las tres cuestiones anteriores:

- Si se retira CO₂ el sistema se desplazará de forma que se reponga el retirado, esto es, formando más CO₂ o sea, hacia la derecha.
- El resultado será justamente al contrario que en el caso anterior, para consumir el agua adicionada, el sistema evoluciona desplazándose hacia la izquierda, hacia la formación de NaHCO₃.
- Dado que se trata de un sólido, la concentración del mismo no varía porque se aumente o disminuya su cantidad, permanecerá constante y por tanto el equilibrio no se desplazará en sentido alguno.

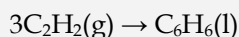
4 Indique el tipo de hibridación que presenta cada uno de los átomos de carbono en las siguientes moléculas:

- CH₃C≡CCH₃
- CH₃CH=CHCH₃
- CH₃CH₂CH₂CH₃

	CH ₃ C≡CCH ₃	CH ₃ CH=CHCH ₃	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃
a.	Hibridación sp en los carbonos centrales y sp ³ en los extremos.	Hibridación sp ² en los carbonos centrales y sp ³ en los extremos.	Hibridación sp ³ en los cuatro carbonos.



- 5 a. Calcule la variación de entalpía que se produce cuando se obtiene benceno a partir del acetileno (etino) según la reacción:



sabiendo que las entalpías de formación del acetileno gaseoso y del benceno líquido son 226'7 kJ/mol y 49'0 kJ/mol, respectivamente.

- b. Calcule el calor producido, a presión constante, cuando se queman 100 g de acetileno gaseoso sabiendo que: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393'5 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285'5 \text{ kJ/mol}$.

Masas atómicas: H = 1; C = 12.

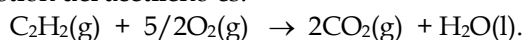
- a. Para cualquier reacción:

$$\Delta H_r^\circ = \Sigma(\Delta H_f^\circ \text{Productos}) - \Sigma(\Delta H_f^\circ \text{Reactivos})$$

En ésta:

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ \text{Benceno} - 3\Delta H_f^\circ \text{Acetileno} = -631,1 \text{ kJ}$$

- b. La reacción de combustión del acetileno es:



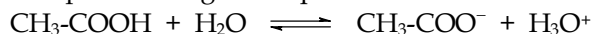
$$\Delta H_c^\circ = \Sigma(\Delta H_f^\circ \text{Productos}) - \Sigma(\Delta H_f^\circ \text{Reactivos}) = 2\Delta H_f^\circ \text{Dióxido} + \Delta H_f^\circ \text{Agua} - \Delta H_f^\circ \text{Benceno} = -1299,2 \text{ kJ/mol}$$

$$100 \text{ g C}_2\text{H}_2 \cdot \left(\frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{26 \text{ g C}_2\text{H}_2} \right) \cdot \left(\frac{-1023,8 \text{ kJ}}{2 \text{ mol C}_2\text{H}_2} \right) = -3.937,7 \text{ kJ}$$

- 6 Calcule:

- a. El pH de una disolución 0'1 M de ácido acético, CH_3COOH , cuyo grado de disociación es 1'33%.
b. La constante K_a del ácido acético

- a. El ácido acético en agua libera protones según el equilibrio:



	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+
Inicial	c	-	-
Disociados	$c\alpha$	-	-
Equilibrio	$c(1-\alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$


$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 0,1 \cdot 0,0133 = 2,87$$

- b. Conocidas las concentraciones en el equilibrio, se calcula el valor de K_a :

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c\alpha^2 = 1,79 \cdot 10^{-5}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Ácido cloroso
- Yoduro de amonio
- Ciclohexano
- As₂S₃
- KHCO₃
- CH₃CH₂COOCH₂CH₃

- HClO₂
- NH₄I
- 
- Trisulfuro de diarsénico. Sulfuro arsenioso. Sulfuro de arsénico (III).
- Hidrógencarbonato potásico. Hidrógenotrioxocarbonato (IV) de potasio. Carbonato ácido de potasio.
- Propanato de etilo. Propionato de etilo.

2 En una reacción en la que $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, se considera que ambas funciones termodinámicas permanecen constantes al cambiar la temperatura. Razone, en función de la temperatura, cuándo esta reacción:

- Estará en equilibrio.
- Será espontánea.

- Para que un proceso esté en equilibrio es necesario que $\Delta G = 0 \Rightarrow 0 = \Delta H - T\Delta S$; $\Delta H = T\Delta S$; Como es exotérmica ($\Delta H < 0$) con disminución del desorden ($\Delta S < 0$) puede suceder que se cumpla la condición anterior y esto sucederá a la temperatura: $T = \Delta H / \Delta S$.
- Para que sea espontánea $\Delta G < 0$. Como el término que queda negativo en la expresión de ΔG es el entálpico, para que el resultado sea negativo ha de suceder que $|\Delta H| > |T\Delta S|$. Esto sucederá cuando $T < \Delta H / \Delta S$, o sea, para temperaturas inferiores a la de equilibrio.

3 Cuatro elementos se designan arbitrariamente como A, B, C y D. Sus electronegatividades se muestran en la tabla siguiente:

Elemento	A	B	C	D
Electronegatividad	3'0	2'8	2'5	2'1

Si se forman las moléculas AB, AC, AD y BD:

- Clasifíquelas en orden creciente por su carácter covalente. Justifique la respuesta.
- ¿Cuál será la molécula más polar? Justifique la respuesta.

- El carácter covalente será mayor cuánto menor sea la diferencia de electronegatividad. Según Pauling, el porcentaje de carácter iónico en un enlace se puede calcular mediante la ecuación:

$$\% \text{ carácter iónico} = \left[1 - e^{-\frac{1}{4}(x_A - x_B)^2} \right] \cdot 100$$

donde x_A y x_B son las electronegatividades de los elementos que se enlazan. Si se calcula este carácter para las moléculas AB, AC, AD y BD, se obtiene respectivamente los siguientes porcentajes: 1,0%, 6,1%, 18,3% y 11,53%. El carácter iónico crece por tanto en el orden:

$$AB < AC < BD < AD$$

Como el carácter covalente es opuesto al iónico, el orden creciente de covalente será:

$$AD < BD < AC < AB$$

- La que forma A (máxima electronegatividad) con D (mínima electronegatividad). Al ser mayor la diferencia de electronegatividad, mayor será la polarización en el enlace que forma.

4

- ¿Cuál es la concentración en HNO₃ de una disolución cuyo pH es 1?
- Describa el procedimiento e indique el material necesario para preparar 100 mL de disolución de HNO₃ 10⁻²M a partir de la anterior.

- Si el pH vale 1, es porque $[H_3O^+] = 10^{-1}$. Al ser un ácido fuerte en la disolución acuosa no habrá

moléculas de HNO_3 sino H_3O^+ y NO_3^- en concentración de 0,1 M

- b. Como la disolución que se quiere preparar es 10 veces más diluida que la original, bastará con tomar 10 mL de la primera disolución y diluir con agua hasta 100 mL. Si no se aprecia esta relación se procede de forma general:

- Se comienza calculando la cantidad de soluto que necesitamos tener para preparar la disolución final ya que este soluto lo habremos de tomar de la disolución original:

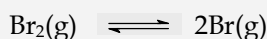
$$M = \frac{\text{moles HNO}_3}{V(\text{L}) \text{ disolución}} \Rightarrow \text{moles HNO}_3 = M \cdot V(\text{L}) \text{ disolución} = 0,01 \text{ M} \cdot 0,100 \text{ L} = 0,001 \text{ moles HNO}_3$$

- Como el soluto que necesitamos se encuentra a su vez disuelto en agua, hemos de calcular la cantidad de disolución precisa para que contenga ese soluto:

$$V(\text{L}) \text{ disolución} = \frac{\text{moles HNO}_3}{M} = \frac{0,001 \text{ moles HNO}_3}{0,1 \text{ M}} = 0,01 \text{ L Disolución original}$$

- Se mide dicho volumen con un probeta, se vierte en un vaso de precipitados y se añade agua sin llegar a 100 mL. Se traspara a un matraz aforado de 100 mL y se limpia con agua destilada la varilla, el vaso y el embudo utilizado, agua que se añade de nuevo al matraz. Por último se enrasa hasta 100 mL.

5 En la reacción:



la constante de equilibrio K_c , a 1200 °C, vale $1,04 \cdot 10^{-3}$

- Si la concentración inicial de bromo molecular es 1 M, calcule la concentración de bromo atómico en el equilibrio.
- ¿Cuál es el grado de disociación del Br_2 ?

- Si x es la cantidad de bromo que se disocia:

	Br_2	Br
Inicialmente	1	-
Reaccionan	x	-
Equilibrio	$1-x$	$2x$

$$K_c = 1,04 \cdot 10^{-3} = \frac{[\text{Br}^-]^2}{[\text{Br}_2]} = \frac{4x^2}{1-x}; 4x^2 + 1,04 \cdot 10^{-3} x - 1,04 \cdot 10^{-3} = 0 \Rightarrow x = 0,016 \Rightarrow [\text{Br}^-] = 0,032 \text{ mol/L}$$

- Se define el grado de disociación como el porcentaje de moles disociados respecto a los que inicialmente había, luego:

$$\alpha = 0,016 \text{ moles disociados} / 1 \text{ mol inicial} = 0,016 = 1,6\%$$

6 Por una cuba electrolítica que contiene cloruro de cobre (II) fundido, circula una corriente eléctrica de 3 A durante 45 minutos. Calcule:

- La masa de cobre que se deposita.
- El volumen de cloro que se desprende, medido en condiciones normales.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$; Masa atómica: $\text{Cu} = 63,5$.

- Con la intensidad y el tiempo, se calcula la carga que circula por la cuba y, con ésta, los equivalentes-gramo depositados.

$$Q = I t = 3 \text{ A} \cdot 2700 \text{ s} = 8100 \text{ C}$$

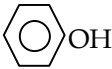
$$8100 \text{ C} \cdot \left(\frac{1 \text{ eq-g}}{96500 \text{ C}} \right) \cdot \left(\frac{63,5 \text{ g}}{2 \text{ eq-g}} \right) = 2,66 \text{ g}$$

- Como los equivalentes de cloro desprendidos son los mismos que los de cobre depositados se hace igual que antes:

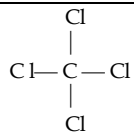
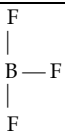
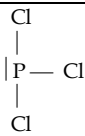
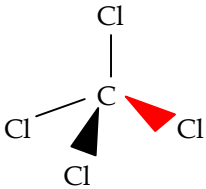
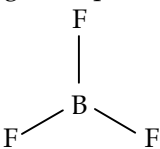
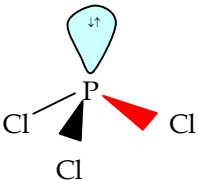
$$8100 \text{ C} \cdot \left(\frac{1 \text{ eq-g}}{96500 \text{ C}} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ eq-g Cl}_2} \right) \cdot \left(\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} \right) = 0,94 \text{ L}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

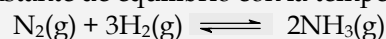
- Hipoyodito de sodio.
- Óxido de telurio (IV).
- Fenol
- LiCl
- CaH₂
- CH₃CH₂OCH₂CH₃

- NaIO
- TeO₂
- 
- Cloruro de litio. Cloruro de litio (I). Cloruro lítico.
- Dihidruro de calcio. Hidruro cálcico. Hidruro de calcio (II).
- Éter etílico. Dietiléter. Etoxietano.

2 Dadas las siguientes moléculas: CCl₄, BF₃ y PCl₃. a) Represente sus estructuras de Lewis. b) Prediga la geometría de cada una de ellas según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. c) Indique la polaridad de cada una de las moléculas.

	CCl ₄	BF ₃	PCl ₃
a.			
b.	Es una molécula del tipo AB ₄ , (cuatro pares de e ⁻ enlazantes), tendrá forma tetraédrica. 	Es una molécula del tipo AB ₃ , (tres pares de e ⁻ enlazantes), tendrá forma triangular equilátera. 	Molécula del tipo AB ₃ E, (tres pares de e ⁻ enlazantes y uno no enlazante), pirámide triangular. 
c.	Aunque estas dos moléculas tengan sus enlaces polarizados, con dipolo dirigido hacia cada halógeno por ser éste más electronegativo que el carbono o que el boro respectivamente, la geometría de la molécula anula esos dipolos de forma que la molécula será apolar.		En ésta los tres dipolos dirigidos hacia los cloros se suman y darán un dipolo total no nulo dirigido hacia la base que forman los cloros. Será polar.

3 La siguiente tabla presenta la variación de la constante de equilibrio con la temperatura para la síntesis del amoníaco según la reacción:



Temperatura(°C)	25	200	300	400	500
K _C	6 · 10 ⁵	0'65	0'011	6'2 · 10 ⁻⁴	7'4 · 10 ⁻⁵

Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La reacción directa es endotérmica.
- Un aumento de la presión sobre el sistema en equilibrio favorece la obtención de amoníaco.

- Al aumentar la temperatura, disminuye el valor de K_P por lo que la reacción será exotérmica. Sea una reacción exotérmica ($\Delta H < 0$) en la que se aumenta la temperatura ($T_2 > T_1$). Según la ecuación de Van't Hoff integrada:

$$\ln \frac{K_{P_2}}{K_{P_1}} = -\frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right); \text{ Si } T_2 > T_1 \Rightarrow \frac{1}{T_2} < \frac{1}{T_1} \Rightarrow \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} < 0 \Rightarrow -\frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) < 0 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \ln \frac{K_{P_2}}{K_{P_1}} < 0 \Rightarrow \frac{K_{P_2}}{K_{P_1}} < 1 \Rightarrow K_{P_2} < K_{P_1}$$

- b. Verdadero: el equilibrio se deslaza a dónde menos moles gaseosas existan para contrarrestar el aumento de presión.

4 Dada reacción: $\text{N}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g})$ $\Delta H = 43 \text{ kJ}$ y $\Delta S = 80 \text{ J/K}$

- a. Justifique el signo positivo de la variación entropía.
b. Si se supone que esas funciones termodinámicas no cambian con la temperatura ¿será espontánea la reacción a 27 °C?

- a. Por cada mol gaseoso que desaparece, aparecen 1,5 moles de sustancias gaseosas. Aumenta el desorden y por tanto la entropía.

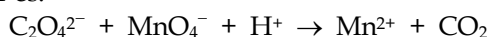
- b. Basta con sustituir:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 43 \text{ kJ} - 300 \text{ K} \cdot 0,08 \text{ kJ/k} = 19 \text{ kJ} > 0. \text{ No será espontánea.}$$

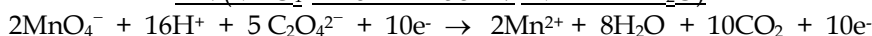
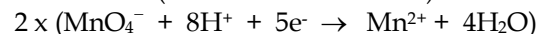
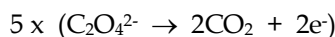
5 En una valoración, 31'25 mL de una disolución 0'1 M de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (oxalato de sodio) en medio ácido consumen 17'38 mL de una disolución de KMnO_4 de concentración desconocida. Sabiendo que el oxalato pasa a CO_2 y el permanganato a Mn^{2+} . a) Ajuste la ecuación iónica por el método del ion-electrón. b. Calcule la concentración de la disolución de KMnO_4 .

Datos: Masas atómicas: O = 16; K = 39; Mn = 55.

- a. La ecuación iónica sin ajustar es:



Para que el número de electrones intercambiados sea el mismo:



A partir de la iónica, se completa la molecular:



- b. A partir de la cantidad de la cantidad de oxalato se calcula la de permanganato:

$$0,03125 \text{ L DU } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \left(\frac{0,1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{1 \text{ L DU } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} \right) \cdot \left(\frac{2 \text{ mol } \text{KMnO}_4}{5 \text{ mol } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} \right) \Bigg/ 0,017381 \text{ DU} = 0,072 \text{ M}$$

6 Se disuelven 23 g de ácido metanoico, HCOOH , en agua hasta obtener 10 litros de disolución. La concentración de iones H_3O^+ es 0'003 M. Calcule:

- a. El pH de la disolución y el grado de disociación.
b. La constante K_a del ácido.

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

- a. Suponiendo un grado de disociación α y calculando previamente la concentración inicial:

$$23 \text{ g HCCOH} \cdot \left(\frac{1 \text{ mol HCCOH}}{46 \text{ g HCCOH}} \right) \Bigg/ 10 \text{ L DU} = 0,05 \text{ M}$$

	H-COOH	H-COO ⁻	H ₃ O ⁺
Inicial	0,05	-	-
Disociados	0,05 α	-	-
Equilibrio	0,05(1- α)	0,05 α	0,05 α

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,003 = 2,52$$

$$\alpha = [\text{H}_3\text{O}^+] / c = 0,003 / 0,05 = 0,06 = 6\%$$

$$b. K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0,05 \cdot 0,06^2}{1-0,06} = 1,9 \cdot 10^{-4}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Perclorato de cromo (III)
- Nitrato de paladio (II)
- Propanona
- H_2SO_3
- CsOH
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$

- $\text{Cr}(\text{ClO}_4)_3$
- $\text{Pd}(\text{NO}_3)_2$
- CH_3COCH_3
- Ácido sulfuroso. Trioxosulfato (IV) de hidrógeno.
- Hidróxido de cesio. Hidróxido de cesio (I). Hidróxido césico.
- Bromoetano. Bromuro de etilo.

2 Los elementos X, Y y Z tienen números atómicos 13, 20 y 35, respectivamente.

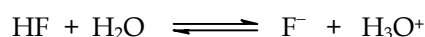
- Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- ¿Serían estables los iones X^{2+} , Y^{2+} y Z^{2-} ? Justifique las respuestas.

- Al ($Z = 13$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ o $[\text{Ne}]3s^2 3p^1$
Ca ($Z = 20$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2$ o $[\text{Ar}]4s^2$
Br ($Z = 35$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^{10} 4p^5$ o $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^5$
- Z^{2-} (Br^{2-}) será el más inestable de los tres, el elemento Z tendrá sólo un ión estable, aquel con el que consigue la configuración electrónica de gas noble: Z^- (bromuro).
 X^{2+} tampoco lo será. X formará dos iones estables: X^+ y X^{3+} , siendo el último de ellos el más estable con diferencia, que corresponde al ión Al^{3+} . Pero nunca formará el X^{2+} .
 Y^{2+} si lo será (corresponde al Ca^{2+}) porque fácilmente perderá sus dos electrones del orbital 4s para conseguir configuración de gas noble.

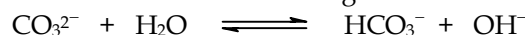
3 Explique cuál o cuáles de las siguientes especies químicas, al disolverse en agua, formará disoluciones con pH menor que siete.

- HF.
- Na_2CO_3 .
- NH_4Cl .

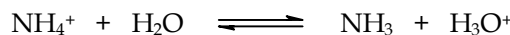
- La de HF sí, porque en su disociación produce hidrogenoiones y su disolución tendrá carácter ácido:



- No. Ocurre todo lo contrario. Los iones Na^+ no producen reacciones de hidrólisis y los iones carbonato generan iones OH^- al reaccionar con el agua. Será una disolución básica.



- La de cloruro amónico sí tendrá carácter ácido porque el ión amonio en su hidrólisis genera hidrogenoiones. El ión cloruro no se hidroliza:

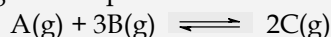


4 Complete las siguientes reacciones e indique el tipo al que pertenecen:

- $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{HCl} \rightarrow$
- $\text{BrCH}_2\text{-CH}_2\text{Br} (\text{KOH}/\text{Etanol}) \rightarrow 2 \text{KBr} +$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 (h\nu) \rightarrow \text{HCl} +$

- $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CHCl}$ (Adición electrófila)
- $\text{BrCH}_2\text{-CH}_2\text{Br} (\text{KOH}/\text{Etanol}) \rightarrow 2 \text{KBr} + \text{CH}_2=\text{CH}_2$ (Eliminación)
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 (h\nu) \rightarrow \text{HCl} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$ (Sustitución radicalaria)

5 En un recipiente de 10 litros se introducen 2 moles de compuesto A y 1 mol del compuesto B. Se calienta a 300°C y se establece el siguiente equilibrio:

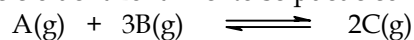


Sabiendo que cuando se alcanza el equilibrio el número de moles de B es igual al de C. Calcule:

- Las concentraciones de cada componente en el equilibrio.
- El valor de las constantes de equilibrio K_C y K_P a esa temperatura.

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

- Haciendo un pequeño ejercicio de razonamiento se puede completar la siguiente tabla fácilmente:



	A	B	C
Inicial	0,2	0,1	-
Disociados	x	Se gasta el triple que de A, luego: 3x	-
Equilibrio	0,2 - x	0,1 - 3x	Se produce doble que de A, luego 2x

Como en el equilibrio $[\text{B}] = [\text{C}] \Rightarrow 0,1 - 3x = 2x$; $x = 0,1/5 \text{ (mol/L)} = 0,02 \text{ mol/L}$. En el equilibrio:

$$[\text{A}] = 0,18 \text{ mol/L}; \quad [\text{B}] = [\text{C}] = 0,04 \text{ mol/L}$$

- Aplicando la definición de constante de equilibrio:

$$K_C = \frac{[\text{C}]^2}{[\text{A}][\text{B}]^3} = \frac{0,04^2}{0,18 \cdot (0,04)^3} = 138,9 \text{ (mol/L)}^{-2}; \quad K_P = K_C (\text{RT})^{\Delta n} = 138,9 (0,082 \cdot 573)^{-2} = 0,063 \text{ at}^{-2}$$

6 Dada la reacción:



- Determine la cantidad de calor, a presión constante, que es necesario suministrar para descomponer 3 kg de carbonato de calcio.
- ¿Qué cantidad de carbonato de calcio se deberá utilizar para producir 7 kg de óxido de calcio si el rendimiento es del 90%?

Datos: Entalpías de formación (en kJ/mol): $(\text{CaCO}_3) = -1209,6$; $(\text{CO}_2) = -393,3$; $(\text{CaO}) = -635,1$.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40.

- La entalpía de cualquier reacción se define como:

$$\Delta H_{\text{r}}^{\circ} = \Sigma(\Delta H_{\text{f}}^{\circ} \text{Productos}) - \Sigma(\Delta H_{\text{f}}^{\circ} \text{Reactivos})$$

En este caso:

$$\Delta H_{\text{r}}^{\circ} = \Delta H_{\text{f}}^{\circ} \text{CaO} + \Delta H_{\text{f}}^{\circ} \text{CO}_2 - \Delta H_{\text{f}}^{\circ} \text{CaCO}_3 = -635,1 \text{ kJ} + (-393,3 \text{ kJ}) - (-1209,6 \text{ kJ}) = 181,2 \text{ kJ/mol}$$

$$3000 \text{ kg CaCO}_3 \cdot \left(\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \right) \cdot \left(\frac{181,2 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \right) = 5436 \text{ kJ}$$

-

$$7000 \text{ kg CaO} \cdot \left(\frac{100 \text{ g CaCO}_3}{56 \text{ g CaO}} \right) \cdot \left(\frac{100 \text{ g teóricos}}{90 \text{ reales}} \right) = 13889 \text{ g CaCO}_3$$

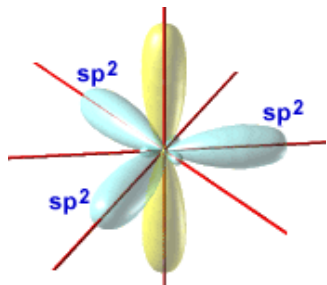
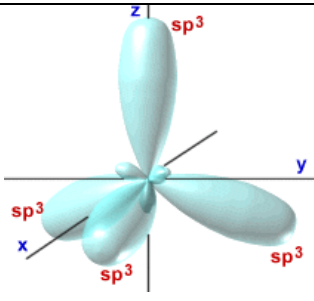
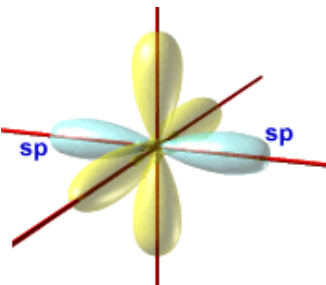
1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Óxido de magnesio
- Cromato de mercurio (I)
- 3-Etil-3-metilpentano
- PbSO_4
- PH_3
- $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$

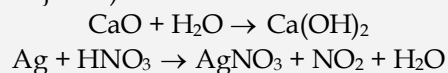
- MgO
- Hg_2CrO_4
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{C}(\text{CH}_2\text{CH}_3)_2$
 $\quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad \text{CH}_3$
- Sulfato de plomo (II). Sulfato plumboso. Tetraoxosulfato (VI) de plomo (II).
- Fosfina. Trihidruro de fósforo.
- Butanona. Etilmetilcetona.

2 Dadas las moléculas CH_4 , C_2H_2 , C_2H_4 , razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- En la molécula C_2H_4 los dos átomos de carbono presentan hibridación sp^3 .
- El átomo de carbono de la molécula CH_4 posee hibridación sp^3 .
- La molécula de C_2H_2 es lineal.

a	b	c
Falso. presentan hibridación sp^2 , con un orbital p sin hibridar para que se pueda formar el doble enlace por encima y por debajo del plano que forman los híbridos.	Verdadero: con los cuatro orbitales híbridos dirigidos hacia los vértices de un tetraedro regular.	Verdadero: presenta una hibridación sp en la que los orbitales híbridos forman entre sí un ángulo de 180° .
		

3 Dadas las siguientes reacciones (sin ajustar):



Razone:

- Si son de oxidación-reducción.
- ¿Qué especies se oxidan y qué especies se reducen?

- La primera no es redox ya que no cambian sus estados de oxidación.
La segunda si es: $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+$ y $\text{N}^{5+} \rightarrow \text{N}^{4+}$
- La plata es el reductor porque se oxida: $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + 1\text{e}^-$
El ácido nítrico es el oxidante porque se reduce: $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

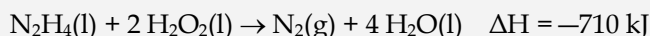
4 Tenemos 250 mL de una disolución de KOH 0'2 M.

- ¿Cuántos moles de KOH hay disueltos?
- ¿Cuántos gramos de KOH hay disueltos?
- Describa el procedimiento e indique el material necesario para preparar la disolución.

Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{K} = 39$.

- $0,25 \text{ L} \cdot (0,2 \text{ m/L}) = 0,05 \text{ moles de KOH.}$
- $0,05 \text{ moles} \cdot (56 \text{ g/mol}) = 2,8 \text{ g de KOH.}$
- Se procede:
 - Se pesan 2,8 g de KOH utilizando un pesasustancias.
 - Se disuelven en un vaso de precipitados en una cantidad de agua destilada muy inferior al volumen de la disolución que se quiere preparar.
 - Se observa si se calienta y si es así se vierte la disolución en un matraz aforado de 250 mL cuando esté fría.
 - Se enjuaga la varilla y el vaso utilizado con agua destilada y esta agua se vierte también al matraz, enrasando después hasta 250 mL.

5 La reacción entre la hidracina (N_2H_4) y el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) se utiliza para la propulsión de cohetes:



Las entalpías de formación de $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$ y del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son $-187,8 \text{ kJ/mol}$ y $-285,5 \text{ kJ/mol}$, respectivamente.

- Calcule la entalpía de formación de la hidracina.
- ¿Qué volumen de nitrógeno, medido a -10°C y 50 mm de mercurio, se producirá cuando reaccionen 64 g de hidracina?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$.

a. Como la entalpía de cualquier reacción se puede calcular de la forma:

$$\Delta H_{\text{r}}^\circ = \Sigma(\Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Productos}) - \Sigma(\Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Reactivos})$$

$$\Delta H_{\text{r}}^\circ = 4\Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Agua} - 2\Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Peróxido} - \Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Hidracina}$$

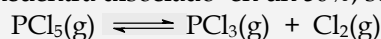
$$-710 \text{ kJ} = 4m \cdot (-285,5 \text{ kJ/mol}) - 2m \cdot (-187,8 \text{ kJ/mol}) - \Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Hidracina}$$

$$\Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Hidracina} = 56,4 \text{ kJ/mol}$$

b.

$$64 \text{ g N}_2\text{H}_4 \cdot \left(\frac{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4}{32 \text{ g N}_2\text{H}_4} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol N}_2}{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4} \right) \cdot \left(\frac{0,082 (\text{at} \cdot \text{L}/\text{K mol}) 263 \text{ K}}{0,066 \text{ at}} \right) = 653,5 \text{ L}$$

6 A 200°C y 2 atmósferas el PCl_5 se encuentra disociado en un 50%, según el siguiente equilibrio:



Calcule:

- La presión parcial de cada gas en el equilibrio.
- Las constantes K_{C} y K_{P} a esa temperatura.

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

a. Suponiendo n moles iniciales:



	PCl_5	PCl_3	Cl_2	Total
Inicial	n	-	-	
Disociados	$n\alpha$	-	-	
Equilibrio	$n(1-\alpha)$	$n\alpha$	$n\alpha$	$n(1+\alpha)$

$$P_{\text{PCl}_5} = \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} P = \frac{1-\alpha}{1+\alpha} P = 0,667 \text{ at}; \quad P_{\text{PCl}_3} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P = \frac{\alpha}{1+\alpha} P = 0,667 \text{ at.}$$

b.

$$K_{\text{P}} = \frac{P_{\text{PCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}} = \frac{\left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} \right)^2 P^2}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} \right) P} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} P = \frac{0,5^2}{1-0,5^2} 2 \text{ at} = 0,67 \text{ at}$$

$$K_{\text{C}} = K_{\text{P}} (\text{RT})^{-\Delta n} = 0,67 \text{ at} [0,082 (\text{at} \cdot \text{L}/\text{K mol}) 473 \text{ K}]^{-1} = 0,0172 \text{ mol/l}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hidróxido de bario
- Permanganato de litio
- Dietil éter
- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- B_2O_3
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$

- $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- LiMnO_4
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$
- Fosfato cálcico. Bis(tetraxofosfato (V)) de tricalcio.
- Trióxido de diboro. Óxido de boro (III).
- 1-Cloropentano.

2 Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a elementos neutros:

A ($1s^2 2s^2 2p^2$); B ($1s^2 2s^2 2p^5$); C ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$); D ($1s^2 2s^2 2p^4$).

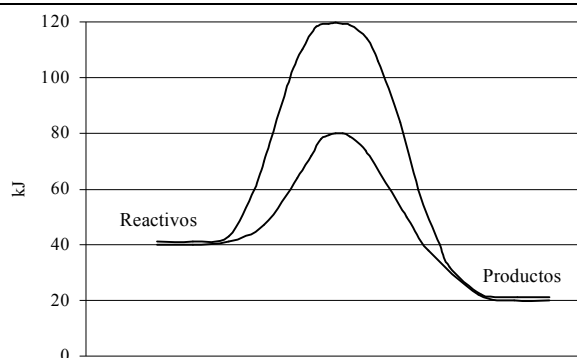
Indique razonadamente:

- El grupo y periodo al que pertenece cada elemento.
- El elemento de mayor y el de menor energía de ionización.
- El elemento de mayor y el de menor radio atómico.

- A: 2º período y grupo 14 (Carbono).
B: 2º período, grupo 17 (Flúor).
C: 4º período, grupo 1 (Potasio).
D: 2º período, grupo 16 (Oxígeno).
- Como la energía de ionización decrece con el tamaño, el de menor energía de ionización será el C (K) y el de mayor será el B (F).
- Dado que el tamaño del átomo viene dado fundamentalmente por el número cuántico principal, el mayor será el D (K). Los otros tres pertenecen a un mismo período en el que debido al aumento de carga nuclear efectiva y, por tanto, mayor atracción entre los electrones y el núcleo, a medida que se avanza hacia la derecha en el período disminuirá el radio atómico por lo que el más pequeño será el B (F).

3 La figura muestra dos caminos posibles para una cierta reacción. Uno de ellos corresponde a la reacción en presencia de un catalizador:

- ¿Cuál es el valor de la energía de activación de la reacción catalizada?
- ¿Cuál es el valor de la entalpía de la reacción?
- ¿Qué efecto producirá un aumento de la temperatura en la velocidad de la reacción?

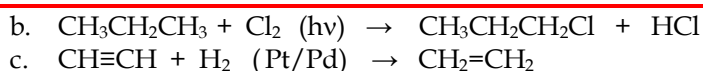


- $E_{a \text{ cataliz.}} = 80 \text{ kJ} - 40 \text{ kJ} = 40 \text{ kJ}$.
- $\Delta H = H_{\text{Productos}} - H_{\text{Reactivos}} = 20 \text{ kJ} - 40 \text{ kJ} = -20 \text{ kJ}$
- La velocidad de reacción aumenta con la temperatura, ya que al aumentar ésta, aumenta la energía cinética de las partículas y con ello también aumenta el número de choques eficaces.

4 Complete las siguientes reacciones e indique de qué tipo son:

- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \text{ (} h\nu \text{)} \rightarrow$
- $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \text{ (Pt/Pd)} \rightarrow$

- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHBrCH}_3$



5 Una disolución acuosa de ácido clorhídrico tiene una riqueza en peso del 35% y una densidad de 1'18 g/cm³. Calcule:

- a. El volumen de esa disolución que debemos tomar para preparar 500 mL de disolución 0'2 M de HCl.
 b. El volumen de disolución de NaOH 0'15 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución diluida del ácido.

Datos: Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.

a. Llamando DU₂ al disolución que se quiere preparar y DU₁ a la disolución original de donde se parte:

$$0,5\text{L DU}_2 \cdot \frac{0,2\text{ mol SO}}{1\text{L DU}_2} \cdot \frac{36,5\text{ g SO}}{1\text{ mol SO}} \cdot \frac{100\text{ g DU}_1}{35\text{ g SO}} \cdot \frac{1\text{ ml DU}_1}{1,18\text{ g DU}_1} = 8,84\text{ ml DU}_1$$

b. $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Como el número de moles de clorhídrico y el de sosa son iguales:

$$N^{\circ} \text{ moles de ácido} = N^{\circ} \text{ moles de base}$$

$$M_{\text{Disolución ácido}} \cdot V_{\text{Disolución ácido}} = M_{\text{Disolución base}} \cdot V_{\text{Disolución base}}$$

$$0,2 \text{ (m/L)} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,15 \text{ (m/L)} \cdot V \Rightarrow V = 0,067 \text{ L de disolución de NaOH}$$

6 El principal método de obtención del aluminio comercial es la electrolisis de las sales de Al³⁺ fundidas.

- a. ¿Cuántos culombios deben pasar a través del fundido para depositar 1kg de aluminio?
 b. Si una célula electrolítica industrial de aluminio opera con una intensidad de corriente de 40.000 A. ¿Cuánto tiempo será necesario para producir 1 kg de aluminio?

Datos: Faraday = 96500 C. Masa atómica: Al = 27.

a. Sabiendo, según las leyes de Faraday, que cada equivalente-gramo de sustancia que se deposita necesita 1 faraday (96500 C):


$$1000\text{ g Al} \cdot \frac{3\text{ eq - g Al}}{27\text{ g Al}} \cdot \frac{96500\text{ C}}{1\text{ eq - g Al}} = 10.722.222 \text{ Cul.}$$

b.

$$t = Q/I = 10.722.222 \text{ C} / 40.000 \text{ A} = 268 \text{ s}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Sulfuro de hidrógeno
- Nitrito de plata
- Clorobenceno
- Mn(OH)₂
- H₂SeO₃
- CH₃CHO

- H₂S
- AgNO₂
- 
- Dihidróxido de manganeso. Hidróxido manganeso. Hidróxido de manganeso (II).
- Ácido sulfuroso. Trioxosulfato (IV) de hidrógeno.
- Etanal. Acetaldehído.

2 Los átomos neutros X, Y, Z, tienen las siguientes configuraciones:

$$X=1s^22s^2p^1; \quad Y=1s^22s^2p^5; \quad Z=1s^22s^2p^63s^2.$$

- Indique el grupo y el periodo en el que se encuentran.
- Ordénelos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad.
- ¿Cuál es el de mayor energía de ionización?

- X : 2º período, grupo 13) (Boro);
Y : 2º período, grupo 15) (Nitrógeno);
Z : 3º período, grupo 2) (Magnesio).
- La electronegatividad es la tendencia de los átomos a atraer hacia los electrones que forman un enlace en una molécula. Será mayor cuanto más pequeño sea el átomo (más cerca estarán del núcleo) y cuanto más cercana esté su configuración electrónica a la de gas noble, Luego:
 $\epsilon_Z < \epsilon_X < \epsilon_Y$ ($\epsilon_{Mg} < \epsilon_B < \epsilon_N$)
- Aquel en el que sea más difícil arrancar un electrón en estado gaseoso y fundamental según la definición de energía de ionización, éste será el de menor tamaño, donde los electrones están más cercanos del núcleo y por tanto más atraídos: Y. (Nitrógeno).

- 3
- ¿Cuál es el pH de 50 mL de una disolución de HCl 0'5 M?
 - Si añadimos agua a los 50 mL de la disolución anterior hasta alcanzar un volumen de 500 mL, ¿cuál será el nuevo pH?
 - Describe el procedimiento a seguir y el material necesario para preparar la disolución más diluida.

- $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,5 = 0,3$
- Como la disolución es 10 veces más diluida, la concentración de H₃O⁺ es 10 veces menor y el pH será una unidad mayor.
 $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,05 = 1,3$
- Se procede:
 - Con una probeta se miden los 50 mL de la primera disolución.
 - Se disuelven en un vaso de precipitados en una cantidad de agua destilada muy inferior al volumen de la disolución que se quiere preparar.
 - Se observa si se calienta y si es así se vierte la disolución en un matraz aforado de 500 mL cuando esté fría.
 - Se enjuaga la varilla y el vaso utilizado con agua destilada y esta agua se vierte también al matraz, enrasando después hasta 500 mL.

4 Dado el equilibrio:



Señale, razonadamente, cuál de las siguientes medidas produce un aumento de la concentración de monóxido de carbono:

- Elevar la temperatura.
- Retirar vapor de agua de la mezcla en el equilibrio.
- Introducir H_2 en la mezcla en equilibrio.

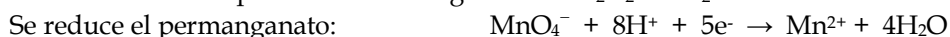
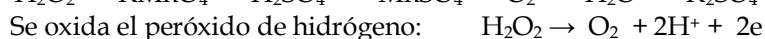
- Si conviene elevar la temperatura porque se favorece el sentido endotérmico de la reacción, se desplaza el equilibrio hacia la derecha y se forma, por tanto, monóxido de carbono.
- No, porque si se retira vapor de agua, el sistema intenta generarlo desplazando el equilibrio hacia la izquierda y consumiendo, por tanto, monóxido de carbono.
- Introducir hidrógeno provoca el mismo efecto que retirar vapor de agua. El sistema evolucionará gastando el hidrógeno introducido, desplazándose hacia la izquierda y consumiendo, por tanto, monóxido de carbono.

5 El $KMnO_4$, en medio ácido sulfúrico, reacciona con el H_2O_2 para dar $MnSO_4$, O_2 , H_2O y K_2SO_4 .

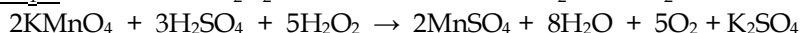
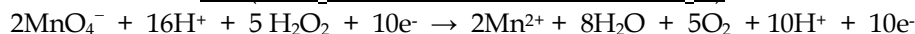
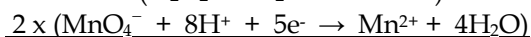
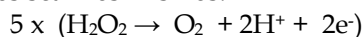
- Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón.
- ¿Qué volumen de O_2 medido a 1520 mm de mercurio y $125^\circ C$ se obtiene a partir de 100 g de $KMnO_4$?

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; K = 39; Mn = 55.

a. La ecuación molecular es:



Para que los electrones intercambiados sean los mismos:



b.

$$100 \text{ g } KMnO_4 \cdot \left(\frac{1 \text{ mol } KMnO_4}{158 \text{ g } KMnO_4} \right) \cdot \left(\frac{5 \text{ moles } O_2}{2 \text{ mol } KMnO_4} \right) \cdot \left(\frac{0,082 \text{ at} \cdot \text{L} / \text{K mol} \cdot 398 \text{ K}}{2 \text{ at}} \right) = 25,82 \text{ L de } O_2$$

6 Uno de los alimentos más consumido es la sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$. Cuando reacciona con el oxígeno se transforma en dióxido de carbono y agua desprendiendo $348,9 \text{ kJ/mol}$, a la presión de una atmósfera. El torrente sanguíneo absorbe, por término medio, 26 moles de O_2 en 24 horas. Con esta cantidad de oxígeno:

- ¿Cuántos gramos de sacarosa se pueden quemar al día?
- ¿Cuántos kJ se producirán en la combustión?

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16

a.

$$C_{12}H_{22}O_{11} + 12O_2 \rightarrow 12CO_2 + 11H_2O \quad \Delta H = -348,9 \text{ kJ/mol}$$

$$\left(\frac{26 \text{ moles } O_2}{1 \text{ día}} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{12 \text{ moles } O_2} \right) \cdot \left(\frac{342 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}}{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} \right) = 741 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11} / \text{día}$$

b.

$$26 \text{ moles } O_2 \cdot \left(\frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{12 \text{ moles } O_2} \right) \cdot \left(\frac{348,9 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} \right) = 755,95 \text{ kJ}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hidrogenosulfato de potasio
- Óxido de vanadio (V)
- Ácido 2-metilpentanoico
- RbClO_4
- BaCl_2
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NHCH}_3$

- KHSO_4
- V_2O_5
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{COOH}$
- Perclorato de rubidio. Tetraoxoclorato (VII) de rubidio.
- Cloruro bórico. Cloruro de bario (II). Dicloruro de bario.
- Etilmetilamina. N-metiletanamina.

2 Dados los siguientes compuestos: CaF_2 , CO_2 , H_2O .

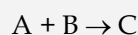
- Indique el tipo de enlace predominante en cada uno de ellos.
- Ordene los compuestos anteriores de menor a mayor punto de ebullición. Justifique las respuestas.

- Enlace claramente iónico en fluoruro de cálcico porque está formado por un metal muy electropositivo y el no metal más electronegativo.
Covalente en el dióxido de carbono con fuerzas de Van der Waals entre sus moléculas.
Covalente en el agua con enlaces de hidrógeno entre sus moléculas.
- Esta clasificación sirve para responder a la segunda cuestión. Un compuesto iónico tiene mayor punto de ebullición que un covalente molecular, y dentro de estos últimos, tendrá mayor punto de ebullición aquellos que poseen enlaces de hidrógeno intermoleculares frente a los que sólo presentan fuerzas de Van der Waals. Por tanto el punto de ebullición variará:

$$PE_{\text{Dióxido de carbono}} < PE_{\text{Agua}} < PE_{\text{Cloruro cálcico}}$$

Los puntos de ebullición del dióxido de carbono y agua son respectivamente son: -78°C y 100°C . Sólo el de fusión del cloruro cálcico es 782°C .

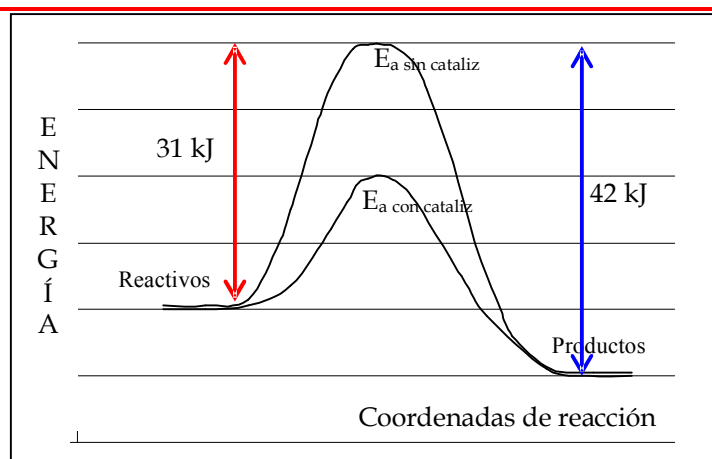
3 Para una reacción hipotética:



en unas condiciones determinadas, la energía de activación de la reacción directa es 31 kJ, mientras que la energía de activación de la reacción inversa es 42 kJ.

- Represente, en un diagrama energético, las energías de activación de la reacción directa e inversa.
- La reacción directa, ¿es exotérmica o endotérmica? Razone la respuesta.
- Indique cómo influirá en la velocidad de reacción la utilización de un catalizador.

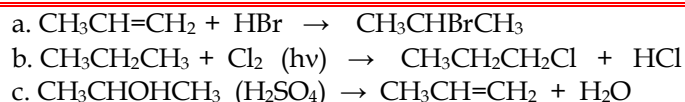
- Si la energía de activación de la reacción directa es menor que la de la reacción inversa, la reacción, como se aprecia en el diagrama, ha de ser forzosamente exotérmica y su entalpía valdrá: $31 \text{ kJ} - 42 \text{ kJ} = -11 \text{ kJ}$
- La presencia de un catalizador rebaja la energía de activación,



4 Ponga un ejemplo de cada una de las siguientes reacciones:

- Adición a un alqueno.

- b. Sustitución en un alcano.
- c. Deshidratación de un alcohol.



5 Se disuelven 5 g de NaOH en agua suficiente para preparar 300 mL de disolución. Calcule:

- a. La molaridad de la disolución y el valor del pH.
- b. La molaridad de una disolución de HBr, de la que 30 mL de la misma son neutralizados con 25 mL de la disolución de la base.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23.

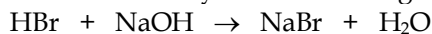
a.

$$\left(\frac{5 \text{ g NaOH}}{0,3 \text{ L DU}}\right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ gNaOH}}\right) = 0,42 \text{ M}$$

Como el NaOH está completamente dissociado al ser una base fuerte, la concentración de hidroxilos será 0,42 M y por tanto:

$$\text{pOH} = -\log 0,42 = 0,38 \Rightarrow \text{pH} = 13,62$$

- b. Como el número de moles de bromhídrico y el de sosa son iguales:



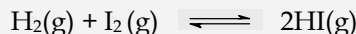
Nº moles de ácido = Nº moles de base

$$M_{\text{Disolución ácido}} \cdot V_{\text{Disolución ácido}} = M_{\text{Disolución base}} \cdot V_{\text{Disolución base}}$$

$$M_{\text{Disolución ácido}} \cdot 0,03 \text{ L} = 0,42 \text{ (m/L)} \cdot 0,025 \text{ L} \Rightarrow M_{\text{Disolución ácido}} = 0,35 \text{ M}$$

6 Se introduce una mezcla de 0'5 moles de H₂ y 0'5 moles de I₂ en un recipiente de 1 litro y se calienta a la temperatura de 430 °C. Calcule:

- a. Las concentraciones de H₂, I₂ y HI en el equilibrio, sabiendo que, a esa temperatura, la constante de equilibrio K_C es 54'3 para la reacción:



- b. El valor de la constante K_P a la misma temperatura.

- a. Llamando x a los moles que se disocian, se construye la tabla:

	H ₂	I ₂	HI
Conc. Iniciales	0,5	0,5	-
Reaccionan	x	x	
Equilibrio	0,5 - x	0,5 - x	2x

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{I}_2][\text{H}_2]}; \quad 54,3 = \frac{4x^2}{(0,5-x)^2}; \quad \sqrt{54,3} = \frac{2x}{0,5-x} \Rightarrow x = 0,394$$

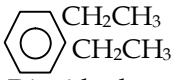
$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0,106 \text{ m/L} \quad [\text{HI}] = 0,788 \text{ m/L}$$

- b. Como Δn = 0, las diferentes constantes de equilibrio tendrán el mismo valor:

$$K_c = K_p = 54,3$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Sulfuro de cinc
- Yodito de cesio
- 1,2-Dietilbenceno
- UO_2
- $\text{Sn}(\text{NO}_3)_4$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$

- ZnS
- CsIO_2
- 
- Dióxido de uranio. Óxido de uranio (IV).
- Nitrato estánnico. Tetraquis(trioxonitrato (V)) de estaño.
- Ácido propanoico. Ácido propiónico.

2 Dados los siguientes grupos de números cuánticos (n, l, m):

(3, 2, 0); (2, 3, 0); (3, 3, 2); (3, 0, 0); (2, -1, 1); (4, 2, 0).

Indique:

- ¿Cuáles no son permitidos y por qué?
- Los orbitales atómicos que se corresponden con los grupos cuyos números cuánticos sean posibles.

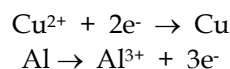
- No son permitidos:
 - (2,3,0) porque el número cuántico secundario (l) ha de ser menor que el principal (n)
 - (3,3,2) por la misma razón.
 - (2,-1,1) porque el número cuántico secundario (l) no puede ser negativo.
- Los permitidos corresponden los orbitales:
 - (3,2,0) Orbital 3d.
 - (3,0,0) Orbital 3s.
 - (4,2,0) Orbital 4d.

3 Se construye una pila, en condiciones estándar, con un electrodo de cobre y un electrodo de aluminio.

- Indique razonadamente cuál es el cátodo y cuál el ánodo.
- Calcule la f.e.m de la pila.

Datos: Potenciales estándar de reducción: $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0'34 \text{ V}$; $\text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1'65 \text{ V}$.

- El cátodo es el electrodo de Cu porque su E° es mayor y será el ión Cu^{2+} el que se reduzca y el ánodo el de Al.



- $E^\circ = E^\circ_{\text{Red Cu}} + E^\circ_{\text{Oxid Al}} = 0,34 \text{ V} + 1,65 \text{ V} = 1,99 \text{ V}$

4 Las fórmulas moleculares de tres hidrocarburos lineales son: C_3H_6 , C_4H_{10} y C_5H_{12} . Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Los tres pertenecen a la misma serie homóloga.
- Los tres presentan reacciones de adición.
- Los tres poseen átomos de carbono con hibridación sp^3 .

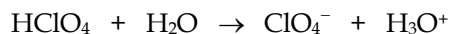
- Falso. El primero es un alqueno y los dos últimos son alcanos.
- Falso. Sólo los hidrocarburos insaturados presentan reacciones de adición, o sea, sólo el C_3H_6 .
- Verdadero: en los dos alcanos todos los carbonos tienen hibridación sp^3 y en el alqueno el carbono que no forma parte del doble enlace.

5 Calcule:

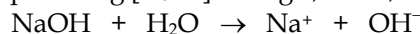
- El pH de una disolución 0'03 M de ácido perclórico, HClO_4 , y el de una disolución 0'05 M de NaOH.

b. El pH de la disolución que resulta al mezclar 50 mL de cada una de las disoluciones anteriores (suponga que los volúmenes son aditivos).

a. Tanto el ácido perclórico (ácido fuerte) como el hidróxido sódico (base fuerte) se disocian totalmente:

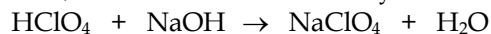


$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,03 = 1,52$$



$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log 0,05 = 12,7$$

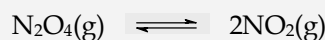
b. Como hay más moles de sosa, ésta neutralizará al ácido y sobraré.



$$[\text{OH}^-]_{\text{Exceso}} = \frac{0,05\text{L } 0,05\text{m/L} - 0,05\text{L } 0,03\text{m/L}}{0,05\text{L} + 0,05\text{L}} = 0,01\text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 14 + \log [\text{OH}^-] = 14 + \log 0,01 = 12$$

6 En un recipiente de 2 litros que se encuentra a 25 °C, se introducen 0'5 gramos de N₂O₄ en estado gaseoso y se produce la reacción :

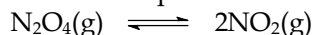


Calcule:

- La presión parcial ejercida por el N₂O₄ en el equilibrio.
- El grado de disociación del mismo.

Datos: K_p = 0'114. Masas atómicas: N = 14; O = 16.

a. Si llamamos x a la concentración de tetróxido que se disocia según:



La concentración inicial de tetróxido es:

	N ₂ O ₄	NO ₂
Conc. Inicial	0,0027	-
Reaccionan	x	-
Conc. Equilibrio	0,0027 - x	2x

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0,114 \text{ at} \cdot [0,082(\text{at} \cdot \text{L/K mol}) 298\text{K}]^{-1} = 0,00466$$

$$0,00466 = \frac{4x^2}{0,0027 - x} \Rightarrow x = 0,0013 \Rightarrow [\text{N}_2\text{O}_4] = 0,00413\text{m/L}$$

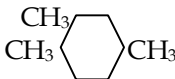
$$P_{\text{tetróxido}} = \frac{nRT}{V} = cRT = 0,00413\text{m/L} \cdot 0,082(\text{at} \cdot \text{L/K m}) \cdot 298\text{K} = 0,10\text{at}$$

b. El grado de disociación es el porcentaje de moles disociados y como tal:

$$\alpha = \frac{0,0013 \text{ moles disociados}}{0,0027 \text{ moles iniciales}} = 0,48 = 48\%$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Óxido de cobalto (III)
- Tetracloruro de titanio
- 1,2,4-Trimetilciclohexano
- SO₂
- HBrO₃
- CH₃CH₂NH₂

- Co₂O₃
- TiCl₄
- 
- Dióxido de azufre. Óxido de azufre (IV).
- Ácido brómico. Trioxobromato (V) de hidrógeno.
- Etilamina.

2 En función del tipo de enlace explique por qué:

- El NH₃ tiene un punto de ebullición más alto que el CH₄.
- El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl₂.
- El CH₄ es insoluble en agua y el KCl es soluble.

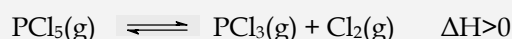
- Porque en el amoníaco existen enlaces de hidrógeno (por la elevada diferencia de electronegatividad entre el nitrógeno y el hidrógeno) y en el metano no.
- Porque el KCl es un sólido cristalino con enlace iónico y el cloro (gaseoso) es una sustancia covalente con Fuerzas de Van der Waals muy débiles comparativamente.
- Porque el metano es apolar y el cloruro potásico, al ser iónico, está muy polarizado.

3 Complete las ecuaciones siguientes e indique los pares ácido-base conjugados, según la teoría de Brønsted-Lowry:

- CN⁻ + H₃O⁺ ⇌
- NH₄⁺ + OH⁻ ⇌
- NO₂⁻ + H₂O ⇌

- CN⁻ + H₃O⁺ ⇌ HCN + H₂O (Cianuro-Ácido cianhídrico)
- NH₄⁺ + OH⁻ ⇌ NH₃ + H₂O (Amonio-Amoníaco)
- NO₂⁻ + H₂O ⇌ HNO₂ + OH⁻ (Nitrito-Ácido nitroso)

4 Para el siguiente equilibrio:



Indique, razonadamente, el sentido en que se desplaza el equilibrio cuando:

- Se agrega cloro gaseoso a la mezcla en equilibrio.
- Se aumenta la temperatura.
- Se aumenta la presión del sistema.

Según el Principio de Le Chatelier que sostiene que si en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los factores que influyen en el mismo (temperatura, presión o concentración), el sistema evoluciona de forma que se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación, se pueden razonar las tres cuestiones anteriores:

- Si se agrega cloro gaseoso a la mezcla en equilibrio, éste reaccionará consumiendo cloro y por tanto se desplazará hacia la izquierda.
- El aumento de la temperatura favorece el sentido endotérmico de la reacción por lo que se desplazará hacia la derecha intentando consumir la energía comunicada.
- Al aumentar la presión, el sistema evoluciona tratando de disminuir la misma, esto se consigue desplazando el equilibrio hacia donde menos moles de sustancia gaseosa existan, o sea, a la izquierda.

- 5 Las entalpías de formación del agua líquida y del dióxido de carbono gas son respectivamente, $-285,5$ kJ/mol y $-393,5$ kJ/mol a 25 °C y la entalpía de combustión del acetileno es $-1295,8$ kJ/mol.
- Calcule la entalpía de formación del acetileno si consideramos que el agua formada en la combustión está en estado líquido.
 - Sabiendo que la entalpía de formación del etano es $-84,6$ kJ/mol, calcule la entalpía de hidrogenación del acetileno según la reacción:

$$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$$

- a. Como la entalpía de cualquier reacción se puede calcular de la forma:

$$\Delta H_{\text{r}}^{\circ} = \Sigma(\Delta H_{\text{f}}^{\circ}\text{Productos}) - \Sigma(\Delta H_{\text{f}}^{\circ}\text{Reactivos})$$

Para la reacción:

$$\begin{aligned} \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 5/3\text{O}_2(\text{g}) &\rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \\ \Delta H_{\text{r}}^{\circ} &= \Delta H_{\text{f}}^{\circ}\text{Agua} + 2\Delta H_{\text{f}}^{\circ}\text{dióxido} - \Delta H_{\text{f}}^{\circ}\text{Acetileno} \\ -1295 \text{ kJ} &= -285,5 \text{ kJ/mol} + 2 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) - \Delta H_{\text{f}}^{\circ}\text{Acetileno} \\ \Delta H_{\text{f}}^{\circ}\text{Acetileno} &= 222,5 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

- b.

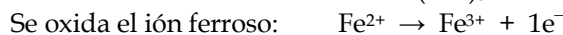
$$\begin{aligned} \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) &\rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) \\ \Delta H_{\text{r}}^{\circ} &= \Delta H_{\text{f}}^{\circ}\text{Etano} - \Delta H_{\text{f}}^{\circ}\text{Acetileno} = -84,6 \text{ kJ} - 222,5 \text{ kJ} = -307,1 \text{ kJ} \end{aligned}$$

- 6 En medio ácido sulfúrico, el permanganato de potasio reacciona con Fe (II) según:

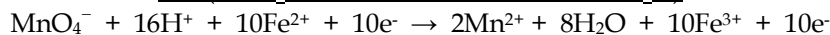
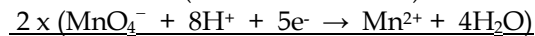
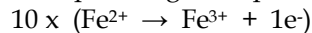


- Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.
 - Calcule el número de moles de sulfato de hierro (III) que se obtienen cuando reaccionan 79 g de permanganato de potasio con la cantidad necesaria de Fe (II).
- a. Masas atómicas: O = 16; K = 39; Mn = 55.

- a. La ecuación molecular es:



Para que los electrones intercambiados sean los mismos, bastaría con multiplicar la semireacción del ferroso por 5, pero como el hierro figura en la reacción ha de ser múltiplo de dos, se multiplica la de hierro por 10 y la del permanganato por 2:



- b.

$$79 \text{ g KMnO}_4 \cdot \left(\frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{158 \text{ g KMnO}_4} \right) \cdot \left(\frac{5 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{2 \text{ mol KMnO}_4} \right) = 1,25 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$