

CUESTIÓN A1.- Formula o nombra los compuestos:

- a) Seleniuro de hidrógeno; b) óxido de estaño (IV); c) pentan-2-ona; d) HClO_4 ; e) CaCO_3 ; f) $\text{CH}_2\text{OHCH}(\text{CH}_3)_2$.

Solución:

- a) H_2Se ; b) SnO_2 ; c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COCH}_3$; d) Ácido perclórico; e) Carbonato de calcio; f) $\text{CH}_2\text{OHCH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$.

CUESTIÓN A2.- Formula o nombra los compuestos:

- a) Hexafluoruro de azufre; b) Hidrogenofosfato de potasio; c) Hexan-2-amina; d) HBrO ; e) TiO_2 ; f) $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{CONH}_2$.

Solución:

- a) SF_6 ; b) KH_2PO_4 ; c) $\text{CH}_3\text{CHNH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$; d) Ácido hipobromoso; e) Óxido de titanio (IV); f) But-3-enamida.

CUESTIÓN B1.- Indica para el isótopo $^{65}\text{Zn}_{30}$:

- a) El número de protones, electrones y neutrones.
b) Un conjunto posible de números cuánticos para su electrón diferenciador.
c) El ión más estable que puede formar.

Solución:

a) El número de protones y electrones viene determinado por el número atómico Z y son 30. El número másico de un átomo es la suma de protones y neutrones del mismo, por lo que el número de neutrones es $65 - 30 = 35$.

b) Electrón diferenciador es el que se encuentra más lejos del núcleo. La configuración electrónica del isótopo es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$, por lo que el electrón diferenciador se encuentra en el orbital 4s, correspondiéndole los números cuánticos: $(4, 0, 0, \pm 1/2)$.

c) El ión más estable que puede formar el isótopo es el que adquiere configuración electrónica de gas noble perdiendo los dos electrones $4s^2$, es decir, Zn^{2+} .

CUESTIÓN B2.- Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La primera energía de ionización del magnesio es menor que la del sodio.
b) El B^{3+} tiene radio iónico mayor que el Be^{2+} .
c) Los elementos del grupo 17, (halógenos), tienen poca tendencia a ganar electrones.

Solución:

a) Falsa. Potencial de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle un electrón y convertirlo en ión monopositivo, en el mismo estado gaseoso y fundamental. En los períodos esta propiedad aumenta al avanzar en él debido a que el electrón más externos, por situarse en el mismo nivel energético y aumentar la carga nuclear del átomo, es más fuertemente atraído por el núcleo y se necesita aplicar más cantidad de energía para arrancarlo; mientras que en los grupos disminuye al bajar en ellos debido a que el electrón más externos, al ir situándose en niveles energéticos cada vez más alejado del núcleo, es más débilmente atraído por él y se necesita aplicar menos cantidad de energía para arrancarlo. Luego, al encontrarse ambos elementos en el mismo período, pero el magnesio más a la derecha, es el que posee un potencial de ionización más elevado que el sodio.

b) Falsa. En las especies iónicas positivas, por perder el átomo un número de electrones dados, la fuerza atractiva del núcleo sobre los restantes electrones es mayor, lo que provoca una contracción del volumen y, por tanto, una disminución del radio del catión. Luego, al ser los dos cationes propuestos, isoelectrónicos, el de mayor carga positiva tiene mayor carga nuclear y atrae con más intensidad al resto de electrones, siendo menor su radio iónico, es decir, el radio iónico del B^{3+} es menor que el radio iónico del Be^{2+} .

c) Falsa. Afinidad electrónica es la energía que se desprende cuando un átomo neutro, gaseoso y en su estado electrónico fundamental, acepta un electrón en su nivel más externo, para convertirse en un anión mononegativo, gaseoso y en su estado electrónico fundamental.

La afinidad electrónica aumenta al avanzar en un período de izquierda a derecha, pues en ese sentido crece la carga nuclear efectiva, y decrece al bajar en un grupo por aumentar el número de capas electrónicas.

Los elementos halógenos, situados en el grupo 17, son los de mayor número atómico Z y por ello los de mayor afinidad electrónica y mayor tendencia a ganar electrones.

CUESTIÓN B3.- Dadas las especies químicas H_2S y PCl_3 :

- Representa las estructuras de Lewis de cada molécula.
- Justifica la geometría de cada molécula según la TRPECV.
- Indica la hibridación que presenta el átomo central de cada una.

Solución:

a) La estructura de Lewis de las moléculas propuestas es:

Para escribir la estructura de Lewis de una molécula se siguen los siguientes pasos:

- Determinar los electrones de valencia que necesitan los átomos para adquirir estructura de gas noble y sumarlos: número n
- Calcular los electrones de valencia de cada átomo y sumarlos: número v .
- Hallar los electrones de enlace c restando a $n - v$.
- Obtener los electrones solitarios o no compartidos s , restando a los electrones de valencia los electrones de enlace, es decir, restando a $v - c$.

En la molécula H_2S , con dos átomos de H y un átomo de S:

$$n = 8 e^- 1(S) + 4 e^- 2(H) = 12 e^- = 4 \text{ pares}; \quad v = 6 e^- 1(S) + 2 e^- 2(H) = 8 e^- = 4 \text{ pares};$$

$$c = n - v = 12 e^- - 8 e^- = 4 e^- = 2 \text{ pares}; \quad s = v - c = 8 e^- - 4 e^- = 4 e^- = 2 \text{ pares}.$$

La molécula posee 2 pares de electrones compartidos, 2 enlaces covalentes, y dos pares de electrones libres sobre el S. Su estructura de Lewis es:



Para la molécula PCl_3 los valores de los números antes citados son:

$$\text{Los electrones } n \text{ son: } n = 8 e^- \cdot 1 (P) + 3 (Cl) \cdot 8 e^- = 32 e^-.$$

$$\text{Los electrones } v \text{ son: } n = 5 e^- \cdot 1 (P) + 3 (Cl) \cdot 7 e^- = 26 e^-.$$

$$\text{Los electrones } c \text{ son: } c = 32 e^- - 26 e^- = 6 e^-.$$

$$\text{Los electrones } s \text{ son: } s = 26 e^- - 6 e^- = 20 e^-.$$

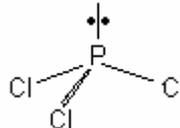
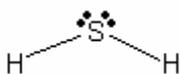
Distribuyendo los electrones c y s alrededor de los átomos de la molécula se determina su estructura de Lewis:



b) La teoría RPECV dice: los pares de electrones compartidos y libres situados alrededor del átomo central, adquieren determinadas direcciones en el espacio para conseguir la mínima repulsión entre ellos. La orientación adquirida determina la geometría de la molécula.

La molécula H_2S presenta una geometría angular por ser esta la orientación, con menos repulsión electrostática, entre los pares de electrones libres y enlazantes de la molécula.

Para la molécula PCl_3 con un par de electrones libres o no compartidos sobre el átomo central, P, la geometría propuesta es la piramidal triangular, con el par de electrones libres sobre el átomo de fósforo.



c) En la molécula H_2S el azufre posee seis electrones en su capa de valencia, $3s^2 3p^4$, y al combinar los orbitales $3s$ y $3p$ forma 4 orbitales híbridos sp^3 , de los que dos los utiliza para unirse mediante un enlace covalente a dos átomos de hidrógeno, y los otros dos para albergar, cada uno, un par de electrones no compartidos.

De las configuraciones electrónicas de la capa de valencia del fósforo $2s^2 2p^3$, se deduce que éste átomo combina sus orbitales $2s$ y $2p$ para formar orbitales híbridos con los que se unen, solapándose, a los orbitales atómicos de los respectivos átomos de cloro. En el átomo de fósforo la hibridación de su orbital $2s$ y $2p$ producen cuatro orbitales híbridos sp^3 , dirigidos hacia los vértices de un tetraedro, situando un par de electrones no compartido en uno de ellos.

CUESTIÓN B4.- Justifica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) El par $\text{H}_3\text{O}^+/\text{OH}^-$ es un par conjugado ácido-base.
- b) Al diluir una disolución acuosa de un ácido fuerte no se modifica el valor del pH.
- c) El pH neutro de una disolución acuosa de NaCl no se modifica al adicionar KCl.

Solución:

a) Falsa. Según la teoría de Bronsted-Lowry, ácido es la especie que cede un protón y base la que lo acepta. Un par conjugado es la forma protonada y la no protonada de un ácido y base. Un par conjugado es $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ o $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$.

b) Falsa. Un ácido fuerte se encuentra en disolución totalmente ionizado, no modificándose el grado de ionización del ácido con la dilución, pero si se altera la concentración de iones oxonios, H_3O^+ , que disminuye y ello implica un aumento del pH de la disolución.

c) Verdadera. Si a una disolución de una sal de ácido fuerte y base fuerte, con pH neutro, se le añade otra sal de un ácido fuerte y base fuerte, ambas sales se encuentran en disolución totalmente ionizada y sin alterar el valor del pH.

**CUESTIÓN B5.- La notación de la pila Daniell es: $\text{Zn (s)} \mid \text{Zn (aq) 1M} \mid \text{Cu}^{2+} \text{ (aq) 1 M} \mid \text{Cu (s)}$.
 $\Delta E^\circ = 1,10 \text{ V}$.**

- a) Escribe la semirreacción que ocurre en el ánodo.
- b) Sabiendo que el potencial estándar de reducción del electrodo Cu^{2+}/Cu es + 0,34 V, determina el potencial estándar de reducción del electrodo Zn^{2+}/Zn .
- c) Razona si al cambiar el electrodo de cinc por uno de plomo aumenta o disminuye el potencial de la pila.

DATOS: $E^\circ (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = - 0,15 \text{ V}$.

Solución:

a) En el ánodo tiene lugar la semirreacción de oxidación del cinc: $\text{Zn} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$.

b) Si el potencial de la pila es 1,10 V y se obtiene de la expresión:

$\Delta E^\circ_{\text{reacción}} = \Delta E^\circ_{\text{cátodo}} - \Delta E^\circ_{\text{ánodo}}$, despejando el potencial del ánodo, sustituyendo por los valores y operando, sale: $\Delta E^\circ_{\text{ánodo}} = \Delta E^\circ_{\text{cátodo}} - \Delta E^\circ_{\text{reacción}} = 0,34 - 1,10 = - 0,76 \text{ V}$.

c) El potencial de la pila depende del potencial de reducción de los electrodos, siendo mayor cuanto más diferencia exista entre los potenciales de reducción de los electrodos. El cambio de electrodo del cinc por el de plomo, proporciona a la pila el potencial:

$\Delta E^\circ_{\text{reacción}} = \Delta E^\circ_{\text{cátodo}} - \Delta E^\circ_{\text{ánodo}} = 0,34 - (- 0,15) = 0,49 \text{ V}$.

El cambio de electrodo cambia el valor del potencial de la pila, disminuyéndolo.

CUESTIÓN B6.- a) Escribe dos compuestos isómeros de fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

b) Formula el alcano con menor número de átomos de carbono que presenta isomería óptica.

c) Considerando las moléculas de etano C_2H_6 y eteno C_2H_4 , justifica cuál de ellos tiene el enlace C-C de menor longitud.

Solución:

a) Son isómeros el etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ y el dimetiléter, $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$.

b) Es el compuesto orgánico 3-metil-hexano, que posee un carbono asimétrico o quiral, con cuatro sustituyentes distintos. $\text{CH}_3\text{CH}(\text{C}_2\text{H}_5)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$.

c) El enlace carbono-carbono disminuye su longitud según sea simple, doble o triple, es decir, longitud descendente del enlace: simple > doble > triple, pues así crece la proporción del carácter s de los orbitales híbridos de los carbonos implicados.

Etano: CH_3-CH_3 enlace simple; eteno: $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ enlace doble;

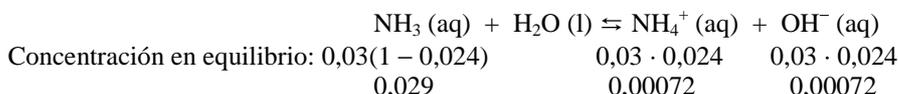
Etino: $\text{CH} \equiv \text{CH}$ triple enlace → A mayor orden de enlace menor longitud.

PROBLEMA C3.- En una disolución acuosa 0,03 M de amoníaco, NH₃, este se encuentra disociado un 2,4 %. Basándote en la reacción química correspondiente calcula:

- a) El pH de la disolución y el valor de la constante de basicidad del amoníaco.**
b) La molaridad que debe tener una disolución de NH₃ para que su pH = 11.

Solución:

a) La concentración en el equilibrio de las especies que lo forman es:



Sustituyendo estas concentraciones en la constante básica, K_b, de la base y operando sale para K_b el valor: $K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{0,00072^2}{0,029} = 1,79 \cdot 10^{-5}$.

El pH de la disolución es: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \log [\text{OH}^-] = 14 - 3,14 = 10,86$.

b) Si el pH = 11, ello indica que el pOH = 3, por lo que la concentración de iones hidróxidos en el equilibrio ha de ser: $[\text{OH}^-] = 0,001 \text{ M}$.

Como $[\text{OH}^-]$ en el equilibrio $C_0 \cdot \alpha$, se tiene que: $C_0 = \frac{[\text{OH}^-]}{\alpha} = \frac{0,001 \text{ M}}{0,024} = 0,042 \text{ M}$.

Resultado: a) pH = 10,86; b) [NH₃] = 0,042 M.

PROBLEMA C4.- Se dispone de una celda electrolítica que contiene CaCl₂ fundido. Si se hace pasar una corriente de 0,452 A durante 1,5 horas, calcula:

- a) La cantidad en gramos de Ca que se deposita en el cátodo.**
b) El volumen de cloro gas medido a 700 mm Hg y 25 °C que se desprenderá.
DATOS: F = 96.500 C · mol⁻¹; R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹; Ar (Ca) = 40,1 u; Ar (Cl) = 35,5 u.

Solución:

a) A partir de la ecuación deducida de las leyes de Faraday, se obtiene la masa de calcio que se deposita en el cátodo a la intensidad de corriente y tiempo indicados.

La semirreacción de reducción es: Cátodo: $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$,

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{40,1 \text{ g} \cdot 0,452 \text{ A} \cdot 5.400 \text{ s}}{2 \cdot 96.500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,51 \text{ g}.$$

b) Aplicando la misma ecuación anterior para la reacción iónica que se produce en el ánodo, $2 \text{Cl}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$,

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{71 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,452 \text{ A} \cdot 5.400 \text{ s}}{2 \cdot 96.500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,9 \text{ g, a los que corresponden los moles:}$$

$$0,9 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{71 \text{ g}} = 0,0127 \text{ moles, que en las condiciones dadas ocupan un volumen:}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,0127 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K} \cdot 760 \text{ mm Hg}}{700 \text{ mm Hg}} = 0,337 \text{ L}$$

Resultado: a) 0,51 g de Ca; b) V = 0,337 L = 337 mL.