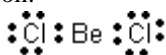


OPCIÓN A

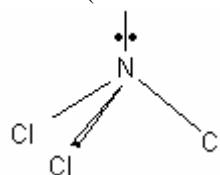
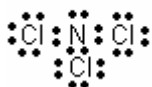
CUESTIÓN 1.- Explica la geometría en las moléculas BeCl₂, NCl₃ y CH₄.

Solución:

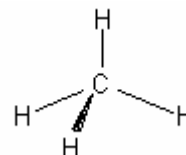
La configuración electrónica del átomo Be es: $1s^2 2s^2$. Por promoción de uno de los electrones 2s a un orbital 2p vacío, y posterior combinación lineal de estos, se forman 2 orbitales híbridos sp cuyos lóbulos enlazantes forman ángulo de 180° . Los átomos de cloro se unen al berilio por solapamiento entre sus orbitales atómicos semillenos 3p y los orbitales híbridos sp. Su estructura de Lewis y la geometría de la línea de la molécula son:



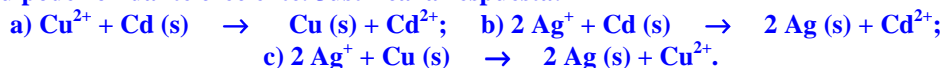
En la molécula NCl₃, el N forma 4 orbitales híbridos sp³ dirigidos, desde el átomo de N hacia los vértices de un tetraedro regular, al combinarse linealmente los orbitales atómicos 2s (con sus dos electrones) y los 2p (con los tres orbitales semillenos). En el orbital híbrido sp³ superior se ubica el par de electrones no compartido, empleándose los otros tres en solapar, cada uno, con el orbital 3p semilleno de cada átomo de cloro. La estructura de Lewis y la geometría de la molécula, piramidal trigonal, son:



El C en la molécula CH₄ promociona un electrón del orbital atómico 2s al 2p vacío, y por combinación lineal de estos forma cuatro orbitales híbridos sp³ dirigidos, desde el átomo de C, hacia los vértices de un tetraedro regular. Cada uno de los orbitales híbridos sp³ solapa, para formar un enlace covalente tipo σ , con cada uno de los cuatro átomos de hidrógeno. La estructura de Lewis y la geometría de la molécula, tetraédrica, son:



CUESTIÓN 3.- Sabiendo que las siguientes reacciones redox en disolución acuosa se producen espontáneamente, ordena los metales según su poder reductor creciente y los iones metálicos según su poder oxidante creciente. Justifica la respuesta:



DATOS: $E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$.

Solución:

Del valor de los potenciales de reducción estándar se deduce que, la especie reducida del par de menor potencial, más negativo o menos positivo, reduce a la especie oxidada del par de mayor potencial, menos negativo o más positivo, siendo la reacción que se produce espontánea. Por ello, el orden creciente del poder reductor de los metales implicados en las reacciones anteriores es: $\text{Ag} < \text{Cu} < \text{Cd}$.

Del mismo modo, la especie oxidada del par de mayor potencial de reducción estándar, menos negativo o más positivo, oxida a la especie reducida del par de menor potencial, más negativo o menos positivo, siendo el orden creciente del poder de oxidación de los iones que intervienen en las reacciones propuestas: $\text{Cd}^{2+} < \text{Cu}^{2+} < \text{Ag}^+$.

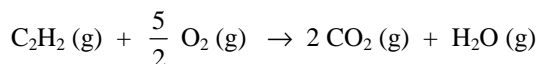
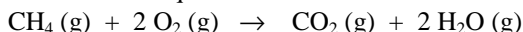
PROBLEMA 2.- Una mezcla de metano y acetileno se mezcla con oxígeno y se quema totalmente. Al final de la operación se recogen 2,20 g de dióxido de carbono y 0,72 g de agua. Calcula la cantidad, en gramos, de metano y de acetileno que se ha quemado.

DATOS: $A_r (\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r (\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r (\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:

$M (\text{CH}_4) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M (\text{C}_2\text{H}_2) = 26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M (\text{CO}_2) = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M (\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Las ecuaciones químicas de la combustión son:



Llamando "x" a los gramos de metano e "y" a los gramos de etino en la mezcla, los gramos de CO₂ y H₂O recogidos en la combustión en función de "x" e "y" son:

$$x \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ g } CH_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CH_4} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 2,750 \cdot x \text{ g de } CO_2$$

$$y \text{ g } C_2H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{26 \text{ g } C_2H_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_2H_2} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 3,385 \cdot y \text{ g de } CO_2$$

$$x \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ g } CH_4} \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } CH_4} \cdot \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 2,25 \cdot x \text{ g de } H_2O$$

$$y \text{ g } C_2H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{26 \text{ g } C_2H_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } C_2H_2} \cdot \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 0,692 \cdot y \text{ g de } H_2O$$

Los gramos de CO₂ en función de "x" e "y" se suman y se igualan a los gramos totales recogidos de CO₂, haciendo lo mismo con los gramos H₂O recogidos en función de "x" e "y", formando un sistema de dos ecuaciones con dos que se resuelve por el método que más fácil resulte:

$$\text{Gramos totales recogidos de } CO_2: \quad 2,750 \cdot x + 3,385 \cdot y = 2,20$$

$$\text{Gramos totales recogidos de } H_2O: \quad 2,25 \cdot x + 0,692 \cdot y = 0,72$$

Aplicando el método de sustitución en la resolución del sistema, se despeja "x" en cualquiera de las ecuaciones, se sustituye en la otra, se despeja "y" y se calcula su valor:

$$\text{Despejando "x" en la segunda: } \quad x = \frac{0,72 - 0,692 \cdot y}{2,25} \text{ y sustituyendo su valor en la primera:}$$

$$2,750 \cdot \frac{0,72 - 0,692 \cdot y}{2,25} + 3,385 \cdot y = 2,20, \text{ y operando para preparar la ecuación, queda: } 5,717 \cdot y = 2,97;$$

$$\text{de la que despejando "y" resulta el valor: } \quad y = \frac{2,97}{5,717} = 0,52 \text{ g de } C_2H_2.$$

Sustituyendo este valor en la ecuación en la que está "x" despejada y operando, resulta:

$$x = \frac{0,72 - 0,692 \cdot y}{2,25} = \frac{0,72 - 0,692 \cdot 0,52}{2,25} = \frac{0,72 - 0,36}{2,25} = 0,16 \text{ g de } CH_4$$

Resultado: La mezcla la forman 0,16 g de CH₄ y 0,52 g de C₂H₂.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Los átomos A, B, C y D corresponden a elementos del tercer período y tienen 1, 3, 5 y 7 electrones de valencia respectivamente. Contesta razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Qué elemento tendrá mayor energía de ionización? ¿Cuál tendrá mayor carácter metálico? ¿Y mayor radio atómico?
- ¿Qué fórmula tendrán los compuestos formados por A y D? ¿Y los de B y D?

Solución:

Las configuraciones electrónicas de la última capa para los átomos de los elementos propuestos son: A: 3s¹; B: 3s² 3p¹; C: 3s² 3p³; D: 3s² 3p⁵.

a) El potencial o energía de ionización es una propiedad periódica que aumenta al avanzar en un período de izquierda a derecha, y disminuye al bajar en un grupo. Al pertenecer los elementos al mismo período, el de mayor energía de ionización es el D (Cl).

El carácter metálico es una propiedad relacionada con la electronegatividad. Mientras menor sea la electronegatividad de un elemento, mayor será su carácter metálico. Como la electronegatividad aumenta al avanzar en un período de izquierda a derecha, el elemento con mayor carácter metálico es el A (Na).

El radio atómico es también una propiedad periódica que disminuye al avanzar en un período de izquierda a derecha. Ello se debe a que en el avance aumenta la carga nuclear, y por situarse el electrón diferenciador (electrón que se incorpora al avanzar en el período) en la misma capa, la fuerza atractiva núcleo-electrones se va haciendo mayor, lo que provoca una contracción en el volumen atómico, lo que implica una disminución en el radio atómico al avanzar en el período. Luego, el elemento A (Na) es el de mayor radio atómico.

b) El compuesto entre A (Na), metal alcalino, y D (Cl), no metal del grupo de los halógenos, es iónico de fórmula AD (NaCl). El metal suelta su electrón que es aceptado por el no metal para formar los iones A^+ (Na^+) y D^- (Cl^-).

El compuesto entre B (Al), metal, y D (Cl), no metal, presenta la fórmula BD_3 ($AlCl_3$), y es de carácter iónico. El metal cede los tres electrones de su capa de valencia para formar el ión B^{3+} (Al^{3+}) que son ganados por los tres átomos no metálicos para formar los iones D^- (Cl^-).

CUESTIÓN 2.- Se dispone de tres disoluciones acuosas: una de ellas contiene cloruro de amonio, otra nitrato de potasio y la tercera nitrito de sodio. Si los recipientes que las contienen están sin etiquetar, indica razonadamente cómo podrías distinguirlas con ayuda de un indicador ácido-base. Escribe las ecuaciones iónicas necesarias para el razonamiento.

DATOS: $K_a(HNO_2) = 7,1 \cdot 10^{-4}$; $K_b(NH_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Solución:

Las tres sales se encuentran en disolución totalmente disociadas.

En la disolución de cloruro de amonio, el anión Cl^- , base conjugada excesivamente débil, del ácido muy fuerte HCl, no reacciona con el agua, es decir, no se hidroliza, mientras que el catión NH_4^+ , ácido conjugado relativamente fuerte, de la base débil NH_3 , se hidroliza según el equilibrio:

$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$, produciéndose un aumento de la concentración de iones H_3O^+ , por lo que al impregnar el indicador, éste tomaría el color correspondiente a una disolución ácida.

Para el nitrato de potasio, al ser los dos iones K^+ y NO_3^- , ácido y base conjugados muy débiles, de la base y el ácido muy fuertes KOH y HNO_3 , no sufren hidrólisis, por lo que al impregnar el indicador con esta disolución, aparece el color debido a un $pH = 7$.

En el nitrito de sodio ocurre lo contrario que en cloruro de amonio, es decir, el catión Na^+ no sufre hidrólisis por ser un ácido conjugado extremadamente débil, mientras que el anión NO_2^- , base conjugada relativamente fuerte, del ácido débil HNO_2 , sufre hidrólisis según el equilibrio:

$NO_2^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HNO_2(aq) + OH^-(aq)$, produciéndose un aumento de la concentración de iones OH^- , siendo la disolución básica, mostrando el indicador cuando se impregna de ella, el color característico a una disolución de $pH > 7$.

PROBLEMA 1.- Se dispone de un ácido clorhídrico, HCl, comercial del 40 % en masa y una densidad de $1,198 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

a) **Calcula la molaridad de este ácido concentrado.**

b) **Calcula la molaridad de la disolución que resulta al mezclar 250 mL de este ácido con 500 mL de ácido clorhídrico 3 M.**

DATOS: $A_r(Cl) = 35,5 \text{ u}$; $A_r(H) = 1 \text{ u}$.

Solución:

$M(HCl) = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Considerando 1 L de esta disolución, los moles disueltos coinciden con la molaridad.

La molaridad es:

$$1,198 \frac{\text{g disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{40 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 13,128 \text{ M}.$$

b) Se determinan los moles que hay en cada volumen de disolución, que al dividirlos por el volumen total se obtiene la concentración de la nueva disolución:

Moles en los 250 mL de disolución: $n = M \cdot V = 13,128 \text{ moles} \cdot 0,250 \text{ L} = 3,28 \text{ moles HCl}$.

Moles en los 500 mL de disolución: $n = M \cdot V = 3 \text{ moles} \cdot 0,5 \text{ L} = 1,5 \text{ moles HCl}$.

Al ser el volumen de la nueva disolución $750 \text{ mL} = 0,750 \text{ L}$, la molaridad de la nueva disolución que contiene 4,78 moles de HCl es: $M = \frac{n(\text{moles})}{V(\text{L})} = \frac{4,78 \text{ moles}}{0,75 \text{ L}} = 6,37 \text{ M}$.

Resultado: a) $[HCl] = 13,128 \text{ M}$; b) $[HCl] = 6,37 \text{ M}$.