

ADVERTENCIA



- Toma LÁPIZ y PAPEL y trabaja tomando apuntes como si estuvieras en una clase presencial.
- No seas un alumno PASIVO, como el espectador de una película, sino un alumno ACTIVO.

www.angelcuesta.com

Edición de vídeo: Vanessa Quintana

Fotografía y vídeo.

©Angel Cuesta Arza

ÁNGEL CUESTA
Tu profesor en la red
SUSCRÍBETE

Cuestión 1

El dietilzinc (DEZn) es un reactivo muy inestable que se inflama espontáneamente en contacto con el dioxígeno según la reacción:

$$Zn(C_2H_5)_2\ (l) + 7\ O_2\ (g) \rightarrow ZnO\ (s) + 4\ CO_2\ (g) + 5\ H_2O\ (g)$$

a) Calcule la cantidad (en gramos) de ZnO que se obtiene al exponer al aire 1 gramo de DEZn.

b) Determine el volumen (en litros) de CO_2, medido a 300°C y 1 atm de presión, que se generará como consecuencia de la reacción anterior.

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; O = 16, Zn = 65,4.
R = 0,082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

Solución:

Se necesita calcular el número de moles de dietilzinc, para ello necesito conocer su masa molecular relativa:

$$M_r(DEZn) = M_r(Zn) + 4 \cdot M_r(C) + 10 \cdot M_r(H) = 65'4 + 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 123'4\ g/mol$$

Ahora ya puedo calcular los moles que hay en 1 gramo de dietilzinc:

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{1}{123'4} = 0'0081\ mol\ de\ dietilzinc$$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 1

a) Calcule la cantidad (en gramos) de ZnO que se obtiene al exponer al aire 1 gramo de DEZn.



$0'0081\ mol$ $\qquad\qquad$ $x\ mol$

Para calcular los moles de ZnO se utiliza un factor de conversión.

$$0'0081\ \cancel{mol\ de\ dietilzinc}\ \frac{1\ mol\ ZnO}{1\ \cancel{mol\ de\ dietilzinc}} = 0'\ 0081\ mol\ de\ ZnO$$

Ahora calculo los gramos de ZnO, pero primero debo calcular su masa molecular relativa:

$$M_r(ZnO) = M_r(Zn) + M_r(O) = \ 65'4 + 16 = \ 81'4\ g/mol$$

$$m = n \cdot M_r(ZnO) = 0'0081 \cdot 81{,}4 = 0'659\ g\ de\ ZnO$$

A partir de 1 gramos de dietilzinc se obtienen 0’659 g de ZnO.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 1

b) Determine el volumen (en litros) de CO_2, medido a 300°C y 1 atm de presión, que se generará como consecuencia de la reacción anterior.

$$Zn(C_2H_5)_2\ (l) + 7\ O_2\ (g) \rightarrow ZnO\ (s) + 4\ CO_2\ (g) + 5\ H_2O\ (g)$$

$0'0081\ mol$ $\qquad\qquad$ $x\ mol$

Para calcular los moles de CO_2 se utiliza un factor de conversión.

$$0'0081\ \cancel{mol\ de\ dietilzinc}\ \frac{4\ mol\ CO_2}{1\ \cancel{mol\ de\ dietilzinc}} = 0'\ 0324\ mol\ de\ CO_2$$

Para calcular el volumen de CO_2 en las condiciones dadas, se aplica la ecuación de los gases ideales.

$$T = 300\ ℃ = 300 + 273 = 573\ K$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \longrightarrow 1 \cdot V = 0'0324 \cdot 0'082 \cdot 573 \longrightarrow V = 0'0324 \cdot 0'082 \cdot 573 = 1'52\ L$$

A partir de 1 gramo de dietilzinc se obtienen 1'52 L de CO_2.en las condiciones dadas.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 2

a) Prediga la geometría y el carácter polar o apolar de las moléculas: BHF_2, NCl_3 y CHF_3.

Datos: Números atómicos: Z(H) = 1; Z(B) = 5; Z(C) = 6; Z(N) = 7; Z(F) = 9; Z(Cl) = 17.

Solución:

En primer lugar escribiré la configuración electrónica de los elementos químicos.

H (Z=1): $1s^1$ ⟶ 1 electrón de valencia
B (Z=5): $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ ⟶ 3 electrones de valencia
C(Z=6): $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ ⟶ 4 electrones de valencia
N(Z=7): $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ ⟶ 5 electrones de valencia
F(Z=9): $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ ⟶ 7 electrones de valencia
Cl(Z=17): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ ⟶ 7 electrones de valencia

Para poder estudiar la geometría debo hacer en primer lugar la estructura de Lewis.

La estructura de Lewis es una representación que muestra los pares de electrones en guiones o puntos de enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir.

De forma general, las moléculas covalentes cumplen la regla del octeto, es decir, los átomos que las forman tienen tendencia a tener 8 electrones en su capa de valencia. Aunque hay excepciones como el hidrógeno o el boro (que llenan su capa de valencia con 2 y 6 electrones respectivamente).

www.angelcuesta.com

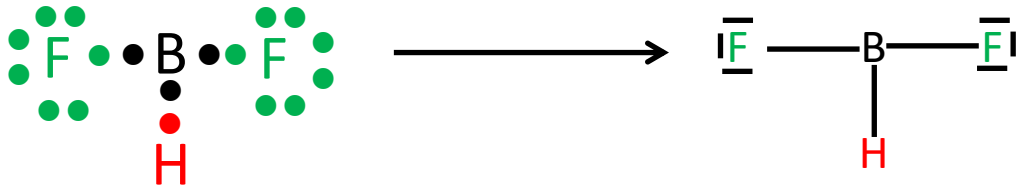
©Angel Cuesta Arza

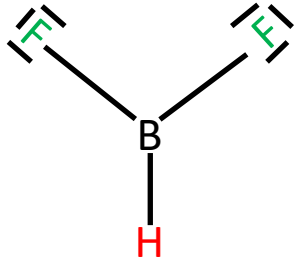
Cuestión 2

BHF_2

Para estudiar la geometría utilizaremos la Teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, que dice lo siguiente: Los pares de electrones de valencia alrededor de un átomo se repelen entre sí, por lo tanto, adoptan una disposición espacial que minimiza esta repulsión.

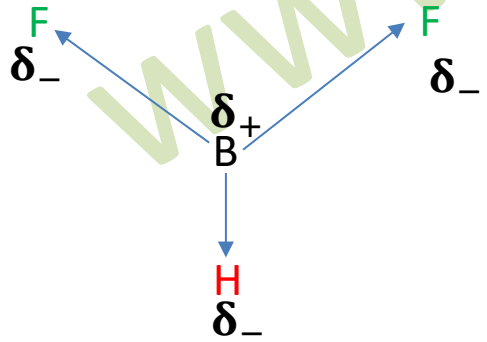
En este caso, el boro es el átomo central. Y como necesita compartir tres electrones para completar la capa de valencia, lo hace con los átomos de flúor e hidrógeno. El Boro es una excepción y se estabiliza con 6 electrones. Comparte un electrón con cada átomo de flúor y uno con el hidrógeno.





Debido a que hay 3 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición triangular plana (disposición que minimiza la repulsión). Por ello la geometría molecular es **triangular plana**.

En cuanto a la polaridad, una molécula es apolar si la suma vectorial de sus momentos dipolares es 0.



Como se puede observar, la suma vectorial de los vectores momento dipolar no se anula y por ello, la molécula es **polar**.

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

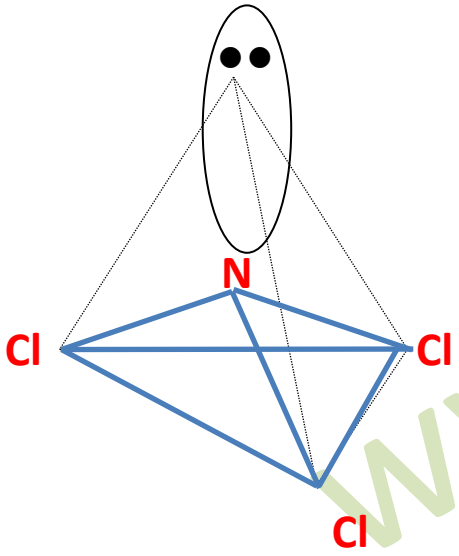
Cuestión 2

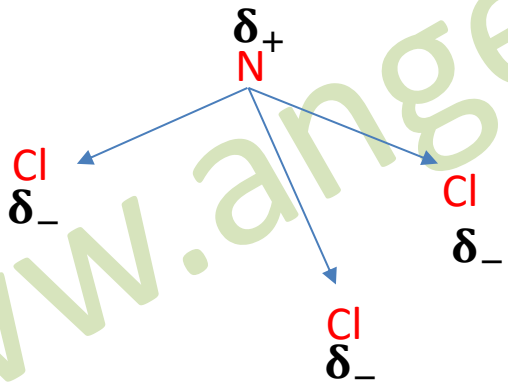
NCl_3

En este caso, el nitrógeno es el átomo central. Y como necesita compartir tres electrones para completar la capa de valencia, lo hace con los átomos de cloro. Un electrón con cada cloro, y así el cloro también completa su capa de valencia.



Analizamos la geometría utilizando la teoría de repulsión de pares de electrones de valencia.





Debido que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición tetraédrica (disposición que minimiza la repulsión). Pero sólo tres de las nubes electrónicas del N forman enlaces, por ello la geometría molecular es de **pirámide trigonal.** Los pares no enlazantes no se utilizan en la geometría molecular.

En este caso, al sumar vectorialmente los momentos dipolares, estos no se anulan. Por lo que la molécula es **polar.**

www.angelcuesta.com

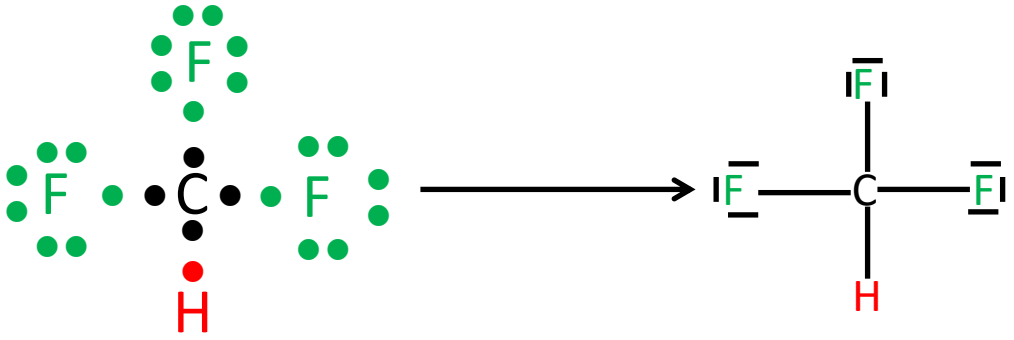
©Angel Cuesta Arza

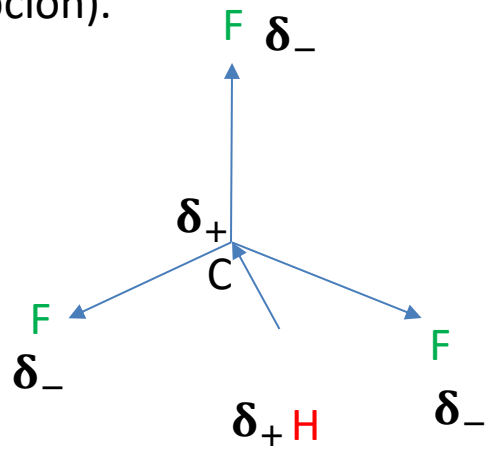
Cuestión 2

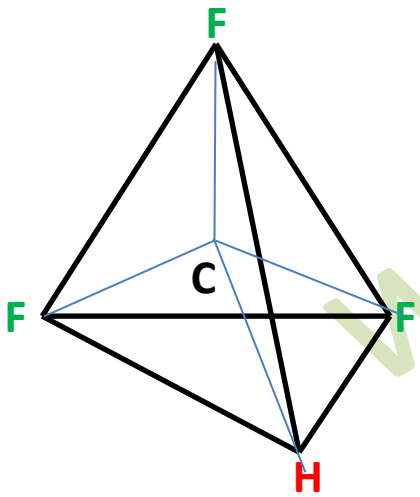
CHF_3

La estructura de Lewis será:

En este caso, el carbono es el átomo central. Y como necesita compartir cuatro electrones para completar la capa de valencia, lo hace con los 3 átomos de flúor y con el átomo de hidrógeno. Un electrón con cada uno de ellos, y así el flúor también completa su capa de valencia y lo mismo ocurre con el hidrógeno (que es una excepción).







Debido a que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición tetraédrica (disposición que minimiza la repulsión). Por ello la geometría molecular es **tetraédrica**.

En cuanto a la polaridad, una molécula es apolar **si la suma de sus momentos dipolares es 0**.

En este caso, por la simetría de la molécula, al sumar vectorialmente los momentos dipolares, estos no se anulan. Por lo que la molécula es **polar**.

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

Cuestión 2

b) Formule o nombre, según convenga, los siguientes compuestos:

$CH_3CH_2CH_2OH$ Compuesto orgánico de la familia de los Alcoholes. Su formula general es R–OH

Como tiene 3 carbonos se utiliza el prefijo prop.

Por lo tanto su nombre es **propan-1-ol** o **1-propanol**.

Etanal Compuesto orgánico de la familia de los Aldehidos. Su formula general es R–CHO

Como tiene el prefijo et, tiene 2 carbonos.

Por lo tanto su fórmula es **CH_3CHO**.

Na_3PO_4 Compuesto inorgánico que proviene de los iones Sodio (1+) y Fosfato (3-)

$$3Na^+ + (PO_4)^{3-} \longrightarrow Na_3PO_4$$

El fósforo cuando forma oxoácidos y oxosales, es capaz de asimilar 1, 2 o 3 moléculas de agua, dando lugar a los oxoácidos meta, di y orto. En este caso se nombra fosfato ya que el prefijo orto no se pone.

El nombre del compuesto es **fosfato de sodio.**

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 2

Ácido clórico Compuesto inorgánico de la familia de los oxoácidos.

El cloro es el átomo central y como tiene 4 posibles estados de oxidación, la terminación –ico nos indica que se debe utilizar el estado de oxidación (V).

Cl(I) –hipo…oso; Cl(III) –oso; Cl(V) –ico; Cl(VII) –per…ico

Podemos obtener el oxoácido correspondiente sumándole agua al cloruro que se forma con el óxido.

$$O_5Cl_2 + H_2O \longrightarrow H_2Cl_2O_6 \longrightarrow \boxed{HClO_3}$$

K_2S Compuesto inorgánico que proviene de los iones Potasio (1+) y sulfuro (2-)

$$K^+ + S^{2-} \longrightarrow K_2S$$

Este tipo de compuesto es una sal binaria, de tipo iónico.

El nombre del compuesto es **sulfuro de potasio**.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 3

El metanol es una sustancia que puede utilizarse como combustible en los motores de explosión. La entalpías de formación estándar a 25 °C del metanol (CH_3OH), dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O) son, respectivamente: –238,6, –393,5 y –285,8 kJ/mol.

Calcule la cantidad de energía (en kJ) que se desprenderá cuando se quemen (según la reacción siguiente) 8,0 gramos de metanol.

$$2\ CH_3OH\ (l) + 3\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (l)$$

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

Solución:

En primer lugar, se calcula la entalpía de la reacción a partir de las entalpías de formación.

$$\Delta H^o_{Reacción}\,(CH_3OH) = \sum \Delta H^o_f\,(Productos) - \sum \Delta H^o_f\,(Reactivos)$$

$$\Delta H^o_{Reacción}\,(CH_3OH) = 2 \cdot \Delta H^o_f\,(CO_2) + 4 \cdot \Delta H^o_f\,(H_2O) - 2 \cdot \Delta H^o_f\,(CH_3OH) - 3 \cdot \Delta H^o_f\,(O_2)$$

$$\Delta H^o_{Reacción}\,(CH_3OH) = 2 \cdot (-393'5) + 4 \cdot (-285'8) - 2 \cdot (-238'6) - 3 \cdot 0 = -1453\ kJ$$

La entalpía de combustión del metanol es justo la mitad, ya que en esta reacción química se queman dos moles de metanol

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 3

Calcule la cantidad de energía (en kJ) que se desprenderá cuando se quemen (según la reacción siguiente) 8,0 gramos de metanol.

Una vez calculada la entalpía de la reacción, sabemos la energía que se desprende cuando se queman 2 moles de metanol.

Se calculan ahora los moles que son 8 gramos de metanol.

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

$$M_r(CH_3OH) = M_r(C) + 4 \cdot M_r(H) + M_r(O) = 12 + 4 \cdot 1 + 16 = 32\ g/mol$$

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{8}{32} = 0'25\ mol\ CH_3OH$$

Se calcula la energía desprendida al quemar 8 g de metanol mediante un factor de conversión.

$$0'25\ \cancel{mol\ CH_3OH}\ \frac{1453\ \text{kJ}}{2\ \cancel{mol\ CH_3OH}} = 181'\ 625\ kJ$$

Al quemar 8 gramos de metanol se desprenden **181'625 kJ**. El valor numérico del calor no se pone con signo negativo, se debe indicar que la energía se desprende.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 4

La síntesis de amoníaco es especialmente relevante a nivel industrial. En un reactor de 1 litro de capacidad y a una temperatura de 1000 K, se encuentra en equilibrio una mezcla formada por 28,84 g de N_2, 3,24 g de H_2 y 1,73 g de NH_3.

Determine la K_p del equilibrio: $3\,H_2(g)+N_2(g) \rightleftarrows 2\,NH_3(g)$

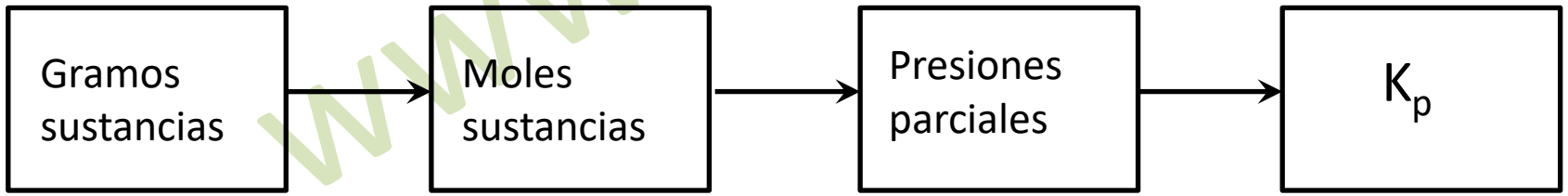
Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; N = 14.
R = 0,082 atm·L·K^{-1}·mol^{-1}.

Solución:

Para poder calcular K_p se deben calcular las presiones parciales en el equilibrio. $K_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{H_2}^3 \cdot P_{N_2}}$

Para calcular las presiones parciales puede aplicar la ley de los gases ideales. $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Para poder aplicar la ley de los gases ideales, hay que calcular los moles de cada sustancia. $n = \frac{m}{M_r}$



www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 4

$$3\,H_2(g) + N_2(g) \rightleftarrows 2\,NH_3(g)$$

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1; N = 14.
R = 0,082 atm·L·K^{-1}·mol^{-1}.

Calculo las masas moleculares de hidrógeno, nitrógeno y amoniaco para poder calcular después los moles.

$$M_r(N_2) = 2 \cdot M_r(N) = 2 \cdot 14 = 28\ g/mol \qquad M_r(H_2) = 2 \cdot M_r(H) = 2 \cdot 1 = 2\ g/mol$$

$$M_r(NH_3) = M_r(N) + 3 \cdot M_r(H) = 14 + 3 \cdot 1 = 17\ g/mol$$

Calculo los moles de hidrógeno, nitrógeno y amoniaco. *"una mezcla formada por 28,84 g de N_2, 3,24 g de H_2 y 1,73 g de NH_3."*

$$n_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{M_r(N_2)} = \frac{28'84}{28} = 1'03\ mol\ N_2 \qquad n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{M_r(H_2)} = \frac{3'24}{2} = 1'62\ mol\ H_2 \qquad n_{NH_3} = \frac{m_{NH_3}}{M_r(NH_3)} = \frac{1'73}{17} = 0'1\ mol\ NH_3$$

Calculo las presiones parciales: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T \longrightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$

$$p_{N_2} = \frac{n_{N_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1'03 \cdot 0'082 \cdot 1000}{1} = 84'46\ atm$$

$$p_{H_2} = \frac{n_{H_2} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{1'62 \cdot 0'082 \cdot 1000}{1} = 132'84\ atm$$

$$p_{NH_3} = \frac{n_{NH_3} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'1 \cdot 0'082 \cdot 1000}{1} = 8'2\ atm$$

Calculo K_p: $K_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{H_2}^3 \cdot P_{N_2}}$

$$K_p = \frac{8'2^2}{132'84^3 \cdot 84'46} = 3'4 \cdot 10^{-7}$$

El valor de K_p es $3'4 \cdot 10^{-7}$

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

Cuestión 5

Se preparan 500 mL de disolución añadiendo agua a 4,57 g de cloruro de hidrógeno, (HCl).

a) Calcule el pH de la disolución.

b) Calcule el volumen de disolución de hidróxido de sodio (NaOH) de concentración 0,75 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución de HCl anterior.

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

Solución:

Se calcula la masa molecular del HCl para después calcular los moles y la concentración.

$$M_r(HCl) = M_r(H) + M_r(Cl) = 1 + 35'5 = 36'5\ g/mol$$

$$n_{HCl} = \frac{m_{HCl}}{M_r(HCl)} = \frac{4'57}{36'5} = 0'125\ mol\ HCl \longrightarrow M_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{V(L)} = \frac{0'125}{0'5} = 0'25\ mol/L$$

Como el HCl es un ácido fuerte, se disocia completamente

$$HCl + H_2O \longrightarrow Cl^- + H_3O^+$$

	HCl	H_2O		Cl^-		H_3O^+
Concentración inicial	$0'25$			$-$		$-$
Concentración final	$-$			$0'25$		$0'25$

Se calcula el pH: $pH = -log[H_3O^+]$

$$pH = -\log(0'25) = 0'60$$

El pH de la disolución es 0'60

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

Cuestión 5

b) Calcule el volumen de disolución de hidróxido de sodio (NaOH) de concentración 0,75 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución de HCl anterior.

La reacción de neutralización será: $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$

La reacción será completa cuando todo el ácido haya reaccionado con la base añadida.

Por ello se calculan primero los moles de ácido clorhídrico.

$n_{HCl} = M_{HCl} \cdot V(L) = 0'25 \cdot 0'1 = 0'025\ mol\ HCl\ hay\ que\ neutralizar.$

Se calculan los moles de hidróxido de sodio que reaccionan con el ácido clorhídrico.

$$0'025\ \cancel{mol\ HCl}\ \frac{1\ mol\ NaOH}{1\ \cancel{mol\ HCl}} = 0'\ 025\ mol\ NaOH$$

Y ya se puede calcular el volumen de disolución de NaOH.

$$V(L) = \frac{n_{NaOH}}{M_{NaOJ}} = \frac{0'025}{0'75} = 0'0333\ L = 33'3\ mL$$

El volumen de la disolución de NaOH es 33’3 mL.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Cuestión 6

Se prepara una pila voltaica formada por los electrodos Cd^{2+}/Cd y Ag^{+}/Ag en condiciones estándar.

a) Escriba la reacción global ajustada. Indique el oxidante y el reductor.

b) Calcule el potencial estándar de la reacción.

Datos: Potenciales de reducción estándar: E° (Ag^{+}/Ag) = + 0,80 V; E° (Cd^{2+}/Cd) = – 0,40 V.

Solución:

Si se prepara una pila, el cátodo debe estar formado por el electrodo con mayor potencial de reducción, así nos aseguraremos que el potencial de pila será positivo y que la pila funcionará.

Por otro lado, sabemos que en el cátodo se lleva a cabo la reacción de reducción y en el ánodo la de oxidación.

$$C\acute{a}todo:\quad Ag^{+} + e^{-} \longrightarrow Ag \qquad (Reducción) \longleftarrow \text{x2}$$

$$\acute{A}nodo:\quad Cd \longrightarrow Cd^{2+} + 2e^{-} \qquad (Oxidación)$$

$$2Ag^{+} + Cd \longrightarrow 2Ag + Cd^{2+} \longleftarrow \text{Ecuación global ajustada}$$

El oxidante es Ag^{+}, y se reduce a Ag.

El reductor es Cd, y se oxida a Cd^{2+}.

Para calcular el potencial estándar de la pila:

$$E^{0}(pila) = E^{0}(cátodo) - E^{0}(ánodo) \longrightarrow E^{0}(pila) = 0'80 - (-0'40) = 1'2\ V$$

El potencial de la pila será 1’2 V.

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com