

GUÍA DE ESTUDIO PARA EL EXAMEN ETS

QUÍMICA BÁSICA Y APLICADA

Unidad I

Estructura atómica

Temática teórica

1. Modelos atómicos de Dalton, Thompson, Rutherford y Bohr
2. Configuración electrónica
3. Tabla periódica
4. Enlaces químicos
5. Estados de agregación
6. Problemas de la unidad

Problemas

1. Características de los átomos
2. ¿Qué es el número atómico?
3. ¿Qué es la masa atómica?
4. ¿El período es una fila o una columna?
5. ¿Qué es estado de oxidación?
6. ¿Los elementos cuya capa exterior está completa, son estables, y no se combinan, son llamados?
7. Mencionar 5 elementos con nombres en latín
8. Mencionar cuáles son los elementos que tienen un electrón en su última órbita

9. Explique, el proceso que se da cuando los átomos excitados de hidrógeno emiten energía radiante de determinadas longitudes de onda con base en el modelo de Bohr para el átomo de hidrógeno:

10. Indique si se emite o absorbe energía en el átomo de hidrógeno, cuando ocurren siguientes transiciones electrónicas:
 - a) de $n=8$ a $n=12$
 - b) de una órbita con radio de 0.59 \AA a una con radio de 5.2 \AA

11. La difracción de electrones es una técnica utilizada para estudiar la materia haciendo que un haz de electrones incida sobre una muestra y observando el patrón de interferencia resultante. Calcule la velocidad de un electrón que tiene una longitud de onda característica de $12.3 \times 10^{-12} \text{ m}$.

12. Describa lo siguiente:
 - a) La función de onda, según la mecánica cuántica
 - b) La densidad electrónica
 - c) El orbital
 - d) Los números cuánticos

13. Describa lo siguiente:
 - a) Para $n=6$, ¿qué valores puede tener l ?
 - b) Para $l=2$, ¿qué valores puede tener m_l ?

14. ¿Qué valores pueden tener l y m_l cuando?
 - a) $n=6$

b) $n=3$

15. Explique el error que tienen las configuraciones electrónicas siguientes para átomos en su estado basal?

- a) $1s^2 2s^2 3s^2$
- b) $[\text{Ne}] 2s^2 2p^3$
- c) $[\text{Ne}] 3s^2 3d^9$

16. Explique las características de los enlaces químicos; covalente, iónico, covalente polar, covalente coordinado, metálico, puente de hidrógeno con diversos ejemplos.

Unidad II

Oxido reducción

Temática teórica

1. Concepto de oxido reducción
2. Reglas de los Números de oxidación
3. Balanceo de ecuaciones por método de tanteo, oxido-reducción y algebraico
4. Estequiometria de las ecuaciones
5. Reactivo limitante
6. Rendimiento porcentual

Problemas

I.- Determinar los estados de oxidación de los elementos, y escribir sus fórmulas desarrolladas.

1. $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ FOSFATO DE AMONIO
2. $\text{Ni}_3(\text{AsO}_4)_2$ ARSENIATO NIQUELOSO
3. $\text{Pb}_3(\text{AsO}_3)_2$ ARSENITO PLUMBOSO
4. Hg_2CrO_4 CROMATO MERCURIOSO
5. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ DICROMATO DE POTASIO
6. $(\text{NH}_4)\text{H}(\text{SO}_4)$ BISULFATO DE AMONIO
7. $\text{Ni}(\text{NO}_3)_3$ NITRATO NIQUÉLICO
8. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ SULFATO FÉRRICO
9. $\text{As}_2(\text{S}_2\text{O}_3)_3$ TIOSULFATO ARSÉNICO
10. $\text{Ca}(\text{IO}_4)_2$ PERYOATO DE CALCIO

Balancear las ecuaciones químicas por óxido reducción:

1. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{HCl} \longrightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Sb}_2\text{S}_5 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{SbO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
5. $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

Estequiometria de las ecuaciones

1. Tomando en cuenta la ecuación de combustión del alcohol amílico que es: $2\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH} + 15\text{O}_2 \rightarrow 10\text{CO}_2 + 12\text{H}_2\text{O}$
 - a) ¿Cuántos moles de O_2 se requieren para la combustión completa de 1 mol de alcohol amílico?
 - b) ¿Cuántos moles de H_2O se forman por cada mol de O_2 consumido?
 - c) ¿Cuántos gramos de CO_2 se producen por cada mol de alcohol amílico quemado?
 - d) ¿Cuántos gramos de CO_2 se producen por cada gramo de alcohol amílico quemado?
 - e) ¿Cuántas toneladas de CO_2 se producen por cada tonelada de alcohol amílico quemado?
2. En un generador portátil de hidrógeno se lleva a cabo la reacción $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2$. ¿Cuántos gramos de H_2 se pueden producir con un cartucho de 50 g de CaH_2 ?
3. El yodo se puede preparar por medio de la reacción $2\text{NaIO}_3 + 5\text{NaHSO}_3 \rightarrow 3\text{NaHSO}_4 + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$.
 - a) ¿Qué masa de NaIO_3 se debe usar por cada kilogramo de yodo producido?
 - b) ¿Qué masa de NaHSO_3 se debe usar por kg de I_2 ?
4. El nonano es un componente de la gasolina y se encontró en un incendio que, se sospecha, fue provocado. De acuerdo a la reacción de combustión: $\text{C}_9\text{H}_{20} + 14\text{O}_2 \rightarrow 9\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$

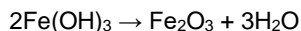
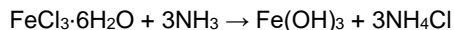
a) ¿Cuántos gramos de oxígeno, O₂, se requieren para quemar 500 g de nonano?

b) Si 32 g de O₂ ocupan 22.4 L a 0°C y 1 atm, ¿qué volumen de oxígeno bajo esas condiciones se requiere para quemar el nonano?

5. El monóxido de carbono es un gas tóxico que se libera cuando el nonano se quema al haber insuficiencia de oxígeno para producir CO₂ y su ecuación es: $2C_9H_{20} + 19O_2 \rightarrow 18CO + 20H_2O$

¿Qué masa de CO se libera al quemar 500 g de nonano?

6. ¿Cuánto óxido de hierro(III) se puede producir con 6.76 g de FeCl₃·6H₂O de acuerdo con la reacción



7. La blenda de zinc, ZnS, reacciona rápidamente cuando se calienta en el aire ($2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$).

a) ¿Cuántas libras de ZnO se formarán cuando reacciona 1 lb de blenda de zinc?

b) ¿Cuántas toneladas de ZnO se formarán a partir de 1 tonelada de ZnS?

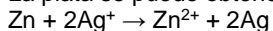
c) ¿Cuántos kilogramos de ZnO se formarán a partir de 1 kg de ZnS?

8. El cianuro de hidrógeno gaseoso es un gas que se usaba como método de pena de muerte. Se dejaban caer pastillas de cianuro de potasio en una disolución de HCl para formar el HCN y su reacción se puede representar por: $KCN(ac) + HCl(ac) \rightarrow HCN(g) + KCl(ac)$;

¿Qué masa de KCN produce 4 moles de HCN gaseoso?

9. ¿Qué masa de HCN se puede producir cuando una tableta de KCN de 50 g se coloca en 1 L de una disolución que contiene 6 moles de HCl?

10. La plata se puede obtener a partir de disoluciones de sus sales con la reacción con zinc metálico:

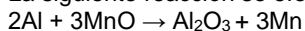


Un trozo de 50 g de zinc se introdujo en un recipiente de 100 L que contiene 3.5 g de Ag⁺/L.

a) ¿Qué reactivo se consume por completo?

b) ¿Cuánto queda de la otra sustancia?

11. La siguiente reacción se efectúa hasta que se consume por completo el reactivo limitante:



Se calentó una mezcla de 100 g de Al y 200 g de MnO para iniciar la reacción. ¿Cuál reactivo quedó en exceso y cuál es el peso de ese exceso?

UNIDAD III

Estado gaseoso

Temática teórica

1. Concepto de gases ideales y gases reales
2. Teoría cinética de los gases
3. Ecuaciones de los gases ideales
4. Leyes de Boyle, Dalton, Charles, Avogadro y Graham

Problemas

1. El volumen de un gas ocupa 5 lt. A 20°C y una presión de 760 mm de Hg. Si se comprimen a hasta 2.5 lt a 1.2 atm ¿Cuál será su temperatura?
2. Los neumáticos de un coche deben estar a 20 °C a una presión de 1.8 atm. Con el movimiento se calientan a 50°C ¿cuál será la presión final de los neumáticos tras la marcha?
3. Calcular el volumen de 6,4 moles de un gas a 210°C sometido a 3 atmósferas de presión
4. Calcular el número de moles de un gas que tiene un volumen de 350 ml a 2.3 atmósferas de presión y 100°C
5. A 36.0° C y 200 kPa de presión, un gas ocupa un volumen de 0.600 L ¿Qué volumen ocupará a 0.00° C y 50.0 kPa?
6. El hexafluoruro de azufre (SF₆) es un gas incoloro e inodoro muy poco reactivo. Calcule la presión (en atm) ejercida por 2.35 moles del gas en un recipiente de acero de 5.92 litros de volumen a 71.5°C.
7. Calcular la masa molar de una sustancia gaseosa sabiendo que 3,8 g de la misma, recogidos en un recipiente de 2,0 litros a una temperatura de 15 0 C, ejercen una presión de 770 mm
8. Un bulbo de 1.0 L y otro de 1.5 L son conectados mediante una llave y llenados respectivamente con argón a 0.75 atm y helio a 1.2 atm a la misma temperatura. Calcular la presión total y las presiones parciales de cada gas después de abrir la llave y permitir que se mezclen.
9. Se tiene un cilindro de helio de 22 L. a presión de 150 atm y 31°C ¿Cuántos globos se podrán llenar si cada uno tiene un volumen de 5 L, en un día donde la presión atmosférica es de 755 mm Hg y la temperatura 22°C?
10. 600 mL de CH₄ (metano) a 25°C y 1.5 atm. Se mezcla con 400 mL de C₃H₈ (propano) a 25°C y 1.03 atm en un frasco de 500 mL. Calcule la presión parcial de cada gas y la presión total en el recipiente.
11. Si la densidad del nitrógeno líquido es 1.25 g/mL, ¿a qué volumen se reducirá un litro de nitrógeno gaseoso, medido en condiciones normales, al condensarse?
12. La densidad de cierto gas es 1.83 g/L a 80 cm Hg y 50°C. ¿Cuál es esta a TPS?
13. Si el análisis en Peso de un aire es el siguiente: nitrógeno: 74.7%: Oxígeno: 22.9%: Argón: 1.3 %, vapor de agua: 1.0 % y óxido de carbono (IV) : 0.1 %. Determínese la densidad de dicho aire a 20°C y 740 mm Hg.

14. Tenemos una mezcla de tres gases A, B y C a una presión de 1 atm. Sabiendo que la fracción molar de A es el doble de la de B y que la fracción molar de C es la tercera parte de la fracción molar de B, calcular la presión parcial de cada uno.
15. Se han recogido sobre agua 100 mL de oxígeno a 20°C y 749 mm de Hg. Calcular el volumen, en condiciones normales, del oxígeno seco. (Presión de vapor del agua a 20°C = 17.5 mm Hg)
16. Se necesitan preparar 9 litros de nitrógeno, medidos a 20°C y a una presión de 710 mm. La reacción que se va a utilizar es: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$ ¿Cuántos gramos de cloruro amónico deberemos emplear?
17. 9.- La combustión del gas acetileno (C_2H_2), proporciona CO_2 y vapor de agua. Si a la temperatura de 27 grados centígrados y 1 atm de presión, se queman 0.455 gramos de acetileno. Calcula:
- La cantidad en gramos que se obtiene de CO_2
 - El volumen de oxígeno que se necesita para efectuar dicha combustión en las mismas condiciones de presión y temperatura.
18. La obtención del bismuto metal puede hacerse en dos pasos: El mineral sulfuro de bismuto (III) se somete a tostación en corriente de aire, con lo que se obtienen el óxido del metal y dióxido de azufre. Seguidamente, el óxido de bismuto (III) obtenido se reduce a bismuto metal con carbón, desprendiéndose monóxido de carbono, calcula:
- Suponiendo un rendimiento del 100%, calcula los Kg de mineral se necesitará para obtener 1 Kg de metal, sabiendo que el mineral contiene un 30% de impurezas.
 - ¿Cuántos litros de gases (a $P=1$ atm y 273 K), que pueden producir lluvia ácida se emitirán al ambiente en el caso anterior?
19. ¿Cuántos litros de oxígeno, en condiciones normales, pueden obtenerse si se calientan 100 g de clorato de potasio? Considere la reacción siguiente:
- $$\text{KClO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{KCl}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$$
20. El cloro se usa ampliamente para purificar el agua municipal y para tratar el agua de las albercas. Suponga que el volumen de una muestra en particular de Cl_2 es 6.18 L a 98659 Pa y 33°C. a) ¿Que volumen ocupará el Cl_2 a 107°C y 90659 Pa? b) ¿Qué volumen ocupará el Cl_2 a TPE? c) ¿A qué temperatura el volumen será 3.00 L? si la presión es 106658 Pa? d) ¿A qué presión el volumen será 5.00 L?
21. Usando la ecuación de Van der Waals calcule el volumen que ocuparían 1.5 moles de $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{S}$ a 105°C y 0.750 atm. Suponga que $a= 18.75 \text{ dm}^6 \text{ atm mol}^{-2}$ y $b=0.1214 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$
22. Calcular el volumen en condiciones ideales que ocupan 2 moles de dietilamina, $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$, a 90 °C y 700 mm Hg. Coeficientes de Vander Walls: $a = 19,5 \text{ atm} \cdot \text{l}^2/\text{mol}^2$; $b = 0,1392 \text{ l/mol}$.

UNIDAD IV

Soluciones químicas y dispersiones coloidales

Temática teórica

1. Naturaleza de las soluciones
2. Determinación de concentraciones de soluciones en porcentaje, normales y molares
3. Factores de solubilidad
4. Conceptos de soluciones coloidales
5. Conceptos de suspensiones, adsorción y absorción

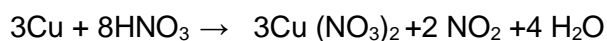
Problemas

1. Se requiere preparar 1,500 mL de una solución de hidróxido de calcio, el cual, tiene una concentración molar de 0.12 mol/L. Calcular el peso que será necesario de soluto
2. Se disolvieron 25 g de dicromato de potasio, en agua hasta tener 1750 ml de solución. Determinar la concentración obtenida en términos de normalidad
3. Calcular el volumen de una solución que contiene 350 g de ácido clorhídrico y tiene una normalidad de 2.5N
4. Calcular la normalidad y molaridad de 850 gramos de una solución de hidróxido de amonio si se tiene un volumen de 0.3 galones
5. Calcular la molaridad y la normalidad de dos litros de solución, donde se disolvieron 35 gramos de fosfito de magnesio
6. ¿Cuál es la molaridad de una disolución de ácido nítrico (HNO₃) que contiene 360 g de soluto en 1.8 litros de disolución?
7. ¿Qué molaridad tienen 150 ml de una solución que contiene el 22% de CuSO₄ (Sulfato cúprico)?
8. Se mezclan 50 ml de una solución de HCl 3.0 M, con 70 ml de una solución de KNO₃ 4.0 M ¿Cuál es la concentración final de HCl y KNO₃ en la mezcla?
9. a) Una reacción que produce CaCO₃ muy puro es $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$. ¿Qué masa de CaCO₃ se puede producir con 1 ton de CaO? b) ¿Qué masa de CO₂ se consumiría?
10. La plata se puede obtener a partir de disoluciones de sus sales con la reacción con zinc metálico:
$$\text{Zn} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}$$

Un trozo de 50 g de zinc se introdujo en un recipiente de 100 L que contiene 3.5 g de Ag⁺/L.

- a) ¿Qué reactivo se consume por completo?
- b) ¿Cuánto queda de la otra sustancia?

11. En la siguiente reacción:



¿Cuántos gramos de cobre pueden disolverse en 150 ml de HNO₃ 4N?

12. Realice una tabla que muestre el número de gramos necesarios de cada uno de los siguientes compuestos para hacer un litro de solución: 1.0 M, 1.0 N, 2.0 N, 3.0 N: NaOH, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, HCl, H_2SO_4 y H_3PO_4
8. ¿Cuántos gramos de cada uno, H_3PO_4 y $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se necesita para preparar 250 ml de solución 0.10 N respectivamente?

UNIDAD V

Equilibrio químico y cinética química

Temática teórica

1. Reacciones en equilibrio y reversibles
2. Factores que afectan la velocidad de las reacciones
3. Ley de acción de masas (descripción)
4. Principio de Lechatelier
5. Concepto de velocidad de reacción,
6. Catalizadores e Inhibidores

Problemas

NOTA: Si es preciso balancear las ecuaciones, utilizar números enteros

1. En la siguiente reacción y cuya $K_{eq} = 60$:



Se tiene una concentración de $[A] = 0.2M$ y la de $[B] = 0.2M$ y el volumen del recipiente es de 2.5 lts. ¿cuál será la concentración de las especies en el recipiente cuando se alcanza el equilibrio?

2. Al comienzo de una reacción en un reactor de 3.5 lts a una temperatura de $200^{\circ}C$ existen 0.249 M de N_2 , 3.21×10^{-2} M de H_2 , 6.42×10^{-4} M de NH_3 . Si el valor de la constante de equilibrio (K_{eq}) para la formación del NH_3 es de 0.65, indicar si el sistema se encuentra en equilibrio y en caso contrario, ¿qué es lo que debe ocurrir para que el sistema alcance el equilibrio?
3. En un recipiente de un litro se introducen 0.0200 moles de dióxido de azufre y 0.0100 moles de oxígeno. Cuando se alcanza el equilibrio a 900 K, se encuentran 0,0148 moles de trióxido de azufre. Calcular los moles de oxígeno y de dióxido de azufre en el equilibrio y la constante de equilibrio K_p .
4. Al poner 1.36 moles de H_2 y 0.78 moles de CO en un recipiente de 1 litro a $160^{\circ}C$ se establece el equilibrio: $CO + 2H_2 \rightleftharpoons CH_3OH$. La concentración de H_2 en el equilibrio es 0.120 M. Calcular la concentración de CO y CH_3OH en el equilibrio y el valor respectivo de K_c .
5. El etano(g) se descompone en eteno(g) e hidrógeno(g) mediante una reacción de equilibrio con una K_p ($627^{\circ}C$) de 7,38. a) Calcular el valor de K_c para la reacción anterior a $627^{\circ}C$. b) Si mezclamos 150 g de etano, 28 g de eteno y 2 g de hidrógeno en un recipiente de 10 litros a $627^{\circ}C$ ¿Cuáles serán las concentraciones de cada una de las sustancias tras establecerse el equilibrio?
6. Una mezcla de 0.688 g de H_2 y 35.156 g de Br_2 se calienta a $700^{\circ}C$ en un recipiente de 2 L. Estas sustancias reaccionan según: $Br_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HBr(g)$. Una vez alcanzado el equilibrio el recipiente contiene 0.288 g de H_2 . ¿Cuántos g de HBr se habrán formado? ¿Cuáles son los valores de K_c y K_p para la reacción de disociación de HBr en Br_2 e H_2 a la temperatura dada?
7. La $K_c = 4.1 \times 10^{-2}$ moles/l, para: $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$. En un reactor se pone PCl_5 . Al llegar al equilibrio hay 0.53 moles de Cl_2 y 0.32 moles de PCl_5 . ¿Cuál es el volumen del reactor?. Si se reduce a la mitad el volumen ¿cuál es la composición del gas en equilibrio? R//21.4 lit 0.42 0.43 0.43 moles.

UNIDAD VI

Electroquímica

Temática teórica

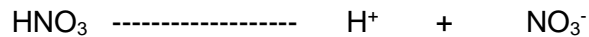
1. Conceptos de ácidos y bases
2. Neutralización
3. Conceptos de pH y pOH
4. Celdas electrónicas
5. Electrolisis
6. Corrosión y protección

Problemas

1. La constante de ionización del NH_3 en agua es de 1.75×10^{-5} a 25°C y una atmósfera de presión, la reacción es la siguiente:

Calcula:

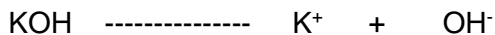
- a) La concentración de iones de $[\text{OH}^-]$ en una solución de 0.1 M de esta base.
 - b) % de ionización
 - c) pH
 - d) ¿Es espontáneo el proceso de disociación del amoníaco?
2. Calcular la concentración en gramos equivalentes por litro que tendrá el ácido nítrico, dado que registra un $\text{pH} = 1.2$ y que su constante de disociación es de 4.5×10^{-4} .



3. Calcula la $[\text{H}^+]$ y la $[\text{OH}^-]$ de una solución de 0.12 M de CH_3COOH que esta ionizada un 1.2% .
4. Calcula la constante de ionización de ácido fórmico, HCO_2H el cual se ioniza 2.8% en solución de 0.11M .



5. La constante de ionización del KOH en agua es de 1.75×10^{-5} a 25°C y una atmósfera de presión, la reacción es la siguiente:



Calcula:

- a) La concentración de iones de $[\text{OH}^-]$ en una solución de 0.1 M de esta base.
- b) % de ionización
- c) pH
- d) ¿Es espontáneo el proceso de disociación del hidróxido de potasio?

6. Completa el cuadro siguiente:

[H ⁺]	[OH ⁻]	pH	pOH
4.35 x 10⁻⁴			
	5.18 x 10⁻³		
		11.5	
			3.11
1.74			

7. calcular el pH de una disolución 0,5 N de hidróxido de sodio NaOH.

8. Calcular el pH y el pOH de cada una de las siguientes disoluciones:

a) Solución de HNO₃ 0.035 M

b) Solución de H₂SO₄

9. Se tiene una solución cuya concentración de OH es 1.0X10⁻⁹, ¿cuál es el pOH de dicha solución?

10. La concentración molar de una solución de KOH es de 1.0X10⁻⁵. Calcula el pOH de la solución.

11. El pH de una solución es 12.41, ¿cuál es su pOH?

12. Hallar el pH de una disolución 0.01 M de ácido nítrico (HNO₃)

13. Calcula el pH de una disolución 0.01 M de hidróxido de sodio (NaOH).

14. ¿Cuál es la concentración del OH⁻ en una solución 0.001M de HCl? y ¿Cuál es la concentración de H⁺ derivada de la disolución del disolvente?

15. Supóngase que adicionamos 0.100 M de acetato de sodio a un litro de 0.100 M de ácido acético en una solución de CH₃COOH. ¿Cuáles son las concentraciones de H⁺ en el equilibrio con un Ka= 1.8 X10⁻⁵?

16. Se mezclan 67 ml de ácido clorhídrico 0.29 M con 27 ml de hidróxido cálcico 0.12 M. Calcular el pH de la disolución resultante.

17. Se disuelven 0.27 g de ácido fórmico hasta formar 500 ml de disolución. Calcular el grado de ionización del ácido fórmico y el pH de la disolución.

18. Calcular la concentración de una disolución de ácido acético sabiendo que su pH es 3.27.

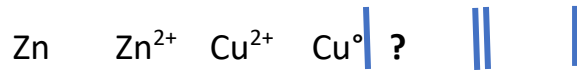
19. ¿Cuántos gramos de formiato sódico hay que disolver en 500 ml de agua para obtener una disolución de pH igual a 9?

20. El pH de una disolución de cloruro amónico es 5. Calcular la concentración de la disolución.

21. Calcular el pH de la disolución que resulta al mezclar 30 ml de ácido clorhídrico 0.1 M con:

- a) 60 ml de acetato sódico 0.1 M;
- b) 30 ml de acetato sódico 0.1 M;
- c) 20 ml de acetato sódico 0.1 M.

9. ¿Qué voltaje será generado por una batería que contiene un electrodo de



UNIDAD VII

Metales

Temática teórica

1. Propiedades físicas, químicas de los metales
2. Concepto de mineral, estado natural
3. Procesos de metalurgia
4. Conceptos de aleaciones

Problemas

1. Explique con expresiones químicas que describan a las aleaciones férreas, no férreas y ligeras respectivamente.
2. Describir con ecuaciones químicas todo lo relativo a la corrosión y a la degradación del concreto
3. Describir con ecuaciones químicas le papel que juega el ánodo de sacrificio
4. Explique químicamente qué es la fractura en los metales
5. Explique que es el magnetismo

Nota. Se tomó como referencia las fuentes siguientes:

Rosenberg J. L., Epstein L.M., Krieger PETER J., Química.,McGRAW-HILL/INTERAMERICANA EDITORES, México, 2009
Benson Sidney, Cálculos Químicos, Una Introducción de las matemáticas en la química, Limusa, Mexico, 2005.
Brown, LeMay y Bursten, Química: La Ciencia Central, Pearson Education, 9a edición, 2003
Bargalló M., Tratado de Química Inorgánica
Bravo J.M., Rodríguez Huerta. J.L., Química 3 Cálculos Químicos
Malone L., Introducción a la Química
Flores T, García C., García M., y Ramírez A., Química
Whitten, M. Larry. Peck, Raymond E. Davis, George, Satanley, Introducción a la Química Kenneth.

Bibliografía

1. Benson Sidney, Cálculos Químicos, Una Introducción de las matemáticas en la química, Limusa, Mexico, 2005.
2. Brown, LeMay y Bursten, Química: La Ciencia Central, Pearson Education, 9a edición, 2003
3. Chang, R., Química, McGraw-Hill Interamericana, 2002
4. Garritz, R. A. Y Chamizo, G.J.A. Química. México, Addison-Wesley Iberoamericana, 1994.
5. Chopin, Gregory R. et al., Química General, teoría y problemas. Fondo educativo interamericano, México, 1983