



GUÍA PARA EXAMEN DEPARTAMENTAL DE QUÍMICA, Clave: CB270, H0590
Ciclo escolar 2017-B

Unidad 1: Química: el estudio de los cambios

1. ¿Qué es química?
2. Menciona 5 ciencias que se relacionan con la química.
3. Menciona 5 campos especializados de la química.
4. Menciona los cuatro postulados de la teoría atómica de Dalton.
5. ¿Quién es el fundador de la química moderna?
6. ¿En qué consiste la teoría del vitalismo?
7. Escribe la ley de las proporciones definidas.
8. Escribe la ley de las proporciones múltiples.
9. Menciona la Ley de la conservación de la materia.
10. Menciona la Ley de los volúmenes de combinación.
11. ¿Cuál era la finalidad principal de los antiguos alquimistas?
12. Lavoisier fue guillotinado al inicio de la Revolución Francesa. ¿Cuál fue la contribución que este hombre hizo a la ciencia?
13. ¿Qué es la materia?
14. ¿Por qué la química es la ciencia central?

Unidad 2: Tabla periódica, estructura electrónica y periodicidad

1. El estado de energía más bajo de un átomo ($n=1$) se llama?
a) Estado basal del átomo b) Estado excitado del átomo c) Fotón d) Ninguna de los anteriores
2. Define afinidad electrónica.
3. Define energía de ionización.
4. La tendencia de los radios atómicos en la tabla periódica es:
a) Aumenta solamente conforme se baja en la columna de la tabla. b) Aumenta al bajar por cada columna y de derecha a izquierda en la tabla periódica. c) Disminuye solamente de derecha a izquierda en la tabla. d) Ninguna de los anteriores
5. En un átomo no puede haber dos electrones que tengan el mismo conjunto de cuatro números cuánticos, n , l , m , s para un orbital dado.
a) Spin b) Principio de exclusión de Pauli c) Regla de Hund d) Mecánica cuántica
6. Es el número cuántico que describe la orientación del orbital en el espacio.
a) Número cuántico principal, n b) Número cuántico m c) Número cuántico l d) Ninguna de los anteriores
7. Este número cuántico define la forma del orbital, generalmente se designa con las letras s , p , d y f .
a) Número cuántico principal, n b) Número cuántico m c) Número cuántico l d) Ninguna de los anteriores
8. Este número cuántico puede tener valores enteros positivos de 1, 2, 3, etc. Al aumentar, el orbital se hace más grande.
a) Número cuántico b) Número cuántico c) Número cuántico l d) Ninguna de

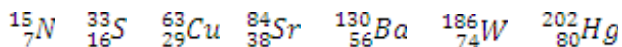


- principal, n m los anteriores
9. El modelo de la mecánica cuántica emplea tres números cuánticos para describir un orbital, cuáles son:
a) 1, 2, 3 b) n, l, m c) a, b, c d) Ninguna de los anteriores
10. Al conjunto de las funciones de onda con sus correspondientes energías, se denomina:
a) Orbitales b) Mecánica cuántica c) Fotón d) Ninguna de los anteriores
11. Una de las propiedades de los metales es:
a) Tienden a tener energía de ionización bajas
b) Son malos conductores de calor
c) Son utilizados hoy en día en la elaboración de circuitos integrados y chips para computadoras
d) Ninguna de las anteriores
12. Una de las propiedades de los metaloides es:
a) Tienden a tener energía de ionización bajas
b) Son malos conductores de calor
c) Tienen propiedades intermedias entre un metal y un no metal
d) Ninguna de las anteriores
13. Una de las propiedades de los no metales es:
a) Tienden a tener energía de ionización bajas
b) Generalmente gana electrones para llenar su subcapa p y exterior por completo
c) Son utilizados hoy en día en la elaboración de circuitos integrados y chips para computadoras
d) Ninguna de las anteriores
14. Una de las propiedades de los metales alcalinos es:
a) Emiten colores característicos si se les coloca en la flama
b) Son duros y densos
c) Son alotrópicos
d) Ninguna de las anteriores
15. Menciona una de las propiedades de los átomos que pertenecen al grupo de oxígeno.
a) Emiten colores característicos si se les coloca en la flama
b) Son duros y densos
c) Son alotrópicos
d) Forman sales
16. Una de las propiedades de los halógenos es:
a) Emiten colores característicos si se les coloca en la flama
b) Son duros y densos
c) Son alotrópicos
d) Forman sales
17. Indique el número de protones y electrones de cada uno de las siguientes iones comunes: Na^{+1} , Ca^{+2} , Al^{+3} , Fe^{+2} , I^{-1} , F^{-1} , O^{-2} , Fe^{+3} , Cu^{+2} .
18. Escribe el símbolo adecuado para cada uno de los siguientes isotopos:
a) $Z=11$, $A=23$; b) $Z=28$, $A=64$; c) $Z=74$, $A=186$; d) $Z=80$, $A=201$
19. Indique el número de protones, neutrones y electrones en cada una de las siguientes



GUÍA PARA EXAMEN DEPARTAMENTAL DE QUÍMICA, Clave: CB270, H0590
Ciclo escolar 2017-B

especies:



20. Indicar el nombre y los valores y el significado de los números cuánticos.
21. ¿Qué se entiende por estructura fundamental de un átomo? La estructura electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4p^1$ es fundamental?
22. Justificar el número de electrones que pueden estar presentes, como máximo en un orbital f.
23. Explique el significado de cada uno de los términos en el símbolo $\frac{A}{Z}\text{X}$.
24. ¿Cuál es el número cuántico que describe la orientación del orbital en el espacio?
25. Escribe la configuración electrónica para los átomos que tienen los siguientes números atómicos: 28, 15, 41, 22, 9.
26. Describir las estructuras electrónicas de los iones F^- , Ca^+ , Al^{3+} . Números atómicos: $\text{F}=9$, $\text{Al}=13$, $\text{Ca}=20$.
27. ¿Es posible que existan en un átomo electrones con los números cuánticos: $(1,1,1,1/2); (2,-1,1,1/2); (2,1,-1,1/2); (0,1,1,1/2); (2,1,2,1/2)$?
28. ¿Pueden existir en un mismo átomo electrones con los números cuánticos $(2,1,-1,1/2); (2,1,0,-1/2); (2,1,0,-1/2); (2,1,0,1/2)$? Indicar el nivel de energía y el orbital al que pertenecen los dos primeros electrones.
29. Define la regla de la máxima multiplicidad de Hund y aplícala para deducir las valencias covalentes del elemento del número atómico 7.
30. ¿Qué números cuánticos corresponden al electrón diferenciador del azufre? Número atómico del azufre =16.
31. ¿Qué números cuánticos corresponden a los electrones de notación $3d^3; 4p^5; 5s^1$?
32. ¿A qué elemento corresponde el electrón diferenciador cuyos números cuánticos son $n=4, l=3, m=1, s=-1/2$?
33. Describir las conformaciones electrónicas de los átomos de Cr ($Z=24$), Cu ($Z=29$), La ($Z=57$), Yb ($Z=70$).
34. El cinc tiene el número atómico 30, indicar:
 - a) Su estructura electrónica
 - b) Los números cuánticos que corresponden a su electrón diferenciador
35. Hay tres elementos, A, B y C, les corresponden los números atómicos 12, 17, 55 respectivamente. Indicar:
 - a) Sus estructuras electrónicas
 - b) Grupo y periodo al que pertenecen
 - c) Cuáles son metales y cuales no metales
 - d)Cuál tiene mayor afinidad electrónica
 - e)Cuál tiene menor potencial de ionización
36. Dibuja diagramas de Bohr e indica el número de electrones de valencia de los átomos de los elementos siguientes: magnesio, azufre, calcio, nitrógeno, flúor, potasio, aluminio, cloro.
37. Dibuja diagramas de Bohr de los iones siguientes y explica en que difieren de los átomos correspondientes: ion potasio K^{+1} , ion cloruro Cl^{-1} , ion calcio Ca^{+2} , ion sulfuro S^{-2} .
38. ¿Cuál es el número máximo posible de electrones en los niveles de energía primero, segundo, tercer, y cuarto de los átomos?



GUÍA PARA EXAMEN DEPARTAMENTAL DE QUÍMICA, Clave: CB270, H0590
Ciclo escolar 2017-B

39. Escribe la configuración electrónica (y la notación gráfica también) de los elementos siguientes: litio, aluminio, oxígeno, bromo, fósforo, nitrógeno.
40. Escribe la configuración electrónica (y la notación gráfica también) de los iones siguientes: ion yoduro I^{-1} , ion magnesio Mg^{+2} , ion óxido O^{-2} , ion fluoruro F^{-1} .
41. Describe en que consiste el Modelo Atómico de Thomson.
42. Describe en que consiste la Teoría Atómica de Rutherford.
43. Describe en que consiste el Modelo Atómico de Bohr.
44. ¿Cuál es la estructura de un átomo?
45. Representar el espectro de la radiación electromagnética, indicando la región correspondiente a los rayos gamma, los rayos X, luz ultravioleta, la luz visible, los rayos infrarrojos y las ondas de radio.
46. ¿Cuál de las siguientes características se encuentra en la mayoría de los metales?
 - a) Son siempre gases
 - b) Tienen aspectos brillantes
 - c) Son malos conductores de la electricidad
 - d) Sólo se combinan con los metales
47. ¿Por quién y en qué año fue descubierto el electrón?
48. ¿Por quién y en qué año fue descubierto el protón?
49. ¿Por quién y en qué año fue descubierto el neutrón?

Unidad 3: Nomenclatura de compuestos inorgánicos

1. Define número de oxidación.
2. Menciona cuáles son los números de oxidación para los siguientes elementos en estado libre y combinados.

a) Fe	b) HBr
c) Na_2CO_3	d) Cl
e) Cu	f) H_2O_2
g) Fe_2O_3	h) $NaNO_2$
i) S	j) Au
3. Menciona cuál es el número de oxidación en los siguientes iones:
 - a) azufre en el ion sulfato (SO_4^{-2})
 - b) nitrógeno en el ion nitrato (NO_3^{-})
 - c) carbono en el ion carbonato (CO_3^{-2})
 - d) cromo en el ion dicromato ($Cr_2O_7^{-2}$)
 - e) manganato en el ion permanganato (MnO_4^{-})
4. Determina el estado de oxidación del cromo en el siguiente compuesto $Na_2Cr_2O_7$.
 - a) +6 b) +7 c) +3 d) Ninguno de los anteriores
5. Escribe la fórmula de los siguientes compuestos
 - a) Cloruro de plomo (II)
 - b) Bromuro de manganeso (III)
 - c) Cloruro de cobalto (III)
 - d) Dicloruro de níquel
 - e) Yoduro de hierro (III)
 - f) Bromuro de calcio
 - g) Pentafluoruro de bismuto



GUÍA PARA EXAMEN DEPARTAMENTAL DE QUÍMICA, Clave: CB270, H0590
Ciclo escolar 2017-B

- h) Trifluoruro de aluminio
i) Fluoruro de plata
6. El estado de oxidación de sodio en el NaCl es:
a) +1 b) -1 c) +2 d) Ninguno de los anteriores
7. Nombra las siguientes sales binarias
a) CaF_2
b) CaCl_2
c) FeS
d) AgI
e) CuBr_2
8. Escribe la fórmula de los siguientes hidruros
a) Hidruro de titanio (IV)
b) Dihidruro de estaño
c) Hidruro de cesio
d) Hidruro de magnesio
e) Hidruro de zinc
f) Hidruro de cobalto (II)
g) Hidruro de cromo (III)
h) Hidruro de estaño (IV)
9. Nombra los siguientes hidruros metálicos
a) NaH
b) CaH_2
c) CuH_2
d) NiH_2
e) AuH
10. ¿Cuál es la fórmula química del ion clorato?
a) Cl^- b) ClO_2^- c) ClO_3^- d) ClO_4^-
11. ¿Cuál es la fórmula química del ion cloruro?
a) Cl^- b) ClO_2^- c) ClO_3^- d) ClO_4^-
12. ¿Cuál es la fórmula química del ion clorito?
a) Cl^- b) ClO_2^- c) ClO_3^- d) ClO_4^-
13. ¿Cuál es la fórmula química del ion perclorato?
a) Cl^- b) ClO_2^- c) ClO_3^- d) ClO_4^-
14. El estado de oxidación del nitrógeno en el NH_4^+ es:
a) -3 b) +3 c) -1 d) Ninguno de los anteriores
15. Subraya la fórmula química correcta del siguiente compuesto: bromato de amonio
a) NH_4BrO_3 b) $\text{NH}_4\text{Br}_2\text{O}_4$ c) NH_4BrO_4
16. Subraya la fórmula química correcta del siguiente compuesto: bifosfato de sodio-litio
a) $\text{LiNaH}_2\text{PO}_4$ b) $\text{LiNaHP}_2\text{O}_4$ c) LiNaHPO_4
17. Subraya la fórmula química correcta del siguiente compuesto: hiposulfito ácido de sodio
a) Na_2HSO_2 b) NaHSO_2 c) NaHSO_4



GUÍA PARA EXAMEN DEPARTAMENTAL DE QUÍMICA, Clave: CB270, H0590
Ciclo escolar 2017-B

18. Escribe la fórmula de los siguientes compuestos
a) Hidróxido de magnesio
b) Clorato de potasio
c) Selenuro de berilio
d) Dicromato cálcico
e) Cromato amónico
19. ¿Cuál es el nombre del compuesto iónico siguiente: AlF_3 ?
a) Hidróxido de aluminio b) Fluoruro de aluminio c) Fluoruro de aluminio (II) d) Ninguna de las tres anteriores
20. ¿Cuál es el nombre del compuesto iónicos siguiente $\text{Fe}(\text{OH})_2$?
a) Hidróxido ferroso b) Hidróxido férrico c) Hidróxido de hierro (III) d) Ninguna de las tres anteriores
21. ¿Cuál es el nombre del compuesto iónico siguiente: $\text{Ba}(\text{ClO})_2$?
a) Clorito de bario b) Cloruro de bario c) Hipoclorito de bario d) Ninguna de las tres anteriores
22. Escribe el nombre de los siguientes aniones y cationes monoatómicos, en nomenclatura tradicional.
- | | | | |
|------------------|--|------------------|--|
| Cl^- | | Rb^+ | |
| Sr^{2+} | | Al^{3+} | |
| K^+ | | Ba^{2+} | |
| Cs^+ | | S^{2-} | |
| Ag^+ | | Be^{2+} | |
| Fe^{2+} | | Ca^{2+} | |
| NH_2^- | | Mg^{2+} | |
| Cd^{2+} | | Zn^{2+} | |
23. Nombra los siguientes óxidos de acuerdo a las nomenclaturas sistemática, Stock y clásica.
a) Au_2O_3
b) HgO
c) Cr_2O_3
d) PbO_2
e) Na_2O
24. ¿Cuál es el nombre del compuesto iónico siguiente: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$?
a) Nitrato cúprico b) Nitrato cuproso c) Nitrato de cobre (I) d) Ninguna de las anteriores
25. Subraya la fórmula química correcta del siguiente compuesto: ácido sulfúrico
a) H_2SO_4 b) H_3SO_6 c) H_4SO_2
26. Subraya la fórmula química correcta del siguiente compuesto: yoduro de mercurio (I)
a) HgI_2 b) HgI c) Hg_2I
27. ¿Cuál es el nombre del siguiente compuesto K_2O_2 ?
a) Peróxido de hidrogeno b) Peróxido de potasio c) Peróxido de fósforo d) Ninguna de las anteriores
28. Escribe la fórmula de los siguientes hidrácidos.



GUÍA PARA EXAMEN DEPARTAMENTAL DE QUÍMICA, Clave: CB270, H0590
Ciclo escolar 2017-B

- a) Ácido clorhídrico
b) Ácido bromhídrico
c) Ácido cianhídrico
d) Ácido sulfhídrico
29. Escribe las fórmulas correspondientes a cada uno de los siguientes óxidos básicos.
a) Óxido de sodio
b) Óxido cuproso
c) Óxido ferroso
d) Óxido estánnico
30. Determina el estado de oxidación del cromo en el siguiente compuesto K_2CrO_4
a) +6 b) +7 c) +3 d) ninguna de las anteriores
31. Determina el estado de oxidación del bario en el siguiente compuesto $Ba(ClO_4)_2$
a) +6 b) +7 c) +3 d) ninguna de las anteriores
32. Determina el estado de oxidación del hierro en el siguiente compuesto $Fe_2(CO_3)_3$
a) +6 b) +7 c) +3 d) ninguna de las anteriores
33. Escribe la fórmula de los siguientes compuestos
a) Monóxido de manganeso
b) Trióxido de dialuminio
c) Pentaóxido de divanadio
d) Monóxido de zinc
e) Trihidruro de bismuto
34. Nombra los siguientes ácidos oxácidos de acuerdo a las nomenclaturas sistemática, Stock y clásica.
a) H_2SeO
b) HNO_2
c) $H_2Cr_2O_7$
d) $H_4Sb_2O_5$
e) HPO_3
35. Escribe la fórmula de los siguientes oxiácidos
a) Ácido nitroso
b) Ácido carbonoso
c) Ácido sulfúrico
d) Ácido fosfórico
e) Ácido nítrico
36. Escribe los nombres de las siguientes sustancias
a) $NaNO_2$
b) $KMnO_4$
c) $Fe_2(CO_3)_3$
d) $BaSO_4$
e) KNO_2
37. Nombra las siguientes sales ácidas de acuerdo a las nomenclaturas sistemática, Stock y clásica.
a) $LiHCO_3$
b) $KHSO_3$
c) $Ca(HSO_4)_2$



GUÍA PARA EXAMEN DEPARTAMENTAL DE QUÍMICA, Clave: CB270, H0590
Ciclo escolar 2017-B

- d) $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$
38. Escribe la fórmula de los siguientes compuestos hidratados.
- Hidróxido de litio monohidratado
 - Sulfato cúprico pentahidratado
 - Carbonato de sodio decahidratado
 - Cloruro cobaltoso hexahidratado
 - Sulfato ferroso heptahidratado
39. Nombra los siguientes compuestos químicos
- MgHSO_2
 - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
 - Na_2HPO_4
 - NaHCO_3
40. Nombra los siguientes iones
- H_2PO_4^-
 - HPO_4^{2-}
 - PO_4^{3-}
41. Nombra los siguientes ácidos
- HClO_4
 - HClO_3
 - HClO_2
 - HClO
42. Nombra las siguientes sales de aniones oxigenados
- NaClO_4
 - NaClO_3
 - NaClO_2
 - NaClO
43. Nombra las siguientes bases
- NaOH
 - $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 - NH_4OH
 - $\text{Ni}(\text{OH})_3$
 - $\text{Sn}(\text{OH})_4$
44. Nombra los siguientes óxidos no metálicos
- N_2O_4
 - Br_2O
 - ClO_2
 - SO_3
 - CO_2

Unidad 4: Relaciones de masa en las reacciones químicas. Estequiometría

- ¿Qué es una reacción química?
- ¿Qué es una ecuación química?
- ¿Qué se requiere para escribir correctamente una fórmula química en una reacción?
- ¿Cuáles son los símbolos que se utilizan para representar gases, líquidos, sólidos y



GUÍA PARA EXAMEN DEPARTAMENTAL DE QUÍMICA, Clave: CB270, H0590
Ciclo escolar 2017-B

- soluciones acuosas en las ecuaciones químicas?
5. Explica con ejemplos la ley de la conservación de la masa, la ley de las proporciones definidas y la ley de las proporciones múltiples.
 6. ¿Cuál es el aporte de Avogadro a las reacciones químicas?
 7. ¿Cuál es la diferencia entre un reactivo y un producto en una ecuación química?
 8. Al balancear ecuaciones ¿por qué no se deben cambiar los subíndices de las fórmulas químicas?
 9. ¿Por qué es indispensable utilizar ecuaciones químicas balanceadas para resolver problemas de estequiometría?
 10. Una ecuación química nos permite calcular:
 - a) Los pesos de las sustancias producidas
 - b) Los pesos de las sustancias consumidas
 - c) El número de moléculas de cualquier sustancia interviniente en la reacción
 - d) Todos los datos expuestos en los puntos a), b) y c)
 11. ¿Cuál es la masa en gramos de 0.257 mol de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)?
 12. ¿Qué parte de las ecuaciones químicas proporcionan información respecto a los números relativos de moles de reactivos y de productos comprendidos en una reacción?
 13. Definición de:
 - a) Mol
 - b) Peso molecular
 - c) Peso fórmula
 - d) Masa molar
 - e) Fórmula mínima
 - f) Fórmula empírica
 - g) Reactivo limitante
 - h) Reactivo en exceso
 - i) Rendimiento teórico
 14. Definición y fórmula de:
 - a) Molaridad
 - b) Normalidad
 - c) Formalidad
 - d) Composición porcentual
 - e) Fracción molar
 - f) Partes por millón
 - g) Volumen molar
 - h) Peso equivalente
 15. Para escribir la ecuación que representa una reacción química es necesario:
 - a) Conocer los reactivos que intervienen y los productos de la reacción
 - b) Conocer la fórmula de cada reactivo y los de los productos de la reacción
 - c) Observar la ley de conservación de los átomos
 - d) Conocer los indicados en todos los puntos anteriores
 16. Aquellas reacciones en las que a partir de un compuesto se obtienen varios productos recibe el nombre de:
 - a) Reacción de síntesis múltiple
 - b) Reacción de descomposición



GUÍA PARA EXAMEN DEPARTAMENTAL DE QUÍMICA, Clave: CB270, H0590
Ciclo escolar 2017-B

- c) Reacción de doble sustitución
d) Reacción de cambio isomérico
17. Una reacción en la que se produce un desprendimiento de calor recibe el nombre de:
a) Exotérmica
b) Exógena
c) De intercambio energético
d) Endotérmica
18. Cuando se produce una reacción química, la proporción de reactivos que reaccionan y se convierten en productos de reacción recibe el nombre de :
a) Composición porcentual
b) Proporción química
c) Pureza de los reactivos
d) Rendimiento de la reacción
19. ¿Cuál es la diferencia entre peso atómico, peso molecular y peso equivalente?
20. Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos:
a) H_2SO_4
b) Na_2S
c) HNO_3
d) KI
e) CH_4
21. Utiliza los pesos moleculares del ejercicio anterior y calcula el peso en gramos de:
a) 1.5 moles H_2SO_4
b) 0.9 moles Na_2S
c) 4.2 moles HNO_3
d) 3.2 moles KI
e) 2 moles CH_4
22. Empleando los pesos moleculares del ejercicio anterior, calcula el número de moles presentes en las siguientes muestras:
a) 26.4 gramos de H_2SO_4
b) 7.5 miligramos de Na_2S
c) 22.4 gramos de HNO_3
d) 89.1 gramos de KI
e) 21 miligramos de CH_4
23. Una ecuación que represente la reacción química entre gases, nos permite conocer:
a) Las masas de los gases reaccionantes y de los gases obtenidos
b) Los volúmenes de los gases reaccionantes y de los gases obtenidos
c) El número de moléculas de los gases reaccionantes y de los gases obtenidos
d) Todos los datos indicados en los puntos a), b) y c)
24. Calcula el número de átomos que hay en:
a) 8.6 gramos de Hg
b) 3.5 gramos de Ag
c) 2.3 gramos de Mg
d) 16 gramos de N
25. ¿Cuál es el porcentaje en masa de hidróxido de sodio para una solución que se preparará disolviendo 8 g de NaOH en 50 g de H_2O ?



GUÍA PARA EXAMEN DEPARTAMENTAL DE QUÍMICA, Clave: CB270, H0590
Ciclo escolar 2017-B

26. ¿Cuántos mililitros de NaCl 0.163 M se requieren para obtener 0.0958 g de cloruro de sodio?
27. ¿Cuál es la molalidad (m) de una solución que se preparó disolviendo 150 g de $C_6H_{12}O_6$ en 600 g de H_2O ?
28. Balancea las siguientes ecuaciones por método al tanteo.
1. $__ Mg (l) + __ Ti Cl_4 (g) \longrightarrow __ Ti (s) + __ Mg Cl_2 (l)$
 2. $__ Ca (l) + __ V_2 O_5 \longrightarrow __ V (l) + __ Ca O (s)$
 3. $__ B_2 O_3 + __ H_2 O \longrightarrow __ B (OH)_3$
 4. $__ Al_2 Cl_6 + __ Li H \xrightarrow{\text{éter}} __ Li Al H_4 + __ Li Cl$
 5. $__ Ca F_2 (s) + __ H_2 SO_4 (l) \longrightarrow __ Ca SO_4 (s) + __ H F (g)$
29. Balancea las siguientes ecuaciones por método algebraico.
- a) $Al + O_2 \longrightarrow Al_2O_3$
 - b) $N_2 + O_2 \longrightarrow N_2O$
 - c) $K + KNO_3 \longrightarrow K_2O + N_2$
 - d) $H_2O + KO_2 \longrightarrow KOH + O_2$
 - e) $H_2SO_4 + NH_3 \longrightarrow (NH_4)_2 SO_4$
 - f) $P_4 + O_2 \longrightarrow P_4O_6$
 - g) $P_4 + O_2 \longrightarrow P_4O_{10}$
 - h) $KClO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow HClO_3 + K_2SO_4$
 - i) $KOH + CO_2 \longrightarrow K_2CO_3 + H_2O$
 - j) $KOH + CO_2 \longrightarrow KHCO_3$
 - k) $Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$
30. ¿Cuál es la normalidad de una solución de NaOH si 50 mL de la solución necesitan 23.72 mL de solución H_2SO_4 0.250N para su neutralización?
31. Determina la composición porcentual de:
- a) $BaCl_2$
 - b) $AgNO_3$
32. Determine la fórmula empírica de un compuesto que contiene 52.9% de aluminio y 47.1% de oxígeno.
33. Con base en la fórmula estructural siguiente, calcule el porcentaje de carbono presente.
- $(CH_2CO)_2C_6H_3(COOH)$
34. Una muestra de glucosa $C_6H_{12}O_6$, contiene 4.0×10^{22} átomos de carbono. ¿Cuántos átomos de hidrógeno y cuántas moléculas de glucosa contiene la muestra?
35. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto siguiente? Fórmula empírica CH , masa molar 78 g/mol.
36. Calcule el porcentaje de carbono presente en la cadaverina, $C_5H_{14}N_2$, un compuesto presente en la carne en descomposición.



GUÍA PARA EXAMEN DEPARTAMENTAL DE QUÍMICA, Clave: CB270, H0590
Ciclo escolar 2017-B

37. Una muestra de vitamina A, $C_{20}H_{30}O$, contiene 4.0×10^{22} átomos de carbono. ¿Cuántos átomos de hidrógeno y cuántas moléculas de vitamina A contiene la muestra?
38. Calcule el número de moléculas presentes en 6.2 g de formaldehído, CH_2O .
39. Indique la fórmula empírica del compuesto siguiente si una muestra contiene 57.9 por ciento de C, 3.6 por ciento de H y 38.6 por ciento de O en masa.
40. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto siguiente?
Fórmula empírica C_2H_3 , masa molar 54 g/mol.
41. ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 7.989 g de carbono y 2.011 g de hidrógeno?
42. ¿Cuántos átomos de carbono hay en 200 moléculas de C_3H_8O ?
43. ¿Cuántas moléculas de CH_4O hay en 32.0 g de CH_4O ?