



PRINCIPIOS DE QUÍMICA

1. La unidad básica de longitud del sistema MKS es:
 - a) Yarda
 - b) Metro**
 - c) Pulgada
 - d) Kilómetro
2. La ley que dice " Todo cuerpo conserva su estado de reposo y movimiento uniforme rectilíneo, a menos que fuerzas externas lo obliguen a cambiar este estado", fue propuesta por:
 - a) Boyle
 - b) Pauli
 - c) Newton**
 - d) Thomson
3. El peso es la fuerza gravitacional que se ejerce:
 - a) En forma variable sobre su cuerpo
 - b) En forma constante sobre un cuerpo**
 - c) De la tierra al sol
 - d) De una balanza sobre un cuerpo
4. La fórmula con la que se expresa el equilibrio de una balanza es la señalada en la opción:
 - a) $Mxg = Myg$**
 - b) $Mx^2 = 2Myg$
 - c) $1/2 Mxg = 2/1 Myg$
 - d) $Mxg^2 = My^2g$
5. Una pelota cuya masa es de 150g. se desplaza a 100 m/seg., choca contra otra pelota que está en reposo y cuya masa es de 120g. Si después de la colisión la primera pelota queda en reposo, ¿cuál es la velocidad final de la segunda pelota?
 - a) 235 m/seg
 - b) 100 m/seg
 - c) 125 m/seg**
 - d) 150 m/seg
6. Observe el siguiente diagrama que representa un intervalo del espectro electromagnético:

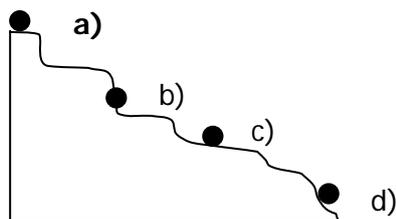
R	S	T	V
10^8	10^{12}	10^{14}	10^{15}

La zona del espectro que es visible al ojo humano está señalada con la letra:

- a) R
- b) S
- c) T**
- d) V



7. En la región ultravioleta del espectro del átomo el hidrógeno se localiza la llamada serie de:
- Brackett
 - Paschen
 - Balmer
 - Lyman**
8. ¿En cual de las siguientes opciones se menciona el modelo atómico de Thomson?
- Es una esfera de electricidad positiva con corpúsculos negativos incrustados en ella.
 - Es una esfera de electricidad positiva con corpúsculos negativos girando alrededor de ella.**
 - Es una esfera de electricidad negativa con corpúsculos positivos incrustados en ella.
 - Es una esfera de electricidad negativa con corpúsculos positivos girando alrededor de ella.
9. ¿En qué opción se señala la definición de isótopos?
- Son átomos con diferente número de neutrones, pero la misma carga nuclear.**
 - Son átomos que tienen igual número de cargas nucleares que neutrones.
 - Son átomos con diferente número de cargas nucleares pero con el mismo número de neutrones.
 - Son átomos con diferente número de cargas nucleares.
10. Una temperatura de 25°C equivale a:
- 70°F
 - 77°F**
 - 82°F
 - 80°F
11. El cuerpo presentará una mayor energía potencial cuando se encuentre en la opción:



12. La Ley periódica establece que las propiedades químicas de los elementos son una función periódica de sus:
- Pesos atómicos
 - Orbitales
 - Números atómicos**
 - Números cuánticos



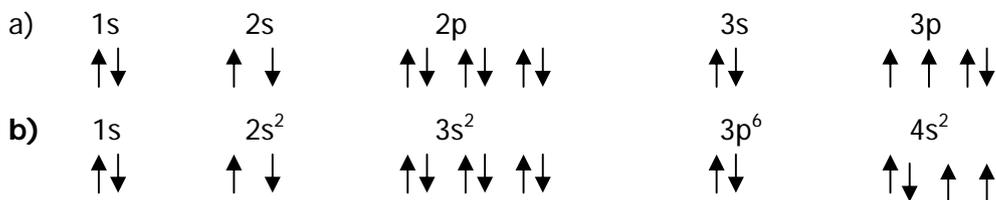
13. ¿Cuántos gramos de nitrógeno hay en 2.5 moles del mismo elemento si su peso fórmula es de 28 g/mol.?
- a) 9.1
b) 28
c) 56
d) **70**
14. ¿Cuántas moles hay en 180g de NaCl si su peso fórmula es de 111 g/mol.?
- a) 0.63
b) **1.62**
c) 2.84
d) 6.40
15. Un postulado de la teoría de Dalton se enuncia en la opción:
- a) **Las reacciones químicas son reacomodo de los átomos.**
b) Los átomos de un elemento tienen características diferentes.
c) Los distintos elementos tienen el mismo tipo de átomos.
d) Los átomos son invisibles.
16. Observe el siguiente cuadro:

ELEMENTO	PESO ÁTOMICO
Na	23
O	16
H	1

Con base en estos datos, ¿cuál es el peso fórmula de NaOH?

- a) **40 g/mol**
b) 23 g/mol
c) 16 g/mol
d) 54 g/mol

17. La configuración electrónica del S se indica en la opción:



18. Observe su tabla periódica y con base en ella conteste las siguientes preguntas:

El sodio y magnesio son elementos que se encuentran en el periodo:

- a) 2
b) **3**
c) 4
d) 5

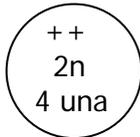


19. Es el tiempo necesario para que se desintegre la mitad de una cantidad inicial de un material radioactivo:

- a) **Vida media**
- b) Radioactividad
- c) Peso atómico

20. Uno de los tipos de radiación que proviene de una fuente radiactiva es:

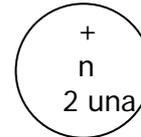
a)



b)



c)



21. ¿En cuál de las siguientes opciones se menciona un ejemplo de transmutación inducido?

- a) Al bombardear berilio con rayos gamma se obtiene un isótopo de oxígeno.
- b) **Al bombardear berilio con rayos alfa se obtiene una corriente de neutrones.**
- c) Al bombardear nitrógeno con rayos gamma se obtiene una corriente de neutrones.
- d) Al bombardear nitrógeno con rayos alfa se obtiene el isótopo de oxígeno.

22. Durante la reacción de ionización del agua se obtienen como productos los iones:

- a) Hidrato e hidrógeno
- b) Hidruro e hidrógeno
- c) **Hidronio e hidróxido**
- d) Hidruro e hidróxido

23. La ley de los gases ideales se menciona en la opción:

a) **PV**

$$\frac{P \cdot V}{T} = nR$$

b) P

$$\frac{P}{T \cdot V} = nR$$

c) TV

$$\frac{TV}{P} = nR$$

d) T

$$\frac{T}{P \cdot V} = nR$$



24. Un postulado de la teoría cinética de los gases es el siguiente:
- a) Cuando las partículas de un gas chocan quedan unidas.
 - b) Un gas está constituido de partículas blandas y poco elásticas.
 - c) Las partículas presentan fuerzas de atracción.
 - d) Las partículas de un gas son muy duras y perfectamente elásticas.**

25. Un gas que se encuentra en un recipiente cerrado está en las condiciones:
- a) 400° K
 - b) 18 moles
 - c) 11 atm
 - d) .082 atm1/°K mol**

De acuerdo con lo anterior ¿qué volumen ocupa el gas?

- a) 53.64 l**
- b) 64.67 l
- c) 579.4 l
- d) 604.4 l

26. A una temperatura de 520° K, 15 moles de un gas contenido en un recipiente cerrado ocupan un volumen de 20 l $R=0.82 \text{ atm1/°K mol}$

¿Cuál es la presión que ejerce el gas sobre las paredes del recipiente?

- a) 659.6 atm
- b) 619.6 atm
- c) 56.85 atm
- d) 31.98 atm**

27. En un recipiente cerrado se tienen 70 moles de un gas en las siguientes condiciones específicas:

$$P = 12 \text{ atm}$$
$$V = 28 \text{ l}$$
$$R = .082 \text{ atm1/°K mol}$$

De acuerdo con lo anterior, ¿a qué temperatura se encuentra dicho gas?

- a) 58.53 °K**
- b) 365.85 °K
- c) 886.07 °K
- d) 1991.86 °K

28. ¿En cuál de los siguientes enunciados se menciona la Ley de Boyle?

- a) Si se aumenta la presión a un peso dado de gas a temperatura constante su volumen disminuye.**
- b) Si se aumenta la temperatura a un peso dado de gas, a volumen constante, su presión disminuye
- c) Si a un peso dado de gas a presión constante, se le aumenta la temperatura, su volumen disminuye.



- d) Si a un peso dado de gas, a temperatura variable, se le aumenta el volumen, su presión disminuye.
29. Un gas ideal permanece en un recipiente a 300°K . Su masa es de 20 moles y su volumen de 60l, considerando que la constante universal de los gases es de $0.0821\text{ l atm}^{\circ}\text{K mol}$, ¿a qué presión se encuentra el gas?
- 0.21 atm
 - 8.2 atm
 - 11.21 atm
 - 9.2 atm
30. ¿Cuántos moles habrá en 6 litros de gas ideal manteniendo a 3 atm de presión y 298°K , considerando que $R=0.0821\text{ l atm}^{\circ}\text{K mol}$?
- 4.42
 - 4.89
 - 0.735**
 - 2.84
31. Los compuestos iónicos presentan las siguientes características:
- Son combustibles
 - Son líquidos a temperatura ambiente
 - Son solventes
 - Son sólidos a temperatura ambiente**
32. De acuerdo con la Ley de Hess, el calor absorbido o producido en una reacción química a _____ es el mismo, sea cual sea el método seleccionado.
- Presión variable
 - Presión constante**
 - Volumen constante
 - Volumen variable
33. En una reacción redox del KCl, el potasio:
- Pierde un protón que gana el cloro
 - Gana un protón que pierde el cloro
 - Pierde un electrón que gana el cloro**
 - Gana un electrón que pierde el cloro.
34. Un enlace covalente se presenta en:
- Un átomo de oxígeno con uno de litio.
 - Dos átomos de flúor**
 - Un átomo de sodio y uno de cloro
 - Dos átomos de potasio
35. De los siguientes compuestos, ¿cuál está constituido por iones monoatómicos?
- NaCl**
 - LiBr_2
 - H_2O
 - Hg_2O



36. ¿Cuál de las siguientes opciones menciona una característica de las moléculas polares?
- Son compuestos iónicos
 - Tienen enlace polar
 - Los centros de densidad de las cargas opuestas coinciden**
 - Se alinean en forma lineal
37. Los elementos del grupo IIA (alcalinotérreos), debido a su configuración electrónica forman iones:
- Bivalentes positivos**
 - Bivalentes negativos
 - Monovalentes positivos
 - Trivalentes negativos
38. En el proceso de óxido-reducción, el elemento que se oxida:
- Gana uno o más electrones
 - Pierde uno o más protones
 - Pierde uno o más electrones**
 - Pierde uno o más neutrones
39. El cloruro de magnesio ($MgCl_2$) está formado por iones de cloro:
- $2Mg$
 - Mg^{++}**
 - Mg^+
 - Mg_2
40. Una característica en la acción disolvente del agua es su:
- Baja constante dieléctrica
 - Bajo punto de ebullición
 - Alto poder de hidratación**
 - Elevado punto de fusión
41. Las dispersiones coloidales presentan partículas que tienen un tamaño entre:
- $10 - 1000 \text{ \AA}$**
 - $0.1 - 1 \text{ \AA}$
 - $1 - 10 \text{ \AA}$
 - $-10 - 100 \text{ \AA}$
42. Una propiedad coligativa de las soluciones es:
- Disminución del punto de ebullición
 - Aumento del punto de fusión
 - Aumento del punto de ebullición**
 - Aumento de la presión del vapor
43. Durante la electrólisis:
- Los iones negativos se separan
 - Los iones positivos se unen



- c) Los iones negativos se dirigen al cátodo
d) Los iones positivos se dirigen al cátodo
44. El agua dura se caracteriza porque presenta una gran cantidad de iones de:
a) Mg
b) Cl
c) Cu
d) Mn
45. ¿Cuál de los siguientes compuestos conduce electricidad cuando se encuentra en solución?
b) Sales inorgánicas
a) Aldehídos
c) Carbohidratos
d) Proteínas
46. Para obtener iones K^+ y Cl^- a partir de una solución KCl se debe llevar a cabo:
c) Electrólisis
a) Neutralización
b) Titulación
d) Acidificación
47. La formación de depósitos de herrumbre en los recipientes esmaltados son ocasionados por las aguas duras que presentan una gran cantidad de iones:
c) Fe^+
a) Na^+
b) K^+
d) Ca^{2+}
48. ¿Qué cantidad de glucosa se debe utilizar para preparar 30 ml. de una solución al 18% de esta sustancia?
d) 36.0
a) 54.0
b) 5.5
c) 26.0
49. ¿Cuántos gramos de sal se necesitan para preparar 250 ml. de una solución al 8.5%?
a) 21.25
b) 49.5
c) 85.0
d) 52.5
50. Se prepara una solución disolviendo 20g. de un soluto covalente en 100g de ácido acético que tiene un punto de ebullición de $118.3^\circ C$ y $K_b=3.07$. La solución hirvió a $120.3^\circ C$. ¿Cuál es el peso del soluto?
c) 65.1
a) 72.8
b) 61.5
d) 62.0



51. En la ósmosis, el flujo del solvente a través de una membrana semipermeable es:
- De la solución más concentrada hacia la más diluida
 - De la solución más diluida a la más concentrada**
 - De la solución diluida hacia otra diluida
 - De la solución concentrada hacia otra concentrada
52. Según Arrhenius, un ácido es:
- Un aceptor de protones
 - Un donador de electrones
 - Un donador de iones de hidrógeno**
 - Un aceptor de iones de hidronio
53. La formación de los iones hidronio ocurre cuando un ácido reacciona con:
- H₂O**
 - HCl
 - NaOH
 - H₂SO₄
54. Una propiedad de los ácidos es:
- Reaccionar con elementos metales produciendo iones y agua.
 - Reaccionar con bases para formar sales e hidróxidos.
 - Reaccionar con óxidos metálicos para formar sales y agua.**
 - Reaccionar con carbonatos metálicos para formar hidrógeno gaseoso.
55. Según Bronsted-Lowry, una base es una sustancia capaz de:
- Ceder un protón
 - Recibir un electrón
 - Ceder un electrón
 - Recibir un protón**
56. Según Lewis, un ácido es:
- NH₃
 - BCl₃**
 - H₂O
 - HCl
57. El ion hidronio se produce cuando reaccionan:
- Una base y agua
 - Una base y una sal inorgánica
 - Un ácido y agua**
 - Un ácido y una sal inorgánica
58. Cuando reacciona el HNO₃ con H₂O se originan iones:
- Nitrato e hidrógeno
 - Hidróxido e hidrógeno
 - Hidronio e hidróxido
 - Nitrato e hidronio**



59. Una sustancia que al reaccionar con los hidróxidos metálicos forma sales y agua es:
- H₂CO₃**
 - CaCO₃
 - NaHCO₃
 - NO₃
60. ¿En qué opción se menciona un compuesto que pueda aceptar para compartir un par de electrones?
- Hidróxido de sodio
 - Cloruro de sodio
 - Óxido de litio
 - Ácido bórico**
61. ¿Cuál sustancia es capaz de aceptar protones, según Arrhenius?
- KOH**
 - Fe₂O₃
 - HCl
 - H₂O
62. La primera ley de la termodinámica tiene la siguiente expresión:
- G = q-w
 - H = q+w
 - q = E-w
 - q = E+w**
63. La segunda Ley de la termodinámica establece que en el universo siempre va en aumento la cantidad de:
- Entropía**
 - Entalpia
 - Energía libre
 - Energía útil
64. Una reacción espontánea es:
- Exotérmica y H=+
 - Exotérmica y H=-**
 - Endotérmica y H=+
 - Endotérmica y H=-
65. ¿Qué sucede en el sistema cuando se derrite un trozo de hielo?
- Gana energía**
 - Pierde energía
 - Conserva energía
 - Gana y pierde energía



66. ¿En cuál de las siguientes opciones se menciona el concepto entropía?
- Es la cantidad termodinámica que se libera de un sistema.
 - Es la cantidad termodinámica que se absorbe de un sistema.
 - Es la cantidad termodinámica que se usa para medir la temperatura de un sistema.
 - d) Es la cantidad de termodinámica que se usa como medición del caos de un sistema.**
67. En una reacción se obtiene el equilibrio químico cuando:
- $\Delta G > 0$
 - $\Delta I < 0$
 - $\Delta G = 0$
 - d) $\Delta H = 0$**
68. El cambio de energía libre de Gibbs se menciona en la opción:
- En aprovechar la máxima cantidad de energía en forma de calor.
 - En aprovechar la máxima cantidad de energía en forma de movimiento.
 - c) En aprovechar la máxima cantidad de energía en forma de trabajo útil.**
 - En liberar la máxima cantidad de energía en forma de trabajo útil.
69. Si el ΔG_f del NH_4 es de -3800 cal/mol y su ΔH_f es de -10200 cal/mol . Y se encuentra a una temperatura de 298° K . ¿Cuál es el valor de su ΔS_f ?
- $-67 \text{ cal } ^\circ\text{K/mol}$
 - $67 \text{ cal } ^\circ\text{K/mol}$
 - c) $-21.48 \text{ cal } ^\circ\text{K/mol}$**
 - $21.48 \text{ cal } ^\circ\text{K/mol}$
70. La constante de equilibrio de la reacción $2\text{C} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}$ es:
- a) $K = \frac{(\text{CO})^2}{(\text{C}^2) (\text{O}_2)}$**
 - $K = \frac{2(\text{CO})}{2(\text{C}) + (\text{O}_2)}$
 - $K = \frac{2(\text{C}) + (\text{O})^2}{2(\text{CO})}$
 - $K = \frac{2(\text{CO})}{(\text{C})^2 - (\text{O}_2)}$
71. La reacción $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{L})$ se efectúa en 218° K . Si el agua tiene un $\Delta G_f = -1800 \text{ cal/mol}$ y un $\Delta S_f = -50 \text{ cal/}^\circ\text{Kmol}$ ¿cuál es el ΔH_f para la reacción anterior?
- -16700 cal/mol
 - -13100 cal/mol
 - 13100 cal/mol
 - d) 16700 cal/mol**



72. En una reacción química, una solución amortiguadora efectúa la siguiente función:
- Aumenta el pH
 - Disminuye el pH
 - Mantiene estable el pH**
 - Regula la velocidad del pH
73. ¿Cuál es el número de covalencia del nitrógeno?
- 1
 - 2
 - 3**
 - 4
74. ¿Cuál es la normalidad de una solución de NaOH si para neutralizar 10 ml. se utilizaron 15 ml. de HCl 0.35 l?
- 0.233
 - 0.525**
 - 1.904
 - 4.285
75. ¿Cuál es el pH de una solución de HCl que tiene una concentración molar de iones hidrógeno de 6.3×10^{-3} ? Considere $\log 6.3 = 0.7993$
- 2.200**
 - 3.799
 - 5.500
 - 7.099
76. ¿En cual de las siguientes situaciones se lleva a cabo un cambio químico?
- Una piedra es golpeada con un martillo hasta que queda hecha polvo.**
 - Un clavo de hierro se oxida al dejarlo expuesto al aire.
 - Un trozo de hierro aumenta su volumen al calentarlo.
 - Una silla de madera es pintada con barniz.
77. Si el peso fórmula del magnesio es de 24 g/mol., ¿cuál será el peso en gramos de 2 moles de este elemento?
- 12
 - 22
 - 26
 - 48**
78. El grupo cuyos elementos tienen las energías de ionización más bajas es el de los:
- halógenos
 - lantánidos
 - gases nobles
 - metales alcalinos**
79. ¿Cuál de los siguientes compuestos es un solvente de grasas?
- agua



- b) benceno
- c) acetona
- d) amoniaco

RESPUESTAS

1	B	46	C
2	C	47	C
3	B	48	D
4	A	49	A
5	C	50	C
6	C	51	B
7	D	52	C
8	A	53	A
9	A	54	C
10	B	55	D
11	A	56	B
12	C	57	C
13	D	58	D
14	B	59	A
15	A	60	D
16	A	61	A
17	B	62	D
18	B	63	A
19	A	64	B
20	A	65	A
21	B	66	D
22	C	67	D
23	A	68	C
24	D	69	C
25	D Y A	70	A
26	D	71	D
27	A	72	C
28	A	73	C
29	B	74	B
30	C	75	A
31	D	76	A
32	B	77	D
33	C	78	D
34	B	79	B
35	A		
36	C		
37	A		
38	C		
39	B		
40	C		
41	A		
42	C		



43	D		
44	A		
45	B		