



REFUERZO DE FÍSICA Y QUÍMICA

NOMBRE _____ GRUPO ___ N° _____

INSTRUCCIONES PARA SU REALIZACIÓN:

- Organiza tu trabajo poco a poco y no lo dejes para los últimos días.
- Debes repasar todos los conceptos y leyes de los temas dados.
- Para resolver los problemas, toma nota de los datos, escribe las ecuaciones y ayúdate de un dibujo.
- Cuida el orden y la presentación.
- Este documento es un complemento al trabajo realizado durante todo el curso que se refleja en los deberes del libro y en las hojas de refuerzo entregadas.
- El refuerzo de verano se entregará en hojas tamaño A4 numeradas y grapadas. Tendrá una primera hoja de identificación.
- Debes presentar este trabajo el día del examen de Física y Química de septiembre. Supone el 10 % de la nota.

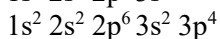
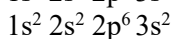
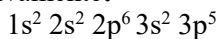
ACTIVIDADES DE QUÍMICA

Consulta los datos de las masas atómicas en la tabla periódica

A. Estructura atómica y Sistema Periódico

1. Define: n° atómico, n° másico e isótopos de un elemento.
2. Dado el átomo de número atómico $Z = 50$ y número másico $A = 126$. Indica el número de protones, neutrones y electrones que posee.
3. El Ba (n° atómico 56, n° másico 138). ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene?
4. El $^{14}_6\text{C}$ y el $^{12}_6\text{X}$. ¿Son átomos del mismo elemento? ¿Por qué?
5. El $^{14}_6\text{C}$ y el $^{14}_7\text{Y}$. ¿Son átomos del mismo elemento? ¿Por qué?
6. Indica el n° atómico y el n° másico del ^{59}Co sabiendo que tiene 32 neutrones.
7. ¿En qué se transforma un átomo cuando se le quita un electrón? ¿Y si se le añade?
8. ¿Cuántos electrones tiene el ion Cl^- ? ¿Y el ion S^{2-} ? Datos: los números atómicos del Cl y S son respectivamente: 17 y 16.
9. Dados los elementos $^{24}_{12}\text{Mg}$ y $^{16}_8\text{O}$. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tienen el Mg^{+2} y el O^{2-} ?
10. ¿Qué tienen en común los elementos que pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica? ¿Y los elementos que pertenecen al mismo período?
11. Basándote en el modelo de Bohr y el modelo mecano-cuántico.
 - a) Indica las diferencias más notables.
 - b) Define órbita y orbital atómico.
 - c) Elabora una lista con todos los orbitales que hay en el nivel 3 de un átomo y el número total de electrones que pueden contener.
12. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia: a) ns^1 ; b) $ns^2 np^4$; c) $ns^2 np^6$.
 - a) Indica el grupo al que corresponde cada una.
 - b) Nombra dos elementos de cada uno de los grupos.
 - c) Razona cuáles serán los estados de oxidación más estables de los elementos de esos grupos.
13. Escribe la configuración electrónica del Ar ($Z = 18$) y del Ba ($Z = 56$). ¿Cuántos electrones tienen en el último nivel? ¿A qué grupo y período pertenecen?
14. La configuración electrónica del ion X^{2+} es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$:
 - a) ¿Cuál es el número atómico y el símbolo de X?
 - b) ¿A qué grupo y período pertenece X?
 X^{2+} tiene 18 electrones,
¿Cuántos electrones tiene X?
15. Escribe las configuraciones electrónicas del átomo e iones siguientes:
 - a) Al ($Z = 13$)
 - b) Na^+ ($Z = 11$) O^{2-} ($Z = 8$)
 - c) ¿Cuáles son isoelectrónicos?
16. Si un ion monoatómico tiene 12 protones, 13 neutrones y 10 electrones, cuál será su carga eléctrica.
17. Para cada uno de los siguientes apartados, indica el nombre, símbolo, número atómico y configuración electrónica del elemento de masa atómica más baja que tenga: a) Un electrón d b) Dos electrones p c) Diez electrones d; d) Un orbital s completo.

18. Dados los elementos A, B y C, cuyas configuraciones electrónicas, en estado fundamental, son respectivamente:



- Identifica dichos elementos e indica el grupo y el periodo en el que se encuentran.
- Escribe la configuración electrónica de los iones A^- , B^{2+} y C^{2-} . ¿Qué observas en las configuraciones electrónicas?

19. Completa explicando razonadamente la tabla siguiente:

	n° atómico	n° másico	n° protones	n° neutrones	n° electrones
Br	35			45	
Ca ²⁺		40			18
Cl ⁻				18	18

B. El Enlace Químico

20. Define enlace químico y los tres tipos de enlace.

21. Para los siguientes elementos: **a)** ${}_{35}^{80}Z^-$ **b)** ${}_{12}^{25}Y$, determinar:

- Número de protones, neutrones y electrones.
- Situarlos en la tabla periódica.
- Configuración electrónica
- ¿Qué tipo de enlace formarán Z e Y? ¿Por qué?

22. Escribe la configuración electrónica del Ca y el Cl. **a)** ¿Qué tipo de enlace formarán al unirse? **b)** ¿Cuál será su fórmula?

23. ¿Qué parejas de los siguientes elementos formarán enlace iónico: Mg, K, Cl, Ca, S, Br.

24. Si en los compuestos iónicos no existen moléculas individuales. ¿Qué indica la fórmula

La fórmula indica la proporción de iones de cada clase

25. Teniendo en cuenta la configuración electrónica de los átomos implicados, justifica la formación de los siguientes compuestos iónicos:

- Yoduro de potasio,
- Difluoruro de magnesio,
- Sulfuro de disodio,
- Tricloruro de aluminio,

26. Responde a las siguientes cuestiones: **a)** ¿Por qué las sustancias iónicas son sólidos cristalinos? **b)** ¿Conducen la corriente eléctrica los sólidos iónicos? **c)** ¿Por qué se disuelve fácilmente en agua el cloruro sódico (sal común)?

27. Describe el enlace metálico e indica en qué se parece y en qué se diferencia de los enlaces iónico y covalente.

28. Representa mediante notación de Lewis las siguientes moléculas:

- Dinitrógeno;
- Amoniaco;
- Metano;
- Dióxido de carbono;
- Agua;
- Cloruro de hidrógeno.

29. Indica, razonando tu respuesta, qué tipo de enlace encontraremos en los siguientes casos:

- La unión entre un metal alcalino y un halógeno.
- La unión entre los átomos de un elemento gaseoso.
- La unión entre los átomos de un elemento metálico.
- La unión entre los átomos de un elemento no metálico.

30. Corrige los errores de estos enunciados: **a)** El enlace iónico da lugar a una red plana de iones. **b)** Los iones que se enlazan son del mismo signo.
31. Indica qué sustancias de la siguiente lista serán conductores eléctricos en disolución acuosa: KCl; CH₄; MgBr₂; CS₂.
32. Clasifica las sustancias siguientes según sean iónicas, covalentes moleculares, covalentes atómicas o metálicas: O₂; KF; Cu; H₂O; CaO; Fe; C(diamante); I₂; Al₂O₃.

C. Cantidad de materia. El mol. Leyes de los gases ideales

33. Define mol, número de Avogadro, masa molecular y masa molar.
34. Calcula la masa molecular y la masa molar de las sustancias siguientes. Toma los datos necesarios de la tabla periódica: H₂SO₄; Ca(OH)₂; CO₂; NH₃; AgNO₃.
35. ¿Dónde hay más átomos, en un mol de plomo o en un mol de aluminio?
36. ¿Cuántos gramos están contenidos en 4 moles de ácido sulfúrico, H₂SO₄?
37. ¿Cuál es la masa en gramos de una molécula de amoníaco, NH₃?
 $M_m = 3 + 14 = 17 \text{ g/mol}$
 1 molécula tiene de masa = $17 / N_A = 17 / 6,022$
38. El sulfato de bario (BaSO₄) se utiliza como sustancia de contraste en las radiografías del aparato digestivo. ¿Cuántas moléculas de sulfato de bario hay en 348 g de dicho compuesto?
39. Una botella de oxígeno contiene 8 kg de dicho gas, ¿cuántas moléculas de oxígeno existen en su interior?
40. El cinc, por ser muy resistente a la corrosión, se utiliza en forma de planchas para cubiertas de tejados, canalones, recipientes, etc. Sabiendo que su masa atómica es 65,38 uma. Calcula la masa en gramos de $2 \cdot 10^{24}$ átomos de cinc.
41. El trióxido de azufre es un gas de fórmula SO₃. ¿Cuántas moléculas de SO₃ habrá en un recipiente que contenga 1,5 moles de este gas? ¿Cuántos átomos de azufre contendrá? ¿Y de oxígeno?
42. Tenemos un recipiente que contiene 2 moles de agua y otro recipiente con 2 moles de agua oxigenada: **a)** ¿Pesarán lo mismo? ¿Por qué? **b)** ¿Habrá el mismo número de átomos en los dos recipientes? ¿Qué será igual para ambos recipientes?
43. Ordenar de mayor a menor el número de moléculas que contiene: **a)** 20 g de agua. **b)** 10²⁵ moléculas de O₂. **c)** 1,3 moles de óxido de aluminio.
- 44.Cuál de las siguientes cantidades contiene mayor número de átomos: **a)** 8,32 g de Zn; **b)** 0,16 moles de Zn; **c)** 9,07 10²² átomos de Zn.
45. **Enuncia las leyes de los gases ideales y exprésalas matemáticamente. Están en la intranet**
46. El propano, C₃H₈, un gas. ¿Cuántos moles de propano hay en 5 litros, medidos a 30°C y 1,5 atm? ¿Cuántas moléculas?
47. En un recipiente cerrado 38 g de trióxido de dinitrógeno (N₂O₃), gas.
a) ¿Cuántos moles hay? Cuántas moléculas contienen?
b) ¿Cuántos átomos de nitrógeno? ¿Cuántos átomos de oxígeno?
c) ¿Qué volumen ocupan, a 30°C y 1,2 atmósferas?
48. Un litro de dióxido de carbono gaseoso a 27 °C y 1 atmósfera, se lleva a una presión de 140 mm de Hg. ¿Qué volumen ocupará si la temperatura no ha variado? Indica la ley que aplicas.

D. Concentración de las disoluciones y Reacciones Químicas

49. Define disolución, densidad, tanto por ciento en masa y concentración.
50. En un matraz se disponen 4 g de hidróxido de sodio que se disuelven en agua hasta completar 200 cm³ de disolución. Calcula la concentración en g/L.

51. Se disuelven 2,5 g de ácido sulfúrico puro en agua y se enrasa hasta 125 mL. ¿Cuál es la concentración de la disolución en g/L y molaridad?
52. ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio hay en 50 cm³ de disolución 0,6 Molar de dicha base?
53. Disolvemos 25 g de cloruro de sodio en 225 g de agua. La disolución resultante tiene una densidad de 1,07 g/mL. Determina su concentración en % en masa y su molaridad.
54. ¿Qué cantidad en moles y en gramos de ácido sulfúrico se necesita para preparar 200 mL de disolución 2M?
55. Se disuelven 40 g de cloruro de calcio en 100 cm³ de agua. El volumen de la disolución es de 105 mL, determinar la concentración de la disolución expresada en: % en masa; g/L y M.
56. Se descomponen por el calor 100 g de carbonato de calcio dando dióxido de carbono y óxido de calcio. Escribe la reacción y calcula: a) El número de moles de óxido de calcio obtenido. b) El volumen de dióxido de carbono que se recogerá medido a 2 atm y 27°C.
57. La reacción entre el aluminio y el ácido clorhídrico tiene lugar: $\text{Al(s)} + \text{HCl(g)} \rightarrow \text{AlCl}_3(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
- Ajusta la ecuación química.
 - Calcula la masa de hidrógeno que se producirá al hacer reaccionar 100 cm³ de disolución de HCl 0,4 M con aluminio en exceso.
58. La hidracina N₂H₄, es un combustible usado en la propulsión de vehículos espaciales. Cuando se combina con oxígeno se obtiene nitrógeno gaseoso y agua:
- Escribe la ecuación química ajustada.
 - Calcula el volumen de nitrógeno obtenido en condiciones normales, si se queman 120 g de hidracina y la cantidad de agua generada.
 - Cuántos moles de oxígeno se necesitarán.
59. El aluminio reacciona con el ácido clorhídrico, obteniéndose tricloruro de aluminio e hidrógeno gas:
- Escribe la ecuación química ajustada.
 - Si hacemos reaccionar 100 g de aluminio, con el ácido clorhídrico suficiente, ¿Cuántos moles y cuántos gramos se obtienen de cloruro de aluminio?
60. El sodio reacciona con el agua según la reacción: $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$. Se dispone de 1,15 g de sodio, calcula:
- Los gramos de hidróxido de sodio formados.
 - El número de moles de hidrógeno obtenidos.
61. El butano (C₄H₁₀) reacciona con el oxígeno, obteniéndose dióxido de carbono y vapor de agua:
- Escribe la ecuación química correspondiente y ajústala.
 - Si reaccionasen 116 g de butano, ¿cuántos moles de oxígeno se consumirían? ¿Qué volumen se obtendrá de dióxido de carbono, medido en condiciones normales?
62. Define: velocidad de reacción, energía de activación, reacciones endotérmicas y reacciones exotérmicas.
63. De qué tipo son las siguientes reacciones químicas y dibuja su diagrama energético:
- $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) + 180 \text{ kJ} \rightarrow 2 \text{NO}(\text{g})$
 - $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$;
64. **A)** Define ácido y base según Arrhenius y pon un ejemplo; **B)** Para distinguir si una sustancia es ácida, básica o neutra se utiliza la escala de pH, define pH e indica sus valores.
65. Qué productos resultan siempre cuando reacciona un ácido con una base? ¿Qué partículas aparecen en una disolución de hidróxido de sodio en agua? ¿Qué ocurre al disolver cloruro de hidrógeno en agua?

E. REFUERZO DE FORMULACIÓN

F.

Fórmula	N. Estequiométrica	Nomenclatura de Stock u Otra
HCl		
		Metano
	Triyoduro de nitrógeno	
H ₂ Te		
		Óxido de oro (III)
	Dióxido de magnesio	
BH ₃		
		Sulfuro de níquel (III)
	Heptaóxido de dibromo	
P ₂ O ₅		
		Bromuro de azufre (VI)
	Trisulfuro de diníquel	
(NH ₄) ₂ S		
		Hidruro de hierro (III)
	Tricloruro de hierro	
NiO		
		Peróxido de litio
	Dióxido de manganeso	
Al ₂ O ₃		
		Óxido de azufre (VI)
	Tetrahidruro de carbono	
AuCl		
		Silano
	Diseleniuro de plomo	
Li ₂ O		
		Agua oxigenada
	Monóxido de estaño	
SO ₂		
		Óxido de nitrógeno (IV)
	Dióxido de bario	
Na ₂ O ₂		
	Dióxido de manganeso	
		Azano

Formulación de compuestos ternarios:

$\text{Ni}(\text{OH})_3$	
	Hidróxido de plomo (IV)
HMnO_4	
	Ácido perclórico
H_3BO_3	
	Hidróxido de cinc
NH_4OH	
	Dihidrogeno(trioxidocarbonato)
HIO_4	
	Hidrogeno(trioxidofosfato)
H_2SO_4	
	Clorato de oro (III)
HNO_3	
	Nitrato de plata
H_2CrO_4	
	Carbonato de calcio
KBrO_3	
	Ácido carbonoso
H_3PO_4	
	Tetraoxidosulfato de bario

G. ACTIVIDADES DE FÍSICA

1. Define el concepto de trayectoria, desplazamiento, posición y distancia recorrida. Características el movimiento uniforme, escribe sus ecuaciones.
2. En una competición deportiva un coche mantiene una velocidad constante de 35m/s. Cuando se puso el reloj en marcha el coche se encontraba 300 metros después de haber pasado frente al primer control, faltándole 200 metros para llegar al segundo control. Los controles sucesivos estaban a una distancia de 500 metros.
 - a) Escribe una ecuación que represente el movimiento del coche.
 - b) ¿En qué instante pasó el coche por delante del segundo control?
 - c) Calcula en qué posición se encontraba el coche 32,5 segundos después de haber empezado a circular.
3. Dos personas que circulan con bicicleta salen de dos lugares separados 400 metros y llevan velocidades constantes de 5 m/s y 3 m/s. Han quedado en encontrarse en un punto intermedio.
 - a) Cuanto tiempo tardaran en encontrarse.
 - b) Donde se encontrarán?
 - c) Haz las gráficas v-t y x-t de los movimientos.
4. El pez espada puede alcanzar velocidades de 130 km/h cuando se desplaza en el mar. Calcula cuánto tiempo tardaría en cruzar el estrecho de Gibraltar que mide 14,4 Km. ¿Cuánto tardaría el nadador David Meca en cruzarlo si lleva una velocidad de 8 Km/h.
5. En una competición ciclista un corredor recorrió la primera parte del trayecto a una velocidad constante de 25 Km/h, y la segunda a 435 m/min. Si empleó 5 minutos en cada parte, ¿qué distancia total recorrió?
6. En la publicidad de un vehículo se indica que, partiendo del reposo y acelerando uniformemente, es capaz de alcanzar los 100 Km/h en 8 segundos.
 - a) ¿Cuánto vale la aceleración?
 - b) ¿Qué distancia recorre hasta alcanzar esa velocidad?
7. Un automóvil marcha a 144 Km/h. ¿Qué aceleración es preciso comunicarle para que se detenga en 100m.
8. Los frenos de un coche pueden producir una deceleración de 20 m/s^2 . Si el coche va a 108 Km/h, ¿en qué espacio mínimo podrá parar?
9. Un tren de metro arranca con una aceleración de 8 cm/s^2 . Al cabo de 30 s el conductor corta la corriente y el tren continúa moviéndose con velocidad constante.
 - a) ¿Cuál es esta velocidad?
 - b) ¿Qué espacio recorrió el tren en los 30 segundos?
 - c) ¿Qué tiempo transcurrió hasta que el tren llegó a la siguiente estación distante de la primera 500 m?
10. Responde a las siguientes cuestiones:
 - 10.1. Un vehículo que circula a 36 km/h tarda 10 segundos en quedarse parado. ¿Cuál ha sido su aceleración de frenado?:
 - a) 1 m/s^2
 - b) $3,6 \text{ m/s}^2$
 - 10.2. De los casos siguientes, ¿en cuál hay aceleración?:
 - a) Un avión a punto de despegar.
 - b) Un coche frenando.
 - c) Un ciclista rodando a 35 km/h.
 - d) Una persona subiendo en escalera mecánica.