

1ª EVALUACIÓN

ACTIVIDADES DE RECUPERACIÓN TEMA 1

- El cabello humano crece con una velocidad de aproximadamente 0,5 mm/día. Expresa este crecimiento en m/s.
- Realiza los siguientes cambios de unidades, expresando el resultado en unidades del Sistema internacional:
 - 2,6 g/cm³
 - 125 nm
 - 125 nm
 - 34 Ms
 - 0,0045 Gm
 - 64 μm
 - 42h 20min 32s
 - 705mg
- Realiza las siguientes operaciones, expresando el resultado en unidades del Sistema Internacional:
 - 2Km+ 20 dm+ 120 cm
 - 200ml +104 cl
 - 2h+ 20min+ 32s
 - 120Km/min + 60m/s + 72Km/h
- Escribe las siguientes cantidades en notación científica:
 - 54 000 000
 - 0,000 000 0024
 - 0,000 120
 - 245 000 000 000 000
- Escribe las siguientes cifras en número decimal:
 - $4,8 \cdot 10^8$
 - $3,6 \cdot 10^{-4}$
 - $2,67 \cdot 10^{-9}$
 - $1,02 \cdot 10^6$
- Al pesar 20,25 g de una sustancia obtenemos un valor de 20,21 g. calcula el error absoluto y el error relativo cometido.
- Con un cronómetro cuya resolución es de 0,01 s se realizan las siguientes medidas: 9,79 s; 10,00 s; 9,89 s; 9,95 s. Calcula el error absoluto y el error relativo y expresa el valor correcto de la medida.
- Se han medido la presión y el volumen que ocupa un gas en una transformación a temperatura constante, obteniéndose los siguientes resultados:

Presión (atm)	1	2	2,5	4	5
Volumen (L)	10	5	4	2,5	2

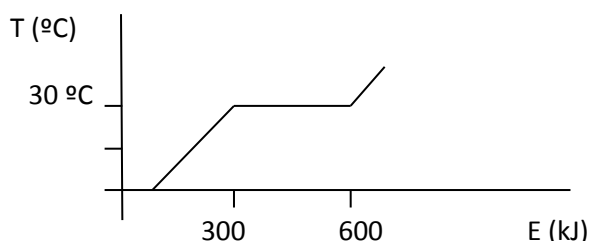
- Representa gráficamente estos valores, situando la presión en el eje de ordenadas y el volumen en el eje de abscisas.
 - ¿Qué tipo de gráfica obtienes? Escribe su ecuación.
 - Calcula la presión que ejercería un volumen de gas de 7 L. Calcula el volumen ocupado por dicho gas si su presión fuese de 10 atm.
- Se ha medido el alargamiento que experimenta un muelle al ir colocando en él masas distintas, obteniéndose los siguientes resultados: cada 20 g que colgamos el muelle se alarga 2 cm.
 - Sabiendo que si no hay masas colgadas, el muelle no se alarga ningún centímetro. Ordena en una tabla los datos que se han obtenido cuando se cuelgan 5 masas de 20 gramos cada una.
 - Representa gráficamente la masa en el eje de ordenadas y el alargamiento en el eje de abscisas. ¿Qué gráfica se obtiene? Escribe la ecuación matemática que representa dicha gráfica.
 - ¿Qué alargamiento experimenta el muelle si colgamos una masa de 50 g? ¿Y si le colgamos una de 1 kg?

ACTIVIDADES DE RECUPERACIÓN DEL TEMA 2

1. Completa la siguiente tabla:

Sustancia	Densidad (g/cm ³)	Masa (g)	Volumen (cm ³)
Madera	0,86		100
Cobre		750	84
Mercurio	13,6	500	

2. El mercurio tiene una temperatura de fusión de $-38,89\text{ }^{\circ}\text{C}$ y su temperatura de evaporación es $356,95\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- ¿A qué temperatura pasa de estado gaseoso a líquido? Dibuja la gráfica.
 - ¿A qué temperatura pasa de sólido a líquido? Dibuja la gráfica.
 - ¿A qué temperatura se encuentra en estado líquido?
3. La siguiente gráfica corresponde al calentamiento de una sustancia inicialmente en estado líquido. En el eje de abscisas se representa la energía en kJ y en el eje de ordenadas la temperatura en $^{\circ}\text{C}$.
- ¿A qué temperatura ocurre la vaporización?
 - ¿Qué cantidad de calor se necesita para ello? Sabiendo que una caloría, $1\text{ cal} = 4,18\text{ J}$, expresa el resultado en calorías.



4. ¿Se puede diferenciar un tipo de sustancia de otro midiendo su masa? ¿Y conociendo su dureza y su brillo? Responder razonadamente.
5. Al triturar una piedra, ¿cambia su masa? ¿Y su volumen?
6. Interpretar desde la teoría cinética el hecho de que líquidos y sólidos sean difícilmente compresibles.
7. Rellenar la siguiente tabla:

PROPIEDADES	SÓLIDOS	LÍQUIDOS	GASES
Volumen			
Forma			
Disposición de partículas			

8. ¿Qué es un cambio de estado? Cuando un sistema material cambia de estado, ¿se modifica su masa? ¿Y su volumen? ¿Cómo se puede saber cuando se está produciendo un cambio de estado?
9. Calentando en un tubo de ensayo cristales de yodo se observa en su boca unos vapores de color característico. Indicar qué ha sucedido.
10. Hacer un esquema donde aparezcan todos los cambios de estado. Definir los cambios. ¿Cómo explica la teoría cinético-molecular los cambios de estado?

EJERCICIOS DEL TEMA 2: LEYES DE LOS GASES.

1. ¿A temperatura constante qué presión tiene un volumen de gas de 5 litros, si el mismo a 2 atmósferas de presión ocupa un volumen de 3 litros? Expresa el resultado en mm de Hg.

2. 10 litros de un gas se encuentran a 20 °C ¿Cuál será el volumen si la presión permanece constante y la temperatura aumenta a 30 °C?

3. En un recipiente se recoge un volumen de H₂ gas de 60 cm³ a una temperatura de 20 °C y 3 atm de presión. ¿Qué volumen ocupará el mismo gas hidrógeno en condiciones normales? Expresa el resultado en cm³.

4. En un recipiente de 5 litros se recoge oxígeno gaseoso a 780 mm de Hg de presión y a 100 °C de temperatura. ¿A qué temperatura tendremos que tener el oxígeno para que ocupe un volumen de 10 litros con una presión de 2 atm?

5. Completa la siguiente tabla y representa gráficamente Presión (eje Y) frente a Volumen (eje X):

Presión (Pa)	1	2	4	5
Volumen (m ³)	60			
$P \cdot V = K$	60	60	60	60

¿A qué ley corresponde la expresión $P \cdot V = K$?

6. Completa la siguiente tabla y representa gráficamente Presión (eje Y) frente a Temperatura (eje X):

Presión (atm)	10	20		40
Temperatura (K)	1		3	4
$P/T = K$	10	10	10	

¿A qué ley corresponde la expresión $P/T = K$?

7. Completa la siguiente tabla y representa gráficamente Volumen (eje Y) frente a Temperatura (eje X):

Volumen (m ³)	20	36	48	50
Temperatura (K)	2		4,8	
$V/T = K$	10	10		10

¿A qué ley corresponde la expresión $V/T = K$?

EJERCICIOS DEL TEMA 3: DISOLUCIONES

1. Clasifica los siguientes sistemas materiales en mezclas homogéneas, mezclas heterogéneas y sustancias puras: Vino, agua destilada, agua de mar, agua turbia, granito, sopa de verduras, latón, estaño, bronce, humo, hormigón, butano, leche, ácido clorhídrico, sal.
2. Clasifica las siguientes sustancias en mezclas heterogéneas, disoluciones, compuestos y elementos: Aceite, sal común, granito, hierro, amoníaco, nitrógeno, arcilla en agua, zumo natural, tierra, vino, aquarius, salsa de tomate natural, salsa de tomate de bote, colonia, acero, agua de grifo, arena, azúcar.
3. Mezclamos 40 g de sal común con 200 mL de agua. ¿Cuál es el tanto por ciento en masa de la disolución resultante?
4. Se disuelven en agua 9 gramos de hidróxido de sodio hasta formar 100 mL de disolución. ¿Cuál es la concentración en g/L?
5. ¿Cómo prepararías 250 g de una disolución de cloruro de sodio al 10 % en masa?
6. A 200 g de agua se le añaden 4 g de hidróxido de sodio. ¿Cuál es el tanto por ciento en masa de la disolución?
7. Indica el tanto por ciento en volumen de una disolución de 27 mL de alcohol en 500 mL de disolución de alcohol en agua?
8. ¿Cuántos gramos de una disolución de cloruro sódico al 10 % son necesarios para obtener 15 g de cloruro sódico puro?
9. Se prepara una disolución añadiendo 5 g de cloruro de sodio a 20 g de agua. Calcula la concentración de la disolución expresada en % en masa y en g/L (Nota: la densidad de la disolución es igual que la del agua, $d = 1 \text{ g/mL}$).
10. Calcula la concentración, expresada en % en masa, de una disolución de 10 g de cloruro de sodio en 800 g de agua.
11. Se disuelven 540 gramos de sacarosa hasta formar 1 litro de disolución, cuya densidad resulta ser de $1,20 \text{ g/cm}^3$. Calcula la concentración de la disolución en % en masa.

13. En la siguiente tabla se indica la solubilidad (en g de soluto/100 g de agua) de dos sólidos (nitrato de plata y cloruro de sodio) a distintas temperaturas:

Temperatura (°C)	0	20	40	60	80	100
Nitrato de sodio	122	222	376	525	669	952
Cloruro de sodio	35,7	36	36,6	37,3	38,4	39,8

- a) ¿Qué harías para preparar una disolución saturada de cloruro de sodio en agua a 80 °C?
- b) ¿Qué pasaría si dejases enfriar una disolución saturada de nitrato de plata a 60 °C hasta una temperatura de 20 °C?
- c) Mezclas 100 g de agua con 38 g de cloruro de sodio a 80 °C. ¿Qué sucederá? Dejas ahora enfriar la mezcla hasta los 10 °C, ¿qué sucederá?
- d) Mezclas 50 gramos de agua con 250 g de nitrato de plata a 60 °C y enfrías hasta 20 °C, ¿qué cantidad de nitrato de plata recogerías en el fondo?

2ª EVALUACIÓN

EJERCICIOS DEL TEMA 4: ESTRUCTURA DE LA MATERIA. TEMA 5 Y 6: LOS ELEMENTOS QUÍMICOS Y LOS COMPUESTOS QUÍMICOS

1. Sabemos que las partículas que forman la materia se llaman átomos, ¿cómo son los átomos, macizos o prácticamente huecos?
2. ¿Cuáles son las partículas que constituyen el átomo? ¿cómo es su carga eléctrica?
3. El modelo atómico de Rutherford se suele comparar con un sistema planetario en miniatura. ¿Qué representa la Tierra y el Sol en el átomo de Rutherford?
4. Calcula el número atómico (Z) y el número másico (A) de un átomo que tiene 17 protones y 20 neutrones, ¿y si tiene 18 protones y 20 neutrones? ¿se trata del mismo elemento químico?
5. El carbono natural (Z = 6) está formado por los isótopos de números másicos 12, 13 y 14, indica el número de protones, neutrones y electrones de cada uno de ellos.
6. Completa el siguiente párrafo: “Los isótopos de un elemento tienen el mismo número, es decir, el mismo número de y de, pero tienen distinto número de Sus cortezas son, pero sus núcleos atómicos son
7. Completa la siguiente tabla:

ÁTOMO	Z	A	PROTONES	ELECTRONES	NEUTRONES
${}_{11}^{23}\text{Na}$					
${}_{16}^{33}\text{S}$					
${}_{12}^{24}\text{Mg}$					
${}_{14}^{27}\text{Al}^{3+}$					
${}_{8}^{16}\text{O}^{2-}$					
${}_{9}^{19}\text{F}^{-}$					
${}_{20}^{40}\text{Ca}^{2+}$					

8. ¿En qué se diferencian los átomos y ? ¿Cómo se llaman estos átomos?
9. ¿Qué diferencia hay entre el Na y el Na^{+} ? ¿y entre el Cl y el Cl^{-} ?
10. a) ¿En qué se transforma un átomo de hierro cuando pierde tres electrones? b) ¿En qué se transforma un átomo de calcio cuando pierde dos electrones? c) ¿En qué se transforma un átomo de oxígeno cuando gana dos electrones? d) ¿En qué se transforma un átomo de bromo cuando gana un electrón?
11. Un ión tiene 11 protones y 10 electrones en su corteza, ¿cuál es la carga del mismo? Otro ión posee 17 protones y 18 electrones, indica su carga.
12. Indica la distribución electrónica así como los electrones de valencia de los siguientes átomos: silicio (Z = 14); litio (Z = 3); fósforo (Z = 15); magnesio (Z = 12); oxígeno (Z = 8); cloro (Z = 17); flúor (Z = 9); bromo (Z = 35).
13. Dibuja la configuración electrónica de : a) F (Z = 9) y F^{-} ; Na (Z = 11) y Na^{+} .
14. Explica los tres tipos de enlace que hay y pon ejemplos.
15. Dadas las siguientes sustancias químicas, explica qué tipo de enlace existirá entre sus átomos. a) CO_2 b) Na_2O c) CO d) NH_3 e) Ag

16. A) Clasifica según su tipo de enlace las siguientes sustancias, explicando el porqué de la clasificación: BrK, Hg, N₂, C (grafito), Zn, BaS, H₂O. B) Señala que tipo de sustancia formaran cada una de ellas en la naturaleza.

17. De entre las siguientes sustancias: NaCl, Ag, C (diamante), H₂, Fe a) Explica cuáles se disuelven en agua. b) Explica cuál tendrá mayor punto de fusión. c) Explica cuál estará formada por moléculas. d) Explica cuáles serán conductoras en estado sólido y en estado fundido.

18. De los siguientes compuestos químicos, ¿cuáles son sustancias moleculares? ¿por qué? a) CO₂, b) Na₂O, c) CO, d) Ag, e) NH₃

19. Dados los átomos de números atómicos Z = 19 y Z = 17, explica detalladamente el tipo de enlace que tendrá lugar entre ambos elementos y describe las propiedades del compuesto que forman.

20. ¿Qué deberían hacer los átomos de flúor para adquirir la configuración electrónica del gas noble neón? ¿Y los átomos de sodio? Escribir las distribuciones de sus electrones en capas.

21. Un compuesto químico tiene las siguientes propiedades: a) No conduce el calor ni la electricidad. b) Su estado de agregación a temperatura ambiente es sólido. c) La temperatura de fusión es muy alta. d) Es insoluble en agua. e) De qué tipo de compuesto se trata?

22. Escribe las propiedades de todas las sustancias: iónicas, covalentes, metálicas y moléculas.

23. Realiza los diagramas de Lewis de las siguientes sustancias: Br₂, F₂O, CH₄, SiO₂ Datos: Br (Z = 35); F (Z = 9); O (Z = 8); C (Z = 6); H (Z = 1); Si (Z = 14)

24. ¿Qué diferencias existen entre las agrupaciones de átomos: moléculas y cristales

3ª EVALUACIÓN

EJERCICIOS TEMA 7

1. Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos: $C_6H_{12}O_6$, H_3PO_4 , C_6H_6 .
3. Calcula la masa molar de las siguientes sustancias: SO_2 , N_2 , NH_3 , Ni y $Al(OH)_3$.
4. ¿Cuántos moles y moléculas hay en 100 g de azúcar (sacarosa), $C_{12}H_{22}O_{11}$?
5. ¿Cuál es la masa de 1 mol de cafeína, $C_8H_{10}N_4O_2$? ¿Y la masa de una molécula?
6. Ordena de mayor a menor las siguientes cantidades de plata: 20 g, $5 \cdot 10^{22}$ átomos y 0,5 mol.
7. Calcula la masa molar de las siguientes sustancias: O_2 , NH_3 , HCl , K_2CO_3 y $Ca(OH)_2$.
8. Completa la tabla siguiente:

Fórmula	Cantidad de sustancia (mol)	Masa (g)
H_2O	2,50	
CO_2		186
NH_3	1,24	
H_2SO_4		450
$NaOH$	0,92	

9. Calcula:
 - a) Cuantos átomos de oro hay en un gramo del metal.
 - b) Cuantas moléculas hay en 20 g de O_2 . ¿Y átomos?
 - c) Cuantos moles de Cl_2O_3 hay en 100 g de Cl_2O_3 .
 - d) La masa de 4 moles de $CaCO_3$
10. Ordena de mayor a menor las siguientes cantidades de oro: 100 g, 1,5 mol y 10^{22} átomos.
11. ¿Cuántos gramos de nitrato potásico, KNO_3 , hay en 0,5 moles de sustancia? Y cuantos gramos de cada elemento: K, N y O?
12. ¿De dónde se puede extraer más plata, de 100 g de Ag_2O o de 130 g de $AgCl$?

TEMA : FORMULACIÓN INORGÁNICA

COMPUESTOS BINARIOS DE HIDRÓGENO

1. Nombra los compuestos siguientes:

FÓRMULA	ESTEQUIOMÉTRICA PREFIJOS	DE	ESTEQUIOMÉTRICA DE Nº OXIDACIÓN
LiH			
CuH			
CuH ₂			
AuH ₃			
CrH ₃			
ZnH ₂			
MgH ₂			
CoH ₃			
NaH			
BeH ₂			
FeH ₃			
CdH ₂			
PbH ₄			

2. Formula:

FÓRMULA	ESTEQUIOMÉTRICA PREFIJOS	DE	ESTEQUIOMÉTRICA DE Nº OXIDACIÓN
			Hidruro de potasio
			Hidruro de hierro (II)
	Trihidruro de aluminio		
	Hidruro de plata		
			Hidruro de estaño (IV)

		Hidruro de calcio
	Dihidruro de plomo	
		Hidruro de mercurio (I)
	Trihidruro de cromo	
	Hidruro de sodio	
		Hidruro de níquel (III)
		Hidruro de cinc
	Dihidruro de mercurio	
		Hidruro de platino (IV)
	Trihidruro de cobalto	

3. Nombra los siguientes compuestos:

FÓRMULA	ESTEQUIOMÉTRICA PREFIJOS	DE	SUSTITUCIÓN	TRADICIONAL (Cuando sea posible)
PH ₃				
HBr				
AsH ₃				
H ₂ Te				
NH ₃				
SiH ₄				
HI				
BH ₃				
CH ₄				
SbH ₃				
HF				
HCl				
H ₂ S				

H ₂ Se			
-------------------	--	--	--

4. Formula:

FÓRMULA	ESTEQUIOMÉTRICA DE PREFIJOS	SUSTITUCIÓN	TRADICIONAL
		Borano	
		Amoniaco	
	Trihidruro de fósforo		
	Bromuro de hidrógeno		
		Silano	
			Ácido fluorhídrico
	Sulfuro de hidrógeno		
	Trihidruro de nitrógeno		
		Arsano	
			Ácido clorhídrico
	Trihidruro de fósforo		
			Ácido telurhídrico
		Silano	
	Yoduro de hidrógeno		

COMPUESTOS BINARIOS DE OXÍGENO

1. Nombra los compuestos siguientes:

FÓRMULA	ESTEQUIOMÉTRICA DE PREFIJOS	ESTEQUIOMÉTRICA DE N° DE OXIDACIÓN
CaO		
Au ₂ O ₃		
Li ₂ O		

ZnO		
Cu ₂ O		
O ₃ Cl ₂		
SO ₂		
SO		
O ₅ Cl ₂		
CO ₂		
BaO		
Au ₂ O		
K ₂ O		
Cr ₂ O ₃		
Ag ₂ O		
Hg ₂ O		
OCl ₂		
N ₂ O ₃		
O ₅ I ₂		
CO ₂		
Na ₂ O		
K ₂ O		
MgO		
HgO		
Fe ₂ O ₃		
N ₂ O ₃		
SO ₂		
Ag ₂ O		
H ₂ O ₂		

BaO ₂		
Li ₂ O ₂		
HgO ₂		
CaO ₂		
Cu ₂ O ₂		

2. Formula los siguientes compuestos:

FÓRMULA	ESTEQUIOMÉTRICA DE PREFIJOS	ESTEQUIOMÉTRICA DE Nº DE OXIDACIÓN
	Dióxido de silicio	
	Trióxido de cromo	
		Óxido de plata
		Óxido de cobre (II)
	Óxido de cadmio	
	Dicloruro de heptaoxígeno	
	Dicloruro de trioxígeno	
	Dióxido de azufre	
		Óxido de magnesio
		Óxido de azufre (VI)
		Óxido de oro (III)
	Óxido de cinc	
		Óxido de hierro (II)
		Óxido de rubidio
		Óxido de nitrógeno (III)
	Dióxido de carbono	
	Monóxido de carbono	
	Monóxido de mercurio	
		Óxido de litio

		Óxido de calcio
	Trióxido de difósforo	
	Dibromuro de heptaoxígeno	
	Monóxido de oro	
		Óxido de sodio
		Óxido de nitrógeno (V)
	Óxido de nitrógeno (V)	
	Dióxido de cobre	
		Peróxido de potasio
	Dióxido de hidrógeno	
		Peróxido de níquel (II)
	Dióxido de sodio	
	Dióxido de magnesio	
		Peróxido de hierro (II)

SALES BINARIAS:

1. Nombra los siguientes compuestos:

FÓRMULA	ESTEQUIOMÉTRICA DE PREFIJOS	ESTEQUIOMÉTRICA DE N° OXIDACIÓN
K ₂ S		
NaCl		
FeBr ₂		
CaSe		
SnF ₂		
MgCl ₂		
KI		
AgBr		
PbI ₂		
FeCl ₃		
CoS		
AgF		
CuCl		
HgBr		

2. Formula los siguientes compuestos:

FÓRMULA	ESTEQUIOMÉTRICA DE PREFIJOS	ESTEQUIOMÉTRICA DE N° OXIDACIÓN
		Fluoruro de berilio
	Diyoduro de estaño	
		Bromuro de magnesio
		Cloruro de estaño (IV)
	Dicloruro de calcio	
		Yoduro de mercurio (I)
		Sulfuro de berilio
	Seleniuro de dilitio	
		Cloruro de cobre (II)
	Fluoruro de sodio	
		Sulfuro de calcio
	Bromuro de plata	
		Fluoruro de hierro (II)
	Tetracloruro de platino	

HIDRÓXIDOS:

1. Nombra los siguientes compuestos:

FÓRMULA	ESTEQUIOMÉTRICA DE PREFIJOS	ESTEQUIOMÉTRICA DE N° OXIDACIÓN
Pb(OH) ₄		
Fe(OH) ₃		
Ni(OH) ₂		
NaOH		
Al(OH) ₃		
Mg(OH) ₂		
KOH		
Pb(OH) ₂		
Ca(OH) ₂		
AgOH		
Sr(OH) ₂		
Sn(OH) ₄		
Co(OH) ₃		
Cu(OH) ₂		

2. Formula los siguientes compuestos:

FÓRMULA	ESTEQUIOMÉTRICA DE PREFIJOS	ESTEQUIOMÉTRICA DE N° OXIDACIÓN
	Monohidróxido de cobre	
		Hidróxido de cobalto (II)

		Hidróxido de cinc
	Dihidróxido de calcio	
	Hidróxido de litio	
		Hidróxido de hierro (II)
		Hidróxido de berilio
	Trihidróxido de oro	
		Hidróxido de paladio (II)
		Hidróxido de mercurio (I)
	Monohidróxido de oro	
	Dihidróxido de mercurio	
		Hidróxido de estroncio
		Hidróxido de cadmio

UNIDAD 7: LAS TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

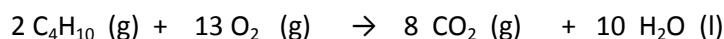
- De los siguientes procesos, indica cuáles son físicos y cuáles químicos:
 - Echar azúcar en una taza de leche.
 - Alcohol que se evapora de un frasco.
 - Carbón que se quema en la barbacoa.
 - Una puerta de hierro que se oxida.
- Razona por qué decimos que cuando troceamos un alimento se está produciendo un cambio físico y que cuando lo cocinamos se produce un cambio químico.
- Desde el punto de vista teórico, ¿qué se produce en toda reacción química?
- En un laboratorio se hacen reaccionar 15,75 g de ácido nítrico, (HNO₃) con 10 g de hidróxido de sodio (NaOH), formándose nitrato de sodio (NaNO₃) y agua. Si se han obtenido 21,25 g de esta sal (NaNO₃), ¿qué cantidad de agua se producirá de acuerdo con la ley de conservación de la masa?
- Un trozo de 5 g de hierro se deja a la intemperie durante cierto tiempo y se vuelve a pesar. La balanza marca 6,42 g. ¿Cómo se puede explicar?
- En el laboratorio del instituto hemos calentado 10 g de KClO₃ hasta alcanzar la temperatura de 400 °C, para que se descomponga. Cuando hemos pesado el producto que se ha formado, nos ha sorprendido que solo pesara 6 g. ¿Crees que hemos descubierto que la ley de conservación de la masa no se cumple?
- En la descomposición térmica de 116 g de óxido de plata (Ag₂O), se obtienen 108 g de plata metálica. ¿Qué cantidad de oxígeno se habrá desprendido?
- Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:
 - NO₂ + H₂O → HNO₃ + NO
 - NO₂ + H₂O → HNO₃ + NO
 - C₂H₆ + O₂ → CO₂ + H₂O
 - H₂S + O₂ → SO₂ + H₂O
 - MgO + H₂O → Mg(OH)₂
 - HCl + Al(OH)₃ → AlCl₃ + H₂O
 - Al + O₂ → Al₂O₃
 - HCl + O₂ → H₂O + Cl₂
 - C₆H₁₂ + O₂ → CO₂ + H₂O
 - KNO₃ → K₂O + N₂ + O₂
 - ZnS + O₂ → ZnO + SO₂
- Ajusta esta ecuación y escribe la proporción de moles de cada componente.
$$\text{Na (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{NaOH (ac)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$$
- En la reacción de formación de amoníaco, ¿es cierta la proporción en masa que se indica? ¿Por qué?
$$\text{N}_2 \text{ (g)} + 3 \text{ H}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ NH}_3 \text{ (g)}$$

1 g	3 g	2 g
-----	-----	-----
- Completa los datos de la ecuación química:
$$2 \text{ CO (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ CO}_2 \text{ (g)}$$

Moles	2 mol	1 mol	2 mol
Masa			
Volumen			

Datos: masas atómicas: C = 12 u; O = 16 u;

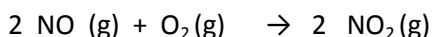
12. La reacción de combustión del butano se representa mediante la siguiente ecuación química:



- a) ¿Cuántos moles de butano y de oxígeno se han necesitado si se han formado 24 mol de agua?
b) ¿Cuántos gramos de butano se han consumido?

Datos: masas atómicas: C = 12 u; H = 1 u; O = 16 u.

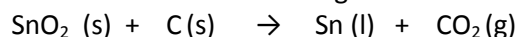
13. La siguiente reacción química entre gases transcurre sin variar la presión ni la temperatura.



- a) Halla el número de moléculas de NO necesarias para obtener 50 moléculas de NO₂.
b) ¿Qué relación guardan los volúmenes de O₂ y NO₂ que reaccionan?
c) Determina los gramos necesarios de NO para obtener 276 g de NO₂.

Datos: masas atómicas: N = 14 u; O = 16 u.

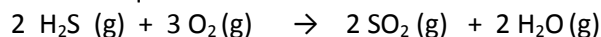
14. La casiterita contiene un 80 % de óxido de estaño (IV), SnO₂, y es el mineral que se utiliza para su extracción. Si reaccionan 50 g de casiterita:



- a) ¿Cuántos gramos de carbono se han utilizado?
b) ¿Qué cantidad de estaño se habrá producido?

Datos: masas atómicas: C = 12 u; O = 16 u; Sn = 118,71 u.

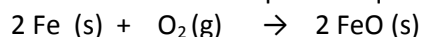
15. Dada la ecuación química:



- a) ¿Cuántos moles de dióxido de azufre y de agua se formarán a partir de 20 mol de sulfuro de hidrógeno?
b) ¿Cuántos moles de oxígeno serán necesarios?

Datos: masas atómicas: H = 1 u; S = 32 u; O = 16 u.

16. La oxidación del hierro es un proceso que está representado por esta ecuación:



En una reacción de este tipo reaccionan 32 g de oxígeno.

- a) Calcula cuánto óxido de hierro se formará.
b) ¿Cuánto hierro es necesario? ¿Qué sucede si se añade más hierro?

Datos: masas atómicas: O = 16 u; Fe = 55,85 u.

TEMA 8: ELECTRICIDAD Y MAGNETISMO

ACTIVIDADES DEL LIBRO DE TEXTO, PÁGINAS: 14, 15 Y 16:

2, 4, 6, 8, 11, 12, 15, 18, 19, 20, 21, 25, 27, 29, 35, 37.

TEMA 9: CIRCUITOS ELÉCTRICOS Y ELECTRÓNICOS

ACTIVIDADES DEL LIBRO DE TEXTO, PÁGINAS: 33, 34 Y 35

4, 5, 6, 7, 8, 9, 11, 12, 13, 14, 16, 17, 18, 19.