

Ejercicios de Física y Química seleccionados

J. F. G. H.

October 2020

1. Operaciones con calculadora

En esta sección se harán ejercicios con calculadora para aprender a usarla.

Dos números importantes en matemáticas y física y química son el número e y el número pi. Otra operación importante más allá de sumas, restas, multiplicaciones, divisiones, potenciaciones, radicaciones y exponenciaciones son los logaritmos. La parte entera del logaritmo se llama característica, la parte decimal se llama característica. Antiguamente se usaban tablas de logaritmos para simplificar operaciones aritméticas.

Ejercicio 1. Calcular 4×3 usando logaritmos o mediante la calculadora científica.

Ejercicio 2. Calcular por logaritmos el cociente $\frac{84,12}{12}$ o mediante calculadora científica.

Ejercicio 3. Usar logaritmos para tener el valor del cociente $\frac{12}{17}$, o usando calculadora científica.

Ejercicio 4. Calcular el valor de 4^3 . Con logaritmos o mediante calculadora.

Ejercicio 5. Obtener mediante calculadora o logaritmos el valor de $\sqrt{49}$.

Ejercicio 6. Obtener mediante calculadora o logaritmos el valor de $\sqrt{0,64}$.

En Ciencias, hay dos nociones importantes o tres relacionadas con el tratamiento de los datos experimentales. Son las nociones de exactitud, precisión e incertidumbre (error es un mejor término que incertidumbre). La exactitud es lo que se aparta una medida del valor exacto o verdadero. La precisión es una medida de cuánto de diferentes son los resultados de nuestras medidas. Se pueden tener medidas precisas y exactas, precisas e inexactas, imprecisas e inexactas, imprecisas y exactas.

Ejercicio 7. Tres estudiantes con balanza de precisión, cada balanza distinta, miden varias masas de un mismo cuerpo, obteniendo 20,6 g 25,12 g y 15,032 g. ¿Qué cantidad total han pesado? Si fueran muestras semejantes, ¿esperarías tanta diferencia entre medidas?

Ejercicio 8. En condiciones normales, la masa de un litro de aire es aproximadamente 1,293 gramos. ¿Qué masa de aire contiene un recipiente de 3,27 litros de capacidad? Expresa el resultado con el número correcto de cifras significativas.

Hay varias recetas para el número de cifras significativas (c.s.), que marcan la precisión, de una medida.

Ejercicio 9. A 20° C, 12,53 c.c. de mercurio pesan 169,731 gramos. Halla la densidad del mercurio a dicha temperatura.

Ejercicio 10. Halla el producto $7,4312 \times 28,53$ con 2 c.s. y 4 c.s. Comenta el resultado.

Ejercicio 11. Multiplicar 68,3547 por 0,8429. Expresar el resultado con 1 c.s., 2 c.s. y 4 c.s.

Ejercicio 12. Realizar la división 65184,57 entre 468,32 con 1 c.s. y 2 c.s.

Ejercicio 13. Hallar el cociente de 0,0065217 con 738,24, expresando el resultado con 1 c.s. y 8 c.s. Puedes usar la notación científica.

La notación científica es una forma elegante de cuidar la precisión de los datos, debidamente usada. Consiste en expresar un número de la forma siguiente:

$$x.yzt \dots \cdot 10^{\pm n}$$

Es decir, en notación científica expresamos un número como una parte entera (que debe ser no nula) x y una parte decimal junto a una potencia de 10 elevada a un número entero n .

Ejercicio 14. Expresar en notación científica y hallar el logaritmo de los siguientes números:

8784000
6006
0,005342
0,000001018

Ejercicio 15. Hallar el número cuyo logaritmo es 3,0234. Repetir el cálculo para 0,0091 y -2,7654.

Ejercicio 16. Hallar con el número correcto de c.s.:

- a) $54 \times 0,08762$
- b) $64,98 \times 7845$
- c) $23 \times 76 \times 34$
- d) $0,0897 \times 0,453 \times 0,0004325$

Ejercicio 17. Hallar con el número correcto de c.s.:

- a) $345,5 : 76,08$
- b) $0,04532 : 328,9$
- c) $763,9 : 0,008364$
- d) $0,07234 : 0,009873$

Ejercicio 18. Resolver mediante logaritmos la ecuación

$$x = \frac{43,2 \times 76,98 \times 0,003426}{26,03 \times 272 \times 764,9 \times 5}$$

Ejercicio 19. Hallar mediante logaritmos o con calculadora:

- a) $1,906^3$
- b) $3,005^{0,42}$
- c) $0,00003264^{0,02}$

Ejercicio 20. Calcular mediante logaritmos o calculadora la raíz cúbica de 100.

Ejercicio 21. Calcular mediante logaritmos o calculadora:

$$X = \frac{\sqrt{13,2} \times 7,003}{9,6^3 \times 0,0000708}$$

Ejercicio 22. Hallar el valor correcto al sumar las magnitudes: 203,6 cm, 53,56 cm, 0,08 cm y 872,0 cm.

Ejercicio 23. Hallar $56,4361 \times 31,008$, con 4 c.s. y 1 c.s.

Ejercicio 24. Multiplicar 236,4928 por:

- a) 3,7265 (5 decimales).
- b) 0,004918 (3 c.s.).
- c) 0,5096 (5 decimales y 5 c.s.).

Ejercicio 25. Multiplicar 0,0006927 por:

- a) 426,82 (5 dec.).
- b) 57,006 (5 c.s.).
- c) 0,0003745 (10 dec.).

Ejercicio 26. Dividir y expresar con dos decimales y luego con 2 c.s. y notación científica en el resultado:

- a) $289,758:3,0028$.
- b) $5,873:289,758$.
- c) $1,679435:(-0,000766)$.

Ejercicio 27. Dividir:

- a) $7,3316:0,008807$ (1 dec.).
- b) $0,08936:516,37$ (7 c.s. y 7 dec.).
- c) $1,3247:401,86$ (4 dec.).

Ejercicio 28. Calcula, con 3 dec. y luego con 3 c.s.:

$$X = \frac{43,13 \times 52,94 \times 29,5}{1243}$$

2. Unidades primarias y escalas de todo tipo

Las mediciones de unidades se hacen siempre referente a alguna referencia o sistema de unidades concreto para compararlas. El sistema más popular y reconocido a nivel de ciencia es el Sistema Internacional. Pero hay otros sistemas de unidades más o menos naturales. Está el sistema C.G.S. o también antiguamente el sistema técnico de unidades. Luego están las unidades de Planck. El S.I. sufre una revisión este año 2018 y cambian algunas definiciones.

Algunos países tienen otras unidades tradicionales de masa y longitud. O incluso en ciertas áreas hay unidades peculiares. Algunas de ellas:

- 1) 1 gramo = peso de 1 mL (c.c.) de agua a 4°C = 0,03527 onzas.
- 2) 1000 g = 1 kg = 2,205 libras.
- 3) 1 kg = 1 Tm = 2205 lb.
- 4) 1 libra = 0,4536 kg = 453,6 g.
- 5) 1 gramo = 15,432 granos.
- 6) 1 litro = 1 L = 1,000027 dm^3 .
- 7) 1 L = 0,9081 cuartillos (dry, USA).
- 8) 1 L = 1,0567 cuartillos (liq, USA).
- 9) 1 L = 0,8799 cuartillos (UK).
- 10) 1 L = 1,816 pintas (dry, USA).
- 11) 1 L = 2,113 pintas (liq, USA).
- 12) 1 L = 33,815 onzas (liq, USA).
- 13) 1 L = 35,196 onzas (liq, UK).
- 14) 1 galón = 4,546 L (UK) = 3,785 L (USA).
- 15) 1 pie cúbico = 28,316 L (UK) = 1728 pulgadas cúbicas
- 16) $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3 = 1,308$ yardas cúbicas
- 17) $1 \text{ dm}^3 = 0,035316$ pies cúbicos = 61,026 pulgadas cúbicas = 1000 cm^3 18) 1 m = 10 dm = 100 cm = 1000 mm
- 19) 1 m = 39,37 pulgadas = 1,0936 yardas = 3,281 pies
- 20) 1 km = 1000 m = 0,6214 millas = 0,5396 millas marinas o náuticas
- 21) 1 micra (μ) = 0,0001 cm = 10000 angstroms
- 22) $1 = 10^{-8} \text{ cm}$
- 23) 1 pulgada = 2,54 cm
- 24) 1 pie = 30,48 cm
- 25) 1 milla = 1,609 km
- 26) 1 milla marina = 1,853 km (longitud de un arco igual a 1 minuto del ecuador terrestre)

Ejercicio opcional. Buscar unidades de longitud y peso asiáticas, y obtener sus equivalencias en decimal y fracciones con las unidades clásicas del S.I.

Ejercicio opcional (II). Buscar cuál es el límite de precisión de las medidas de longitud y masa, y relacionarlo con la longitud y masa de Planck.

Escalas de temperatura. Las más habituales son las siguientes escalas:

- 1) Centígrada o Celsius. Popular en Europa y muchos otros lugares del globo. $^{\circ} \text{C}$.
- 2) Fahrenheit. Popular en países anglosajones. $^{\circ} \text{F}$.
- 3) Escala absoluta Kelvin. K .
- 4) Escala absoluta Rankine. R .

Los puntos fijos de estas 4 escalas de temperatura vienen dados por el punto de fusión y vaporización del agua,

a presión de 1 atm., que en la Celsius son 0 y 100 grados de su escala, en la Fahrenheit 32 y 212, mientras que en la absoluta de Lord Kelvin son 273,16 y 373,16. En la escala Rankine son 491,69 y 671,69. Las equivalencias son:

$$K = C + 273$$

$$R = F + 460$$

Ejercicio 1. Halla la masa en libras de un objeto de 800 g.

Ejercicio 2. Un auto tiene velocidad de 45 mph (millas por hora). Halla su velocidad en m/s.

Ejercicio 3. ¿Cuál es la densidad en el sistema métrico de un líquido de 420 cm^3 y masa de 1 kg?

Ejercicio 4. Halla la densidad de un sólido en el S.I., sabiendo que en el sistema inglés es de 5onzas/pulgada cúbica.

Ejercicio 5. 1400 c.c. de dióxido de azufre (SO_2) en condiciones normales tiene una masa de 4 g. Halla la densidad del gas en estas condiciones y su densidad relativa respecto del aire. Dato: densidad del aire 1,293 g/L.

Ejercicio 6. Calcular la densidad den el sistema métrico decimal, de un líquido de 4 pulgadas cúbicas que pesa o tiene una masa de 3,5 onzas.

Ejercicio 7. Indica el coste de 3 L de un aceite de densidad $0,8 \text{ g/cm}^3$, que se vende a 0,10 euros el kilogramo.

Ejercicio 8. A 4°C , la densidad del agua en el sistema inglés es de 62,43 lb/pie cúbico. Halla el volumen en litros que ocupan 600 g de agua.

Ejercicio 9. Expresar 68°F en $^\circ \text{C}$.

Ejercicio 10. Expresar 40°C en $^\circ \text{F}$.

Ejercicio 11. Expresar 131 grados Fahrenheit en K.

Ejercicio 12. Expresar y transformar 555 grados Rankine en grados Celsius.

Ejercicio 13. La aceleración de la gravedad en un punto de la Tierra es de 980 cm/s^2 . Expresar este valor en millas por minuto al cuadrado.

Ejercicio 14. Calcular el volumen en centímetros cúbicos que ocupan 50 gramos de benceno cuya densidad es de 0,51 onzas por pulgada cúbica.

Ejercicio 15. La densidad del mercurio a 4 grados celsius es de $13,585 \text{ g/cm}^3$. Expresa este resultado en onzas por pulgada cúbica y da su valor también en libras por pie cúbico.

Ejercicio 16. La densidad del oro es de $19,32 \text{ g/cm}^3$. Halla su valor en kg por pie cúbico.

Ejercicio 17. La densidad relativa de una sustancia es de 7,5. Indica cuánto peso o masa habría en un pie cúbico de esta sustancia en el sistema internacional y en libras.

Ejercicio 18. El volumen de un cuerpo viene dado por $967,7 \text{ cm}^2 \cdot \text{pulgada}$. Justificar si es una unidad posible de volumen, y en caso afirmativo, hallar su volumen en unidades corrientes.

Ejercicio 19. Se compra una partida o provisión de 80 galones americanos de ácido sulfúrico. La densidad es de 1,04 onzas/pulgada cúbica, y se paga a 0,18 euros el kg. Halla el coste.

Ejercicio 20. Indica qué temperatura es más baja, 20 grados Fahrenheit o -8°C .

Ejercicio 21. Halla la diferencia en temperatura de 86°F y 25°C .

Ejercicio 22. El oxígeno líquido hierve a $-297,4^\circ \text{F}$ y se congela a -361°F . Calcular estas temperaturas en escalas $^\circ \text{C}$, $^\circ \text{R}$, K .

Ejercicio 23. Los puntos de fusión del estaño, cinc, y cadmio son $909,4^{\circ}R$, $1246,9^{\circ}R$ y $1069,5^{\circ}R$. Halla las temperaturas equivalentes en grados celsius.

Ejercicio 24. En otros tiempos, se solía tomar el cero Fahrenheit como la temperatura más baja que podía conseguirse con una mezcla de hielo, sal y disolución (punto eutéctico). Hoy sabemos que dicha temperatura vale $-21,3^{\circ}C$. Calcular esta temperatura en la escala Fahrenheit.

Ejercicio 25. Halla el porcentaje de volumen vacío y lleno en el átomo de hidrógeno, sabiendo que el átomo de hidrógeno tiene un radio de 0,51 angstroms y el núcleo un tamaño aproximado de 1 fm. Repetir el cálculo en orden de magnitud suponiendo solamente el radio de 1 angstrom para el átomo y el núcleo igual de 1 fm. Prestad atención a las cifras significativas.

3. Gases

Ley de Boyle: $PV = const.$.

Ley de Charles: $V/T = const.$

Ley de Gay-Lussac: $P/T = const.$

Ley de Avogadro: $V/N = const.$

Ley de Clapeyron: $PV/T = const.$

Ley o ecuación del gas ideal: $PV = nRT$

Ejercicio 1. Cierta cantidad de gas ocupa $76,8 \text{ cm}^3$ a la presión de 772 mmHg. Halla su volumen a presión de 760 mmHg.

Ejercicio 2. Una provisión de alimentos ha de repartirse entre 772 náufragos. Se calcula que cada persona debe tomar 76,8 onzas de alimentos. Al llegar el cargamento se ve que solamente se han salvado 760 personas a las que, no obstante, se distribuye toda la provisión. Halla la cantidad de alimento recibida por cada persona.

Ejercicio 3. Una masa de gas ocupa 600 cc. a 25 grados Celsius. Si la presión se mantiene constante, halla el volumen a -5 grados centígrados.

Ejercicio 4. Una masa de gas ocupa 600 c.c. a $77^{\circ}F$. Si la presión se mantiene constante, indica el volumen de dicha masa gaseosa a 23 grados Fahrenheit.

Ejercicio 5. Un grupo de 298 obreros produce 600 cajas en un tiempo dado. Si el número de obreros se reduce a 268, y otros factores permanecen constantes, indica las cajas que fabricaran en ese mismo tiempo.

Ejercicio 6. Un tanque metálico tiene gas a 20 grados Celsius y presión de 900mmHg. La temperatura sube a 200 grados Celsius. Si no hay variación del volumen, hallar la presión en la nueva temperatura.

Ejercicio 7. Un tanque o reactor posee una presión de 4 atmósferas y 10 grados centígrados de temperatura. Hallar la temperatura a que debe calentarse el tanque para abrir la válvula de seguridad si esto ocurre a 10 atm.

Ejercicio 8. Cierta masa de gas ocupa 200 L a 95 grados Celsius y 782 mmHg. Halla el volumen de la masa a 65 grados Celsius y 815 mmHg.

Ejercicio 9. El volumen observado de un gas a $10^{\circ}C$ y a la presión de 750 mmHg es de 240 L. Halla el volumen si la temperatura aumenta a 40 grados celsius y la presión baja a 700 mmHg.

Ejercicio 10. 1000 L de aire medidos a presión de 750 mmHg y 18 grados celsius se llevan en un tanque de 725 L. Averigua la presión de aire si la temperatura es de 27 grados celsius.

Ejercicio 11. Una masa de gas que ocupa 600 L a 25 grados celsius y 775 mmHg, se comprime en un tanque de 100 L de capacidad a presión de 6 atm. Calcular la temperatura final del gas.

Ley de Dalton: $P_i = X_i P_T$, donde $P_T = \sum_i P_i$.

Ejercicio 12. Se recoge gas hidrógeno a 25 grados centígrados. El volumen es de 55 c.c. y la presión barométrica es de 758 mmHg. Si el gas estuviera seco, y medido en condiciones normales ($273K$ y 1 atm.), calcula su

volumen.

Ejercicio 13. Una muestra de oxígeno húmedo, que ocupa 486 c.c. a 20 grados celsius, con presión de 790 mmHg, está saturada de vapor de agua en un 80 %. Halla el volumen ocupado por el oxígeno seco a 25 grados y 800 mmHg. Dato: presión de vapor del agua 17,5 mmHg.

Ejercicio 14. Un cilindro con un émbolo móvil, contiene 40 L de oxígeno a presión de 2 atm. La temperatura permanece constante pero el émbolo se eleva hasta que el volumen del gas es de 60 L. Halla la presión del gas en el cilindro.

Ejercicio 15. Un volumen de aire, saturado en un 60 % con vapor de agua, mide 50 L a 20 grados celsius y 790 mmHg de presión. Se hace burbujear a través de ácido sulfúrico y se recoge sobre mercurio como aire seco a 25 grados celsius y 765 mmHg. Halla el nuevo volumen de aire si la presión de vapor del agua a 20 grados celsius es 17,5 mmHg.

Ejercicio 16. Un tanque con gas alumbrado, cerrado con agua, a 40 grados celsius y 1 atm. de presión, tiene 200 metros cúbicos de gas. La temperatura disminuye a 20 grados celsius y la presión aumenta hasta 800 mmHg. Halla el volumen de gas húmedo en estas condiciones. Dato: presión de vapor del agua a 40 grados y 20 grados, 55,3 mmHg y 17,5 mmHg.

Ejercicio 17. La presión que se ejerce sobre 25 L de un gas aumenta desde 15 atm. a 85 atm. Calcular el nuevo volumen.

Ejercicio 18. La composición del aire terrestre es de 21 % oxígeno, 78,06 % nitrógeno, 0,94 % argón. Calcula la presión parcial de cada gas a 1 atm (760 mmHg).

Ejercicio 19. Una vasija abierta, con 10 grados celsius, se calienta a presión constante hasta 400 grados celsius. Calcular la fracción de peso o masa del aire inicialmente contenido en la vasija que es expulsado.

Ejercicio 20. El aire de un neumático se halla a presión de 30 libras por pulgada cuadrada, siendo la temperatura de 20 grados celsius. Suponiendo que no existe variación de volumen del neumático, halla la presión si la temperatura aumenta a 104 grados fahrenheit. Calcula dicho valor en las mismas unidades inglesas y en kilogramos por metro cuadrado.

Ejercicio 21. Calcula cuántos globos esféricos de goma, de 6 L de capacidad, pueden llenarse en condiciones normales con el hidrógeno procedente de un reactor que tiene 250 L a 68 grados fahrenheit y 5 atm. de presión.

Ejercicio 22. Se recogen 285 c.c. de nitrógeno sobre mercurio a -10 grados celsius y presión de 778 mmHg. Calcular el volumen que obtendremos al recogerlo sobre agua a 40 grados celsius y 700 mmHg. La presión de vapor del agua a 40 grados celsius es de 55,3 mmHg.

Ejercicio 23. Una muestra de aire está saturada en un 50 % de vapor de agua a 30 grados celsius y se halla a una presión de 700 mmHg. Halla la presión parcial de vapor de agua si la presión del gas se reduce a 100 mmHg. La presión de vapor del agua a 30 grados celsius es de 31,8 mmHg.

Ejercicio 24. Una muestra de 500 L de aire seco a 25 grados celsius y 750 mm de presión se hace burbujear lentamente a través del agua a 25 grados celsius. Se recoge en un gaómetro cerrado con agua. La presión del gas es de 750 mmHg. Halla el volumen del gas húmedo. La presión de vapor del agua a 25 grados celsius vale 23,8 mmHg.

Ejercicio 25. En un edificio con acondicionamiento de aire, se absorben desde el exterior 1000 L de aire, a 11 grados celsius, 780 mmHg y humedad relativa de 20 %. Dicho aire pasa a través de aparatos adecuados, donde la temperatura aumenta hasta 20 grados celsius y la humedad hasta un 40 %. Halla el volumen ocupado por dicha masa de aire, si la presión en el edificio es de 765 mmHg. Las presiones de vapor del agua a 11 grados y 20 grados son 9,8 mmHg y 17,5 mmHg. (Solución: 1059 L)

Ejercicio 26. 10 L de aire, saturados de humedad a 50 grados y presión de 1 atm., se comprimen a temperatura constante de 5 atm. Calcular el volumen final que se obtiene (Sol.: 1,8 L).

Ejercicio 27. 1 L de aire saturado de benceno vapor está a 20 grados celsius. La presión vale 750 mmHg. En contacto con benceno, se expande hasta 3 L. La presión de vapor de benceno a 20 grados vale 74,7 mmHg. Hallar la presión final del aire saturado de benceno. (Sol.: 299,8 mmHg)

Ejercicio 28. 4,60 L de aire a 40 grados celsius y presión de 716,2 mmHg, saturado en un 70% de vapor de agua, se comprimen hasta 786 mmHg y temperatura de 30 grados celsius. Calcula el volumen final obtenido, siendo las presiones de vapor del agua a 40 y 30 grados, 55,3 y 31,9 mmHg. respectivamente.(sol.: 4 L)

Ejercicio 29. Aire saturado en un 60% de alcohol etílico a 40 grados celsius, y presión de 760 mmHg, se comprime dentro de un tanque de 100 L a 10 atm. y 30 grados celsius. Calcular el volumen de aire en las condiciones iniciales. Las presiones de vapor del alcohol etílico a 30 y 40 grados son respectivamente 78,8 y 135,3mmHg.(sol.: 1145 L)

4. Masas moleculares

Ejercicio 1. La densidad relativa del nitrógeno respecto del hidrógeno es 13,90. Halla el peso o masa molecular del nitrógeno.

Ejercicio 2. Un volumen de cloro tiene una masa 2,216 veces mayor que un volumen igual de oxígeno, medido en las mismas condiciones. Halla la masa molecular del cloro.

Ejercicio 3. El dióxido de carbono es 1,520 veces más pesado que el aire. La densidad del aire es 14,367. Halla el peso molecular del dióxido de carbono.(Nota: el peso molecular del aire es de 28,96)

Ejercicio 4. La densidad relativa del amoníaco respecto al aire es de 0,588, y la del aire respecto al oxígeno es de 0,9051. Calcula el peso molecular del amoníaco.

Ejercicio 5. Halla la masa molecular de una sustancia gaseosa si 455 c.c. de la misma en condiciones normales pesan 2,48 g.

Ejercicio 6. A 75° C y presión de 640 mmHg, 0,908 de una sustancia ocupan en estado gaseoso 530,8 cm³. Halla la masa molecular de la sustancia.

Ejercicio 7. Calcular el valor de la constante R de los gases ideales en ergios y en calorías por grado kelvin y mol gramo.

Ejercicio 8. Expresar el valor de una onza de volumen molecular, en pies cúbicos.

Ejercicio 9. En el sistema inglés, una B.T.U. (British Thermal Unit), es la cantidad de calor necesaria para elevar en un grado fahrenheit la temperatura de una libra de agua. Calcular la constante de los gases R en B.T.U. por grado rankine y mol libra. (Sol.: 1,987)

Ejercicio 10. 420 c.c. de cloro a 25° C y 700 mmHg pesan 1,123 g. Halla la masa molecular del cloro.

Ejercicio 11. A 23° C y 738mmHg la densidad del cloruro de hidrógeno es igual a 1,460g/L. Halla el peso molecular de esta sustancia.

Ejercicio 12. Un metro cúbico de aire saturado de humedad a 20° C se hace pasar por un tubo de cloruro de calcio seco, y el peso de éste aumenta en 17,26 g. Halla la presión de vapor del agua a esta temperatura. (Sol.: 17,5mmHg).

Ejercicio 13. Hallar el peso molecular del aire saturado de humedad a 25° C y presión de 770mmHg.

Ejercicio 14. Una mezcla de 1 g de dióxido de carbono y 4g de monóxido de carbono está contenida en un recipiente a 17° C y presión total de 0,1 atm. Hallar: a) El volumen de dicha mezcla; b) la presión parcial de cada gas.

Ejercicio 15. A temperatura de 15 ° C 1,000g de helio ocupa 6,138 L a presión de 1 atm. La misma cantidad de masa ocupa 3,080 L a 2 atm. Halla el peso molecular del helio con estos datos.

Ejercicio 16. En un matraz de 268 c.c., se introducen unos gramos de acetona. El matraz se calienta y se pone a temperatura de 100 grados celsius. Cuando todo el aire ha sido expulsado, y la acetona se ha vaporizado totalmente, se cierra el matraz. El peso de la acetona en el matraz es de 0,497 g. La presión es de 742 mmHg.

Hallar el peso molecular de la acetona.

Ejercicio 17. En un aparato adecuado se vaporizan 0,121 g de alcohol etílico, cuyo vapor desplaza un volumen igual de aire. El aire expulsado se recoge sobre agua a 17 grados celsius y 764 mmHg, siendo su volumen $62,9\text{cm}^3$. La presión de vapor del agua a esta temperatura es de 14,5 mmHg. Halla el peso molecular del alcohol etílico.

Ejercicio 18. Una mezcla de nitrógeno y oxígeno contiene un 40% de nitrógeno, y está a 270°C y 700 mmHg de presión. Calcular la presión parcial de cada gas y la densidad absoluta de la mezcla en estas condiciones de presión y temperatura.

Ejercicio 19. Aire a 20 grados celsius y 1 atm., con humedad del 80%, se comprime dentro de un tanque o reactor de 1000 L de capacidad a una presión de 6 atm. La temperatura se eleva a 25 grados celsius. La presión de vapor del agua a 20 grados es 17,5 mmHg, y a 25 grados es 23,8 mmHg. Aplicando la ley del gas ideal o perfecto, y despreciando el volumen de agua que se condensa en el tanque, calcula el peso molecular del agua condensada (Ojo, no sale igual al peso molecular del agua pura).

Ejercicio 20. A ciertas condiciones, la densidad de un gas es 1,64 g/L. A las mismas condiciones de presión y temperatura, 1 L de oxígeno pesa 1,45 g. Halla el peso molecular del gas.

Ejercicio 21. A una cierta temperatura, la densidad del etano a presión de 733,7 mmHg es igual a la densidad de aire a presión de 1 atm. Calcular el peso molecular del etano.

Ejercicio 22. Calcular el volumen de 2 g de oxígeno molecular a 20 grados celsius y 728 mmHg. de presión.

Ejercicio 23. Calcular el peso molecular del óxido nitroso, sabiendo que a 80 grados celsius y 1000 mmHg la densidad es de 2,00 g/L.

Ejercicio 24. La densidad de un gas a 25 grados celsius y 1,25 atm. de presión es 1,436 g/L. Halla la densidad en condiciones normales (c.n.).

Ejercicio 25. Calcular la temperatura a la que la presión de vapor del agua en mmHg es igual numéricamente al número de gramos de agua en un metro cúbico de cualquier gas saturado de humedad.

Ejercicio 26. 2,04 g de una sustancia pura se convierten en vapor a 55 grados celsius y 780 mmHg de presión. El volumen obtenido en estas condiciones es de 230 c.c. Calcular el peso molecular de dicha sustancia.

Ejercicio 27. Un recipiente de 3,470 L está lleno de acetileno C_2H_2 . La temperatura es de 21 grados celsius y la presión es de 723 mmHg. Halla la cantidad de acetileno contenida en este recipiente.

Ejercicio 28. Un matraz de 1 L contiene una mezcla de hidrógeno y óxido de carbono a 10 grados celsius y presión total de 786 mmHg. Calcular el peso del hidrógeno si el matraz contiene 0,1 g de óxido de carbono.

Ejercicio 29. Calcular la temperatura a la que 1 L de aire y presión de 690 mmHg, éste pesa un gramo.

Ejercicio 30. 250 c.c. de un gas se han recogido sobre acetona a -10°C y 770 mmHg. El gas pesa 1,34 g y la presión de vapor de la acetona a -10° es de 39 mmHg. Halla el peso molecular del gas.

Ejercicio 31. 0,350 g de una sustancia volátil se transforma en vapor en una Erlen-Meyer. El aire desplazado ocupa 65,8 c.c. medidos a 40°C y presión de 748 mmHg. Halla el peso molecular de la sustancia. La presión de vapor del agua a esta temperatura vale 55,3 mmHg.

Ejercicio 32. La composición ponderal del aire en la tierra es de 23,1% oxígeno, 75,6% nitrógeno y 1,3% argón. Calcular las presiones parciales de estos gases en un recipiente de 1 L de capacidad, que contiene 2 g de aire a -20°C .

Ejercicio 33. Si el aire es 21% oxígeno, 78% nitrógeno y 1% argón, calcular las presiones parciales de estos gases en un recipiente de 2 L de capacidad que contiene 3 g de aire a 18 grados celsius. Calcular, a partir de estos datos, el peso molecular medio del aire, que debe dar un resultado aproximado de 28,96. Determinar entonces la presión total y las presiones parciales usando la relación de Avogadro. (Sols.: oxígeno $P=197,2$ mmHg, nitrógeno $P=732,7$ mmHg, argón $P=9,4$ mmHg).

Ejercicio 34. En un recipiente de 2 L, se recogen 5 L de oxígeno a presión de 2 atm., y 10 L de nitrógeno a presión de 4 atm. Se dejan salir 25 L de la mezcla a 1 atm. Calcular: a) Presión final del recipiente, b) peso del oxígeno y nitrógeno contenidos al final. La temperatura permanece constante a 25 grados celsius en todo momento. (Sols.: a) 12,5 atm, b) O: 6,55 g, N: 22,92 g; ambos moleculares).

Ejercicio 35. 12 g de yodo sólido, de densidad 4,66 g/L, se colocan en un matraz de 1 L. El matraz se llena con nitrógeno a 20 grados celsius y 750 mmHg, cerrándose. Se calienta ahora a 200 grados celsius, temperatura de vaporización del yodo. Halla la presión final. (Sol.: 3,42 atm)

Ejercicio 36. El volumen de una mezcla de aire saturado de humedad a 50 grados celsius es de 4 L, y la presión es de 5 atm. Calcular: a) La presión total final cuando la masa de aire se expansiona hasta 20 L, a temperatura constante, b) los gramos de agua que se evaporan para mantener el aire saturado de humedad. La presión de vapor del agua a esta temperatura es de 92,5 mmHg. (sols.: 834,1 mmHg, 1,32 g).

Ejercicio 37. 100 L de aire a 20 grados celsius y 1 atm se hacen burbujear con un éter. El aire saturado sale a 20 grados celsius y presión de 1 atm. Calcular: a) los gramos de éter evaporados, b) el volumen final de la mezcla, c) Si la mezcla se comprime isotérmicamente a 10 atm, la cantidad de éter que se recupera al estado líquido. La presión de vapor del éter a 20 grados es 422 mmHg. Suponer despreciable el volumen de éter líquido formado. (S.: 385,1 g, 224,9L, 367,0g)

Ejercicio 38. A 0 grados celsius, la densidad del cloruro de metilo a una presión de 0,5 atm. es 1,1401 g/L. A presión de 0,25 atm., es 0,5666 g/L. A partir de estos datos, calcular el peso molecular exacto del cloruro de metilo.

Ejercicio 39. A 0 grados celsius, 273,16 K, la densidad del oxígeno es de 1,42898 g/L si la presión es de 1 atm. A 0,5 atm, es de 0,71415 g/L. Calcular la constante R de los gases y el volumen molar gramo, expresando el resultado con 5 decimales (4 c.s. o 5 c.s.).

5. Fórmulas moleculares y composiciones moleculares

Ejercicio 1. Un compuesto tiene 74,87% de C y 25,13% de H. La sustancia es un compuesto gaseoso de peso molecular 16 u. Halla la fórmula molecular del compuesto.

Ejercicio 2. Un óxido de hierro posee 69,94% de Fe y 30,06% de O. Halla la fórmula molecular.

Ejercicio 3. Se quema 2,371 de C y se forman 8,688 g de un óxido gaseoso de este elemento. En c.n., la masa es 1,9768. Halla la fórmula molecular.

Ejercicio 4. Halla la composición centesimal del agua y del amoníaco.

Ejercicio 5. Una sustancia orgánica está formada por C, H, y O. Se calienta con óxido de cobre (II), y el carbono oxida a dióxido de carbono y el hidrógeno a agua. A partir de 1,000 g de sustancia se forman 0,97776 g de dióxido de carbono y 0,2001 g de agua. El peso molecular del compuesto es de 90. Halla la fórmula molecular de la sustancia.

Ejercicio 6. En la combustión de 0,785 g de una sustancia orgánica de C, H, y O, se forman 1,50 g de dióxido de carbono, y 0,921 g de agua. Para determinar su peso molecular, se vaporizan 0,206 g de sustancia en un aparato preparado, desalojando 108 cm³ de aire medidos sobre agua a 14 grados celsius y 756 mmHg. La presión de vapor de agua a esta temperatura es de 12 mmHg. Halla la fórmula molecular de esta sustancia.

Ejercicio 7. 0,248 g de hidrato de cloral, sustancia orgánica usada como hipnótico, dan por oxidación 0,0405 g de agua y la cantidad de dióxido de carbono precisa para formar 0,592 g de carbonato bórico. Mediante ácido nítrico y nitrato de plata 0,314 g de sustancia dan lugar a 0,816 g de cloruro de plata, AgCl. Hallar la fórmula empírica del hidrato de cloral.

Ejercicio 8. Se investiga un ácido orgánico monoprótico, y 1,370 dan por oxidación 2,010g de dióxido de carbono y 0,821 g de agua. Al calcinar 2,158 g de sus sal de plata, se obtiene un residuo de 1,395 g de plata. Hallar la fórmula de este ácido y establecer su constitución.

Ejercicio 9. Hallar la composición centesimal del clorato de potasio y del nitrato de plata.

Ejercicio 10. Calcular el tanto por ciento de agua de cristalización existente en el sulfato de cobre (II) pentahidratado. $CuSO_4 \cdot H_2O$.

Ejercicio 11. Halla la composición centesimal del cromato de potasio.

Ejercicio 12. Para que precipite 1,000 g de plata, se han necesitado 0,542 g de cloruro de sodio y se forman 1,329 g de cloruro de plata. Halla las fórmulas moleculares de los dos cloruros a partir de estos datos.

Ejercicio 13. 3,075 g de bromuro de plata contienen 1,767 g de plata, halla la fórmula del bromuro de plata.

Ejercicio 14. Al calentar 2,0784 de perclorato de potasio, se desprende oxígeno molecular, y se miden 672 c.c. de éste en c.n. El residuo es KCl. Averiguar la fórmula del perclorato.

Ejercicio 15. En la combustión de 1,482 g de un hidrocarburo se forman 1,026 g de agua y 11,400 g de carbonato de calcio al absorber dióxido de carbono en disolución de hidróxido de calcio. A 100 grados celsius, con presión de 748 mmHg, un matraz de 246,3 c.c. de capacidad contiene 0,620 de sustancia en estado vapor. Hallar la fórmula molecular del hidrocarburo.

Ejercicio 16. 1,036 g de una sustancia orgánica no saturada (con un doble enlace) dan por combustión 2,116 g de dióxido de carbono, y 1,083 g de agua. A partir de 0,416 g de sustancia se obtienen 118,2 c.c. de nitrógeno medidos secos a 22 grados celsius y 751 mmHg. Si 0,1366 g del compuesto fijan 66,2 c.c. de agua de bromo que contiene 3,83 g de bromo por litro, halla la fórmula molecular del compuesto. (Sol: $C_4H_{10}N_2$)

Ejercicio 17. Halla la composición centesimal de los siguientes compuestos:

a) KBr , b) $(NH_4)_2SO_4$, c) $Ca_3(PO_4)_2$, d) $KMnO_4$

Ejercicio 18. Hallar el tanto por ciento de cobre en los siguientes compuestos:

a) Cu_2O , b) $CuCl$, c) CuS , d) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

Ejercicio 19. Al analizar una sal de níquel, se encuentra que en 2,841 g hay 1,507 g de metal. La sal podría ser $NiCl_2$, $NiBr_2$, $Ni(CN)_2$ o $NiSO_4$. Adivina la sal de forma razonada.

Ejercicio 20. Calcular el tanto por ciento de agua de cristalización en los siguientes compuestos:

a) $CaCl_2 \cdot 6H_2O$
b) $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
c) $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
d) $(COOH)_2 \cdot 2H_2O$

Ejercicio 21. Un óxido de manganeso contiene 63,19% de este metal. Halla su fórmula molecular.

Ejercicio 22. A partir de de 6,827 g de un óxido de hierro se obtienen 24,60 g de sulfato ferroso hidratado, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. Calcular la fórmula empírica de este óxido y explicar la anomalía acerca de la valencia fraccionaria aparente del hierro en este compuesto.(sol. Fe_3O_4)

Ejercicio 23. Al calentar 9,476 g de bórax, un hidrato del tetraborato de sodio $Na_2B_4O_7$, se eliminan 4,475 g de agua. Hallar la fórmula del bórax. (Sol: $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$).

Ejercicio 24. Se calientan 1,256 g de un cloruro de platino y queda un residuo de 0,7275 g de platino. Hallar la fórmula del cloruro de platino.

Ejercicio 25. El cloruro de cobre (II) se combina con amoníaco para formar amoniacato, compuesto de adición de una sal con el amoníaco similar a un hidrato. 3,617 g de cloruro de cobre (II) se combinan con 2,748 g de amoníaco. Hallar la fórmula molecular del amoniacato. (sol. $CuCl_2 \cdot 6NH_3$)

Ejercicio 26. Un Coruro de mercurio sólido contiene 84,97% de mercurio. El compuesto se sublima y en estado vapor, su densidad con respecto al aire es igual a 16,4. Hallar la fórmula molecular del cloruro de mercurio. (Sol.: Hg_2Cl_2).

Ejercicio 27. El sulfito de sodio Na_2SO_3 , se combina con el azufre para formar tiosulfato de sodio. Hallar la fórmula del tiosulfato de sodio sabiendo que si se oxida a sulfato y se precipita al estado de sulfato de bario, 0,318 g de tiosulfato de sodio dan lugar a 0,939 g de sulfato de bario.

Ejercicio 28. El fluoruro de torio hidratado contiene 18,66% de agua de cristalización. A partir de 0,866 g de fluoruro anhidro se botienen 0,445 g de fluoruro de calcio, CaF_2 . Hallar la fórmula del fluoruro de torio hidratado. (Sol.: $ThF_4 \cdot 4H_2O$)

Ejercicio 29. Se calientan 6,192 g de cloruro de bario hidratado y se obtienen 5,280 g de cloruro anhidro. Mediante nitrato de plata, 0,663 g de la sal hidratada da lugar a 0,778 g de cloruro de plata. Averiguar la fórmula empírica del cloruro de bario hidratado Sol. : $BaCl_2 \cdot 2H_2O$.

Ejercicio 30. Al hidrolizar una cierta cantidad de sulfuro de aluminio, se forman 2,252 g de hidróxido de aluminio $Al(OH)_3$. Se desprenden 1,058 L de gas sulfano H_2S , medidos secos a 20 grados celsius y 752 mmHg. Halla la fórmula empírica del sulfuro de aluminio.

Ejercicio 31. Se reduce una cierta cantidad de un óxido metálico en corriente de hidrógeno, y se botienen 0,2751 g de agua. El residuo metálico se disuelve en un ácido y se precipita con gas sulfhídrico. Se forman 2,618 g de sulfuro. El calor específico del metal es aproximadamente 0,03. Identificar el metal en la tabla de pesos atómicos y hallar las fórmulas del óxido y sulfuro si el peso equivalente del metal en óxido y sulfuro es el mismo.

Ejercicio 32. Al quemar 0,739 g de tolueno se forman 2,471 g de dióxido de carbono y 0,578 gramos de agua. A 100 grados celsius y 722 mmHg, un matraz de 325,6 c.c. de capacidad contiene 0,932 g de sustancia en estado vapor. Hallar la fórmula molecular del tolueno.

Ejercicio 33. Se queman en un tubo de combustión 0,580 g de un compuesto de C, H, y O. Se obtienen 1,274 g de dióxido de carbono, y 0,696 g de agua. Al volatilizar 0,705 del compuesto, se desplazan 295 c.c. de aire medidos a 28 grados celsius y 767 mmHg sobre agua. La presión de vapor del agua a esta temperatura es 28,3 mmHg. A partir de estos datos averiguar la fórmula molecular de este compuesto.

Ejercicio 34. Al oxidar 1,306 g de un ácido orgánico diprótico se forman 1,714 g de dióxido de carbono, y 0,526 gramos de agua. Obtenida la sal de plata de este ácido, 5,217 g de la misma dejan por calcinación 3,236 g de plata. Hallar la fórmula de este ácido.

Ejercicio 35. Se investiga la fórmula molecular de la urea. Al oxidar 1,515 g de sustancia, se forman 1,110 g de CO_2 , y 0,909 g de agua. Al liberar el nitrógeno contenido, 0,2536 g de urea dan lugar a 102,6 cm^3 de nitrógeno medidos sobre agua a 17 grados celsius y 758 mmHg. Para la determinación del peso molecular, 0,169 g de sustancia, desalojan en un aparato 68 c.c. de aire medidos en mismas condiciones de T y P. A partir de estos datos, calcular la fórmula molecular de la urea. La presión de vapor del agua a 17 grados es de 14,5 mmHg. Sol $CO(NH_2)_2$

Ejercicio 36. Se analiza una sustancia orgánica que contiene nitrógeno y azufre. Al quemar 1,186 g de la misma se forman 1,992 g de dióxido de carbono y 0,476 g de agua. Oxidando el azufre combinado a ácido sulfúrico y precipitando con una sal bárica, 0,635 g de sustancia dan lugar a 0,943 g de sulfato de bario. Por tratamiento con ácido sulfúrico concentrado, el nitrógeno pasa a amoníaco: 3,832 g del compuesto dan lugar a 0,415 g de amoníaco. El peso molecular de la sustancia es 159 u. Hallar la fórmula molecular de la sustancia. Sol : $C_6H_7O_2SN$

6. Ecuaciones químicas. Método de igualación y de ión-electrón

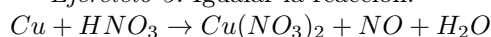
El método REDOX de igualación del número de valencia es el más rápido y eficiente en general. El método del ión-electrón se explica en apuntes y libros. Brevemente, se describe aquí los pasos del método de igualación del número de valencia:

1. Se determina el estado de oxidación o valencia del oxidante y reductor. Cambian su valor en la reacción REDOX.
2. Se supone que el cambio tiene lugar por transferencia o intercambio de electrones. El átomo del oxidante disminuye su número de oxidación o valencia, se reduce y gana electrones. El reductor aumenta su valencia se oxida y pierde electrones.
3. Los coeficientes del oxidante y reductor se establecen de forma que el número total de electrones ganados y perdidos sea el mismo por balance.
4. Los coeficientes de las demás sustancias se autoajustan después casi automáticamente.

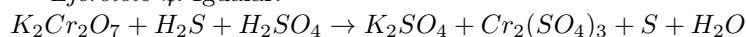
Ejercicio 1. $ZnS + O_2 \rightarrow ZnO + SO_2$. Igualar y ajustar esta reacción.

Ejercicio 2. Igualar y ajustar: $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$

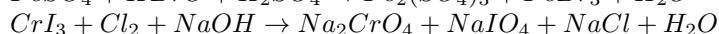
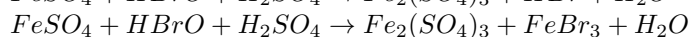
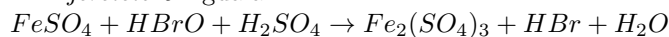
Ejercicio 3. Igualar la reacción:



Ejercicio 4. Igualar:



Ejercicio 5. Igualar:



Ejercicio 6 El HCl se oxida a cloro molecular libre por acción de permanganato de potasio, y el manganoso se reduce a $Mn(2+)$. Escribir y ajustar la reacción.

Ejercicio 7. En medio alcalino o básico OH^- , el clorato de potasio $KClO_3$ oxida al ión $Cr(3+)$ para dar ión cromato ($2-$). El ión clorato se reduce a cloruro. Escribir la ecuación iónica y ajustarla.

Ejercicio 8. El peróxido de hidrógeno H_2O_2 puede actuar como oxidante y reductor (anfoterismo). En el primer caso, se reduce a agua y en el segundo caso, se oxida a dióxígeno.

a) En medio fuertemente alcalino, el hidróxido de cromo (III) es insoluble y se disuelve formando cromito CrO_2^- , que el peróxido de hidrógeno oxida a ion cromato CrO_4^{2-} . b) En medio ácido, el permanganato de potasio oxida al peróxido de hidrógeno. Escribir y ajustar las dos reacciones, a) y b), en forma iónica global.

Ejercicio 9. Por acción del dicromato de potasio, $K_2Cr_2O_7$, en medio ácido, el sulfito de sodio se oxida a sulfato de sodio. El ion dicromato $Cr_2O_7^{2-}$ se reduce a Cr^{3+} . Escribir la ecuación iónica global correspondiente ajustada.

Ejercicio 10. Para obtener el yodo, se trata yodato de sodio $NaIO_3$ con una mezcla de sulfito de sodio Na_2SO_3 y $NaHSO_4$, hidrogenosulfato de sodio. Escribir la ecuación iónica igualada correspondiente a este proceso y la molecular total global.

Ejercicio 11. En la tostación de la pirita FeS_2 se forma óxido de hierro (III) y se desprende dióxido de azufre. Escribir la reacción y ajustarla por igualación.

Ejercicio 12. Al calentar hipoclorito de potasio, se transforma en cloruro y en clorato de potasio. Escribir y ajustar la reacción.

Ejercicio 13. Por acción de clorato de potasio, en presencia de potasa cáustica KOH , el cloruro de cobalto (II) pasa a óxido de cobalto (III). Escribir la reacción correspondiente e igualarla por el método del número de oxidación.

Ejercicio 14. Por acción de potasa cáustica KOH sobre fósforo P_4 , se forma dihidrógenofosfito de potasio KH_2PO_2 y fosfano PH_3 . Escribir e igualar por el método del número de oxidación.

Ejercicio 15. Ajustar por el método de igualación las reacciones correspondientes a la reacción del cinc, del aluminio y del silicio con la sosa cáustica $NaOH$, en las que se obtiene hidrógeno y silicato, aluminato y silicato de sodio respectivamente.

Ejercicio 16. El ácido nítrico concentrado oxida el yodo a ácido yódico HIO_3 , y se reduce a dióxido de nitrógeno NO_2 . Escribir e igualar la reacción.

Ejercicio 17. Escribir e igualar por número de oxidación la obtención de yodo a partir de yoduro de potasio y permanganato de potasio, en medio de ácido sulfúrico.

Ejercicio 18. El ácido nítrico muy diluido al actuar sobre cinc o sobre hierro forma nitrato de cinc o nitrato de hierro (III), y se reduce a azano, que con el ácido forma nitrato de amonio. Escribir las reacciones correspondientes a los 2 procesos y ajustarlas.

Ejercicio 19. El alcohol etílico o etanol, se oxida a acetaldehído CH_3CHO mediante dicromato de potasio en medio de ácido sulfúrico. Escribir y ajustar la reacción correspondiente.

Ejercicio 20. En presencia del ácido sulfúrico el permanganato de potasio oxida el ácido oxálico $H_2C_2O_4$ a dióxido de carbono. Escribir y ajustar la ecuación química.

Ejercicio 21. Igualar la formación de bromo molecular a partir de bromuro mediante dicromato de potasio en medio ácido.

Ejercicio 22. Igualar por ion-electrón o igualación la oxidación de un nitrito a nitrato, mediante permanganato de potasio en medio ácido. Escribir la ecuación molecular global suponiendo se oxida el nitrito de potasio en exceso de ácido sulfúrico.

Ejercicio 23. En medio fuertemente ácido el bismutato de potasio $KBiO_3$ oxida una sal manganesa (Mn^{2+}) a permanganato. El bismutato se reduce a bismuto (III) Bi^{3+} . Escribir e igualar la reacción y la molecular suponiendo se oxida nitrato de manganeso (II) en ácido nítrico.

Ejercicio 24. El tiosulfato de sodio es oxidado por el yodo a tetratiónato de sodio $Na_2S_4O_6$, mientras que el yodo se reduce a yoduro. Escribir e igualar la reacción correspondiente.

Ejercicio 25. En medio casi neutro y presencia de bicarbonato HCO_3^- , el yodo oxida el arsenito a arseniato, mientras que en medio fuertemente ácido éste se reduce a arsenito mediante el ácido yodhídrico. Escribir e igualar ambos procesos.

Ejercicio 26. En medio ácido, el persulfato de potasio $H_2S_2O_8$ oxida el ion Cr^{3+} a cromato, y el ion Mn^{2+} a permanganato. Escribir e igualar las reacciones por ion-electrón la oxidación del sulfato de cromo (III) y del sulfato de manganeso (II) mediante el persulfato de potasio, en exceso de ácido sulfúrico. A partir de ellas, obtener las ecuaciones moleculares correspondientes.

Ejercicio 27. En medio ácido y en presencia de reductores fuertes, los nitritos actúan como oxidantes y se reducen a óxido de nitrógeno (II). Escribir las ecuaciones iónicas de oxidación de los ácidos yodhídrico y sulfhídrico por el nitrito de potasio en ácido clorhídrico. A partir de ellas, obtener las ecuaciones moleculares correspondientes.

Ejercicio 28. El sulfato de cerio (IV), en medio ácido es un oxidante energético que al actuar se reduce a sulfato de cerio (III). Escribir e igualar las reacciones correspondientes a oxidación de peróxido de hidrógeno y ácido oxálico mediante sulfato de cerio, y a partir de las mismas, obtener las ecuaciones moleculares correspondientes.

Ejercicio 29. Hallar la masa de oxígeno que puede obtenerse al calentar 75 gramos de óxido de mercurio HgO .

Ejercicio 30. Calcular la cantidad de clorato de potasio, $KClO_3$, que se necesita para obtener 1 kg de oxígeno.

Ejercicio 31. Determinar la cantidad de nitrato de cobre (II), $Cu(NO_3)_2$, que podemos obtener al tratar 25 gramos de cobre por un exceso de ácido nítrico.

Ejercicio 32. En la síntesis de H_2SO_4 por método de contacto, el azufre constituyente de la piritita se transforma en ácido sulfúrico. Suponiendo reacción total, calcular la cantidad de ácido que puede obtenerse a partir de 5 toneladas de piritita FeS_2 .

Ejercicio 33. Un mineral argentífero que contiene un 12,46 % de $AgCl$ se extra de este metal con un rendimiento del 90,4 %. La plata obtenida se transforma en una aleación de plata cuya ley es de 916 milésimas (916 de plata por cada 1000 de aleación). Calcular la cantidad de aleación que podrá obtenerse a partir de 2750 kg de mineral.

Ejercicio 34. En el análisis de una muestra de sal $NaCl$, se pesan 3,4280 g de sal, que se disuelven en agua, completándose el volumen hasta 100 c.c. Luego, 25 c.c. de esta disolución se acidulan con ácido nítrico y se precipita con nitrato de plata. El cloruro de plata insoluble formado se separa por filtración, se lava, se seca y se pesa. Se obtienen 2,0640 g de $AgCl$. Calcular la pureza en cloruro de sodio de esta muestra de sal común. Sol.: 98,23 %.

Ejercicio 35. Una blenda, se analiza y todo el azufre se encuentra combinado en ZnS , se tratan 0,9364 g de mineral por ácido nítrico concentrado. En el proceso, todo el azufre pasa al estado de H_2SO_4 , el cual precipita a sulfato de bario $BaSO_4$. El precipitado se filtra, se lava, se seca y se pesa. Se obtiene 1,8780 g de sulfato de bario. Hallar el tanto por ciento de ZnS en la muestra de la blenda analizada. Sol.: 83,7 %

Ejercicio 36. 1000 g de una mezcla de carbonato de sodio y carbonato de potasio se tratan con un ligero exceso de ácido clorhídrico diluido. La disolución resultante se evapora, se lleva a sequedad y se pesa. El residuo obtenido, mezcla de cloruro de sodio y cloruro de potasio pesa 1,091. Calcular la composición de la mezcla original. Sol.: 1,079 g KCl, 1,103 g NaCl.

Ejercicio 37. Calcular la cantidad de óxido cúprico, CuO , que podrá reducirse por el hidrógeno que se desprende al atacar 100 g de aluminio por un exceso de ácido sulfúrico. Sol.: 442,4 g.

Ejercicio 38. Por nitración del benceno, C_6H_6 , con la mezcla sulfúrica se obtiene nitrobenceno, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$, el cual se reduce por hidrógeno a anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$. Calcular la cantidad de anilina que se ha obtenido a partir de 100 kg de benceno si el rendimiento en la obtención de nitrobenceno ha sido del 83,4 %, y en la reducción de éste a anilina del 96,7 %. Sol.: 96,12 kg de anilina.

Ejercicio 39. Una moneda de plata, cuyo peso es de 4,836 g, se disuelve en HNO_3 y el líquido obtenido se completa a 100 c.c. Luego, 20 c.c. de esta disolución se precipita con nitrato de plata y el precipitado de AgCl se filtra, lava, seca y pesa. Se obtienen 1,100 g de AgCl . En el líquido filtrado se determina el cobre al estado de CuO , y la masa de éste resulta ser 0,172 g. Calcular el % en masa de plata y cobre de la moneda de plata analizada.

Ejercicio 40. En 1,508 g de una mezcla de nitrato de calcio y nitrato de bario, en estado puro, se transforma en sulfatos mediante ácido sulfúrico. Evaporando el líquido a sequedad, la mezcla de sulfatos pesa 1,314 gramos. Calcular la composición de la mezcla de nitratos. Sol.: nitrato de calcio 34,35 %, nitrato de bario 65,65 %.

Ejercicio 41. Calcular el volumen de hidrógeno en c.n., que puede obtenerse a partir de la reacción de 500 g de Zinc con ácido sulfúrico diluido. Sol.: 171,3L.

Ejercicio 42. Hallar el volumen de cloro medido a 20 grados celsius y 746 mmHg, que podremos obtener al hacer reaccionar 50 g de permanganato de potasio KMnO_4 , con un exceso de ácido clorhídrico en exceso. Sol.: 19,37L.

Ejercicio 43. Calcular la cantidad de caliza cuya riqueza en carbonato de calcio es de 85,3 %, que se necesita para obtener con exceso de HCl 10 L de dióxido de carbono a 18°C y 752 mmHg. Sol.: 48,47 % de caliza.

Ejercicio 44. Por acción del agua sobre el carburo de aluminio Al_4C_3 , se obtiene metano CH_4 . Calcular el volumen de este gas, medido en agua a 16 grados centígrados y 736 mmHg, si hay una pérdida de 1,9 %, a partir de 3,2 g de un carburo de aluminio del 91,3 % de riqueza. Dato: la presión de vapor del agua a 16 grados es de 13,6 mmHg. Sol.: 1,491L de metano.

Ejercicio 45. Calcular la cantidad de sulfuro ferroso FeO de 90,6 % en masa, que se necesita para obtener, mediante ácido sulfúrico diluido, 2 L de sulfuro de hidrógeno a 23 grados centígrados y 765 mmHg. Sol.: 8,05 g.

Ejercicio 46. Por acción de un exceso de sosa NaOH sobre 10,256 g de una muestra de sulfato de amonio se desprenden 3,62 L de amoníaco medidos a 18 grados celsius y 745 mmHg. Hallar la pureza del sulfato de amonio analizado. Sol.: 95,8 %.

Ejercicio 47. Calcular el volumen de oxígeno necesario para quemar 12 L de H_2 . Los volúmenes de ambos gases están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Ejercicio 48. Calcular el volumen de oxígeno necesario para quemar 3 L de acetileno o etino, y hallar el volumen de dióxido de carbono que se forma en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Ejercicio 49. Se hace arder 2 L de propano, C_3H_8 , medidos a 12 grados celsius y 740 mmHg. Calcular el volumen de oxígeno necesario para su combustión a 23 grados celsius y 750 mmHg.

Ejercicio 50. Hallar el volumen de aire necesario para quemar 20 c.c. de etileno o eteno, medido sobre agua, y calcular la composición de la mezcla gaseosa resultante. Suponer que el dióxido de carbono formado no se disuelve en el agua.

Ejercicio 51. En un tubo graduado dispuesto al efecto (eudiómetro) se tienen 100 c.c. de una mezcla de hidrógeno y oxígeno medidos sobre el agua a las condiciones de P y T existentes. Se hace estallar la mezcla al volver los gases a las condiciones primitivas quedan 10 c.c. de oxígeno. Hallar la composición de la mezcla gaseosa

analizada. Sol.: 60 % H_2 y 40 % O_2 .

Ejercicio 52. En un eudiómetro se introducen 20 c.c. de hidrocarburo gaseoso desconocido, C_xH_y , y 50 c.c. de oxígeno. Tras la combustión y condensación se vuelve a condiciones primitivas y queda un residuo gaseoso de 30 c.c., que al tratarse con sosa cáustica se reduce a 10 c.c. A partir de estos datos, determinar la fórmula del hidrocarburo. Sol.: metano.

Ejercicio 53. En un eudiómetro se introduce una mezcla de etano y acetileno con volume de 30 c.c., y 120 c.c. de oxígeno. Se hace estallar la mezcla mediante una chispa eléctrica. Se condensa el vapor de agua y los gases vuelven a la situación primitiva, quedando un residuo de 81 c.c., formado por dióxido de carbono y oxígeno agregado en exceso. Calcular la composición de la mezcla.

Ejercicio 54. Se llevan a un eudiómetro 50 c.c. de una mezcla de hidrógeno, metano y acetileno, y después 75 c.c. de oxígeno. Después de la combustión queda un volumen gaseoso de 44 c.c., el cual, se hace pasar a una disolución de potasa cáustica y se reduce a 16 c.c. de oxígeno. Calcular la composición de la mezcla. Sol.: 60 % H_2 , 24 % CH_4 y 16 % C_2H_2 .

Ejercicio 55. Por oxidación catalítica del amoníaco se forma vapor de agua y óxido nítrico (óxido de nitrógeno (II)). Calcular el volumen de aire necesario para la oxidación de 100 L de amoníaco.

Ejercicio 56. Calcular el volumen de oxígeno, medido a 17 grados celsius y 752 mmHg, que se necesitan para oxidar 50 L de sulfuro de hidrógeno medidos a 23 grados y 776 mmHg.

Ejercicio 57. Al hacer saltar chispas eléctricas en el seno de 1 L de oxígeno, el volumen se reduce a 976 c.c. al medirlo en las mismas condiciones de P y T. Hallar el tanto por ciento de oxígeno que se ha transformado en ozono.

Ejercicio 58. Se introducen en un eudiómetro 60 c.c. de aire y 40 c.c. de hidrógeno. Después de la combustión mediante la chispa eléctrica y condensarse el vapor de agua previamente formado, queda un residuo gaseoso de 62,2 c.c. formado por hidrógeno y nitrógeno. Calcular la composición volumétrica del aire y la de la mezcla gaseosa que resulta.