

**TEMA I: REACCIONES Y ESTEQUIOMETRIA**

- De un recipiente que contiene 32 g de metano, se extraen $9 \cdot 10^{23}$ moléculas. Calcule:
 - Los moles de metano que quedan.
 - Las moléculas de metano que quedan.
 - Los gramos de metano que quedan.Masas atómicas: H = 1; C = 12.
- Se toman 5,1 g de H_2S . Calcule:
 - El nº de moles presentes y el volumen que ocupan en condiciones normales
 - El nº de moléculas de H_2S presentes.
 - El nº de átomos de hidrógeno.Masas atómicas: H = 1; S = 32.
- Un litro de SO_2 se encuentra en condiciones normales. Calcule:
 - El nº de moles que contiene.
 - El nº de moléculas de SO_2 presentes.
 - La masa de una molécula de dióxido de azufre.Masas atómicas: O = 16; S = 32
- Diga si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones, justificando las respuestas:
 - Un mol de cualquier compuesto químico ocupa, en condiciones normales, un volumen de 22,4 litros.
 - El Número de Avogadro indica el número de moléculas que hay en un mol de cualquier compuesto químico.
- Con relación a los compuestos benceno (C_6H_6) y acetileno (C_2H_2). ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas? Razone las respuestas.
 - Las dos tienen la misma fórmula empírica.
 - Las dos tienen la misma fórmula molecular.
 - Las dos tienen la misma composición centesimal.
- En el laboratorio se dispone de ácido clorhídrico concentrado, cuya densidad es de 1,2 g/ml y 36% de riqueza en peso.
 - Calcule el volumen necesario que hay que tomar del ácido para preparar 500 ml de disolución de ácido clorhídrico 0,1 M.
 - Indique el procedimiento que seguiría para preparar la disolución y el material necesario para ello.
- Calcule la cantidad de sulfato de sodio del 80% de riqueza en peso, necesaria para preparar 500 ml de una disolución 0,1 M en ión sodio (Na^+).
 - Qué cantidad habría que pesar si el sulfato de sodio estuviera decahidratado y tuviera un 60% de riqueza en peso?Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32.



8. En el proceso de formación de agua a partir de sus elementos:
- Calcule la masa de agua, en gramos que se forman a partir de 20 g de hidrógeno y 60 g de oxígeno.
 - ¿Qué reactivo se encuentra en exceso y en qué cantidad?
 - Si el agua formada se encuentra a 120°C y 1 atm de presión, calcule el volumen que ocupa.
Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masas atómicas: $H = 1$; $O = 16$
9. Al añadir ácido clorhídrico al carbonato cálcico se forma cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua.
- ¿Cuántos kg de carbonato cálcico reaccionarán con 20 litros de ácido clorhídrico 3 M?
 - ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono obtenido a 20°C y 1 atm de presión?
Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masas atómicas: $C = 12$; $O = 16$; $Cl = 35,5$; $Ca = 40$.
10. Cuando se añade agua a 100 g de carburo de calcio se forma gas acetileno (etino), según la reacción:
- $$\text{CaC}_2 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{ac}) + \text{C}_2\text{H}_2 (\text{g})$$
- Calcule los gramos de acetileno que se obtendrán
 - Si se quema el gas acetileno obtenido, calcular los litros de dióxido de carbono que se formarán medidos en condiciones normales.
Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masas atómicas: $H = 1$; $C = 12$; $O = 16$; $Ca = 40$.
11. Cuando se calienta clorato de potasio (KClO_3) se descompone en cloruro de potasio y oxígeno.
- Calcule la cantidad de clorato de potasio del 80% de riqueza en peso, que será necesario para producir 1 kg de cloruro de potasio.
 - ¿Cuántos moles de oxígeno se producirán y qué volumen ocuparán en condiciones normales?
Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masas atómicas: $O = 16$; $Cl = 35,5$; $K = 39$.
12. Se desea preparar 1 litro de una disolución de ácido nítrico 0,2 M a partir de un ácido nítrico comercial de densidad $1,50 \text{ g/cm}^3$ y 33,6% de pureza en peso.
- ¿Qué volumen deberemos tomar de la disolución comercial?
 - Explique el procedimiento que seguiría para su preparación y nombre el material necesario para ello.
Masas atómicas: $H = 1$; $N = 14$; $O = 16$.
13. Sabiendo que la masa molecular de hidrógeno es 2 y la del oxígeno 32, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:
- ¿Qué ocupará más volumen, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura?
 - ¿Qué tendrá más masa, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno?
 - ¿Dónde habrá más moléculas, en un mol de hidrógeno o en un mol de oxígeno?
14. En la reacción del carbonato de calcio con ácido clorhídrico se producen dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua.
- Calcule la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato de calcio es del 92%, que se necesita para obtener 2,50 kg de cloruro cálcico.
 - Qué volumen ocupará el dióxido de carbono medido a 25°C y a una presión de 770 mm de mercurio.
Datos: Masas atómicas: $H = 1$; $C = 12$; $Cl = 35,5$; $Ca = 40$; $R = 0,082 \text{ atm l/k mol}$.



15. Se dispone de un recipiente cerrado con hidrógeno gaseoso en condiciones normales de presión y temperatura. Si se mantiene la temperatura constante y se aumenta el volumen del recipiente hasta el doble, conteste razonadamente:
- ¿Ha variado la masa de gas?
 - ¿Ha variado el número de moléculas?
 - ¿Ha variado la densidad del gas?
16. Tenemos en un recipiente 27 g de agua.
- Calcule la cantidad de moles de agua.
 - Calcule el número de moléculas de agua.
 - Calcule el número de átomos de oxígeno e hidrógeno.
- Masas atómicas: H = 1; O = 16.
17. Se desean preparar 100 ml de una disolución 2 M de ácido sulfúrico partiendo de otro ácido sulfúrico de densidad $1,68 \text{ g/cm}^3$ y riqueza del 65% en peso.
- Calcule el volumen de ácido concentrado necesario.
 - Describa el procedimiento a seguir y el material de laboratorio que deberá usar para preparar la disolución final.
- Datos: Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16.
18. Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de ácido clorhídrico 6 M. Cuando termina el desprendimiento de hidrógeno:
- ¿Qué quedará en exceso, cinc o ácido?
 - ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27°C y a la presión de 760 mm de mercurio se habrá desprendido?
- Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5; Zn = 65,4.
19. Expresé en moles las siguientes cantidades de dióxido de azufre:
- 11,2 litros, medidos en condiciones normales de presión y temperatura.
 - $6,023 \cdot 10^{22}$ moléculas.
 - 35 litros medidos a 27°C y 2 atm de presión.
- Datos: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
20. Se disuelven 5 gramos de nitrato de plata impuro en 500 mL de agua. Si al añadir a esta disolución 20 mL de otra disolución de ácido clorhídrico de densidad $1,07 \text{ g/cm}^3$ y riqueza del 4% en peso, precipita toda la plata como cloruro de plata, calcule:
- La riqueza de la muestra de nitrato de plata.
 - La molaridad del ácido clorhídrico.
- Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16; Cl = 35,5; Ag = 108.
21. a) ¿Cuántos gramos de H_2Se hay en 0,5 moles de H_2Se ?
b) ¿Cuántos átomos hay en total?
- Masas atómicas: H = 1; Se = 79
22. El sulfato de sodio y el cloruro de bario reaccionan en disolución acuosa para dar un precipitado blanco de sulfato de bario según la reacción:
- $$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{NaCl}$$
- ¿Cuántos gramos de BaSO_4 se forman cuando reaccionan 8,5 mL de disolución de sulfato de sodio 0,75 M con exceso de cloruro de bario?



- b) ¿Cuántos mL de cloruro de bario de concentración 0,15 M son necesarios para obtener 0,6 g de sulfato de bario?
Masas atómicas: O = 16; S = 32; Ba = 56.
23. Dos recipientes de la misma capacidad, contienen uno gas metano y otro gas amoníaco. Ambos recipientes están en las mismas condiciones de presión y temperatura. Razone la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:
- Ambos recipientes contienen el mismo número de moléculas
 - Ambos recipientes contienen el mismo número de átomos.
 - Ambos recipientes contienen la misma masa.
24. a) Calcule la masa de NaOH sólido del 80% de pureza en peso, necesaria para preparar 250 mL de disolución acuosa 0,025 M.
b) Explique el procedimiento para preparar la disolución, indicando el material necesario.
Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23.
25. Dada la reacción: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Calcule:
- La cantidad de un mineral cuya riqueza en CaCO_3 es del 92% en peso, que se necesita para obtener 250 kg de CaCl_2 .
 - El volumen de ácido clorhídrico comercial del 36% de riqueza en peso y densidad 1,18 g/mL, necesario para obtener la cantidad de cloruro de calcio a la que se refiere el apartado anterior.
Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; Cl = 35,5; Ca = 40.
26. a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 litros de oxígeno molecular en condiciones normales?
b) Una persona bebe al día 1 litro de agua. Suponiendo que la densidad del agua es de 1 g/mL, ¿cuántos átomos de hidrógeno incorpora a su cuerpo por este procedimiento?
Masas atómicas: H = 1; O = 16.
27. Se dispone de tres recipientes que contienen 1 litro de CH_4 gas, 2 litros de N_2 gas y 1,5 litros de O_2 gas, respectivamente, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Indíquese razonadamente:
- ¿Cuál contiene mayor número de moléculas?
 - ¿Cuál contiene mayor número de átomos?
 - ¿Cuál tiene mayor densidad?
- Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.
28. En la reacción: $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
- ¿Qué masa de cloruro de plata puede obtenerse a partir de 100 mL de nitrato de plata 0,5 M y 100 mL de cloruro de sodio 0,4 M?
 - Calcule la cantidad de reactivo en exceso que queda sin reaccionar, expresada en gramos.
- Masas atómicas: N = 14; O = 16; Na = 23; Cl = 35,5; Ag = 108.
29. Se preparan 250 mL de disolución 1,5 M de ácido nítrico a partir de un ácido nítrico comercial del 67% en peso y densidad 1,40 g/mL.
- Calcule la molaridad del ácido concentrado y el volumen del mismo necesario para preparar 250 mL de disolución de ácido nítrico 1,5 M.
 - Describa el procedimiento a seguir y el material de laboratorio a utilizar para preparar la disolución anterior.



Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.

30. En tres recipientes de la misma capacidad y que se encuentran a la misma temperatura se introducen, respectivamente, 10 g de hidrógeno, 10 gramos de oxígeno y 10 gramos de nitrógeno, los tres en forma molecular y estado gaseoso. Justifique:

- En cuál de los tres recipientes habrá mayor número de moléculas
- En cuál de los tres recipientes será mayor la presión.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; N = 14.

31. Un frasco de 1 litro de capacidad está lleno de dióxido de carbono gaseoso a 27°C. Se hace vacío hasta que la presión del gas es de 10 mm de mercurio. Indique razonadamente:

- ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono contiene el frasco?
- ¿Cuántas moléculas hay en el frasco?

Datos: R = 0,082 atm L K⁻¹ mol⁻¹. Masa atómica: C = 12.

32. Se prepara en el laboratorio un litro de disolución 0,5 M de ácido clorhídrico a partir de uno comercial contenido en un frasco en cuya etiqueta se lee: Pureza: 35 % en peso; Densidad = 1,15 g/mL; Masa molecular = 36,5.

- Calcule el volumen necesario de ácido concentrado para preparar la disolución.
- Describa el proceso que ha seguido y el material de laboratorio empleado.

33. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Dos masas iguales de los elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
- La masa atómica de un elemento es la masa, en gramos, de un átomo de dicho elemento.
- El número de átomos que hay en 5 g de oxígeno atómico es igual al número de moléculas que hay en 10 g de oxígeno molecular.

34. El sulfato de amonio, (NH₄)₂SO₄, se utiliza como fertilizante en agricultura. Calcule:

- El tanto por ciento en peso de nitrógeno en el compuesto.
- La cantidad de sulfato de amonio necesaria para aportar a la tierra 10 kg de nitrógeno.

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16; S = 32.

35. Razone qué cantidad de las siguientes sustancias tiene mayor número de átomos:

- 0,3 moles de SO₂.
- 14 gramos de nitrógeno molecular.
- 67,2 litros de gas helio en condiciones normales de presión y temperatura.

Masas atómicas: N = 14; O = 16; S = 32.

36. Se hacen reaccionar 10 g de cinc metálico con ácido sulfúrico en exceso. Calcule:

- El volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 27°C y 740 mm de mercurio presión.
- La masa de sulfato de cinc formada si la reacción tiene un rendimiento del 80%.

Datos: R = 0,082 atm L K⁻¹ mol⁻¹. Masas atómicas: O = 16; S = 32; Zn = 65,4.

37. En 1 m³ de metano (CH₄), medido en condiciones normales de presión y temperatura, calcule:

- El número de moles de metano.
- El número de moléculas de metano.
- El número de átomos de hidrógeno.

38. Se toman 25 mL, de un ácido sulfúrico de densidad 1,84 g/cm³ y del 96% de riqueza en peso y se le adiciona agua hasta 250 mL.



- a) Calcule la molaridad de la disolución resultante.
b) Describa el material necesario y el procedimiento a seguir para preparar la disolución.
Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32.

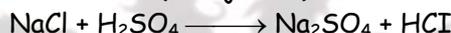
39. Defina los siguientes conceptos:

- a) Masa atómica de un elemento.
b) Masa molecular.
c) Mol.

40. Razone si son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:

- a) La masa de un ion monovalente positivo es menor que la del átomo correspondiente.
b) El número atómico de un ion monovalente positivo es menor que el del átomo correspondiente.
c) En un gramo de cualquier elemento hay más átomos que habitantes tiene la Tierra, $6 \cdot 10^9$.

41. Se prepara ácido clorhídrico por calentamiento de una mezcla de cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado, según la reacción (sin ajustar):

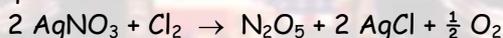


Calcule:

- a) La masa, en gramos, de ácido sulfúrico del 90% de riqueza en peso que será necesario para producir 1 Tm de disolución concentrada de ácido clorhídrico del 42% en peso.
b) La masa de cloruro de sodio consumida en el proceso.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32; Cl = 35,5.

42. Dada la siguiente reacción química :



Calcule:

- a) Los moles de N_2O_5 que se obtienen a partir de 20 g de AgNO_3 .
b) El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20 °C y 620 mm de mercurio.

Datos: R = 0,082 atm L $\text{K}^{-1} \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: N=14; O=16; Ag=108.

43. En 0,5 moles de CO_2 , calcule:

- a) El número de moléculas de CO_2
b) La masa de CO_2 .
c) El número total de átomos.

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

44. a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de sodio?
b) ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0,5 g de este elemento?
c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0,5 g de tetracloruro de carbono?

Masas atómicas: C = 12; Na = 23; Al = 27; Cl = 35,5.

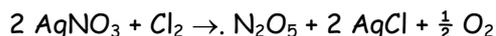
45. Razone si las siguientes afirmaciones son correctas o no:

- a) 17 g de NH_3 ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22,4 litros.
b) En 17 g NH_3 hay $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas.
c) En 32 g de O_2 hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno.

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.



46. Dada la siguiente reacción química :



- Los moles de N_2O_5 que se obtienen a partir de 20 g de AgNO_3 .
 - El volumen de oxígeno obtenido, medido a 20 °C y 620 mm de mercurio.
- Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: N = 14 ; O = 16; Ag = 108.

47. En 0'5 moles de CO_2 , calcule:

- El número de moléculas de CO_2 .
- La masa de CO_2 .
- El número total de átomos.

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

48. Si 25 mL de una disolución 2'5 M de CuSO_4 se diluyen con agua hasta un volumen de 450 mL:

- ¿Cuántos gramos de cobre hay en la disolución original?
- ¿Cuál es la molaridad de la disolución final?

Masas atómicas: O = 16; S = 32; Cu = 63'5

49. En 10 litros de hidrógeno y en 10 litros oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:

- El mismo número de moles.
- Idéntica masa de ambos.
- El mismo número de átomos.

Indique si son correctas o no estas afirmaciones, razonando las respuestas.

50. El níquel reacciona con ácido sulfúrico según:



- Una muestra de 3 g de níquel impuro reacciona con 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 M. Calcule el porcentaje de níquel en la muestra.
- Calcule el volumen de hidrógeno desprendido, a 25 °C y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masa atómica: Ni = 58'7

51. Un vaso contiene 100 mL de agua. Calcule:

- Cuántos moles de agua hay en el vaso.
- Cuántas moléculas de agua hay en el vaso.
- Cuántos átomos de hidrógeno y oxígeno hay en el vaso.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

52. a) Calcule la molaridad de una disolución de HNO_3 del 36% de riqueza en peso y densidad 1'22 g/mL.

- ¿Qué volumen de ese ácido debemos tomar para preparar 0'5 L de disolución 0'25 M?

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16;

53. Una disolución de HNO_3 15 M tiene una densidad de 1'40 g/mL. Calcule:

- La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de HNO_3 .
- El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 10 L de disolución de HNO_3 0'05 M.

Masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1

54. Calcule:



- La masa, en gramos, de una molécula de agua.
- El número de átomos de hidrógeno que hay en 2 g de agua.
- El número de moléculas que hay en 11'2 L de H_2 , que están en condiciones normales de presión y temperatura.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

55. El carbonato de sodio se puede obtener por descomposición térmica del bicarbonato de sodio, según la reacción:



Se descomponen 50 g de bicarbonato de sodio de un 98% de riqueza en peso. Calcule:

- El volumen de CO_2 desprendido, medido a 25°C y 1,2 atm.
- La masa, en gramos, de carbonato sódico que se obtiene.

Datos: R = 0,082 atm. L. $\text{K}^{-1} \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Na = 23; H = 1; C = 12; O = 16.

56. La fórmula empírica de un compuesto orgánico es CH_4O . Si su masa molecular es 88:

- Determine su fórmula molecular.
- Calcule el número de átomos de hidrógeno que hay en 5 g de dicho compuesto.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

57. La estricnina es un potente veneno que se ha usado como raticida, cuya fórmula es $\text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{N}_2\text{O}_2$.

Para 1 mg de estricnina, calcule:

- El número de moles de carbono.
- El número de moléculas de estricnina.
- El número de átomos de nitrógeno.

Masas atómicas: C = 12; H = 1; N = 14; O = 16.

58. Al tratar 5 g de galena con ácido sulfúrico se obtienen 410 cm^3 de H_2S , medidos en condiciones normales, según la ecuación:



Calcule:

- La riqueza de la galena en PbS.
- El volumen de ácido sulfúrico 0,5 M gastado en esa reacción.

Masas atómicas: Pb = 207; S = 32.

59. Dada una disolución acuosa de HCl 0,2 M, calcule:

- Los gramos de HCl que hay en 20 mL de dicha disolución.
- El volumen de agua que habrá que añadir a 20 mL de HCl 0,2 M, para que la disolución pase a ser 0,01 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5.

60. Calcule el número de átomos que hay en:

- 44 g de CO_2 .
- 50 L de gas He, medidos en condiciones normales.
- 0,5 moles de O_2 .

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

61. Las masas atómicas del hidrógeno y del helio son 1 y 4, respectivamente. Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Un mol de He contiene el mismo número de átomos que un mol de H_2 .
- La masa de un átomo de helio es 4 gramos.



- c) En un gramo de hidrógeno hay $6'023 \cdot 10^{23}$ átomos
62. Calcule:
- La masa de un átomo de bromo.
 - Los moles de átomos de oxígeno contenidos en 3'25 moles de oxígeno molecular.
 - Los átomos de hierro contenidos en 5 g de este metal.
- Masas atómicas: Br = 80; O = 16; Fe = 56.
- 63.
- Explique el procedimiento a seguir, indicando el material de laboratorio necesario, para preparar 250 mL de una disolución acuosa 0'2 M de NaOH (masa molecular = 40).
 - ¿Cuál es la concentración de OH^- ?
 - ¿Cuál es su pH?
64. Una bombona de butano (C_4H_{10}) contiene 12 kg de este gas. Para esta cantidad calcule:
- El número de moles de butano.
 - El número de átomos de carbono y de hidrógeno.
- Masas atómicas: C = 12; H = 1.
65. En 1'5 moles de CO_2 , calcule:
- ¿Cuántos gramos hay de CO_2 ?
 - ¿Cuántas moléculas hay de CO_2 ?
 - ¿Cuántos átomos hay en total?
- Masas atómicas: C = 12; O = 16.
66. Se toman 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico concentrado del 92 % de riqueza en peso y de densidad 1'80 g/mL y se diluye con agua hasta 100 mL. Calcule:
- La molaridad de la disolución concentrada.
 - La molaridad de la disolución diluida.
- Masas atómicas: S = 32; H = 1; O = 16.
67. Dada la reacción de descomposición del clorato de potasio:
- $$2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$$
- calcule:
- La cantidad de clorato de potasio, del 98'5 % de pureza, necesario para obtener 12 L de oxígeno, en condiciones normales.
 - La cantidad de cloruro de potasio que se obtiene en el apartado anterior.
- Masas atómicas: Cl = 35'5; K = 39; O = 16.
- 68.
- Calcule el volumen de ácido clorhídrico del 36 % de riqueza en peso y densidad 1'19 g/mL necesario para preparar 1 L de disolución 0'3 M.
 - Se toman 50 mL de la disolución 0'3 M y se diluyen con agua hasta 250 mL. Calcule la molaridad de la disolución resultante.
- Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.
69. Se hacen reaccionar 200 g de piedra caliza que contiene un 60 % de carbonato de calcio con exceso de ácido clorhídrico, según:
- $$\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$



Calcule:

- Los gramos de cloruro de calcio obtenidos.
 - El volumen de CO_2 medido a 17°C y a 740 mm de Hg.
- Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $C = 12$; $O = 16$; $Cl = 35,5$; $Ca = 40$.

70. En 10 g de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:

- ¿Cuántos moles hay de dicha sal?
- ¿Cuántos moles hay de iones sulfato?
- ¿Cuántos átomos hay de oxígeno?

Masas atómicas: $Fe = 56$; $S = 32$; $O = 16$.

71. Calcule:

- La masa de un átomo de potasio.
- El número de átomos de fósforo que hay en 2 g de este elemento.
- El número de moléculas que hay en 2 g de BCl_3 .

Masas atómicas: $K = 39$; $P = 31$; $B = 11$; $Cl = 35,5$.

72. El cinc reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción:



Calcule:

- La cantidad de ZnSO_4 obtenido a partir de 10 g de Zn y 100 mL de H_2SO_4 de concentración 2 molar.
- El volumen de H_2 desprendido, medido a 25°C y a 1 atm, cuando reaccionan 20 g de Zn con H_2SO_4 en exceso.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $Zn = 65,4$; $O = 16$; $S = 32$; $H = 1$.

73.
 - ¿Cuál es la masa de un átomo de calcio?
 - ¿Cuántos átomos de boro hay en 0,5 g de este elemento?
 - ¿Cuántas moléculas hay en 0,5 g de BCl_3 ?

Masas atómicas: $Ca = 40$; $B = 11$; $Cl = 35,5$.

74. Indique:

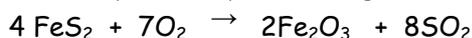
- Los subniveles de energía, dados por el número cuántico secundario l , que corresponden al nivel cuántico $n = 4$.
- A qué tipo de orbitales corresponden los subniveles anteriores.
- Si existe algún subnivel de $n = 5$ con energía menor que algún subnivel de $n = 4$, diga cuál.

75. Calcule:

- La molaridad de una disolución acuosa de ácido clorhídrico del 25 % en peso y densidad 0,91 g/mL.
- El volumen de la disolución del apartado anterior que es necesario tomar para preparar 1,5 L de disolución 0,1 M.

Masas atómicas: $Cl = 35,5$; $H = 1$.

76. La tostación de la pirita se produce según la reacción:



Calcule:

- La cantidad de Fe_2O_3 que se obtiene al tratar 500 kg de pirita de un 92 % de riqueza en FeS_2 , con exceso de oxígeno.



- b) El volumen de oxígeno, medido a 20 °C y 720 mm de Hg, necesario para tostar los 500 kg de pirita del 92 % de riqueza.
Datos: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: Fe = 56; S = 32; O = 16.
77. Calcule el número de átomos contenidos en:
a) 10 g de agua.
b) 0'2 moles de C_4H_{10} .
c) 10 L de oxígeno en condiciones normales.
Masas atómicas: H = 1; O = 16.
78. En 5 moles de CaCl_2 , calcule:
a) El número de moles de átomos de cloro.
b) El número de moles de átomos de calcio.
c) El número total de átomos.
79. Una disolución acuosa de CH_3COOH , del 10 % en peso, tiene 1'055 g/mL de densidad. Calcule:
a) La molaridad.
b) Si se añade un litro de agua a 500 mL de la disolución anterior, ¿cuál es el porcentaje en peso de CH_3COOH de la disolución resultante? Suponga que, en las condiciones de trabajo, la densidad del agua es 1 g/mL.
Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.
80. Razone si en 5 litros de hidrógeno y en 5 litros de oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:
a) El mismo número de moles.
b) Igual número de átomos.
c) Idéntica cantidad de gramos.
Masas atómicas: O = 16; H = 1.
81. Para 2 moles de SO_2 , calcule:
a) El número de moléculas.
b) El volumen que ocupan, en condiciones normales.
c) El número total de átomos.
- 82.- El ácido sulfúrico reacciona con cloruro de bario según la reacción:
$$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{BaCl}_2(\text{ac}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s}) + \text{HCl}(\text{ac})$$

Calcule:
a) El volumen de una disolución de ácido sulfúrico, de densidad 1'84 g/mL y 96 % en peso de riqueza, necesario para que reaccionen totalmente 21'6 g de cloruro de bario.
b) La masa de sulfato de bario que se obtendrá.
Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16; Ba = 137'4; Cl = 35'5.
- 83.- En tres recipientes de 15 litros de capacidad cada uno, se introducen, en condiciones normales de presión y temperatura, hidrógeno en el primero, cloro en el segundo y metano en el tercero. Para el contenido de cada recipiente, calcule:
a) El número de moléculas.
b) El número total de átomos.
Dato: $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.



- 84.- Para 10 g de dióxido de carbono, calcule:
- El número de moles de ese gas.
 - El volumen que ocupará en condiciones normales.
 - El número total de átomos.
- Masas atómicas: C = 12; O = 16.
- 85.- Una disolución acuosa de H_3PO_4 , a 20 °C, contiene 200 g/L del citado ácido. Su densidad a esa temperatura es 1'15 g/mL.
- Calcule:
- La concentración en tanto por ciento en peso.
 - La molaridad.
- Masas atómicas: H = 1; O = 16; P = 31.
- 86.- Reaccionan 230 g de carbonato de calcio del 87 % en peso de riqueza con 178 g de cloro según:
- $$\text{CaCO}_3 (\text{s}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{Cl}_2\text{O} (\text{g}) + \text{CaCl}_2 (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$$
- Los gases formados se recogen en un recipiente de 20 L a 10 °C. En estas condiciones, la presión parcial del Cl_2O es 1'16 atmósferas. Calcule:
- El rendimiento de la reacción.
 - La molaridad de la disolución de CaCl_2 que se obtiene cuando a todo el cloruro de calcio producido se añade agua hasta un volumen de 800 mL.
- Datos: R = 0'082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35'5; Ca = 40.
- 87.- En 20 g de $\text{Ni}_2 (\text{CO}_3)_3$:
- ¿Cuántos moles hay de dicha sal?
 - ¿Cuántos átomos hay de oxígeno?
 - ¿Cuántos moles hay de iones carbonato?
- Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ni = 58'7.
- 88.- En una bombona de gas propano que contiene 10 kg de este gas:
- ¿Cuántos moles de ese compuesto hay?
 - ¿Cuántos átomos de carbono hay?
 - ¿Cuál es la masa de una molécula de propano?
- Masas atómicas: C = 12; H = 1.
- 89.- Una disolución de ácido acético tiene un 10 % en peso de riqueza y una densidad de 1'05 g/mL.
- Calcule:
- La molaridad de la disolución.
 - La molaridad de la disolución preparada llevando 25 mL de la disolución anterior a un volumen final de 250 mL mediante la adición de agua destilada.
- Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.
- 90.- Para un mol de agua, justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
- En condiciones normales de presión y temperatura, ocupa un volumen de 22'4 litros.
 - Contiene 6'02·10²³ moléculas de agua.
 - El número de átomos de oxígeno es doble que de hidrógeno.