

PROBLEMAS DE REPASO DEL TEMA 2 (2)

- Hallar la fórmula empírica de la rodmita, si su composición centesimal es 41,93 % de Mn, 21,43 % de Si y 36,63 % de O. **Sol.:** MnSiO_3
- Una muestra de calcita impura, CaCO_3 , contiene el 23,5 % de calcio. ¿Cuál es la riqueza en calcita de la muestra? **Sol.:** 58,7 %
- ¿Cuántos gramos de etilenglicol, $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{OH}$, hay en 100 g de agua, si la disolución resultante es 0,1 molal? **Sol.:** 0,621 g
- ¿Cuál es el porcentaje del KCl en el clorato de potasio? **Sol.:** 60,84 %
- Expresa en tanto por ciento en masa la concentración de una disolución de 12,56 g de sulfuro de sodio, Na_2S , en 20,5 L de agua destilada. **Sol.:** 0,06 %
- Expresa en porcentaje en volumen la concentración de una disolución al 18 % en masa de glicerina en alcohol etílico, si el volumen de la mezcla es la suma de los volúmenes iniciales.
(d (alcohol etílico) = $810 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$ d (glicerina) = $1260 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$) **Sol.:** 12,4 % de glicerina y 87,6 % de alcohol
- Calcula la molaridad de 550 mL de una disolución acuosa que contiene 25 g de hidróxido de sodio, NaOH .
(Masas atómicas: Na = 23 u; O = 16 u; H = 1 u) **Sol.:** 1,14 molar
- Calcula la molalidad y la fracción molar de cada componente de una disolución formada por 20 g de etanol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, y 100 g de agua, H_2O .
(Masas atómicas: C = 12 u; H = 1 u; O = 16 u) **Sol.:** 4,3 m; x ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) = 0,07; x (H_2O) = 0,93
- Calcula la molaridad, la molalidad y la fracción molar de soluto de una disolución acuosa de cloruro de sodio, NaCl , al 15 % en masa y $1020 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$ de densidad.
(Masas atómicas: Na = 23 u; Cl = 35,5 u) **Sol.:** 2,6 M; 3 m; $x = 0,05$
- Calcula el porcentaje en masa de cloruro de sodio, NaCl , en una disolución acuosa saturada a 20 °C, si su solubilidad a esta temperatura es de 36 g de NaCl por cada 100 g de agua. Calcula la cantidad de cloruro de sodio necesaria para preparar una disolución saturada con 5 L de agua a 20 °C. **Sol.:** 26,47 %; 1800 g
- Un recipiente de 100 L contiene un gas a 1,5 atm de presión. Calcula el volumen que ocupará este gas cuando se deje expansionar, a temperatura constante, hasta una presión de 0,5 atm. **Sol.:** 300 L
- Una masa de gas ocupa 100 L a 0 °C. Calcula la temperatura para que el volumen aumente hasta 180 L si la presión se mantiene constante. **Sol.:** 218,4 °C
- Tenemos 700 mL de un gas a 25 °C y 710 mm Hg de presión y los transvasamos a otro recipiente de 1 L. Determina la presión en el nuevo recipiente si aumentamos la temperatura a 110 °C. **Sol.:** 638,8 mm Hg
- Un gas ocupa un volumen V a una temperatura T y 1,5 atm de presión. Calcula la presión del gas si reducimos el volumen a la mitad y aumentamos la temperatura absoluta al triple. **Sol.:** 9 atm

15. Calcula el volumen de 4 moles de un gas a 100 °C de temperatura y 2 atm de presión. **Sol.:** 61,2 L
16. Si 8,36 g de un gas ocupan 4,256 L en CN, determina si el gas es dióxido de azufre, SO₂; etano, C₂H₆; o dióxido de carbono, CO₂.
(Masas atómicas: S = 32 u; C = 12 u ; H = 1 u; O = 16 u) **Sol.:** CO₂
17. Calcula la temperatura de 100 g de dióxido de carbono que ocupan 20 L a 3,2 atm de presión. **Sol.:** 70,4 °C
18. Calcula la masa molecular de un gas si 32 g de éste ocupan un volumen de 6765 mL a una presión de 3040 mm de Hg y 57 °C de temperatura. **Sol.:** 32 g·mol⁻¹
19. Determina la densidad, en condiciones normales, del dióxido de azufre gas, SO₂
(Masas atómicas: S = 32 u; O = 16 u) **Sol.:** 2,86 g·L⁻¹
20. En un recipiente de 25 L hemos introducido 50 g de argón, Ar, y 30 g de helio, He, a 0 °C de temperatura. Calcula la presión dentro del recipiente y la presión parcial de cada gas.
(Masas atómicas: Ar = 39,9 u; He = 4 u) **Sol.:** 7,9 atm; P (Ar) = 1,2 atm; P (He) = 6,7 atm
21. Calcula el volumen y la densidad de una mezcla de 7 moles de oxígeno, O₂, y 5 moles de nitrógeno, N₂, en C.N.
(Masas atómicas: O = 16 u; N = 14 u) **Sol.:** 268,8 L; 1,35 g·L⁻¹
22. Un recipiente de 90 L contiene 100 g de nitrógeno, N₂, 150 g de oxígeno, O₂, y una cierta cantidad de helio, He. Si la presión del recipiente es de 3,2 atm a 30 °C de temperatura, calcula la masa y los moles de helio que hay en el recipiente y la presión parcial de cada gas .
(Masas atómicas: N = 14 u; O = 16 u; He = 4 u)
Sol.: 13,3 g He; 3,3 mol He; P (N₂) = 0,99 atm; P (O₂) = 1,29 atm; P (He) = 0,92 atm
23. Tenemos 10 L de dióxido de carbono, CO₂, a 2 atm y 20 °C, y 5 L de hidrógeno, H₂, a 5 atm y 25 °C. Si mezclamos ambos gases en un recipiente de 25 L a 40 °C, calcula la presión total en el interior del recipiente y la presión parcial de cada gas.
(Masas atómicas: C = 12 u; O = 16 u; H = 1 u) **Sol.:** 1,90 atm; P (CO₂) = 0,85 atm; P (H₂) = 1,05 atm
24. Disponemos de una disolución al 25 % en masa de concentración y densidad 1030 kg·m⁻³. Calcula la masa y el volumen de disolución que debemos tomar para tener 1000 g de soluto. **Sol.:** 4 kg; 3,88 L
25. Tenemos una disolución de glucosa, C₁₂H₂₂O₁₁, en 216 g de agua, H₂O. Si la fracción molar de glucosa es 0,01, calcula su masa en la disolución.
(Masas atómicas: C = 12 u; H = 1 u; O = 16 u) **Sol.:** 41,45 g
26. Una mezcla de 12 g de metano, CH₄, y 18 g de etano, C₂H₆, ocupa 28 L. Calcula la temperatura de la mezcla para una presión total de 1,2 atm y la presión parcial de cada gas.
(Masas atómicas: C = 12 u; H = 1 u) **Sol.:** 30,5 °C; P (CH₄) = 0,7 atm; P (C₂H₆) = 0,5 atm