

GUIA DE EJERCICIOS DE GASES IDEALES

Prof. S. Casas-Cordero E.

1. Una muestra de 0,300 g de un líquido fue vaporizado a 150 °C. El vapor ocupó 180 mL bajo una presión de 0.998 atm ¿Cuál es la masa molar del gas? R: 57,9 g/mol
2. Un gas tiene una densidad de 0,991 g/L a 75°C y una presión de 0,350 atm. ¿Cuál es su masa molar? R: 80,83 g/mol.
3. Se recogen 325 mL de N₂ (g) saturado de vapor de agua a 23°C. La presión de la mezcla es 0,98 atm y la presión de vapor de agua a 23°C es de 21,0 mm Hg. Calcular:
 - a) Presión parcial del N₂ en la mezcla R: 723,8 mm Hg
 - b) Los gramos de N₂ que existen en la mezcla. R: 0,357 g
4. La presión total de una mezcla de 2,54 moles de H₂ y 3,58 moles de N₂ es 2,50 atm. Calcular la presión parcial de cada gas. R: 1,04 atm y 1,46 atm.
5. El cianuro de hidrógeno, un compuesto altamente venenoso, se prepara comercialmente mediante la siguiente reacción realizada a alta temperatura en la presencia de un catalizador
$$2 \text{CH}_4 (\text{g}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{NH}_3 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCN}(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}$$
¿Cuántos litros de CH₄ (g), O₂ (g) y NH₃ (g) se requieren y cuantos litros de agua (g) se produjeron en la preparación de 30,0 litros de HCN (g)? Suponga que todos los volúmenes de los gases se midieron bajo las mismas condiciones de temperatura y presión R: 30 L CH₄, 30 L NH₃, 45 L de O₂ y 90 L de H₂O
6. El NH₃ (g) reacciona con el oxígeno a 850 °C en presencia de un catalizador de Pt para producir NO (g) y H₂O (g). Escriba una ecuación para la reacción. ¿Qué volumen de NO (g) puede obtenerse de 50.0 L de NH₃ (g) y 50.0 L de O₂? Los volúmenes de todos los gases se midieron bajo las mismas condiciones.
R: $2 \text{NH}_3 + 5/2 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO} + 3 \text{H}_2\text{O}$; 40 L de NO (R.L.= O₂)
7. A temperaturas por encima de 50°C, el NO (g), se descompone para producir N₂O (g) y NO₂ (g)
 - a) Escriba la ecuación de la reacción
 - b) ¿Qué volumen total de N₂O (g) y NO₂ (g) juntos resultará de la descomposición de 125 mL de NO (g) a 250°C y 1.0 atm? Suponga que todos los volúmenes de los gases se midieron bajo las mismas condiciones. ¿Cuáles son las presiones parciales de N₂O (g) y NO₂ (g) en esta mezcla gaseosa?
8. El diborano, B₂H₆ es un compuesto explosivo que se obtiene por la reacción:
$$3 \text{NaBH}_4(\text{s}) + 4 \text{BF}_3 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{B}_2\text{H}_6 (\text{g}) + 3 \text{NaBF}_4 (\text{s})$$
¿Qué volumen de B₂H₆ a 23°C y 740 mm Hg se obtiene con 26 g de NaBH₄? R: 11,46 L
9. Una mezcla de 12,80 g de O₂ y 1,21 g de H₂ se hacen reaccionar en una vasija de 20,0 L a 200°C para formar agua. Si se supone que la reacción ha sido total. ¿Cuál es la presión parcial de cada gas y la presión total en el interior de la vasija después de la reacción? R: 147 mm Hg, 885 mm Hg y 1,36 atm.
10. Un volumen de 50,0 mL de H₂ seco, medido a 27°C y 760 mm Hg, ocupa un volumen de 57,8 mL cuando se mide sobre agua a 50°C y 800 mm Hg. ¿Cuál es la presión de vapor de agua a 50°C? R: 92,2 mm Hg
11. Si 27.6 g de un óxido de nitrógeno ocupan un volumen de 6.72 L. medido en CN. Determine su Masa Molar. R: 92 g/mol
12. El hexafluoruro de Uranio UF₆ tiene una masa molar de 352 g/mol, y es posiblemente el más denso de todos los gases, ¿Cuál es su densidad en g/L a 100°C y 1.00 atm?
R: 11.19 g/L
13. Calcular la masa molar de un compuesto gaseoso, sabiendo que 1 L , medido a 25 °C y 750 mm Hg tiene una masa de 3,88 g. R.: 97 g/mol