

Universidad Nacional de Cuyo - Facultad de Ingeniería

Química Aplicada

Estados de agregación de la materia - GASES

Profesora Adjunta: Dra. Rebeca Purpora

Jefe de Trabajos Prácticos: Lic. Aldana LEMOS

I. EJERCICIOS

- Una muestra de gas ocupa 10 litros a presión de 1,5 atm.
 - ¿Cuál sería el volumen de la muestra si la presión aumentara a 6 atm manteniendo la temperatura constante?
 - Enuncie la Ley que predice este comportamiento gaseoso.
- Una muestra de gas ocupa 250 ml a 130°C.
 - 400 ml del gas ¿A qué temperatura se encontrarían si la presión permanece constante?
 - Enuncie la Ley de los gases que aplicó para resolver el ejercicio.
- Un tanque industrial puede almacenar gases de manera segura hasta una presión de 40 atm. Cuando el tanque contiene cierta cantidad de nitrógeno a 25°C el gas ejerce presión de 13 atm. ¿Cuál es la mayor temperatura a la que puede calentarse la muestra de gas manteniendo la seguridad?
- Determine el volumen que ocupan 50 g de hidrógeno y 350 g de oxígeno a la temperatura de 20 °C y 2 atm de presión, cuando mezclados se comportan como gases ideales.
- El aire medicinal es una mezcla de oxígeno y nitrógeno en las mismas proporciones que en la atmósfera, es decir 21 % y 79% respectivamente comprimido a elevada presión. Indicar cuántos moles de cada uno de estos gases deberán mezclarse para preparar aire medicinal que se almacena en un cilindro de acero de 25 L, a 20 °C y a una presión de 150 atm.
- Se determina que la densidad de un gas desconocido es de 3,2 g/L a 25 °C y 1,2 atm. Calcular la masa molar del mismo.
- Se conectan dos tanques con una llave de paso y cada tanque se llena con gas, ambos se mantienen a 273 K, se abre la llave de paso y se deja que se mezclen los gases. Tanque A: 5,00 L de oxígeno a 24,0 atm. Tanque B: 3,00L de nitrógeno a 32 atm.
 - Después de que los gases se mezclan, ¿cuál es la presión parcial de cada uno y cuál es la presión total?
 - ¿Cuál es la fracción molar de cada gas en la mezcla?
- Se descompone térmicamente 10 moles de carbonato de plomo (II). Calcular el volumen de gas liberado, medido a 27 °C y 684 mmHg.
- Se hace reaccionar hidrógeno con 30 L de nitrógeno, medido a 30 °C y 2 atm. Determinar el volumen de amoníaco que se forma medido a 25 °C y 650 mmHg.
- Se hace reaccionar 20 g de hidrógeno molecular con 60 g de oxígeno molecular para formar agua. Si el agua formada se encuentra a 120 °C y 1 atm. de presión, calcular el volumen que ocupa.

II. AUTOEVALUACIÓN

1. Los envases para aspersión en aerosoles tienen una presión de prueba muy baja, 3 atm. Si un aerosol es cargado con gas a presión de 2,2 atm a 20 °C ¿A qué temperatura superará la presión de prueba?
2. Un tanque de 50 L con nitrógeno a la presión de 25 atm y temperatura de 25 °C se interconecta con otro tanque de 80 L que contiene oxígeno a la presión de 30 atm, a la misma temperatura. Determine la presión parcial de cada gas y la presión total después de producida la mezcla de los gases, en atm y kPa.
3. Una muestra de 0,50 moles de gas oxígeno se confina a 0 °C y 1,0 atm en un cilindro con un pistón móvil. El pistón comprime el gas de manera que el volumen final es la mitad del volumen inicial y la presión final es 2,2 atm. ¿Cuál es la temperatura final del gas en grados Celsius?
4. En un recipiente de 250,0 litros a 30 °C se colocan 25 g de nitrógeno, 10g de helio y 4,6 g de oxígeno. De acuerdo a ello se puede decir que: (Justifique la respuesta)

	V	F
La presión parcial del nitrógeno es de 56,1 mmHg		
La presión parcial del oxígeno es igual a la suma de las presiones parciales del nitrógeno y del helio.		
La presión parcial del nitrógeno es mayor que la presión parcial del helio.		
La presión total es de 0,35 atm		

5. Una cabina tiene un volumen interior de 175 m³. En una mañana fría la temperatura del aire interior es de 10 °C, pero por la tarde el sol calentó el aire de la cabina a 18 °C. La cabina no está sellada, por lo tanto, la presión interna es igual a la externa. Suponga que la presión se mantiene constante durante el día. ¿Cuántos m³ de aire debieron salir de la cabina a causa del calentamiento solar? ¿Cuántos litros?
6. Determinar la densidad, en g/ml, a 20 °C y 1 atm para los siguientes gases:
 - a. SO₂
 - b. CO₂
7. Se hacen reaccionar 10 g de zinc metálico con ácido sulfúrico en exceso. Calcule el volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 27 °C y 740 mmHg.
8. Hallar la pureza de una muestra de FeS sabiendo que al tratar 1,22 g de la misma con ácido clorhídrico diluido, se desprenden 250 mL de H₂S medidos a 12 °C y 750 mmHg.
9. Calcular el volumen de hidrógeno a 20 °C y 754 mmHg, que puede obtenerse por acción de un exceso de ácido clorhídrico sobre 45 g de aluminio de un 83,8 % de pureza.
10. El oxígeno se obtiene por descomposición térmica de clorato de potasio. Calcular:
 - a. El volumen de oxígeno que se obtiene a partir de 90 gramos de clorato de potasio en CNPT.
 - b. El volumen de oxígeno que se obtiene si se determina a 25 °C y 1,5 atm.
 - c. El rendimiento de la reacción si en las mismas condiciones presión y temperatura que en el punto b, se obtienen 16 L de oxígeno.

11. Determinar el volumen de gas cloro medido a 25 °C y a 699 mmHg de presión que se obtiene al tratar 80 gramos de dióxido de manganeso con 4,88 moles de ácido clorhídrico. Considerar que se obtiene además cloruro de manganeso (II) y agua.
12. Las monedas antiguas de cobre se pueden limpiar con ácido nítrico diluido para pulirlas, recobrando su color y brillo. Pero se debe hacer con cuidado pues el cobre reacciona con el ácido nítrico y las monedas se corroen al producirse la siguiente reacción redox:
- $$\text{Cu (s)} + \text{HNO}_3 \text{ (ac)} \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 \text{ (ac)} + \text{NO (g)} + \text{H}_2\text{O (l)}$$
- Igualar la ecuación indicando las hemirreacciones de oxidación y reducción.
 - Indicar agente oxidante y reductor.
 - Calcular el volumen de monóxido de nitrógeno que se libera al reaccionar 50,0 g de Cu al 90% de pureza con 20,0 g de HNO₃ a 25 °C y 743 mmHg.
13. Al burbujear sulfuro de hidrógeno a través de una disolución de dicromato de potasio, en medio ácido sulfúrico, el sulfuro de hidrógeno se oxida a azufre elemental según la siguiente reacción:
- $$\text{H}_2\text{S (g)} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ (ac)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (ac)} + \text{S (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} + \text{K}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)}$$
- Ajustar la reacción que tiene lugar por el método del ion-electrón.
 - ¿Qué volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 25 °C y 740 mmHg, debe pasar para que reaccionen exactamente 0,003 moles de dicromato de potasio?

III. MATERIAL COMPLEMENTARIO

CNPT (Condiciones Normales de Presión y Temperatura): 0°C y 1 atm

Temperatura: 0 °C = 273K

Presión: 1 atm = 760 mmHg = 760 torr = 1,013 x 10⁵ Pa = 1,013 Bar