

Universidad Nacional de Cuyo - Facultad de Ingeniería

# Química Aplicada

Estados de agregación de la materia - GASES

Profesora Titular: Dra. Graciela Valente

Profesora Adjunta: Dra. Rebeca Purpora

Jefe de Trabajos Prácticos: Ing. Alejandra Somonte

## 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.

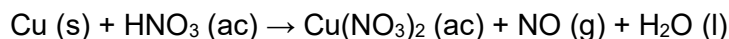
## II. AUTOEVALUACIÓN

- 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?
- 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.
- 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?
- 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)

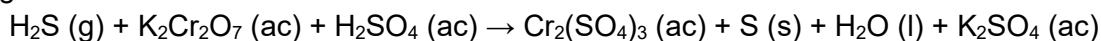
|   | V | F |
|---|---|---|
| La presión parcial del nitrógeno es de 56,1 mmHg  |   |   |
| La presión parcial del oxígeno es igual a la suma de las presiones parciales del nitrógeno y del helio. |   |   |
| La presión parcial del nitrógeno es mayor que la presión parcial del helio.                 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

- Una cabina tiene un volumen interior de 175 m<sup>3</sup>. 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 m<sup>3</sup> de aire debieron salir de la cabina a causa del calentamiento solar? ¿Cuántos litros?
- Determinar la densidad, en g/ml, a 20 °C y 1 atm para los siguientes gases:
  - SO<sub>2</sub>
  - CO<sub>2</sub>
- 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.
- 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 H<sub>2</sub>S medidos a 12 °C y 750 mmHg.
- 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.
- El oxígeno se obtiene por descomposición térmica de clorato de potasio. Calcular:
  - El volumen de oxígeno que se obtiene a partir de 90 gramos de clorato de potasio en CNPT.
  - El volumen de oxígeno que se obtiene si se determina a 25 °C y 1,5 atm.
  - 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:



- 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 HNO<sub>3</sub> 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:



- 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 10<sup>5</sup> Pa = 1,013 Bar