Práctica N° 9: leyes de los gases

Gas ideal

1. (a) Considerando al aire atmosférico seco como un gas ideal constituido por una mezcla cuya composición es: 78.1 % de nitrógeno, 20.9 % de oxígeno, 0.9 % de argón y 0.03 % de dióxido de carbono ¿cuántos moles de N_2 y cuántos de O_2 hay contenidos en un volumen de 1m^3 de aire en condiciones normales de presión y temperatura? (CNPT: 1atm, 0°C) ¿Y en 1lt? ¿Qué presión ejerce en la mezcla cada uno de los dos gases mayoritarios?

   (b) Calcule la masa de aire seco (considere sólo los dos componentes mayoritarios (80 % N_2 y 20 % O_2) contenida en una habitación de 4m×3m×4m a 1atm y 27°C.

   (c) El aire de los pulmones (aire alveolar) tiene una composición diferente del aire atmosférico. Por ejemplo, si la presión de los pulmones es de 1atm, la presión parcial del dióxido de carbono en el aire alveolar es de 40mm de Hg y el oxígeno es sólo un 13.6 % de su contenido. Halle el porcentaje de CO_2 en el aire alveolar y la presión parcial que ejerce el O_2 en los pulmones.

2. Un cilindro contiene un gas a 27°C y está dividido en dos partes iguales de 100cm^3 de volumen por un pistón de 15cm^2 de sección. El gas en ambas divisiones está a la misma presión. Se eleva hasta 100°C la temperatura del gas de una de las divisiones y se mantiene la temperatura del gas en la otra división en el valor original. Se supone que el pistón del cilindro es un aislador térmico perfecto. ¿Hasta dónde se desplaza el pistón como consecuencia de la variación de la temperatura?

3. En un lago de 30m de profundidad se forma una burbuja de aire de 1.5cm de radio. A esta profundidad, la temperatura es de 4°C. La burbuja sube lentamente hasta la superficie, donde la temperatura es de 25°C. Calcule el radio de la burbuja cuando ésta llega a la superficie. Considere que la presión atmosférica es 760mm de mercurio.

4. Un tanque de 0.5cm^3 de volumen contiene O_2 a una presión de 150atm y a una temperatura de 20°C.

   (a) Calcule cuántos moles de O_2 hay en el tanque.

   (b) Si se calienta el tanque hasta 500°C, ¿cuál será el valor de la presión?

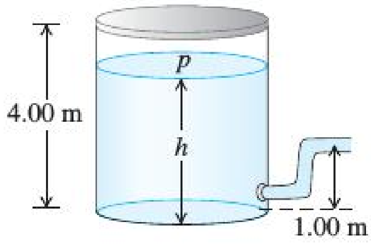
   (c) ¿Cuántos moles habría que sacar del recinto para que (manteniéndose en 500°C la temperatura) la presión volviese al valor de 150atm (PM O_2 = 32)?

(5) Un tanque grande de agua tiene una manguera conectada como se ilustra en la figura. El tanque está sellado por arriba y tiene aire comprimido entre la superficie del agua y la tapa. Cuando la altura del agua h es de 3.5m, la presión p del aire comprimido es de 4.2×10^5Pa. Suponga que ese aire se expande a temperatura constante, y considere que la presión atmosférica es 1×10^5Pa.

(a) ¿Con qué rapidez sale agua por la manguera cuando $h = 3.5$m?

(b) Al salir agua del tanque, h disminuye. Calcule la rapidez de flujo para $h = 3$m y $h = 2$m.

(c) ¿En qué valor de h se detiene el flujo?



(6) Utilizando la ecuación de estado del el gas ideal realice los siguientes diagramas $p - V$:

(a) a temperatura constante (curvas isotermas) para distintos valores de T;

(b) a volumen constante (curvas isocóricas) para distintas condiciones iniciales;

(c) a presión constante (curvas isobáricas) para distintas condiciones iniciales;

(d) si se cumple la relación $p\,V^\gamma = cte$ (curvas adiabáticas) para valores $1 < \gamma < 2$.

Gas de Van der Waals

(7) Para el dióxido de carbono (CO_2) gaseoso, las constantes de la ecuación de Van der Waals son: $a = 0.364$J m^3/mol^2 y $b = 4.27 \times 10^{-5}$m^3/mol.

(a) Si un mol de CO_2 gaseoso a 350K se confina a un volumen de 400cm^3, calcule la presión del gas usando la ecuación del gas ideal y la de Van der Waals.

(b) ¿Cuál ecuación da una presión menor? ¿Por qué? ¿Qué porcentaje de diferencia hay entre los dos resultados?

(c) El gas se mantiene a la misma temperatura mientras se expande hasta un volumen de 4000cm^3. Repita los cálculos de los incisos (a) y (b).

(d) Explique por qué estos cálculos demuestran que la ecuación de Van der Waals es equivalente a la del gas ideal si n/V es pequeño.

(8) **Aproximaciones sucesivas y la ecuación de Van der Waals.** En la ecuación del gas ideal, el número de moles por volumen n/V es igual a p/RT. En la ecuación de Van der Waals, despejar n/V en términos de p y T es un tanto más complicado.

(a) Demuestre que la ecuación de Van der Waals puede escribirse como

$$\frac{n}{V} = \left(\frac{p + a\,n^2/V^2}{RT}\right)\left(1 - \frac{bn}{V}\right)$$

(b) Los parámetros de Van der Waals para el sulfuro de hidrógeno gaseoso (H_2S) son $a = 0.448$J m^3/mol^2 y $b = 4.29 \times 10^{-5}$m^3/mol. Determine el número de moles por volumen de H_2S gaseoso a 127°C y una presión de 9.8×10^5Pa como sigue: i) Calcule una primera aproximación usando la ecuación del gas ideal $n/V = p/(RT)$. ii) Sustituya esta aproximación en el miembro derecho de la ecuación del inciso (a). El resultado es una aproximación mejorada de n/V. iii) Sustituya la nueva aproximación en el miembro derecho de la ecuación del inciso (a). El resultado es una aproximación todavía mejor de n/V. iv) Repita el paso iii) hasta que aproximaciones sucesivas coincidan con el nivel de precisión deseado (por ejemplo, tres cifras significativas).

(c) Compare su resultado final del inciso (b) con el valor de $p/(RT)$ obtenido usando la ecuación del gas ideal. ¿Qué resultado da un valor mayor de n/V? ¿Por qué?

Adicionales

9 Considere que la atmósfera terrestre puede pensarse como un fluido (gas ideal) en reposo.

(a) Calcule la variación de la presión atmosférica con la altura, suponiendo que la temperatura de la atmósfera es 0 °C en todos sus puntos. Ignore la variación de g con la altura. *Ayuda: a través de la ecuación de estado vincule la densidad (molar) del gas con su presión y luego integre.* Grafique el resultado obtenido.

(b) Usando que sobre el nivel del mar la presión atmosférica es 1.013×10^5Pa, calcule la presión en la cima del Aconcagua (altura de 6962m).

10 En la tropósfera, la parte de la atmósfera que se extiende desde la superficie hasta una altura aproximada de 11km, la temperatura no es uniforme, sino que disminuye al aumentar la altura.

(a) Demuestre que si la variación de temperatura se aproxima con la relación lineal $T(y) = T_0 - \alpha y$, donde T_0 es la temperatura terrestre, entonces la presión como función de la altura resulta

$$\ln\left(\frac{p}{p_0}\right) = \frac{Mg}{R\alpha} \ln\left(\frac{T - \alpha y}{T_0}\right)$$

donde p_0 es la presión en la superficie terrestre y M es la masa molar del aire. El coeficiente α se denomina razón de decaimiento de temperatura, y varía con las condiciones atmosféricas; un valor medio sería 0.6°C/100m.

(b) Demuestre que el resultado anterior se reduce al resultado del ejercico anterior en el límite en el que $\alpha \to 0$ (*Ayuda: use que para* $x \ll 1$, $\ln(1 + x) \approx x$).

(c) Con $\alpha = 0.6°C/100$m, calcule p en la cima del Aconcagua y compare su respuesta con el resultado del ejercicio 9. Tome $T_0 = 288$K y $p_0 = 1$atm.