

6 Los gases

- 6.1 Las leyes de los gases
- 6.2 La teoría cinético-molecular de los gases
- 6.3 Otras predicciones de la teoría cinético-molecular
- 6.4 Los gases reales: ecuación de Van der Waals

6.1. Las leyes de los gases

Se han deducido experimentalmente tres leyes que cumplen aproximadamente todos los gases, especialmente en condiciones de presión baja y temperatura alta.

Ley de Boyle. “A temperatura constante, el volumen de una mezcla gaseosa es inversamente proporcional a la presión del gas”. Es decir, $pV = k_1$, donde k_1 es una constante (figura 6.1).

Ley de Charles. “A presión constante, el volumen de una muestra gaseosa es proporcional a la temperatura del gas, expresada en la *escala absoluta* o *Kelvin*”. La formulación matemática inicial era $V = k_2(t + 273,15)$ donde k_2 es una constante y t la temperatura en grados centígrados. **Kelvin** (1824–1907) sugirió que $-273,15$ °C representa un mínimo absoluto de temperatura (figura 6.2). Esta temperatura es el origen la escala de temperaturas llamada absoluta o kelvin y simbolizada con una T mayúscula. En esta escala de temperatura, la ley de Charles se escribe $V = k_2T$.

Ley de Gay-Lussac. “A volumen constante, la presión ejercida por una muestra gaseosa es proporcional a la temperatura del gas en la escala absoluta”. Es decir, $p = k_3T$, donde k_3 es una constante.

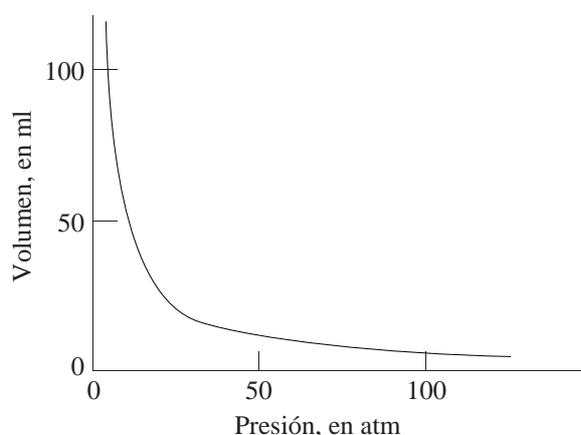


Figura 6.1. Ley de Boyle. Representación gráfica del volumen de un gas frente a la presión, a temperatura constante.

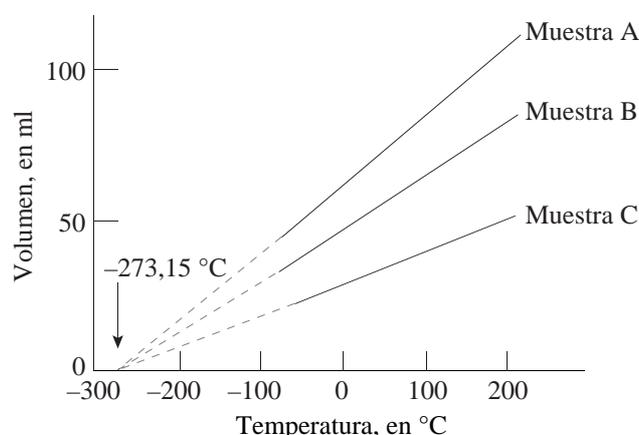


Figura 6.2. Ley de Charles. Representación gráfica del volumen frente a la temperatura para tres muestras gaseosas diferentes a presión constante. Cuando se extrapolan, las tres rectas cortan al eje de las temperaturas a -273 °C.

Principio de Avogadro (ver Tema 1). Un posible enunciado para este principio es que, a presión y temperatura fijas, el volumen de cualquier gas es proporcional al número de moles presentes. Es decir, $n = k_4V$, donde k_4 es una constante.

Ley de los gases ideales. Como el comportamiento de los gases reales sólo se aproxima al descrito por las leyes anteriores, por conveniencia se define *gas ideal* como el que las cumple exactamente en todas las condiciones. Las leyes anteriores pueden combinarse en una sola ley llamada *ley de los gases ideales*, cuya expresión matemática es $pV = nRT$, donde R recibe el nombre de constante de los gases ideales y vale $0,08205$ litro atm K⁻¹ mol⁻¹.

El *volumen molar* (V_m) de un gas es el ocupado por un mol de dicho gas, $V_m = V/n$. Las *condiciones normales* (CN) en gases son $273,15$ K (0 °C) de temperatura y 1 atm de presión. En esas

condiciones, el volumen molar se llama *volumen molar normal* y, para cualquier gas ideal, es de 22,414 litros (tabla 6.1).

Tabla 6.1. Densidades y volúmenes molares de algunos gases

Gas	H ₂	He	Ne	N ₂	O ₂	Ar	CO ₂	NH ₃
Densidad (d/litro)	0,090	0,178	0,900	1,250	1,429	1,784	1,977	0,771
Masa molar (g/mol)	2,02	4,003	20,18	28,01	32,00	39,95	44,01	17,03
Volumen molar normal (l/mol)	22,428	22,426	22,425	22,404	22,394	22,393	22,256	22,094

6.2 La teoría cinético-molecular de los gases

La teoría cinético-molecular de los gases fue desarrollada por **L. Boltzmann** (1844–1906) y **J. C. Maxwell** (1831–1879). Esta teoría explica satisfactoriamente el comportamiento de los gases ideales a partir de las siguientes hipótesis:

1. Un gas está compuesto de un gran número de partículas pequeñas (moléculas) de tamaño despreciable frente a las distancias entre ellas.
2. Las moléculas se mueven en movimiento rectilíneo, rápido, constante y casual. Las moléculas chocan entre sí y con las paredes en choques *elásticos* (es decir, no hay fuerzas de atracción o repulsión entre las moléculas, ni entre éstas y el recipiente, diferentes a las del choque).
3. Cada molécula tiene una energía cinética (velocidad) propia que no tiene que ser igual a la de las restantes moléculas, pero la energía cinética promedio de todas las moléculas es proporcional a la temperatura absoluta (figura 6.3). La temperatura es simplemente una consecuencia del movimiento molecular.

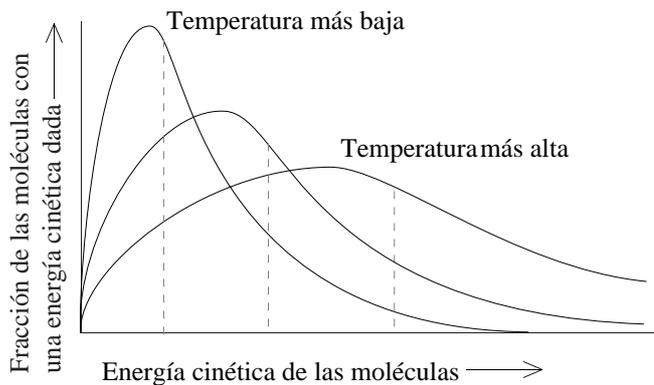


Figura 6.3. Distribución de las energías cinéticas de las moléculas de un gas, según la teoría cinético-molecular. Las energías cinéticas promedio se indican mediante líneas de trazos. Conforme aumenta la temperatura, la energía cinética promedio de las moléculas aumenta. A cualquier temperatura, una porción de las moléculas puede tener velocidades muy altas.

Según este modelo, la presión es el resultado de las colisiones de las moléculas con las paredes del recipiente, a las que transfieren cantidad de movimiento. Si consideramos el problema de N partículas, cada una de las cuales tiene una masa m , que están moviéndose en un cubo de volumen V (figura 6.4), a una velocidad media v , puede deducirse fácilmente que la presión que ejercen es $p = Nm\bar{v}^2/3V$, o, escrito de otra forma, $pV = nN_A 2E_c/3$, donde E_c es la energía cinética media de cada partícula.

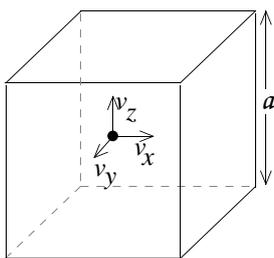


Figura 6.4. Modelo de una partícula gaseosa en una caja cúbica.

a = arista de la caja.

V = volumen del cubo = a^3

$v(1)$ = velocidad de la partícula 1

$E_c(1)$ = energía cinética de la partícula 1

v = velocidad media de las partículas

E_c = energía cinética media de las partículas

Esta expresión es idéntica a la de la ecuación de los gases ideales, si suponemos que la relación postulada en el punto 3 entre la energía cinética media por partícula del gas y la temperatura absoluta es $E_c = 3RT/2N_A$. Si consideramos la energía cinética de 1 mol de partículas, $E_c = 3RT/2$.

6.3 Otras predicciones de la teoría cinético-molecular

Ley de las mezclas gaseosas. La formuló **Dalton** a partir de observaciones experimentales. “La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las *presiones parciales* de cada uno de los componentes individuales de la mezcla gaseosa, definiendo presión parcial como la que produciría cada gas si estuviera sólo en el recipiente”. Si tenemos una cantidad n_1 de un gas 1, n_2 de un gas 2... mezclados en un recipiente de volumen total V y a una temperatura T , por definición llamaremos presión parcial de 1 a $p_1 = n_1RT/V$, presión parcial de 2 a $p_2 = n_2RT/V$... La ley de Dalton dice que la presión total p debe valer $p = p_1 + p_2 + \dots$. Este comportamiento es explicado por la teoría cinético-molecular (por el postulado 2).

Capacidad calorífica molar de los gases. La capacidad calorífica molar de un gas es la cantidad de energía que hay que suministrar para aumentar una unidad la temperatura de un mol de sustancia. En un gas monoatómico, dicha energía se invierte únicamente en el movimiento de traslación de sus moléculas y por tanto debe ser $C_v = \Delta E_c = 3R(T+1)/2 - 3RT/2 = 3R/2 = 12,472 \text{ J mol}^{-1}$, lo que se confirma experimentalmente (R expresado en $\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ vale 8,3144). En moléculas poliatómicas, el calor debe de invertirse también en los movimientos de rotación y vibración, por lo que la deducción de su capacidad calorífica molar es más compleja (tabla 6.2).

Tabla 6.2. Capacidades caloríficas molares de algunos gases, a volumen constante

Gas	He	Ne	Ar	H ₂	N ₂	O ₂	HCl	CO ₂	CH ₄
Capacidad molar (J/mol K)	12,472	12,472	12,472	20,510	20,811	21,041	20,81	28,80	27,38

Ley de la difusión de los gases. **Graham** (1805–1869) observó en 1846 que las velocidades de difusión de dos gases a la misma presión y temperatura están en razón inversa de la raíz cuadrada de sus masas molares:

$$\frac{v_{\text{difusión1}}}{v_{\text{difusión2}}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

La teoría cinético-molecular permite comprender esta relación pues de ella se deduce que la velocidad media de las partículas de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su masa molar.

$$v = \sqrt{\frac{2Ec}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

6.4 Los gases reales: ecuación de Van der Waals

Los gases reales se desvían del comportamiento ideal (figura 6.5) porque las moléculas reales tienen un volumen no siempre despreciable y porque se atraen entre sí. Es imposible despreciar las atracciones moleculares cuando las moléculas se mueven lentamente, es decir, a bajas temperaturas; cuando los gases se comprimen, los volúmenes moleculares se hacen importantes. Por ello los gases se aproximan más al comportamiento ideal a temperaturas altas y presiones bajas.

Se han propuesto varias ecuaciones de estado para los gases reales. **Van der Waals** modificó la ley de los gases ideales en 1873, para tener en cuenta los dos factores anteriores. La ecuación de Van der Waals es $(p + n^2a/V^2)(V-nb) = nRT$, donde a es una constante experimental relacionada con las atracciones moleculares, y b está relacionada con el volumen molecular (tabla 6.3).

Tabla 6.3. Constantes de Van der Waals

Gas	Hg	He	H ₂	H ₂ O	O ₂	N ₂	CO ₂
a ($\text{l}^2 \text{ atm mol}^{-2}$)	8,09	0,0341	0,2444	5,464	1,360	1,390	3,592
b ($\text{cm}^3 \text{ mol}^{-1}$)	17,0	23,70	26,61	30,49	31,83	39,12	42,67

Bibliografía

Atkins, págs. 151–185; Dickerson, págs. 81–126; Masterton, págs. 148–180; Russell, págs. 71–104, 286–291; Whitten, págs. 259–295

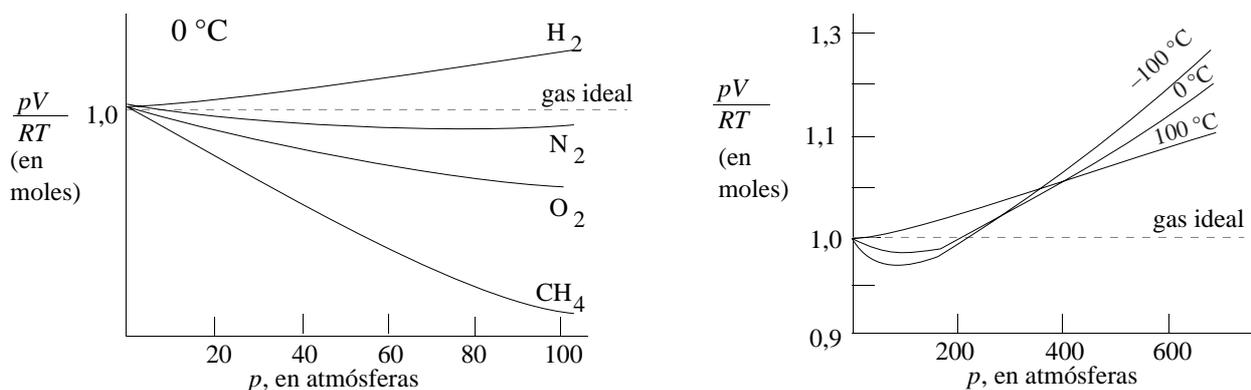


Figura 6.5. Desviación del comportamiento ideal de los gases reales. Para un mol de un gas ideal, la relación PV/RT debe ser igual a 1, independientemente de la presión (línea a trazos). (a) Comportamiento de un mol de diferentes gases a la misma temperatura. La desviación del comportamiento ideal se acentúa al aumentar la presión. (b) En cambio, al aumentar la temperatura, el comportamiento se acerca al de un gas ideal, como se observa en la gráfica para un mol de nitrógeno gas.

Seminarios

las leyes de los gases

- 6.1 Deduce, a partir de la ecuación de los gases ideales, una expresión que te permita calcular, para una presión y temperatura dadas,
 - a) la masa de un gas contenido en un volumen dado, conociendo la masa molar M ,
 - b) la densidad del gas, conociendo la masa molar M .
- 6.2 ¿Qué significa ‘condiciones normales’, y por qué es útil?
- 6.3 Di si es cierta o falsa la siguiente afirmación: “Si en un recipiente se introduce doble peso de un gas A que de otro gas B, la presión parcial de A será doble que la de B”.

teoría cinético-molecular de los gases

- 6.4 ¿Por qué los gases obedecen leyes más sencillas que los líquidos o los sólidos?
- 6.5 ¿Qué sucedería si las moléculas de un gas permanecieran estáticas: aumentaría, seguiría igual o descendería la presión creada por el gas?
- 6.6 ¿Por qué las moléculas de oxígeno se mueven más lentamente que las de nitrógeno a igual temperatura?
- 6.7 Los isótopos ^{235}U y ^{238}U se separan utilizando la diferencia de velocidad de difusión de sus hexafluoruros gaseosos, $^{235}\text{UF}_6$ y $^{238}\text{UF}_6$. ¿Cuál de los dos compuestos se recoge antes?

gases reales

- 6.8 ¿Qué explicación molecular puede darse a la desviación de los gases reales del comportamiento de los gases ideales? ¿En qué condiciones se aproximan más los gases reales a los ideales?
- 6.9 ¿Cuál de los siguientes gases tendrá un comportamiento más ideal en las mismas condiciones? H_2 , F_2 , HF . ¿Cuál se desviará más del comportamiento ideal?
- 6.10 ¿Qué factores aproximan la ecuación de Van der Waals a la de los gases ideales?
- 6.11 Se observó que la presión de una muestra de fluoruro de hidrógeno era inferior a lo esperado, y que aumentaba más rápidamente de lo que predice la ley de los gases ideales. Propón una explicación.
- 6.12 Busca una justificación al hecho de que el valor del parámetro a de la ecuación de Van der Waals sea mayor para H_2O que para He .

Problemas

las leyes de los gases

- 6.1 Cierta cantidad de gas está sometida a una presión de 0,855 atm en un volumen de 500 ml a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. ¿Qué presión ejercerá la misma cantidad de gas en un volumen de 700 ml a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$?
- 6.2 ¿Qué presión ejercerán, en mmHg, 14,6 mmol (milimoles) de un gas en un volumen de 750 ml a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$?

($R = 0,0821 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$).

- 6.3 Calcula el volumen de 2,50 moles de gas a 100 °C y 4,00 atm de presión ($R = 0,0821 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$).
- 6.4 Una muestra de gas ocupa un volumen de 175 ml a 150 mmHg y 23 °C.
- Calcula su volumen en condiciones normales (las condiciones normales para gases son 1 atm y 273 K).
 - Calcula la cantidad de sustancia (en moles) ($R = 0,0821 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$).
- 6.5 Calcula la masa de 5,60 litros de oxígeno gas medidos a 100 °C y 0,500 atm ($R = 0,0821 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$).
- 6.6 ¿Cuántas moléculas de un gas ideal hay en 1,00 ml si la temperatura es -80 °C y la presión 1,00 Pa? El Pa es el Pascal, unidad de presión en el sistema internacional; $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N m}^{-2}$, $1 \text{ mmHg} = 133,32 \text{ Pa}$, $1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa}$; esta unidad es demasiado pequeña por lo que tradicionalmente se utilizan las atmósferas o los milímetros de mercurio. [$R = 8,3144 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas mol}^{-1}$, $M_r(\text{O}) = 15,9994$].
- 6.7 La masa de 500 ml de un gas, medidos a 27 °C y 650 mmHg de presión, es 0,838 g. ¿Cuál es la masa relativa de dicho gas? ($R = 0,0821 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$).
- 6.8 ¿Cuál es la densidad del $\text{SO}_2(\text{g})$ ($M = 64,06 \text{ g mol}^{-1}$) a 47 °C y 0,821 atm? [$R = 0,0821 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$].
- 6.9 ¿Cuál es la densidad del $\text{SO}_2(\text{g})$ ($M = 64,06 \text{ g mol}^{-1}$) a 40 °C y 0,960 atm? [$R = 0,0821 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$].

mezclas de gases

- 6.10 Dos balones separados contienen dos gases ideales A y B. La densidad del gas A es doble de la del gas B y la masa molar de A es la mitad que la de B. Si los dos gases se encuentran a la misma temperatura, calcula la relación de la presión del gas A a la del gas B.
- 6.11 Una mezcla de 5,00 g de O_2 , 15,00 g de N_2 y 12,00 g de CO_2 , está contenida en un volumen de 1,00 l a 27 °C [$R = 0,0821 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, $M_r(\text{C}) = 12,011$, $M_r(\text{N}) = 14,007$, $M_r(\text{O}) = 15,9994$].
- ¿Cuál es la presión total?;
 - ¿cuál es la presión parcial de cada componente?
- 6.12 Un recipiente de 2,48 l de volumen, contiene un gas a 0,263 atm de presión y 300 K de temperatura. Si se adicionan 0,048 moles de otro gas, ¿cuál será la presión alcanzada? ($R = 0,0821 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$).
- 6.13 Calcula la densidad de una mezcla de gases a 20 °C que tiene una presión parcial de 81 mmHg de O_2 , 104 mmHg de CO y 250 mmHg de CO_2 [$R = 0,0821 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, $M_r(\text{C}) = 12,011$, $M_r(\text{O}) = 15,9994$].
- 6.14 Una mezcla gaseosa contiene, en peso, la mitad de argón y la mitad de helio, con una presión total de 1,11 atm. ¿Cuál es la presión parcial de cada gas? [$M_r(\text{Ar}) = 39,948$, $M_r(\text{He}) = 4,0026$].
- 6.15 Una mezcla de 17,604 g de CO_2 ($M = 44,01 \text{ g mol}^{-1}$), 4,813 g de CH_4 ($M = 16,04 \text{ g mol}^{-1}$) y 5,602 g de CO ($M = 28,01 \text{ g mol}^{-1}$), ejerce sobre las paredes del recipiente que la contiene una presión de 1,05 atm. Calcula la presión parcial que ejerce cada uno de los componentes de la mezcla.
- 6.16 Se han mezclado 1,00 g de O_2 , 0,50 g de N_2 y 0,80 g de CO_2 en un recipiente a 25°C, siendo la presión total de 1,000 atm [$R = 0,0821 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$]. Calcula:
- la presión parcial de cada gas;
 - la fracción molar de cada gas;
 - el volumen de la mezcla.

cálculos estequiométricos con gases

- 6.17 El LiH y CaH_2 sólidos reaccionan con el agua, dando gas hidrógeno y el hidróxido correspondiente, LiOH o $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Si 0,850 g de una mezcla de LiH y CaH_2 producen 1,200 l de H_2 , en condiciones normales, ¿cuál es el porcentaje de LiH en la mezcla inicial? [expresa el resultado en porcentaje molar y másico, $M_r(\text{Li}) = 6,941$, $M_r(\text{Ca}) = 40,078$, $M_r(\text{H}) = 1,008$].
- 6.18 El dióxido de carbono y el amoníaco reaccionan a 185 °C y 200 atm de presión para producir urea,

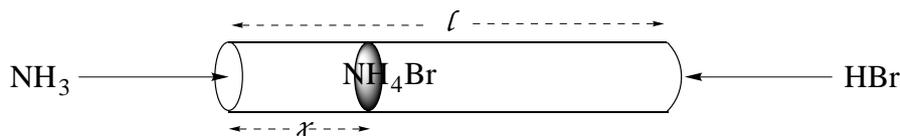
$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ $M = 60,06 \text{ g mol}^{-1}$, y agua. La urea se utiliza cada vez más como fertilizante. Bajo esas condiciones, ¿qué volumen de amoníaco producirá 100 kg de urea? [$R = 0,0821 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$].

teoría cinético-molecular

- 6.19 a) Calcula la energía cinética para un mol de moléculas de un gas ideal que se encuentra a la temperatura de 25 °C ($R = 8,3144 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$)
 b) ¿Cómo es esta energía en comparación con la de los enlaces químicos, que típicamente es del orden de 350 kJ mol^{-1} ? ¿Qué sucedería si ambas energías fueran de magnitudes más semejantes?
- 6.20 Calcula la velocidad media de las moléculas de
 a) oxígeno ($M_r = 32,0$), a 25 °C y a 500 °C [$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas mol}^{-1}$]
 b) hidrógeno ($M_r = 2,0$), a 25 °C y a 500 °C .
- 6.21 Un átomo de helio reta a una molécula de hexafluoruro de uranio, UF_6 , a una carrera. Para tratar de hacer una competición justa, acuerdan correr cada uno a la temperatura de sus puntos de ebullición normales, que son $4,18 \text{ K}$ para el He y 56 °C para el UF_6 . ¿Por cuál apostarías como vencedor? [$R = 8,3144 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, $M_r(\text{F}) = 18,995$, $M_r(\text{He}) = 4,0026$, $M_r(\text{U}) = 238,03$].

difusión de los gases

- 6.22 El NH_3 y el HBr , ambos gaseosos, se difunden en sentidos opuestos, a lo largo de un tubo estrecho de longitud l (ver figura). ¿En qué parte del tubo se encontrarán para formar NH_4Br ? [$M_r(\text{Br}) = 79,904$, $M_r(\text{H}) = 1,008$, $M_r(\text{N}) = 14,007$].



- 6.23 Un pistón se desplaza en un cilindro de gas en el que hay un agujero pequeño, a través del cual se produce la difusión del gas en el vacío. Cuando hay oxígeno ($M_r = 32,0$) en el cilindro, el tiempo empleado por el pistón en recorrer cierta distancia es $38,3 \text{ s}$. Con otro gas en iguales condiciones, el pistón se desplaza la misma distancia en $82,0 \text{ s}$. ¿Cuál es la masa relativa del segundo gas?.

gases reales

- 6.24 Calcula para un mol de oxígeno en condiciones normales:
 a) el volumen ocupado considerando comportamiento ideal ($R = 0,0821 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$).
 b) la presión predicha por la ecuación de Van der Waals para el volumen de oxígeno calculado anteriormente ($a = 1,360 \text{ l}^2 \text{ atm mol}^{-2}$, $b = 31,83 \cdot 10^{-3} \text{ l mol}^{-1}$).
 c) El porcentaje de diferencia entre las presiones del gas ideal y de Van der Waals.

Soluciones a los seminarios

- 6.1 a) $m = (p MV)/RT$; b) $d = (p M)/RT$.
 6.2 Ver teoría.
 6.3 Falsa.
 6.4 Por que las interacciones entre sus partículas son muy débiles.
 6.5 Sería nula.
 6.6 A una temperatura dada, las moléculas de gases diferentes tienen la misma energía cinética media, por lo que se moverán más rápido las que sean más ligeras.
 6.7 Se recoge antes el $^{235}\text{UF}_6$, ya que al ser sus moléculas más ligeras se difunden más rápidamente (Ley de Graham).
 6.8 Porque no se puede despreciar totalmente ni el volumen ocupado por las moléculas ni las interacciones entre ellas. Los gases reales se aproximarán más a los gases ideales a presiones bajas (volúmenes grandes) y temperaturas altas (mayor energía cinética de las moléculas).
 6.9 Comportamiento más ideal: H_2 (menor tamaño y menos fuerzas intermoleculares). Comportamiento menos ideal: HF .
 6.10 Presiones bajas (volúmenes altos) y temperaturas altas.
 6.11 Se aleja del comportamiento ideal.
 6.12 Fuerzas intermoleculares más débiles en el helio.

Soluciones a los problemas

- 6.1 $p = 0,834$ atm.
6.2 $p = 356$ mmHg.
6.3 $V = 19,1$ l.
6.4 a) $V = 31,9$ ml; b) $n = 1,42 \cdot 10^{-3}$ moles.
6.5 $m = 2,93$ g.
6.6 $N = 3,75 \cdot 10^{14}$ moléculas.
6.7 $M_r = 48,3$.
6.8 $d = 2,00$ g l⁻¹.
6.9 $d = 2,40$ g l⁻¹.
6.10 $p_A = 4p_B$.
6.11 a) $p = 23,8$ atm; b) $p(\text{O}_2) = 3,86$ atm,
 $p(\text{N}_2) = 13,2$ atm, $p(\text{CO}_2) = 6,73$ atm.
6.12 $p = 0,740$ atm.
6.13 $d = 0,904$ g l⁻¹.
6.14 $p(\text{Ar}) = 0,10$ atm, $p(\text{He}) = 1,01$ atm.
6.15 $p(\text{CO}_2) = 0,47$ atm, $p(\text{CH}_4) = 0,35$ atm, $p(\text{CO}) = 0,23$ atm.
6.16 a) $p(\text{O}_2) = 0,465$ atm, $p(\text{N}_2) = 0,265$ atm,
 $p(\text{CO}_2) = 0,270$ atm; b) $X(\text{O}_2) = 0,465$, $X(\text{N}_2) = 0,265$,
 $X(\text{CO}_2) = 0,270$; c) $V = 1,65$ l.
6.17 18,6 % en masa, 37,1 % en moles.
6.18 626 l.
6.19 a) 3,72 kJ mol⁻¹; b) aproximadamente el 1% de la energía de enlace; se produciría la ruptura térmica de enlaces.
6.20 a) $v(\text{O}_2, 25^\circ\text{C}) = 482$ m s⁻¹, $v(\text{O}_2, 500^\circ\text{C}) = 776$ m s⁻¹;
b) $v(\text{H}_2, 25^\circ\text{C}) = 1,92 \cdot 10^3$ m s⁻¹,
 $v(\text{H}_2, 500^\circ\text{C}) = 3,10 \cdot 10^3$ m s⁻¹.
6.21 $v(\text{He}) = 161$ m s⁻¹, $v(\text{UF}_6) = 153$ m s⁻¹.
6.22 A 0,69 l de la entrada de NH₃ y 0,31 l de la de HBr.
6.23 $M_r = 147$.
6.24 a) 22,41 l; b) 0,9990 atm;
c) 0,1 % de diferencia entre ambas presiones.