

# ¿Qué tan rápido viajan las moléculas de nitrógeno y oxígeno en el aire?



Curso: \_\_\_\_\_ Nombre: \_\_\_\_\_



## Introducción

### Actividad introductoria



Lee con atención la siguiente información y contesta los puntos correspondientes

La atmosfera terrestre está constituida por varias moléculas como nitrógeno y oxígeno en mayor cantidad, luego le siguen otras moléculas como helio, cuya cantidad es mínima en comparación con los demás.

La concentración de helio en la atmosfera es muy mínima debido a que las moléculas de helio son muy livianas, no pesan casi por lo tanto son más ágiles y se mueven con mayor velocidad, impidiendo que la gravedad de la tierra las detenga. En cambio Júpiter un planeta mucho más grande que la tierra, su fuerza de gravedad es mayor y puede así, detener a estas moléculas en su atmosfera.

1. ¿Por qué será que las moléculas de oxígeno y nitrógeno no se escapan?

Handwriting practice area with horizontal lines and a vertical red margin line on the left.



2. Indaga acerca de la velocidad de escape de las moléculas para poder vencer la fuerza gravitacional de la tierra.

Blank lined area for student response.

 **Objetivos**

» Analizar el efecto de las fuerzas intermoleculares y el volumen ocupado por las moléculas de gas o vapor sobre el modelo de solución ideal.



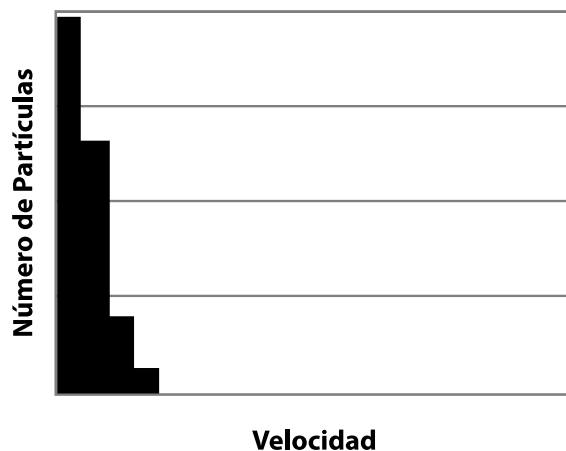
## Actividad 1: Experimentando con gases

 Realiza el siguiente experimento teniendo en cuenta cada etapa:

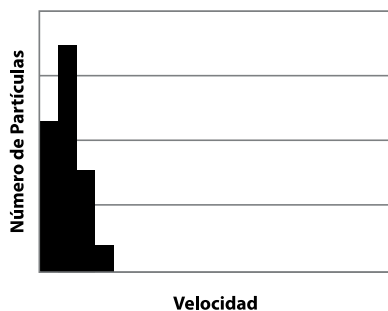
### Etapa 1.

En un recipiente cerrado se tiene un gas a volumen y concentración constante.

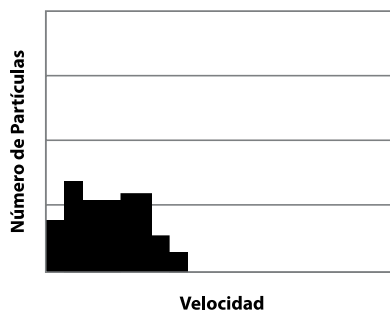
Cuando disminuye la temperatura vemos que las moléculas se mueven lentamente, este comportamiento arroja la siguiente grafica:



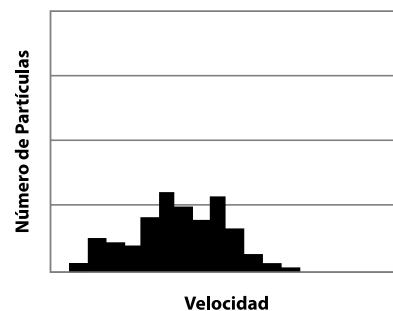
A medida que va aumentando la temperatura, las moléculas del gas se mueven más rápido, este comportamiento arroja las siguientes gráficas:



Instante 1



Instante 2

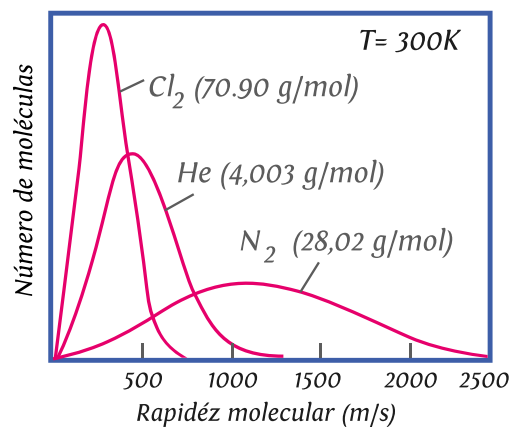
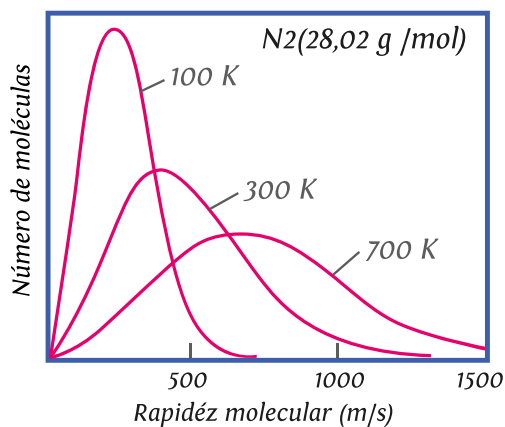


Instante 3





Confronta tu explicación con las curvas de distribución hechas por Maxwell.



Curvas de distribución de rapidez de Maxwell

Después de entender este comportamiento, calcular la velocidad de una molécula en determinado momento es muy sencillo. Partimos de la siguiente ecuación:

$$U_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

$U_{rms}$  : es la raíz de la rapidez cuadrática media (m/s).  
 $R$  : mol.  
 $M$  : se da en Kg/mol.  
 $T$  : se da en grados kelvin.

Ejemplo:

Para calcular la raíz cuadrática media de los átomos de helio en m/s a 25°C, tenemos:

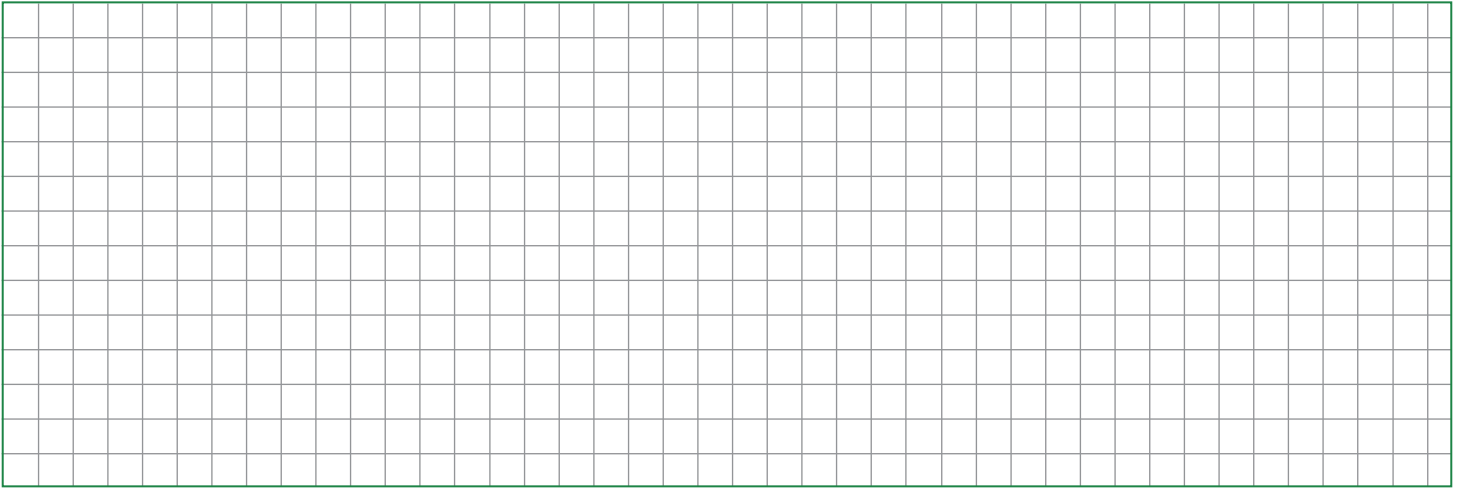
$$\begin{aligned} T &= 298\text{K} \\ R &= 8.314 \text{ J/K}\cdot\text{mol} \\ M &= 4.003 \times 10^{-3} \text{ kg/mol} \\ 1 \text{ J} &= 1 \text{ kg m}^2/\text{s}^2 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} U_{rms} &= \sqrt{\frac{3RT}{M}} \\ U_{rms} &= \sqrt{\frac{3(8.314 \text{ J/k}\cdot\text{mol}) (298 \text{ k})}{4.003 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}}} \\ U_{rms} &= \sqrt{1.86 \times 10^6 \text{ J/kg}} \\ U_{rms} &= \sqrt{1.86 \times 10^6 \text{ kg m}^2 / \text{kg} \cdot \text{s}^2} \\ U_{rms} &= \sqrt{1.86 \times 10^6 \text{ m}^2 / \text{s}^2} \\ U_{rms} &= 1.36 \times 10^6 \text{ m/s} \end{aligned}$$

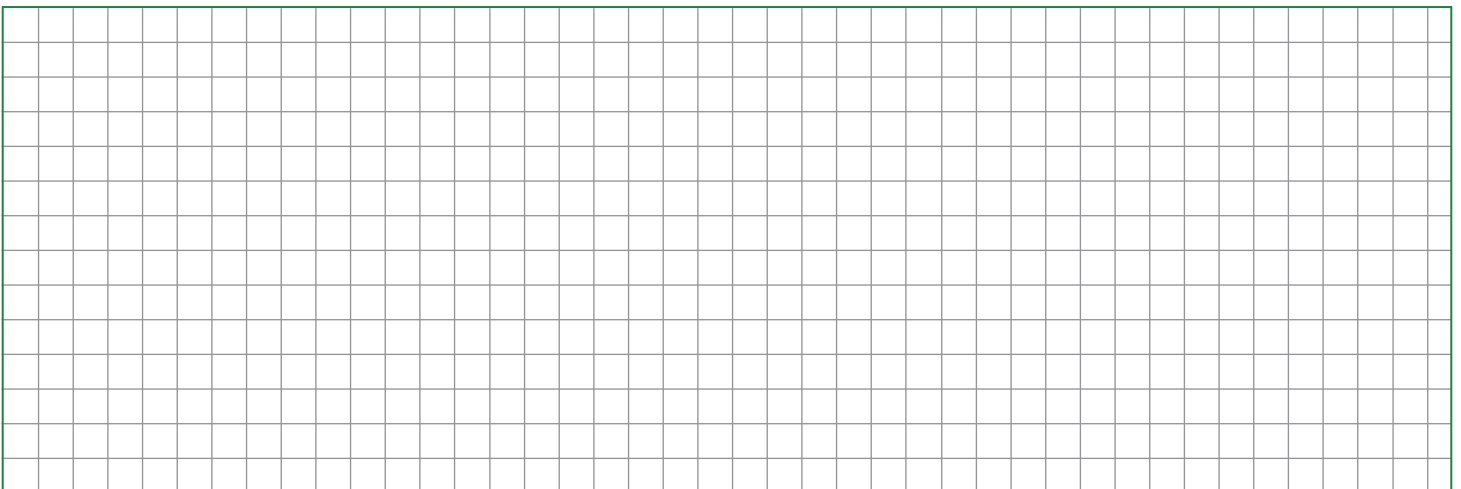


Realiza el siguiente cuestionario:

1. Calcula la raíz de la rapidez cuadrática media de las moléculas del  $\text{CH}_4$  en m/s a  $25^\circ\text{C}$ .



2. Calcula la raíz de la rapidez cuadrática media del cloro molecular, en m/s a  $20^\circ\text{C}$ .



3. ¿Cómo influye la temperatura y la masa molar del gas en la velocidad de sus moléculas?



## Actividad 2: Comportamiento de un gas ideal y real



Lee con atención la siguiente información y después soluciona el cuestionario

¿Por qué un gas puede pasar del estado gaseoso en el que se encuentra a un estado líquido, si se supone que no tiene fuerzas intermoleculares para lograrlo?

Las leyes de los gases suponen que las moléculas en estado gaseoso no ejercen fuerzas alguna entre ellas, ya sean de atracción y de repulsión y que el volumen de las moléculas es pequeño y por lo tanto despreciable, en comparación con la del recipiente que las contiene. Un gas que satisface estas condiciones se dice que exhibe un comportamiento ideal.

Se puede suponer que los gases reales se comportan como un gas ideal, pero no se debe esperar que lo hagan en todas las condiciones. . Por ejemplo, sin las fuerzas intermoleculares, los gases no podrían licuarse. Lo importante es poder diferenciar las situaciones en donde el gas se puede considerar como ideal y aquellas en las que no.

Se considera ideal un gas en donde  $PV/RT = 1$ , independientemente de la presión real del gas. Para los gases reales, esto es válido solo a presiones moderadamente bajas; a medida que aumenta la presión, las desviaciones que ocurren son significativas. Entonces a presiones altas las moléculas del gas empiezan a tener fuerzas intermoleculares de atracción y repulsión, debido a la cercanía que tiene una de la otra, alejándose completamente del comportamiento ideal, además la presión que ejerce un gas real sobre las paredes es menor debido a las fuerzas intermoleculares que se encuentran presentes, esto en comparación con el gas ideal cuya fuerzas intermoleculares son nulas.

Otra manera de observar el comportamiento no ideal de los gases es disminuyendo la temperatura. Con el enfriamiento del gas, disminuye la energía cinética de las moléculas que a su vez, pierden el impulso para romper su atracción mutua (figura 1 y 2).

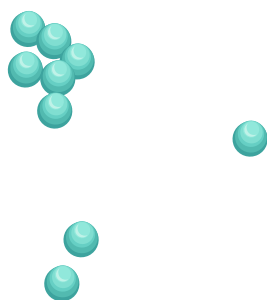


Figura 1. Colisiones gas real.

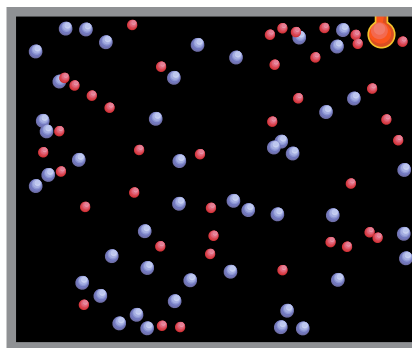


Figura 2. Colisiones gas ideal.

Si notan que el comportamiento de las moléculas a presiones altas es diferente al gas ideal, las colisiones ya no son completamente elásticas, actúan fuerzas de atracción y repulsión intermoleculares. Las moléculas se agrupan, es decir se atraen, luego se repelen. Este comportamiento se puede describir mediante la expresión de la energía potencial de un par de átomos o moléculas en función de la distancia entre las mismas, como se observa en la figura 3.



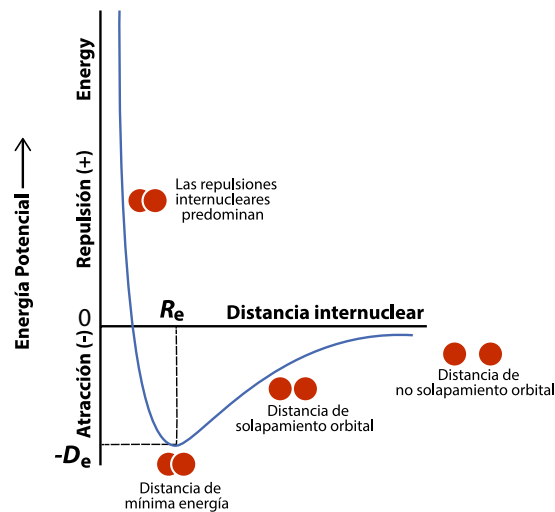


Figura 3. Potencial de Lennard-Jones.

La figura 4 muestra una gráfica desarrollada en varios momentos:

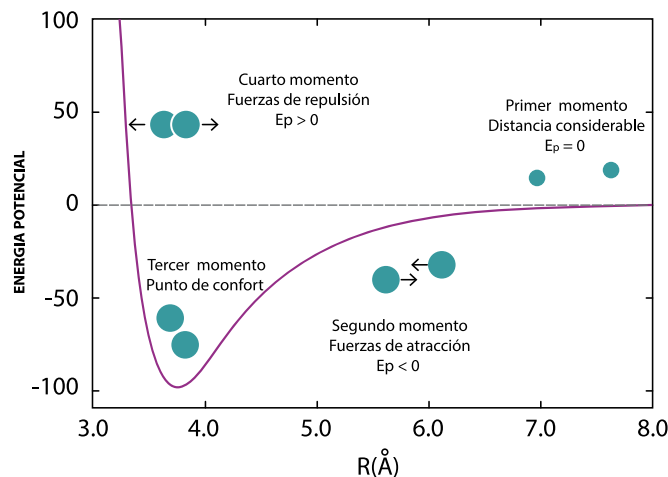


Figura 4. Potencial de Lennard-Jones en momentos.

**Primer momento:** Las dos moléculas o átomos se encuentran una distancia bastante considerable allí, se dice que la energía potencial es cero, no hay atracción, ni repulsión entre las moléculas.

**Según momento:** Las dos moléculas o átomos se encuentran más cerca produciendo una atracción electrostática. Las cargas positivas atraen a las cargas negativas y viceversa.

**Tercer momento:** Las moléculas o átomos llegan un punto de mínima energía potencial, allí las moléculas o átomos llegaron a un punto de confort donde hay un equilibrio de cargas electrostáticas, es decir es la mínima distancia que se pueden acercar.

**Cuarto momento:** Las moléculas o átomos superan la mínima distancia de acercamiento produciendo que las cargas del mismo signo se repelen.

Y así se completa esta gráfico.

De este modo, las fuerzas de repulsión son predominantes cuando las moléculas están muy próximas. En el caso de los gases a elevadas presiones, cuando un gran número de moléculas ocupan un volumen muy pequeño.







Por otra parte, las fuerzas de atracción tienen un rango de actuación relativamente grande y son efectivas sobre varios diámetros moleculares. Ellas son importantes cuando las moléculas están bastante cerca unas de otras pero no tanto como en el caso anterior, Las fuerzas de atracción no son efectivas cuando las moléculas están muy separadas.

Para estudiar los gases reales con mayor exactitud, necesitamos modificar la ecuación del gas ideal, tomando en cuenta las fuerzas intermoleculares vistas anteriormente y los volúmenes moleculares finitos y para ello el físico holandés van der Waals propuso la siguiente ecuación. Donde se presenta la presión y volumen corregido.

$$(p+a \frac{n^2}{V^2} (V- nb) = nRT$$

  
*Presión corregida*

  
*Volumen corregido*

Las letras a y b en la formula son constantes y son propias de cada gas. La letra a indica qué tan fuerte se atraen las moléculas de un gas determinado y b se refiere al tamaño molecular. Estas constantes se encuentran en tablas.

### Ejemplo:

Dado que 3.50 moles de NH<sub>3</sub> ocupan 5.20 L a 47°C, calcula la presión del gas (en atm) mediante la ecuación de gases ideales y la ecuación de van der Waals, donde:

$$V = 5.20 \text{ L}$$

$$T = (47 + 273) \text{ K} = 320 \text{ K}$$

$$n = 3.50 \text{ mol}$$

$$R = 0.0821 \text{ L atm/K mol}$$

$$a = 4.17 \text{ atm L}^2 / 8 \text{ mol}$$

$$b = 0.0371 \text{ L /mol}$$

a. Ecuación de gases ideales:

$$\begin{aligned}
 p &= \frac{nRT}{V} \\
 &= \frac{(3.50 \text{ mol}) (0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(320\text{K})}{5.20 \text{ L}} \\
 &= 17.7 \text{ atm}
 \end{aligned}$$



b. Ecuación de van der Waals:

$$\frac{an^2}{V^2} = \frac{(4.17 \text{ atm} \cdot \text{L}^2 / \text{mol}^2)(3.50 \text{ mol})^2}{(5.20 \text{ L})^2} = 1.89 \text{ atm}$$

$$nb = (3.50 \text{ mol})(0.0371 \text{ L} / \text{mol}) = 0.130 \text{ L}$$

$$(P + 1.89 \text{ atm})(5.20 \text{ L} - 0.130 \text{ L}) = (3.50 \text{ mol})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol})(320 \text{ K})$$

$$P = 16.2 \text{ atm}$$

Si notan la diferencia que hay entre la presión determinada con la ecuación de van der Waals y la ecuación de los gases ideales. ¿Es coherente? ¿Por qué?

Blank lined area for student response.

1. ¿En qué condiciones los gases exhibirán un comportamiento no ideal?

Blank lined area for student response.



2. ¿Cuál es la diferencia entre la ecuación de los gases ideales y la ecuación de van der Waals?

Blank writing area with horizontal lines for the answer to question 2.

3. Explica la gráfica correspondiente a la energía potencial de las moléculas en función de su distancia intermolecular.

Blank writing area with horizontal lines for the answer to question 3.

4. Calcula la presión ejercida por 4.37 moles de cloro molecular confinados en un volumen de 2.45 L a 38°C. Compara la presión con la calculada por medio de la ecuación del gas ideal.  $a = 6.49 \text{ atm} \cdot \text{L}^2 / \text{mol}^2$ ,  $b = 0.0562 \text{ L/mol}$

Blank grid area for calculations and comparison.



## Resumen

 Completa el siguiente cuadro comparativo:

Comportamiento	Gas real	Gas ideal
Actúan fuerzas intermoleculares.	Si	No
Las colisiones son perfectamente elásticas.		
Volumen de la molécula despreciable.		
Presión disminuye por fuerzas intermoleculares.		
$PV/RT = 1$		
Licuefacción de un gas.		

## Tarea

 Calcula las velocidades de las moléculas del aire y ordena según su velocidad de mayor a menor.



## Lista de referencias

McMurry McMurry, J. Química Orgánica, 5 . Edición, México, Ed. International Thomson Editores, S.A. de C.V., 2001.

Armando Pedrozo Julio. Exploremos la química 11, Prentice Hall.

