

# UNIVERSIDAD NACIONAL DE LUJÁN



## **Programa de Acciones Complementarias Becas Bicentenario**

PRIMER ENCUENTRO AÑO 2012

**DALE GAS!!!!**

### **Estudio de las leyes de los gases ideales.**

Abordado con enfoque interdisciplinario y con el uso de recursos informáticos.

Objetivos del encuentro:

- Conocer páginas interactivas y otros recursos que permitan entusiasmar a los alumnos en la enseñanza de gases.
- Diseñar una clase utilizando las nuevas herramientas tecnológicas
- Promover un tema disparador donde los alumnos puedan aplicar los programas utilizados en la clase y elaborar un documento final.
- Promover en los alumnos la discusión sobre los conceptos químicos estudiados utilizando el lenguaje coloquial y enriqueciéndolo, progresivamente, con los términos y expresiones científicas adecuados.
- Reforzar conceptos matemáticos necesarios para el estudio de las leyes de gases ideales.
- Leer en “clave química” las ecuaciones y cualquier otra forma de representación para dotarlas de significado y sentido para los estudiantes.

Desarrollo:

- Presentación (15 minutos)
- Lectura del material teórico sobre gases ideales entregado a los docentes. Selección de conceptos importantes (nodos) y confección de una red conceptual utilizando el cmap de las netbooks. (45 minutos)
- Acceder a la página educativa [www.educaplus.org/gases/gasideal.html](http://www.educaplus.org/gases/gasideal.html) y revisar cada una de las entradas para conocerla. (20 minutos)
- Café (15 minutos)

- Entrega de material teórico sobre conceptos matemáticos que se aplicarán: funciones lineales, hipérbolas, proporcionalidad directa e inversa, despeje de variables en las ecuaciones de gases ideales. (10 minutos)
- Recomendaciones para graficar las leyes de los gases ideales, primero en hojas milimetradas y luego utilizando el excell (como en el encuentro anterior). Actividad para hacer en sus casas.
- Presentación de artículos donde se relacione el estado gaseoso con otras disciplinas, ej biología. (10 minutos)
- Lista de links sobre el tema:
  -

[www.Intercentres.edu.gua.es/ies/iesleonardodavinci/Fisica/cinético-corpuscular/Gasen-Gegeak.pdf](http://www.Intercentres.edu.gua.es/ies/iesleonardodavinci/Fisica/cinético-corpuscular/Gasen-Gegeak.pdf)

[www.didactalia.net/comunidad/materiaeducativo](http://www.didactalia.net/comunidad/materiaeducativo)

[www.ddd.uab.cat/pub/edlc.../edlc\\_a2005nEXTRAp231unidid.pdf](http://www.ddd.uab.cat/pub/edlc.../edlc_a2005nEXTRAp231unidid.pdf)

- Realización de tres experiencias sencillas sobre presión utilizando materiales de uso cotidiano. (1/2 hora)
- Conclusiones (10 minutos)



# Estado Gaseoso

## Concepto de presión

La presión que ejerce un gas se define como la fuerza que ejercen sus moléculas sobre las paredes del recipiente que lo contiene.

**Presión:** Es la fuerza ejercida por unidad de área. Unidad: Pascal (Pa)

$$Pa = \frac{N}{m^2}$$

Se define como presión atmosférica a la presión que ejerce la atmósfera sobre la tierra. En condiciones estándar (1 atm) es la presión que ejerce una columna de Mercurio de 760 mm de altura a 0°C y al nivel del mar.

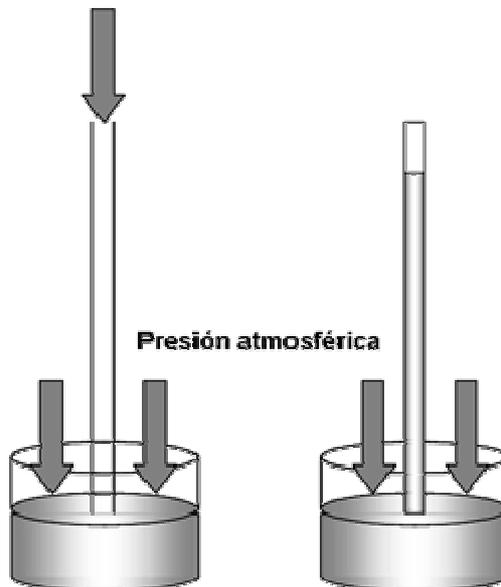
Las unidades son: atm, mmHg, torr y Pa

$$1 \text{ torr} = 1 \text{ mmHg} \quad 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$$

En el sistema internacional será:

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ kg m}/(\text{m}^2 \cdot \text{s}^2) = 101325 \text{ N}/\text{m}^2 = 101325 \text{ Pa}$$

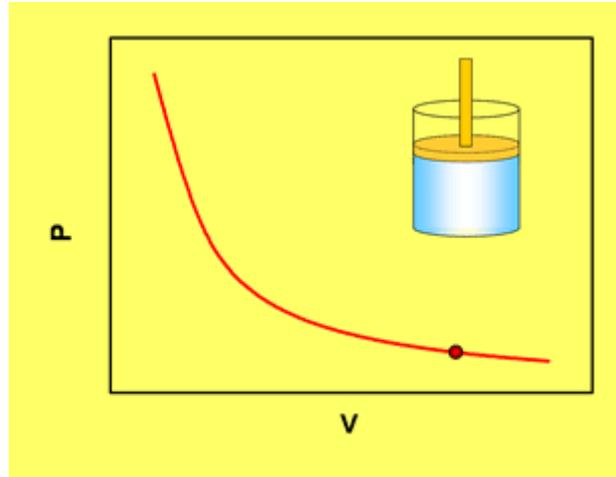
$$\mathbf{1 \text{ atm} = 1.01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}}$$



## Leyes de los Gases Ideales

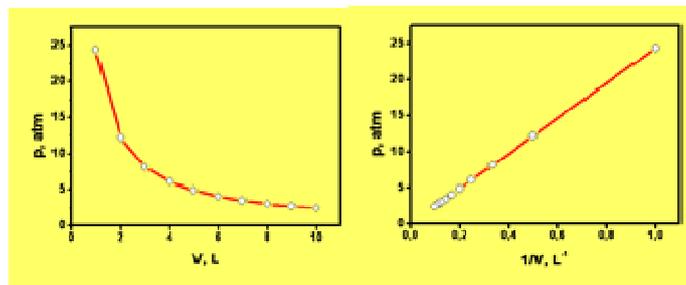
### Ley de Boyle. Relación Presión-Volumen.

Experimentalmente se observa que la variación de la presión con el Volumen a temperatura constante tiene la forma:



El volumen de una cantidad fija de un gas mantenido a temperatura constante es inversamente proporcional a la presión que ejerce el gas.

$$V \propto \frac{1}{p} \Rightarrow pV = k_1 \Rightarrow V = k_1 \frac{1}{p} \Rightarrow p_1 V_1 = p_2 V_2$$

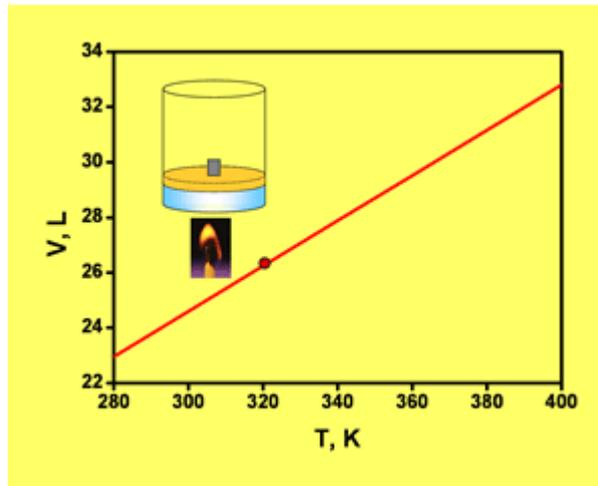


### Ley de Charles y Gay Lussac Relación Temperatura –Volumen

Experimentalmente se observa que la variación del Volumen con la temperatura a presión constante tiene la forma:

El volumen de una cantidad fija de gas, mantenida a presión constante, es proporcional a la temperatura absoluta del gas.

$$V \propto T \Rightarrow \frac{V}{T} = k_2 \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = k_2 = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$



### Ley de Avogadro. La Relación Volumen – Cantidad

A presión y temperatura constante, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente

$$V \propto n \Rightarrow V = k_3 n$$

### Ecuación de estado de los Gases Ideales

<table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="padding: 5px;">Ley de Boyle</td> <td style="padding: 5px;"><math>V \propto \frac{1}{p}</math></td> <td rowspan="3" style="font-size: 3em; padding: 0 10px;">}</td> <td rowspan="3" style="padding: 0 10px;"><math>\Rightarrow</math></td> <td rowspan="3" style="padding: 0 10px;"><math>V \propto \frac{nT}{p}</math></td> <td rowspan="3" style="padding: 0 10px;"><math>\Rightarrow</math></td> <td rowspan="3" style="padding: 0 10px;"><math>V = R \frac{nT}{p}</math></td> <td rowspan="3" style="padding: 0 10px;"><math>\Rightarrow</math></td> <td rowspan="3" style="padding: 0 10px;"><math>pV = nRT</math></td> </tr> <tr> <td style="padding: 5px;">Ley de Charles</td> <td style="padding: 5px;"><math>V \propto T</math></td> </tr> <tr> <td style="padding: 5px;">Ley de Avogadro</td> <td style="padding: 5px;"><math>V \propto n</math></td> </tr> </table>	Ley de Boyle	$V \propto \frac{1}{p}$	}	$\Rightarrow$	$V \propto \frac{nT}{p}$	$\Rightarrow$	$V = R \frac{nT}{p}$	$\Rightarrow$	$pV = nRT$	Ley de Charles	$V \propto T$	Ley de Avogadro	$V \propto n$	$R = \text{constante de los Gases}$	
Ley de Boyle	$V \propto \frac{1}{p}$	}								$\Rightarrow$	$V \propto \frac{nT}{p}$	$\Rightarrow$	$V = R \frac{nT}{p}$	$\Rightarrow$	$pV = nRT$
Ley de Charles	$V \propto T$														
Ley de Avogadro	$V \propto n$														

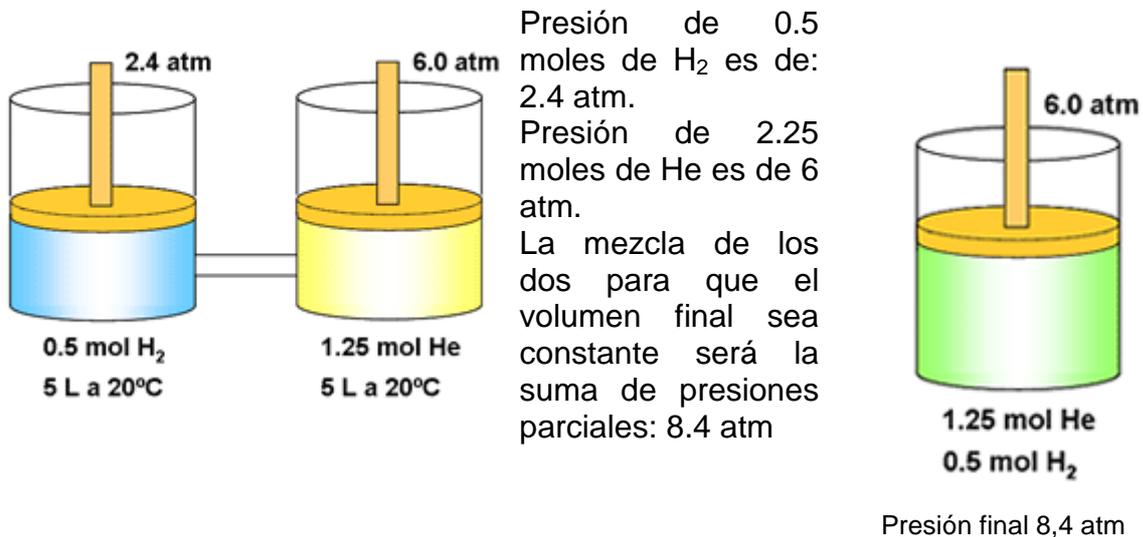
A 0°C, 1 atm de presión, el volumen que ocupa 1 mol de gas ideal es 22.414 L

$$R = \frac{pV}{nT} = \frac{(1 \text{ atm}) \cdot (22.4 \text{ L})}{(1 \text{ mol}) \cdot (273.15 \text{ K})} = 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

## Mezclas de Gases Ideales:

### Ley de Dalton de las presiones parciales:

La presión total de una mezcla de gases es en realidad la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera solo.



En el ejemplo, si se mantiene el volumen y la temperatura constante. La presión que ejercería 0.5 moles de  $H_2$  sería de 2.4 atmósferas. La presión que ejercería 1.25 moles de He sería de 6.0 atmósferas. La mezcla de esa cantidad de moles de cada gas ejercería una presión igual a la suma de las presiones que ejercería cada gas por separado, 8.4 atmósferas.

Supongamos la mezcla de dos gases: (A y B) en un volumen V.

$$\left. \begin{aligned} p_A &= \frac{n_A RT}{V} \\ p_B &= \frac{n_B RT}{V} \end{aligned} \right\} \Rightarrow p_T = p_A + p_B = \frac{n_A RT}{V} + \frac{n_B RT}{V} = (n_A + n_B) \frac{RT}{V} \Rightarrow p_T = \frac{n_T RT}{V}$$

**Relación entre presión parcial y presión total:** Supongamos la mezcla de N gases. La presión total será, como hemos visto la suma de las presiones parciales de cada gas.

$$p_T = p_A + p_B + p_C + \dots$$

Conocemos también la relación entre presión, volumen, temperatura y el nº de moles por la ecuación de los gases perfectos.

$$p V = n R T$$

## Teoría Cinética de los Gases

La teoría cinética de los gases parte de cuatro suposiciones:

1. Los gases son principalmente espacio vacío.
2. Las moléculas de un gas están en constante movimiento caótico.
3. Las colisiones que se producen entre las moléculas de un gas son elásticas, es decir, no existen fuerzas intermoleculares.
4. La presión que ejerce un gas es debida a las colisiones de las moléculas con las paredes del recipiente que las contiene.
5. La probabilidad de que una molécula choque con la superficie del recipiente que contiene el gas es proporcional a la concentración de dicho gas y a la energía de colisión.

### Aplicación de la teoría Cinética de los gases para determinar las leyes de los gases

**Compresibilidad de los gases: (suposición 1)** Los gases se pueden comprimir fácilmente y así ocupar un menor volumen.

*Ley de Boyle:*

$$p = \frac{N m \overline{u^2}}{3V} \quad \text{Si } T = \text{cte}, N_A = \text{cte} \Rightarrow \overline{m u^2} = \text{cte} \rightarrow p = \frac{\text{cte}}{V} \Leftrightarrow pV = \text{cte}$$

$$\overline{E_c} = \frac{1}{2} m \overline{u^2} = \frac{3}{2} \frac{RT}{N_A} \quad \text{Si } T \text{ y } n \text{ son constantes} \rightarrow p \propto \frac{1}{V}$$

---

*Ley de Charles:*

$$\left. \begin{array}{l} m \overline{u^2} = 2 \overline{E_c} \\ \overline{E_c} = \frac{3}{2} \frac{RT}{N_A} \\ p = \frac{N m \overline{u^2}}{3V} \end{array} \right\} \left. \begin{array}{l} \overline{m u^2} = \frac{3RT}{N_A} \\ V = \frac{NRT}{N_A p} \Rightarrow V = \frac{nRT}{p} \end{array} \right\}$$

Si  $n$  y  $p$  son constantes :  $V \propto T$

---

*Ley de Avogadro:*

$$\left. \begin{array}{l} m \overline{u^2} = \frac{3RT}{N_A} \\ p = \frac{N m \overline{u^2}}{3V} \end{array} \right\} p = \frac{NRT}{N_A V} \Rightarrow p = \frac{nRT}{V}$$

Si  $n$  y  $V$  son constantes :  $p \propto n$

---

*Ley de Dalton de las presiones parciales:*

Si las moléculas ni se atraen ni se repelen (suposición 3) la presión ejercida por un gas no será afectada por la presencia de otro.

$$p_T = p_A + p_B + p_C + \dots$$

## Comportamiento no ideal de los gases

Según la teoría cinética de los gases ideales las colisiones son elásticas (no existen fuerzas entre las moléculas) y los gases son principalmente espacio vacío

En los Gases reales existen fuerzas intermoleculares y las moléculas tienen un determinado tamaño

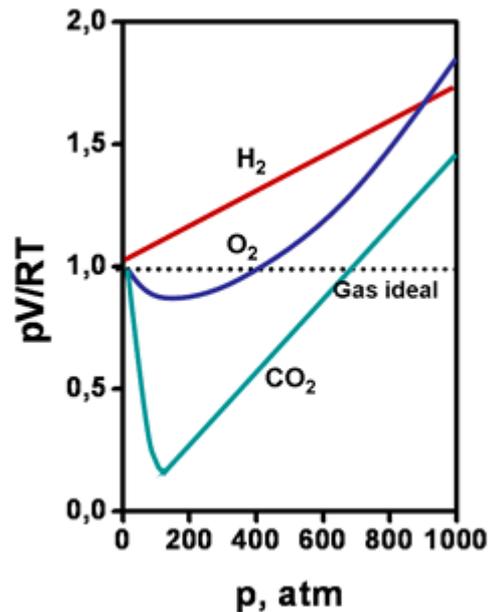
$$E_{201} = E_c + E_p \quad E_c \Leftrightarrow \text{movimiento}$$
$$E_p \Leftrightarrow \text{fuerzas interatómicas}$$

Como vimos, para un gas ideal:

$$pV = nRT \Rightarrow \frac{pV}{nRT} = 1$$

En condiciones de altas presiones o muy bajas temperaturas los gases dejan de comportarse de una manera ideal.

Es necesario modificar las ecuaciones que se utilizaban para relacionar presión, volumen, número de moles y temperatura. Para esto se utiliza la ecuación de Van der Waals, que no estudiaremos en este momento.



➤ Lista de links sobre el tema:

[www.Intercentres.edu.gua.es/ies/iesleonardodavinci/Fisica/cinético-corporcular/Gasen-legeak.pdf](http://www.Intercentres.edu.gua.es/ies/iesleonardodavinci/Fisica/cinético-corporcular/Gasen-legeak.pdf)

[www.didactalia.net/comunidad/materialeducativo](http://www.didactalia.net/comunidad/materialeducativo)

[www.ddd.uab.cat/pub/edlc.../edlc\\_a2005nEXTRAp231unidid.pdf](http://www.ddd.uab.cat/pub/edlc.../edlc_a2005nEXTRAp231unidid.pdf)

## LA MATEMÁTICA, EL LENGUAJE DE LA CIENCIA.

Uno de los desafíos que debemos enfrentar los docentes de las disciplinas científicas, es romper con el mito de su extrema dificultad para la comprensión y el aprendizaje, y en particular a la Matemática se le agrega el rechazo por una presunta desconexión con la realidad.

Estos espacios de encuentro que estamos compartiendo persiguen, entre otros, el objetivo de reflexionar sobre esos mitos, asumir la parte que nos toca a nosotros en su instalación o su revisión, y examinar algunos recursos que debemos tener en cuenta para promover en nuestros jóvenes el gusto por el aprendizaje de las Ciencias, la comprensión de la importancia de sus contenidos y la vocación por su estudio.

Parece claro que, cualquiera que sea la definición que adoptemos, el objetivo básico de la Ciencia es la *modelización* de los distintos aspectos de la realidad en términos comprensibles, de modo que puedan utilizarse estos modelos para *predecir* hechos aún desconocidos y, eventualmente, *descubrir* mecanismos que permitan modificar el entorno.

Para desarrollar esta tarea hace falta, como para cualquier actividad social, un *lenguaje*. Pero el lenguaje natural desarrollado por cada grupo social para transmitir e intercambiar información relativa a sus experiencias cotidianas, a sus emociones o necesidades, no es adecuado ni suficiente para este fin.

A partir de Galileo, Kepler y Newton, y aún más en el último siglo, todo lo que es esencial para el discurso científico se transmite a través de la matemática.

Este papel de la matemática como lenguaje de la ciencia ha sido ampliamente reconocido, aunque, por supuesto, la matemática es mucho más que eso: constituye un pilar fundamental de la cultura y avanza en desarrollos propios y formulación de modelos, sin ocuparse de encontrar los fenómenos de la realidad que esos modelos representan. Son las otras ciencias las que recurren a ese lenguaje para enunciar leyes, describir comportamientos y predecir resultados de sus propios objetos de estudio.

El lenguaje simbólico matemático ha resultado ser muy valioso para expresar las ideas científicas sin ambigüedad. La declaración  $a = F/m$  no es sólo una manera abreviada de decir que la aceleración de un objeto depende de la fuerza que se le aplique y de su masa, sino que es un enunciado preciso de la relación cuantitativa entre esas variables. Más importante aún, la matemática proporciona la *gramática* de la ciencia, las reglas para el análisis riguroso de ideas científicas y datos.

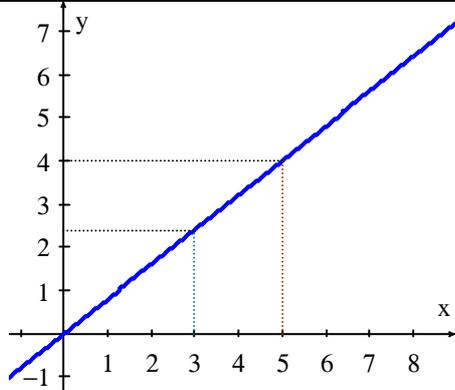
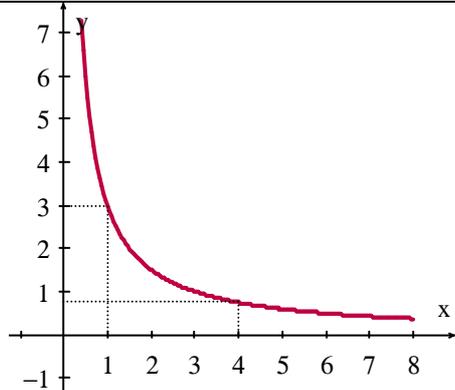
Entendemos que para intentar que el alumno deje de considerar a la Matemática como un conocimiento hermético, a veces inaccesible, y manifieste hostilidad hacia su aprendizaje, un buen recurso puede ser aprovechar la estrecha vinculación que tiene la Matemática con las Ciencias de la Naturaleza. De este modo el alumno podrá asignar significado a ciertas fórmulas y combinaciones de signos, y comprenderá que para expresar con claridad los conceptos que esas fórmulas describen y obtener a partir de ellas nuevas relaciones entre las variables

involucradas, debe adquirir dominio de las reglas operativas que la Matemática le ofrece.

Es claro que nuestra comunicación con los estudiantes apela frecuentemente al uso de expresiones coloquiales, pero al momento de definir un concepto o enunciar una propiedad, es bueno insistir con el uso del vocabulario preciso, de modo que los estudiantes logren apropiarse de él y adquieran el hábito de utilizarlo.

En cuanto a las leyes que nos ocupan hoy, las variables están relacionadas por medio de funciones de proporcionalidad, directa o inversa, y en su tratamiento procuraremos expresarlas de distintos modos de significado equivalente, para enriquecer nuestro discurso y dotar a los alumnos de mayor soltura y precisión de vocabulario.

En esta oportunidad, hemos tratado de identificar qué tipo de proporcionalidad se establece, y traducir los enunciados aquí expresados a las particulares variables de presión, volumen, temperatura, etc.

<p><b>PROPORCIONALIDAD DIRECTA</b></p> $\frac{y}{x} = k \Leftrightarrow y = k \cdot x \quad (k \neq 0)$ $\frac{y_1}{x_1} = \frac{y_2}{x_2} = \frac{y_3}{x_3} = \dots = k \quad (k \neq 0)$ <p>Decir que dos cantidades son <b>directamente proporcionales</b> significa que la <b>razón</b> entre ellas permanece <b>constante</b>.</p>	
<p><b>PROPORCIONALIDAD INVERSA</b></p> $x y = k \Leftrightarrow y = \frac{k}{x} = k \frac{1}{x} \quad (k \neq 0)$ <p>Decir que dos cantidades son <b>inversamente proporcionales</b> significa que el <b>producto</b> entre ellas permanece <b>constante</b>. También se dice que “y es proporcional al inverso de x”.</p>	

Es importante examinar el uso que se hace del término “razón”, ya que no siempre es sinónimo de “fracción”, lo cual puede acarrear dificultades de comprensión para los estudiantes.

La idea clave para establecer la diferencia entre ambos conceptos es que las fracciones son “cualquier par ordenado de números enteros cuya segunda componente es no nula”, mientras que una razón es “un par ordenado de cantidades de magnitudes”. Cada una de esas cantidades viene expresada mediante un número real y una unidad de medida.