

ONTOLOGÍA Y EPISTEMOLOGÍA REALISTA PARA EL ANÁLISIS SEMÁNTICO DE LA PRESENTACIÓN DE LAS LEYES DE LOS GASES IDEALES EN LIBROS DE QUÍMICA.

Rocío Ogaz Rojas, Joaquín Castillo Poblete, Waldo Quiroz Venegas, Cristian Merino Rubilar
Instituto de Química, Laboratorio de Didáctica de la Química
Pontificia Universidad Católica de Valparaíso
Avenida Universidad 330, Curauma, Valparaíso
rocio.ogaz24@gmail.com - 032-2274946

Resumen.

En el presente trabajo, se aplica una herramienta para identificar errores en la presentación de las leyes naturales en los libros de texto sobre la base de la epistemología y ontología del realismo científico. La herramienta es capaz de identificar los errores de diferentes tipos. En este trabajo, las leyes de los gases son utilizadas como un ejemplo de la aplicabilidad del instrumento. En este caso, hemos encontrado errores en la mayoría de los libros de texto universitarios que hemos analizado. La mayoría de los errores se levantó de la desconexión entre los niveles simbólicos y microscópicos. Las presentaciones de la ley de Charles, Gay-Lussac, Avogadro y Dalton en química general se dan en los libros de texto que incluyen ilustraciones basadas en una perspectiva macroscópica, en el que el mecanismo de compresión macroscópica está completamente desconectado del modelo microscópico de colisión atómico-molecular. Esta desconexión se traduce en la presentación incorrecta de las leyes, lo que puede causar una mala concepción por parte del lector.

Palabras clave: Análisis de libros de texto, secuencia, ontología, ley de los gases, modelos

1. Introducción

Las primeras leyes de los gases fueron desarrolladas a finales del siglo XVII, cuando los científicos empezaron a darse cuenta de que en las relaciones entre la presión, el volumen y la temperatura de una sustancia gaseosa, en un sistema cerrado, se podría obtener un patrón válido para todos los gases. Sin embargo, no fue hasta el siglo XIX, que científicos como Robert Boyle, Jacques Charles, Joseph Gay-Lussac, Amadeo Avogadro y John Dalton publicaron una serie de

resultados que los catapultaron a la presencia perpetua en los libros de texto. Gracias a esto ahora casi todo estudiante de secundaria o de química en la universidad sabe o debería saber que estos científicos determinaron y predijeron relaciones sencillas en y entre las sustancias gaseosas .

Pero interpretar el concepto de gas y más aún las leyes que los gobiernan, es complejo. La idea clave donde nuestros estudiantes reconocen que los conceptos de la teoría de partículas son construcciones intelectuales basadas sobre diversas suposiciones que superan la observación directa. Una suposición importante que podemos encontrar en la teoría cinética es que el comportamiento cinético de las partículas hipotéticas es análogo en varios aspectos al comportamiento mecánico de los cuerpos. Sin embargo, el comportamiento mecánico de los cuerpos no tiene una descripción sencilla, sino que pueden ser explicados de formas diferentes por distintas teorías. Suponer que las partículas se comportan como los cuerpos macroscópicos, es recurrir a la teoría mecánica newtoniana, que influye como característica fundamental movimiento de inercia en línea recta y velocidad constante. La presunción de movimiento de inercia requiere la aceptación del “espacio vacío ilimitado” como noción necesaria. Al aplicar mecánica newtoniana a partículas gaseosas, las concebimos como moviéndose en líneas rectas en el vacío, chocando entre ellas y con las paredes del recipiente que las contiene, creando estadísticamente un movimiento aleatorio. Con esta idea, se pueden describir y explicar diversos fenómenos en fase gaseosa, como la naturaleza tendente a “rellenar el espacio” del gas en un recipiente cerrado, la presión del gas ejercida en todas direcciones, la difusión del gas, entre otros.

Así cuando decimos los profesores, o más bien, los libros de texto establecen a nuestros estudiantes que las partículas tienen un movimiento intrínseco, entonces, ¿podemos dar por supuesto que están pensando en el movimiento de las partículas en el contexto del marco newtoniano? Afirmar esto es arriesgado. En el currículum escolar chileno nuestros estudiantes estudian muchas otras temas antes que la mecánica newtoniana, incluso cuando han estudiado ideas relativas a fuerza y movimiento ya sea en la escuela o en la universidad utilizan ideas intuitivas o marcos alternativos similares al modo de pensar aristotélico . Sin embargo, los textos escolares o universitarios como están apoyando en esta tarea. ¿Qué tipo de relaciones causales les presentan al lector?, ¿realmente ilustran de forma apropiada las relaciones causales que permiten realizar inferencias apropiadas? Afirmar estas ideas es riesgoso, dado que no necesariamente

disponemos de suficientes instrumentos para evaluar el patrón de causalidad en las leyes naturales.

2. Leyes Naturales

El concepto de ley natural está estrechamente relacionado con la postura filosófica que se adopta desde su definición. De acuerdo al realismo científico, propuesta dualista, el concepto de ley hace referencia a dos ámbitos del conocimiento natural. El primero en el plano de las ideas el concepto de ley hace referencia a la fórmula legaliforme que contiene los conceptos científicos, siendo este ámbito relacionado con la epistemología. La segunda relación se establece con la realidad, bajo la aceptación del determinismo ontológico, el concepto de ley hace referencia a los patrones causales que rigen el comportamiento del mundo material.

Epistemológicamente, una ley natural es una subcategoría de hipótesis científica. Para efectos del realismo científico una hipótesis científica es una conjetura, una afirmación respecto del mundo material del cual no tenemos acceso directo, esta conjetura es además fundamentada en una teoría científica y contrastable empíricamente. Luego una hipótesis que presente evidencia favorable se denomina como hipótesis convalidada.

Luego una ley es una categoría especial de hipótesis científica, la cual además de cumplir todos los requisitos anteriores, esta debe ser además una afirmación del tipo universal. Esto implica que toda hipótesis debe presentar en su enunciado un patrón de causalidad, variables causa y variables efecto, con un mecanismo que contrastado empíricamente que fundamente la selección de las variables causa y las variables efecto.

Dentro de este marco de referencia, la epistemología está estrechamente ligada a la ontología. Esto por cuanto las variables de una ley deben tener una referencia material. De acuerdo al realismo científico la realidad material tiene 5 categorías ontológicas, la categoría de cosa u objeto, propiedad, proceso, suceso y estado. Se entiende que bajo el sistema filosófico realista, toda afirmación científica debe hacer referencia alguna de estas categorías ontológicas por cuanto toda afirmación científica es una afirmación respecto del mundo material.

Uno de los aspectos más interesantes que tiene esta propuesta para la educación científica es que la unión entre una epistemología y ontología realista se transforma en una herramienta de análisis

semántico del contenido científico muy poderosa, aunque escasamente explotada. Por ejemplo, un análisis semántico del concepto de energía, bajo este marco de referencia, lleva a concluir que este concepto hace referencia a una propiedad de los objetos materiales. Es decir, la energía ontológicamente no es una cosa, no tiene existencia propia, la energía como toda propiedad, se manifiesta en una cosa, es la energía de las cosas.

El año 2015 nuestro grupo de investigación en educación química aplicó esta propuesta al análisis semántico de la ley de Boyle, $P V = k$. De acuerdo a este marco de referencia presión (P) y volumen (V) son propiedades de un gas. Luego el patrón de causalidad asociado al mecanismo contrastado de colisiones atómico-moleculares, asocia a V como causa y a P como efecto. En base a este análisis se desarrolló una herramienta para evaluar la presentación de la ley de Boyle en textos de Química General de nivel universitario. Los resultados mostraron que de 14 textos analizados, la mayoría presentan errores, siendo la confusión entre el proceso de compresión vs. el de colisión atómico molecular el error más frecuente, asociando erróneamente a la presión como causa y al volumen del gas como efecto .

Considerando que en el marco de la teoría cinética de los gases la ley de Boyle es solo una de las 5 leyes que combinadas forman parte de la ecuación del gas ideal, nos propusimos extender este análisis a todas ellas. Este análisis consiste en la identificación del patrón de causalidad y en base al mecanismo de colisiones atómico moleculares, asignar la causa y el efecto de c/u de ellas.

3. Análisis ontológico de las leyes de la ecuación del gas ideal

3.1 Ley de Boyle

Como mencionamos anteriormente, la ley de Boyle ya fue analizada en un trabajo previo. Brevemente estos resultados son los siguientes.

$$\text{Ley de Boyle} \quad P V = k \quad (\text{moles y } T^{\circ} \text{ constantes})$$

P: Presión. Clasificación ontológica, propiedad de un gas

V: Volumen de un gas. Clasificación ontológica, propiedad de un gas.

Siendo P y V ambas variables con una misma clasificación ontológica, es necesario establecer cuál es la variable independiente o causa y cuál es la variable dependiente o efecto. Para ello hay que tener claridad con el mecanismo microscópico. En la Figura 1 tomada de la misma

referencia, se presenta el esquema de colisiones moleculares sobre un recipiente cerrado por un émbolo.

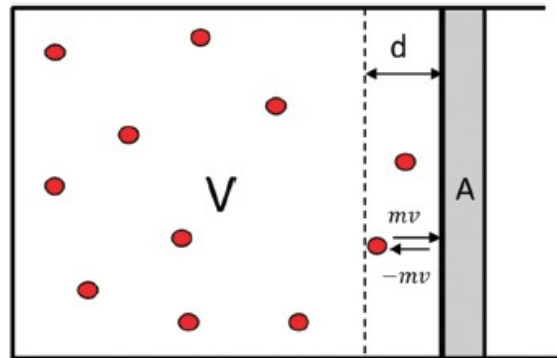


Figura 1: Colisiones atómico-moleculares con una pared de pistón de área A. Los círculos rojos representan las partículas atómico-moleculares de un gas. En este contexto, la presión es la fuerza ejercida sobre el área del émbolo, la cual se define como $P = \frac{F}{A}$, siendo la fuerza F definida como el cambio de momentum “p” durante una colisión en una unidad de tiempo “t”. Lo anterior se iguala al número de partículas que colisiona con la pared por su masa “m” a una velocidad “v”.

$$F = \frac{\Delta p}{\Delta t} = N \frac{m v^2 A}{V}$$

Despejando las ecuaciones, la relación presión y volumen sería entonces $P = N \frac{m v^2}{V}$, siendo N, m y v^2 constantes. El mecanismo de colisiones nos lleva a plantear por lo tanto que en la medida que el volumen del recipiente disminuye, luego el número de partículas que puede colisionar sobre la pared A aumenta, aumentando por lo tanto la presión.

Ley de Boyle $PV = k$ (moles y T° constantes)

V Causa, P efecto. El mecanismo es por lo tanto:

$$V \rightarrow f \rightarrow P$$

Siendo f la fracción de partículas que colisionan contra la pared A de la figura 1.

3.2 Ley de Charles

La ley de Charles que nos relaciona volumen con temperatura en condiciones de moles y presión constantes y es la siguiente:

$$\frac{V}{T} = k \quad (n \text{ y } P \text{ constantes})$$

Siendo “V” el volumen, ontológicamente una propiedad del gas y “T” la temperatura, ontológicamente también propiedad del gas. En ausencia de un mecanismo explicativo, el patrón de causalidad podría interpretarse tanto asumiendo que V es la causa y T el efecto o por el contrario, que T es la causa y V el efecto. Sin embargo, si comprendemos el fundamento microscópico de este proceso, asociados a las colisiones moleculares veremos que el patrón de causalidad correcto es “T” como causa y “V” como efecto.

El mecanismo explicativo es el siguiente. En la medida en que se incrementa la temperatura de un sistema gaseoso por transferencia de energía, luego la energía cinética de cada partícula de gas se incrementará en base a la expresión:

$$E_k = \frac{3}{2} kT$$

Siendo E_k la energía cinética del gas y T la temperatura del gas. Luego al incrementar la energía cinética E_k , considerando que la masa “m” de cada partícula de gas es constante, entonces la velocidad v de cada partícula de gas se incrementará en base a la siguiente expresión:

$$E_k = \frac{1}{2} m v^2$$

Al aumentar v promedio de cada partícula entonces el número de colisiones de partícula por área de cilindro se incrementará aumentando la presión del gas sobre el émbolo en base a la siguiente expresión:

$$P = N \frac{m v^2}{V}$$

Siendo N el número total de partículas, m la masa de cada partícula, v su velocidad y V el volumen total del cilindro. Ahora bien, este incremento diferencial de presión, al estar en un sistema de émbolo móvil considerando que la ley de Charles es a volumen variable, genera que el sistema incremente su volumen V hasta que la presión interna del gas se iguale a la presión externa. En resumen, el mecanismo explicativo sería:

$$T \rightarrow E_k \rightarrow v \rightarrow P \rightarrow V$$

Entendiendo que el incremento de P es infinitesimal por cuanto P en última instancia siempre se iguala a la presión externa.

3.3 Ley de Gay-Lussac

La ley de Gay-Lussac relaciona presión y temperatura en condiciones de volumen y número de moles constantes y es la siguiente:

$$\frac{P}{T} = k \quad (n \text{ y } V \text{ constantes})$$

Al igual que en el caso de la ley de Charles, para este caso se puede establecer con claridad que la temperatura “T” del gas es la causa y la presión P del gas es el efecto. El mecanismo explicativo es del todo consistente con esto por cuanto a volumen “V” constante, las expresiones anteriores se reducen a lo siguiente

A mayor temperatura se incrementa la energía cinética E_k en base a la misma expresión

anterior: $E_k = \frac{3}{2} kT$

Luego al incrementar E_k la velocidad v de las partículas aumentan en base a:

$$E_k = \frac{1}{2} m v^2$$

Finalmente, dado que V es constante, al aumentar v aumenta la presión “P” en base a la siguiente expresión:

$$P = N \frac{m v^2}{V}$$

La conexión causal en este caso sería:

$$T \rightarrow E_k \rightarrow v \rightarrow P$$

3.4 Ley de Avogadro

Bajo nuestro marco de referencia, la hipótesis de Avogadro también cumple los requisitos de ser una ley. Esto por cuanto el enunciado que se realiza es de igual forma universal, posee un mecanismo explicativo y finalmente evidencias a favor. El enunciado bajo una estructura

predicativa es enuncia de muchas formas. Sin embargo, de forma matematizada a temperatura y presión constante es el siguiente

$$V = k n \quad (P \text{ y } T \text{ constante})$$

Siendo V el volumen del gas y n el número de moles. Esta es una de las leyes más fáciles de asignar un patrón de causalidad. Es evidente que la causa es el número de moles “ n ” y el efecto es V. El patrón de causalidad inverso es completamente ilógico y violaría la ley de conservación de la masa por cuanto un incremento de V no puedo generar moléculas como efecto. Ahora bien, de todas formas es importante dar testimonio del mecanismo y análogamente, utilizando las expresiones anteriores tenemos que en la medida en que se incrementa el número de moles “ n ”, evidentemente se incrementará el número total de partículas de gas N bajo la siguiente relación:

$$N = n \cdot 6.02 \times 10^{23}$$

Donde 6.02×10^{23} es el número de Avogadro. Luego al aumentar el número total de partículas, esta incrementará de forma infinitesimal la presión interna del gas la cual generará un aumento de volumen “V” hasta que esta se iguale a la presión externa bajo la siguiente relación:

$$P = N \frac{m v^2}{V}$$

Por lo que el mecanismo de relaciones causales sería:

$$n \rightarrow N \rightarrow P \rightarrow V$$

Entendiendo que el incremento de P es infinitesimal por cuanto P en última instancia siempre se iguala a la presión externa.

3.5 Ley de Dalton

La ley de Dalton establece que la suma de presiones parciales de los gases es igual a la presión total, a volumen y temperatura constante. En la mayoría de los textos se enuncia de la siguiente manera.

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 \dots + P_n \quad (V \text{ y } T \text{ constantes})$$

Siendo P_1, P_2 y P_3 y P_n gases de distintas sustancias. En estricto rigor, el enunciado anterior es análogo a la relaciones $P_T = n_T k$ (V y T constantes)

$$n_T = n_1 + n_2 + n_3 \dots + n_n$$

En estricto rigor el patrón de causalidad en esta ley es el aumento de moles de cualquiera de las sustancias $n_1 + n_2 + n_3 \dots + n_n$ es la causa, luego esto genera un incremento de los moles totales n_T . Luego un incremento de n_T genera un incremento del número total de partículas N de acuerdo a la siguiente expresión:

$$N = n \cdot 6.02 \times 10^{23}$$

Finalmente a volumen constante V y temperatura T constante, un incremento de N , genera un aumento de P de acuerdo a la siguiente expresión.

$$P = N \frac{m v^2}{V}$$

En este caso, n_T es la causa P es el efecto y el mecanismo sería el siguiente.

$$n_1 + n_2 + n_3 \dots + n_n \rightarrow n_T \rightarrow N \rightarrow P$$

Como resumen podemos establecer los patrones causales y los mecanismos esquematizados en la tabla 1.

Tabla 1: Leyes de gases, sus patrones causales y mecanismos

Ley	Causa	Efecto	Mecanismo
Boyle ($P V = k$)	V	P	$V \rightarrow f \rightarrow P$
Charles ($V = k T$)	T	V	$T \rightarrow E_k \rightarrow v \rightarrow P \rightarrow V$
Gay-Lussac ($P = k T$)	T	P	$T \rightarrow E_k \rightarrow v \rightarrow P$
Avogadro ($V = k n$)	n	V	$n \rightarrow N \rightarrow P \rightarrow V$
Dalton ($P = k n$)	n	P	$n^i \rightarrow n^T \rightarrow N \rightarrow P$

4. Análisis de textos científicos

Para efectos de este trabajo hemos decidido analizar la presentación de estas leyes en los libros de texto universitarios y del sistema escolar en el contexto de sus patrones de causalidad y su

conexión con mecanismos explicativos microscópicos asociados a las colisiones atómico-moleculares. Hoy en día nos encontramos frente a un mundo donde la ciencia y tecnología está más vigente que nunca, lo que es muy importante para la sociedad. Actualmente en el currículum se aborda el tema de gases como primera unidad de 8° básico. Su presentación es aritmética, dándole poca importancia a la explicación microscópica y macroscópica

En el presente trabajo, en una de sus partes, se analizó las leyes de los gases, presente en 6 libros de química de nivel universitario, que concierne a las leyes de los gases (Tabla 2). El método utilizado para su análisis se basa en la ontología del Realismo Científico. Bajo esta perspectiva, se analizó imágenes, figuras, textos, gráficos, y relaciones entre éstos. Primero identificando el patrón de causalidad, lo que es fundamental para establecer una ley. A continuación presentamos los resultados de cada ley en los textos revisados.

Tabla 2: Descripción de la muestra

Autores	Titulo	Año	Editorial	Código
W. L. Masterton, C.N. Hurley	Principios y reacciones, 4 ed	2004	Thomson Paraninfo	L1
H. E. L. Theodore L. Brown, Jr., Bruce E. Bursten, Julia R. Burdge.	Química la Ciencia Central, 9 ed	2004	Pearson educación	L2
J. C. Kotz, P. M. Treichel, G. C. Weaver	Química y reactividad química, 6 ed	2005	Thomson Paraninfo	L3
K. W. Whitten, K. D. Gailey, R. E. Davis	Química, 8 ed	2008	McGraw - Hill	L4
R. Chang	Química, 9 ed	2007	McGraw - Hill	L5
P. Atkins, L. Jones	Principios de química, 5 ed	2012	Panamericana	L6

4.1 Ley de Boyle

En la Tabla 3 se presenta el análisis de libros de texto para la ley de Boyle. En ella se observa que la relación entre esta ley (Variables P y V) y la ley del gas ideal es explícita en todos los textos. Sin embargo, el patrón de causalidad en los gráficos de 3 de estos textos está invertido, esto quiere decir que asocian al eje x, la variable independiente a la presión “P” en vez del volumen “V”. Además, en 4 de los 6 libros el patrón de causalidad está invertido en el texto. Por otra parte, 4 de los libros no se conectan con el mecanismo microscópico de colisión, siendo además todos ellos los de ediciones más antiguas.

Tabla 3: Análisis ontológico de la ley de Boyle

Libros	Relación explícita	Causalidad	Microscópica
L1	✓	✓ G*	-
L2	✓	✓ G*T	-
L3	✓	✓ I T*	-
L4	✓	✓ G*T*	-
L5	✓	✓ GIT*	✓ I
L6	✓	✓ GIT*	✓ I**T

Simbología

G: Gráfico

I: Imagen

T: Texto

G*: El patrón de causalidad se presenta invertido en el gráfico

I*: La imagen y el texto de la imagen se presenta confuso (el experimento puede generar confusión)

Microscópica I**: la imagen se presenta en otra página de donde se explica la ley, sin embargo el lead de la imagen está en lo correcto.

T*: El texto presenta el patrón de causalidad, sin embargo se encuentra invertido como se muestra en la figura 2.

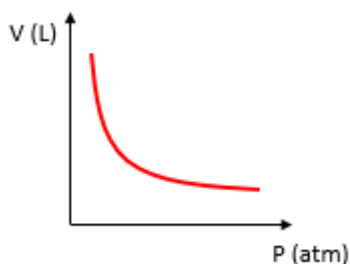


Figura 2: Representación gráfica de un patrón de causalidad invertido para la presentación de la ley de Boyle.

L1, L2 Y L4: Entendiéndose el gráfico como la evidencia de la presencia de causalidad en la ley de Boyle. (Eje X: Causa <independiente>, y eje Y: Efecto <dependiente de la causa>). En este caso, el patrón de causalidad de la ley de Boyle (expuesto en el gráfico anterior), se encuentra incorrecto, ya que el volumen corresponde a la causa, y la presión corresponde al efecto, como se muestra en la Figura 3.

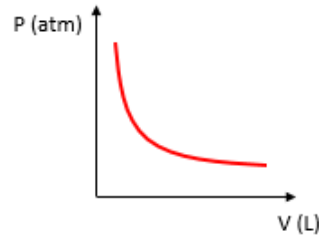


Figura 3: Representación gráfica de un patrón de causalidad correcto para la presentación de la ley de Boyle.

En este gráfico se presenta el patrón de causalidad correctamente, ya que en el eje X se presenta la causa: volumen, y en el eje Y se presenta el efecto: presión. Esta representación gráfica correcta se encuentra en L5 y L6. Los libros que presentan el patrón de causalidad en el texto corresponden a 5, encontrándose solo correcto en uno, sin embargo este libro, en el gráfico presenta el patrón de causalidad invertido. Un ejemplo de cómo se encuentra la causalidad dentro del texto es el siguiente: “... *Por otro lado cuando el volumen de un gas se comprime, la presión del gas aumenta...*” (Brown, 2004, pág. 371). Finalmente para efectos de la representación microscópica, ésta se encuentra a través de imágenes y en el texto, sin embargo en la imagen de un libro se presenta un experimento que puede generar confusión (L3). A modo de ejemplo de evidencia de explicación microscópica, se presenta la figura 4 (L6):

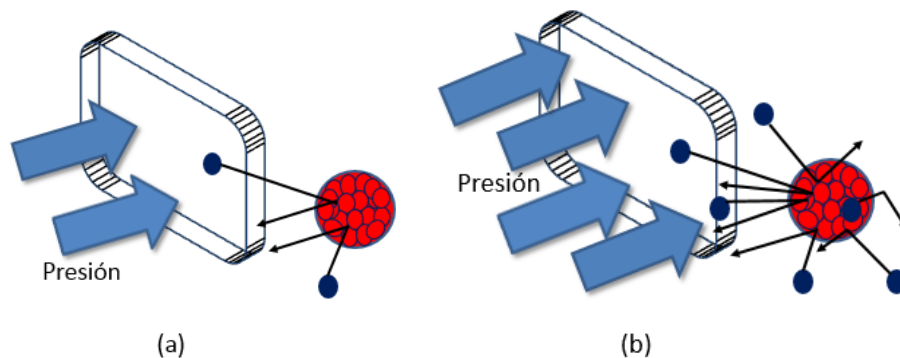


Figura 4: La imagen contiene una explicación microscópica de la ley de Boyle, al igual que el texto de la imagen: “(a) *La presión de un gas se origina en el impacto de sus moléculas sobre las paredes del recipiente.* (b) *Cuando el volumen de la muestra disminuye, se encuentran más moléculas en un volumen dado y, por lo tanto, hay más colisiones sobre las paredes en la misma área en un intervalo de tiempo dado. Dado que ahora el impacto sobre las paredes es mayor, mayor será la presión.*” (Atkins, 2012, pág. 141), estableciendo correctamente el patrón de causalidad. Lo único que desfavorece a la imagen, es que se encuentra en una página posterior a la parte del texto donde se explica la ley de Boyle.

4.2 Ley de Charles

En esta ley, en todos los textos se establece una relación explícita entre T y V, al igual que la ley de Boyle. Sin embargo cabe destacar que lo que respecta a causalidad, todos los textos lo presentan de forma correcta, ya sea mediante un gráfico, una imagen o con el texto en sí. En cuanto a la representación microscópica, solo 2 libros la presentan, siendo éstos de ediciones más recientes dentro de los libros analizados.

Tabla 4: Análisis ontológico de la ley de Charles

Libros	Relación explícita	Causalidad	Microscópica
L1	✓	✓ G	-
L2	✓	✓ G	-
L3	✓	✓ GIT	-
L4	✓	✓ GIT	-
L5	✓	✓ GIT	✓ I
L6	✓	✓ GT	✓ T

Al igual que en la ley anterior, el patrón de causalidad se presenta en su mayoría a través de gráficos, sin embargo, en la ley de Charles, los gráficos se presentan con el patrón de causalidad correcto, un ejemplo de esto se representa en la Figura 4.

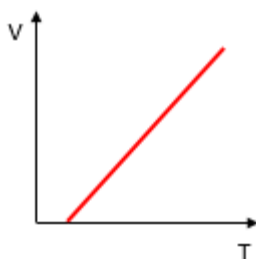


Figura 5: Representación gráfica de un patrón de causalidad correcto para la presentación de la ley de Charles.

Entendiéndose T: temperatura como variable independiente (causa), y V: volumen como variable dependiente (efecto).

Cuando el patrón de causalidad se presentó en el texto, también está en lo correcto, por ejemplo un libro señala: “... *Charles y Gay-Lussac llevaron a cabo diversos experimentos*

con la esperanza de mejorar el comportamiento de sus globos. Encontraron que, si la presión proporcionada se mantiene constante, el volumen de un gas aumenta al elevarse su temperatura...” (Atkins, 2012, pág. 139). Luego, para la representación microscópica se presenta una imagen explicativa, que a su vez representa la causalidad, ésta es similar a la figura 6 presente en L5:

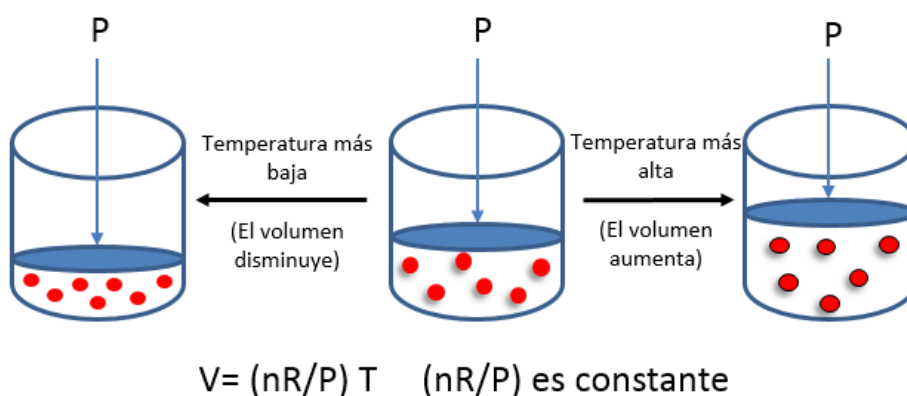


Figura 6: Calentamiento de un gas a presión constante

4.2 Ley de Gay-Lussac

Como se muestra en la tabla 5, en 3 libros se le ve dentro del marco de la ley de Charles, como una variación de esta ley, en cuanto a las variables mencionadas, ya que la ley de Charles relaciona volumen y temperatura a presión constante, mientras que en la ley de Gay-Lussac se relaciona la presión con la temperatura a volumen constante. En cuanto a la causalidad, ésta se hace presente en 2 libros, representada en gráficos, los cuales presentan correctamente la causa y el efecto, y un libro presenta la explicación microscópica, a través de una imagen.

Tabla 5: Análisis ontológico de la ley de Gay Lussac

Libros	Relación explícita	Causalidad	Microscópica
L1	✓	✓ G	-
L2	-	-	-
L3	-	-	-
L4	-	-	-
L5	✓	-	✓ I
L6	✓	✓ G	-

Cabe mencionar que el que ciertos libros presenten esta ley como una “variación” de la ley de Charles, puede causar errores, debido a las variables que representa cada ley por separado y a la relación que estas presentan. Además de mencionar la causa y el efecto. Los gráficos presentes en 2 libros, representan la causalidad de la ley, de forma correcta de acuerdo como se presenta en la Figura 7:

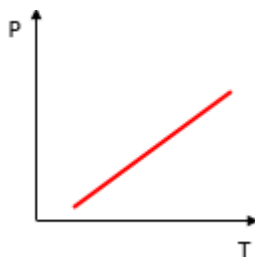


Figura 7: Representación gráfica de un patrón de causalidad correcto para la presentación de la ley de Gay Lussac.

La representación microscópica se presenta solo en un libro (L5), por lo que presentamos un ejemplo de cómo se encontró ésta:

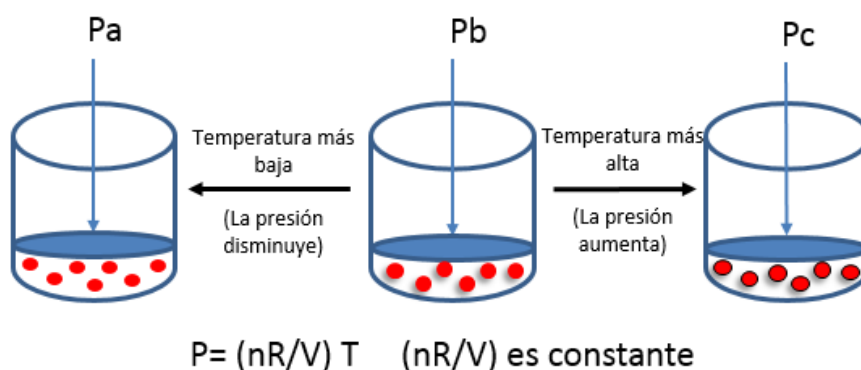


Figura 8: Calentamiento de un gas a volumen constante

4.3 Ley de Avogadro

En la tabla 6 se muestra que todos libros presentan una relación explícita entre esta ley y la ley del gas ideal. Hay dos libros que no consideran la ley de Avogadro como LEY, sino que como hipótesis y como relación. Mientras que cuatro presentan un patrón de causalidad, ya sea con un gráfico, una imagen, o en el texto. Sin embargo la explicación microscópica se encuentra en 1 libro.

Presentación como hipótesis de Avogadro (Kotz, 2005, pág. 480)

“En 1811, Amadeo Avogadro empleó las investigaciones sobre gases del químico Joseph Gay-Lussac (1778-1850) para proponer que *volúmenes iguales de gases en las mismas condiciones de temperatura y presión tienen igual número de moléculas*. Esto se conoce actualmente con el nombre de **hipótesis de Avogadro**. En otras palabras, el volumen de un gas, a temperatura y presión dadas es directamente proporcional a la cantidad de gas (mol)”. Este libro no plantea la hipótesis de Avogadro como ley, en este sentido el libro omite el concepto de ley. Sin embargo evidencia la conjetura de Avogadro.

Presentación como relación de Avogadro (Atkins, 2012, pág. 140)

“El principio de Avogadro no es una ley, pues no se basa únicamente en la observación, sino también en un modelo de materia, según el cual la materia está formada por moléculas. Aunque no hay dudas acerca de que la materia está formada por átomos y moléculas, éste sigue siendo un principio y no una ley”. El libro claramente presenta una confusión conceptual, ya que toma una ley como una **generalización empírica**, donde esta se refiere a una proposición general la cual se llega por medio de la observación. Esto puede evidenciarse cuando dice: “*El principio de Avogadro no es una ley, pues no se basa únicamente en la observación*”.

Mientras que el concepto de ley se refiere a una proposición universal que nos entrega una relación de causa y efecto, que siempre se dará dada la causa y las condiciones. En el párrafo donde el libro hace esta diferencia, no alude al concepto de ley correcto.

Tabla 6: Análisis ontológico de la ley de Avogadro

Libros	Relación explícita	Causalidad	Microscópica
L1	✓	✓ G	-
L2	✓	✓ T	-
L3	✓	-	-
L4	✓	-	-
L5	✓	✓ I	✓ I
L6	✓	-	-

En este caso, la causalidad se presenta en 3 libros, donde en cada uno se hace de manera distinta, a través de un gráfico (L1), en el texto (L2) y con una imagen (L5). La Figura 9 presenta el patrón de causalidad correcto, para la ley de Avogadro.

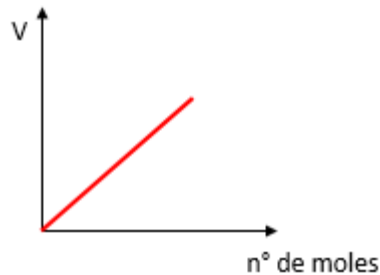


Figura 9: Representación gráfica de un patrón de causalidad correcto para la presentación de la ley de Avogadro.

Mientras que la causalidad presente en el texto (L2) señala: “... a medida que agregamos gas a un globo, éste se expande. El volumen de un gas depende no sólo de la presión y la temperatura, sino también de la cantidad de gas...” (Brown, 2004, pág. 373). Finalmente para efectos de la imagen que representa la causalidad, ésta también la representa de forma microscópica, similar a la figura 10:

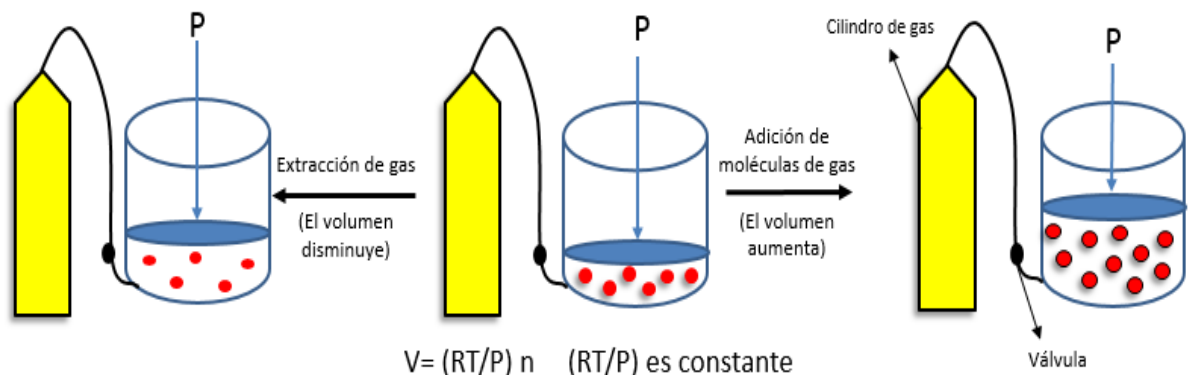


Figura 10: dependencia del volumen con la cantidad de un gas a una temperatura y presión constantes

4.4 Ley de Dalton de las presiones parciales

En la tabla 7 se muestra que para el caso de la presentación de la ley de Dalton se presenta en todos los libros la relación explícita entre la ley de Dalton de las presiones parciales y la ley del gas ideal. Sin embargo solo en 2 libros se establece un patrón de causalidad, y este

se presenta a través del texto. 2 libros exponen una representación microscópica con la ayuda de una imagen.

Tabla 7: Análisis ontológico de la ley de Dalton de las presiones parciales

Libros	Relación explícita	Causalidad	Microscópica
L1	✓	-	-
L2	✓	-	-
L3	✓	✓ T	-
L4	✓	-	-
L5	✓	-	✓ I
L6	✓	✓ T	✓ I

Esta ley presenta el patrón de causalidad correcto en el texto de 2 libros. Uno de ellos señala: “...La presión total de un gas surge, como hemos visto, del choque de las moléculas contra las paredes del recipiente. Estos choques se deben a todas las moléculas en una mezcla. Las moléculas del gas A ejercen una presión, las moléculas del gas B también, y la presión total es la suma de estas presiones individuales...las moléculas de A deben ser indiferentes a la presencia de estas moléculas de B. Esto significa que no hay interacciones entre las dos clases de moléculas...” (Atkins, 2012, pág. 149).

Mientras que la representación microscópica se encuentra en 2 libros, siendo éstos los más recientes entre los analizados (Año 2008 y 2012). A continuación se presenta una figura similar a la expuesta en L5 para representar microscópicamente esta ley:

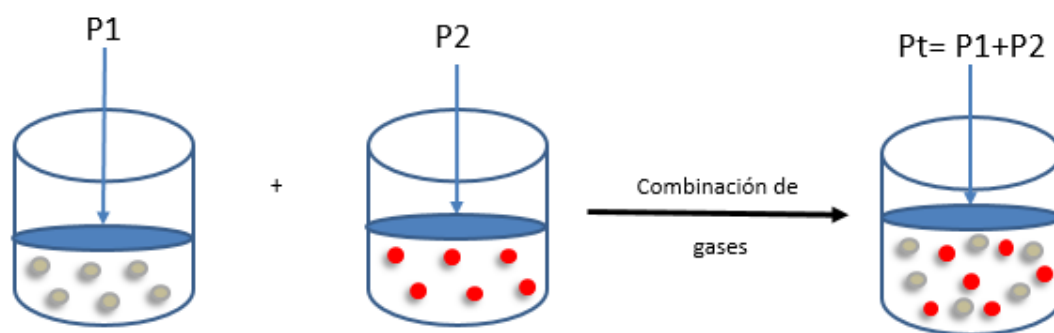


Figura 11: El volumen y la temperatura son constantes

5. Conclusión

El saber y enseñar, nace de la necesidad del ser para entender el mundo, desde aquí el conocimiento científico se enriquece y ofrece a quien enseña; la oportunidad de interactuar con los conceptos, saberes y experiencias de quien aprende. Desde la perspectiva de la integración cultural y política de una sociedad democrática, en que la resolución de problemas personales, sociales y medioambientales es cada vez más compleja y demandante de recursos del saber, es particularmente clara la necesidad de una formación científica básica de toda la ciudadanía.

Una herramienta utilizada a lo largo de la historia, y que aún permanece vigente para lograr el desarrollo y construcción del aprendizaje y conocimiento, son los libros. El objetivo de estos es otorgar información al lector, para que éste la utilice de manera correcta según sus propósitos. Es por esto que surge el análisis de esta información que se encuentra en los libros de texto, particularmente libros de química. En la presente investigación se abordó el cómo se presentan las leyes de los gases, en distintos libros de química de nivel universitario, encontrando diferencias y similitudes en ciertas ocasiones y puntos de vista. Lo que debe interesar es que la información que nos presentan los libros, debe encontrarse en lo correcto, además de ser lo más explicativo posible, ya que muchas veces es imposible inferir respecto de un texto y tema respectivo, sobre todo para aquel lector que no posee los conocimientos necesarios. El análisis de texto expuesto en este trabajo de investigación, se basa en la epistemología y ontología del realismo científico, identificando errores puntuales.

En cuanto a los textos escolares recientes, se aborda la unidad de los gases induciendo a la teoría cinético-molecular de la materia, haciendo la diferencia entre los niveles macroscópico y microscópico. Por lo que los textos universitarios deberían continuar con esta línea, para fortalecer la idea con la que viene el lector (siguiendo la lógica: escuela – universidad).

Agradecimientos: El presente trabajo es derivado de proyecto DREAMS 037.307/2015 de la Dirección de Investigación de la Pontificia Universidad Católica de Valparaíso. Asimismo es un producto científico derivado de Proyecto Fondecyt 1150659 financiado por la Comisión Nacional Científica y Tecnológica del Gobierno de Chile (CONICYT).

Libros revisados

- W. L. Masterton, C.N. Hurley. (2004). Principios y reacciones. España: Thomson Paraninfo
- H. E. L. Theodore L. Brown, Jr., Bruce E. Bursten, Julia R. Burdge. (2004). Química la ciencia central. México: Pearson Education.
- J. C. Kotz, P. M. Treichel, G. C. Weaver. (2005). Química y reactividad química. Madrid. Thomson Paraninfo
- K. W. Whitten, K. D. Gailey, R. E. Davis. (2008). Química. México: McGraw-Hill.
- R. Chang. (2007). Química. México: McGraw-Hill
- P. Atkins, L. Jones. (2012). Principios de química. México: Panamericana

Bibliografía

- Andersson, B. , Bach, F. (1996). Developing new teaching sequences in science: The example of 'gases and their properties'. In G. Welford, Osborne, J. , Scott, P. (Ed.), *Research in Science Education in Europe* (pp. 7-21). London: The Falmer Press.
- Arellano, M., Jara, R., & Merino, C. (2014). Macroscopic, submicroscopic and symbolic representations of matter. *Educación Química*, 25(1), 46-55.
- Benson, D. L. , Wittrock, M. C. , Baur, M. E. (1993). Students' preconceptions of the nature of gases. *Journal of Research in Science Teaching*, 30(6), 587-597.
- Bunge, M. (1980). *Epistemología*. Barcelona: Ariel.
- Bunge, M. (2000). *La investigación científica. Su estrategia y su filosofía*. Ciudad de México: Siglo XXI Editores.
- Bunge, M. (2007). *A la caza de la realidad. La controversia sobre el realismo*. Barcelona: Gedisa.
- Bunge, M. (2011). *Ontología I. El mobiliaje del mundo*. México: Gedisa.
- Driver, R. , Guesne, E. , Tiberghien, A. (1985a). Children's ideas and the learning of science. In R. Driver, Guesne, E. , Tiberghien, A. (Ed.), *Children's ideas in science* (pp. 1-9). Milton Keynes: Open University Press.
- Driver, R. , Guesne, E. , Tiberghien, A. (1985b). *Children's ideas in science*. Milton Keynes: Open University Press.
- Gellón, G. (2010). Modelos teóricos en pugna. El caso de Dalton vs Gay-Lussac. In L. Galagovsky (Ed.), *Didáctica de las Ciencias Naturales. El caso de los modelos científicos* (pp. 19-33). Buenos Aires: Lugar.
- Johnstone, A. (1982). Macro-and micro-chemistry. *School Science Review*, 64, 377-379.
- Mas, C. J. F. , Gil-Perez, D. (1987). Parallels between adolescents' conception of gases and the history of chemistry. *Journal of Chemical Education*, 64(7), 616-618.
- Meheut, M. (1997). Designing a learning sequence about a prequantitative kinetic model of gases: The parts played by questions and by a computer-simulation. *International Journal of Science Education*, 19(6), 647-660.
- Quiroz, W. & Merino, C. (2015). Natural laws and ontological reflections: the textual and didactic implications of the presentation of Boyle's law in general chemistry. *Chemistry Education Research and Practice*, 16(3), 447-459. doi: 10.1039/C4RP00251B
- Senocak, E., Taskesenligil, Y., & Sozbilir, M. (2007). A study on teaching gases to prospective primary science teachers through problem-based learning. *Research in Science Education*, 37(3), 279-290.
- Sere, M. G. (1985). The gaseous state. In R. Driver, Guesne, E. , Tiberghien, A. (Ed.), *Children's ideas in science* (pp. 104-123). Milton Keynes: Open University Press.
- Talanquer, Vicente. (2011). Macro, Submicro, and Symbolic: The many faces of the chemistry "triplet". *International Journal of Science Education*, 33(2), 179 - 195.