

Leyes de los gases en la ESO y Bachillerato: Más allá

The Strange Doctor (Master of Mystic Equations)

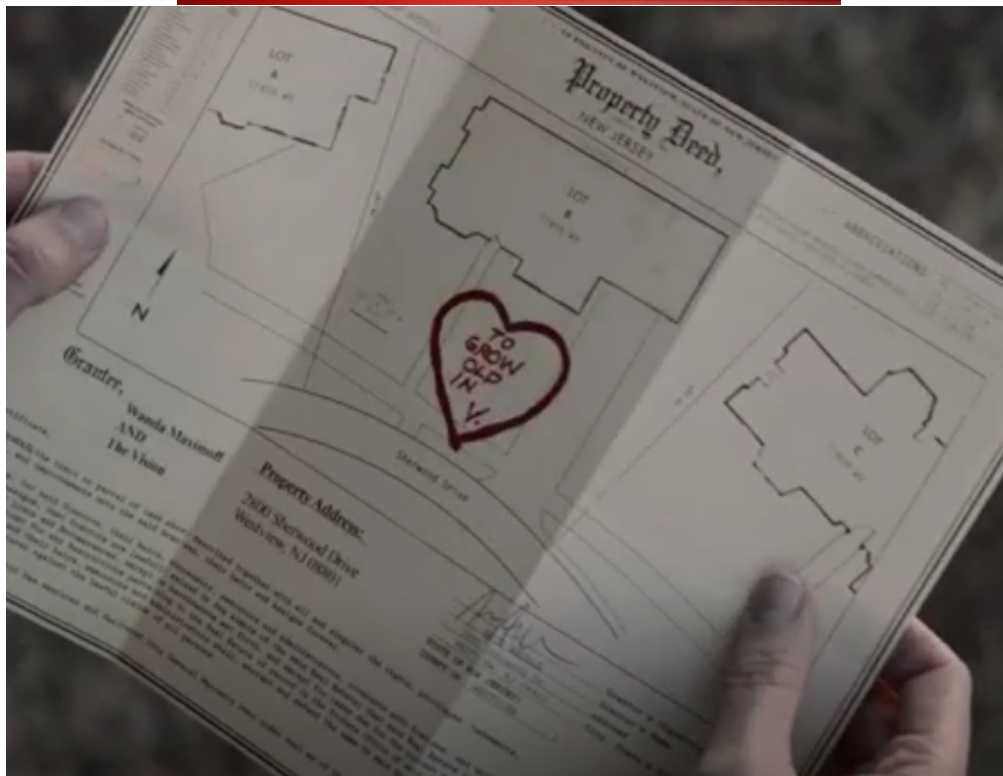


Multiverse of Madness



Índice

- 1 Leyes de los gases: de los gases ideales a los reales y más allá 3
- 2 Formulario de las leyes (sin enunciados) 7



1 Leyes de los gases: de los gases ideales a los reales y más allá

A continuación resumo las leyes de los gases ideales y su ecuación de estado. Como la ecuación de estado de un gas ideal liga o une y relaciona cuatro variables (presión, volumen, temperatura y número de partículas -o número de moles), significa que hay 1 relación fundamental (que puede expresarse de dos formas distintas según se use n ó N y R ó k_B), 4 leyes o ecuaciones de 3 variables (obtenidas fijando 1 a valor constante o fijo), y 6 leyes o ecuaciones de 2 variables fijando dos variables a valores constantes. Poner 3 variables constantes hace constante la cuarta y no da ninguna ley. Adicionalmente, existen las leyes de presiones parciales (de Dalton), la ley de volúmenes parciales (de Amagat) y la ley de Henry (de gas disuelto en un líquido). También existe la denominada ley de Raoult de la variación de presión de vapor de un gas disuelto (más habitual y general que la ley de Henry).

- **Ley de Boyle-Mariotte:**

“A temperatura constante, el producto de presión y volumen de un gas ideal es constante, si el número de partículas permanece también constante.”

Esto significa que si la temperatura se mantiene constante en un gas ideal, su presión y volumen son *inversamente* proporcionales. Matemáticamente, esta ley se expresa de la siguiente forma:

Ley de Boyle-Mariotte

$$T = \text{constante} \leftrightarrow PV = \text{constante} \longleftrightarrow P_1 V_1 = P_2 V_2$$

- **Ley de Charles:**

“A presión constante, el cociente entre volumen y temperatura de un gas ideal es constante, si el número de partículas permanece también constante.”

Esto significa que si la presión se mantiene constante en un gas ideal, su volumen y temperatura son *directamente* proporcionales. Matemáticamente, esta ley se expresa de la siguiente forma:

Ley de Charles

$$P = \text{constante} \leftrightarrow \frac{V}{T} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

- **Ley de Gay-Lussac:**

“A volumen constante, el cociente entre presión y temperatura de un gas es constante, si el número de partículas permanece también constante.”

Esto significa que si el volumen se mantiene constante en un gas ideal, su presión y temperatura son *directamente* proporcionales. Matemáticamente, esta ley se expresa de la siguiente forma:

Ley de Gay-Lussac

$$V = \text{constante} \leftrightarrow \frac{P}{T} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

- **Ley de Avogadro:**

“En cualquier gas ideal, a presión y temperatura constantes, el cociente del volumen y el número de partículas (o de moles) del gas es constante.”

Matemáticamente, esto significa que en unas condiciones fijas de presión y temperatura del gas, volúmenes iguales de gases ideales (aunque fueran diferentes), contienen el mismo número de partículas (o de moles), o que volumen y número de moles o partículas son directamente proporcionales.

Ley de Avogadro

$$\frac{V}{n} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$\frac{V}{N} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{V_1}{N_1} = \frac{V_2}{N_2}$$

- **Ley sin nombre:**

“En cualquier gas ideal, el producto de la temperatura absoluta con el número de moles (o de partículas), permanece constante a volumen y presión constantes.”

Esto significa que número de moles (o número de partículas) y temperatura son inversamente proporcionales. Matemáticamente, se tiene que

Ley sin nombre

$$nT = \text{constante} (NT = \text{constante}) \longleftrightarrow n_1T_1 = n_2T_2 \longleftrightarrow N_1T_1 = N_2T_2$$

y donde hemos usado que $N_i = n_iN_A$, por la relación de proporcionalidad de moles y número de partículas con la constante de Avogadro.

- **Ley de Diver:**

“En cualquier gas ideal, el cociente de la presión con el número de moles (o de partículas), permanece constante a volumen y temperatura constantes.”

Esto significa que presión y número de partículas o número de moles son directamente proporcionales. Matemáticamente, se tiene que

Ley de Diver

$$\frac{P}{n} = \text{constante} \left(\frac{P}{N} = \text{constante} \right) \longleftrightarrow \frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2} \longleftrightarrow \frac{P_1}{N_1} = \frac{P_2}{N_2}$$

y donde hemos usado que $N_i = n_iN_A$, por la relación de proporcionalidad de moles y número de partículas con la constante de Avogadro.

- **Ley general de los gases de Clapeyron:**

“En cualquier gas ideal, el producto de la presión por el volumen, dividido por su temperatura, es constante, a cantidad de sustancia (número de partículas) constante.”

Matemáticamente, esto significa que aunque varíen la presión, volumen y temperatura de un gas ideal, una *combinación* adecuada de estas tres magnitudes se mantiene *constante*. Matemáticamente, la ley combinada dice que:

Ley general o de Clapeyron

$$\frac{PV}{T} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

- **Leyes combinadas de los gases, no de Clapeyron:**

“En cualquier gas ideal, el producto de la presión por el volumen, dividido su número de moles (o número de partículas), es constante a temperatura constante.”

“En cualquier gas ideal, la presión dividido su número de moles (o número de partículas) por la temperatura, es constante a volumen constante.”

“En cualquier gas ideal, el volumen dividido su número de moles (o número de partículas) por la temperatura, es constante a presión constante.”

Matemáticamente, esto significa que aunque varíen la presión, volumen y temperatura de un gas, una *combinación* adecuada de estas tres magnitudes se mantiene *constante*. Matemáticamente, la ley combinada dice que:

Leyes combinadas no de Clapeyron

$$\frac{PV}{n} = \text{constante} \left(\frac{PV}{N} = \text{constante} \right) \longleftrightarrow \frac{P_1 V_1}{n_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2} \leftrightarrow \frac{P_1 V_1}{N_1} = \frac{P_2 V_2}{N_2}$$

$$\frac{P}{nT} = \text{constante} \left(\frac{P}{NT} = \text{constante} \right) \longleftrightarrow \frac{P_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2}{n_2 T_2} \leftrightarrow \frac{P_1}{N_1 T_1} = \frac{P_2}{N_2 T_2}$$

$$\frac{V}{nT} = \text{constante} \left(\frac{V}{NT} = \text{constante} \right) \longleftrightarrow \frac{V_1}{n_1 T_1} = \frac{V_2}{n_2 T_2} \leftrightarrow \frac{V_1}{N_1 T_1} = \frac{V_2}{N_2 T_2}$$

- Ley fundamental de los gases ideales: a cualquier P,V,T, y n (ó N), se verifica que

$$\frac{PV}{nT} = R = \text{constante}$$

o bien

$$\frac{PV}{NT} = k_B = \text{constante}$$

- **Ecuación de estado del gas ideal:**

“En cualquier gas ideal, el producto de la presión por el volumen es igual al producto del número de moles por la constante de los gases ideales y la temperatura absoluta.”

Además, hay una relación profunda entre la constante de los gases y el número de Avogadro. El número de Avogadro es una constante fundamental o básica de la Naturaleza que nos dice el número de partículas elementales por mol de sustancia, definiendo el mol como la cantidad de sustancia que contiene tantas unidades como átomos en 12 gramos de carbono-12, o bien definiendo exactamente el número de Avogadro como el factor de conversión entre el número de partículas y el mol o cantidad de sustancia:

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{partículas} \times \text{mol}^{-1}$$

$$R = 8,31 \text{J/Kmol} = 0,082 \text{atmL/Kmol} = k_B N_A$$

Matemáticamente,

Ecuación del gas ideal

$$PV = nRT$$

$$PV = Nk_B T$$

$$R = N_A k_B$$

Para estas relaciones matemáticas se tiene que $N = nN_A$, y $R = N_A k_B$ para una total identidad. Se llaman condiciones normales (c.n.) de presión y temperatura (P,T) a la situación concreta que se produce cuando $P = 1 \text{atm}$ y $T = 0^\circ \text{C} = 273 \text{K}$. Se llaman condiciones estándar (c.e.) de presión y temperatura, a la situación que se produce cuando $P = 1 \text{atm}$ y $T = 25^\circ \text{C} = 298 \text{K}$ (Aunque condiciones estándar, la IUPAC

y IUPAP desde hace décadas tienen el convenio de que $T = 20^{\circ}\text{C}$, la tradición y uso hace que en algunos países siga la tradición de los 25 grados centígrados). En situaciones no normales o no estándar, se usa la ecuación de estado anterior. Para condiciones normales, se puede saber que 1 mol ocupa unos 22.4L; en condiciones estándar, se puede usar también la ecuación de estado del gas ideal para deducir que 1 mol de gas ideal en condiciones estándar ocupan 24.4L.

Gases no ideales, que no satisfacen las condiciones de la teoría cinética totalmente, cumplen ecuaciones de estado diferentes a la del gas ideal. Dos ejemplos de ecuaciones de estado no ideales:

- Ecuación de Van der Waals:

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

- Gas de Chaplygin (ρ es la densidad del gas):

$$P = \frac{k}{\rho}$$

El gas de Chaplygin admite dos generalizaciones más o menos complicadas: el gas de Chaplygin generalizado con ecuación de estado $P = \frac{A}{\rho^\alpha}$, y el gas de Chaplygin extendido generalizado con ecuación de estado $P = \frac{A}{\rho^\alpha} + B\rho^\beta$. Otras dos ecuaciones de los gases ideales son la denominada Ley de Graham y la ley de Dalton de las presiones parciales.

Ley de Graham:

“En cualquier gas ideal no relativista, el cociente de velocidades de las partículas del gas es inversamente proporcional a las masas de las partículas constituyentes del gas, o equivalentemente, el producto de la velocidad y la raíz cuadrada de las masas de las partículas (o el producto del cuadrado de la velocidad y la masa) es constante si la temperatura y la presión es constante.”

Las masas son molares en general en la expresión matemática de esta ley que explica la difusión de un gas en otro, y la efusión de los gases por aberturas y orificios. Matemáticamente,

Ley de Graham

$$v^2 m = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$$

$$v \sqrt{m} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$$

Se puede expresar la ley de Graham también en función de las velocidades de reacción o “ritmos de reacción” (en inglés, rate $r = n/t$, es cantidad de sustancia por unidad de tiempo) y de las masas molares como sigue:

Ley de Graham alternativa

$$v^2 m = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{MM_2}{MM_1}}$$

$$v \sqrt{m} = \text{constante} \longleftrightarrow \frac{r_2}{r_1} = \sqrt{\frac{MM_1}{MM_2}}$$

y donde MM_1 y MM_2 indican las llamadas masas molares de cada gas.

Ley de Dalton:

En una mezcla de gases, la presión total es igual a la suma de las presiones parciales. Matemáticamente:

Ley de Dalton

$$P_{Total} = \sum_i^n P_i = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

Además se tiene, que la presión parcial de un gas es el producto de la fracción molar $X_i = n_i/n_{total}$ de moles del gas:

$$P_i = X_i P_{total} = \frac{n_i}{n_{total}} P_{total}$$

Otra ley es la llamada ley de Amagat o de los volúmenes parciales:

Ley de Amagat:

En una mezcla de gases, el volumen total es igual a la suma de los volúmenes parciales. Matemáticamente:

Ley de Dalton

$$V_{Total} = \sum_i^n V_i = V_1 + V_2 + \dots + V_n$$

Otra ley no encontrada a menudo es la ley de Henry.

Ley de Henry:

“En una disolución de un gas en un líquido, la presión parcial sobre el líquido es proporcional a la cantidad de gas disuelto.” Matemáticamente:

Ley de Henry

$$p_i = K_H^{pc} c_i = \frac{c_i}{K_H^{cp}}$$

y donde dimensionalmente K_H^{cp} tiene unidades de $mol/(Pa \cdot m^3)$ y K_H^{pc} unidades de $Pa \cdot m^3/mol$.

Finalmente, está la llamada ley de Raoult, que señala que la presión parcial de cada componente en una mezcla ideal de líquidos es igual a la presión de vapor de la componente pura por la fracción molar de la mezcla. Para una simple componente:

$$p_i = p_i^* X_i$$

Para varias componentes, la variación de la presión de vapor es:

$$\Delta p = p_A - p = p_A^* X_s = p_A^* X_B = P p_A^* (1 - X_A) = p_A^* X_s$$

y donde p_i^* es la presión de vapor del componente puro.

2 Formulario de las leyes (sin enunciados)

1. Ley de Boyle-Mariotte. $PV = \text{constante}$.
2. Ley de Charles. $\frac{V}{T} = \text{constante}$.
3. Ley de Gay-Lussac. $\frac{P}{T} = \text{constante}$.
4. Ley de Avogadro. $\frac{V}{n} = \text{constante}$ ó $\frac{V}{N} = \text{constante}$.
5. Ley de Diver. $\frac{P}{n} = \text{constante}$ ó $\frac{P}{N} = \text{constante}$.
6. Ley sin nombre. $nT = \text{constante}$ ó $NT = \text{constante}$.
7. Ley general de Clapeyron. $\frac{PV}{T} = \text{constante}$.

8. Ley combinada(I). $\frac{PV}{n} = \text{constante}$ ó $\frac{PV}{N} = \text{constante}$
9. Ley combinada(II). $\frac{P}{nT} = \text{constante}$ ó $\frac{P}{NT} = \text{constante}$
10. Ley combinada(III). $\frac{V}{nT} = \text{constante}$ ó $\frac{V}{NT} = \text{constante}$
11. Ley fundamental. $\frac{PV}{nT} = \text{constante}$ ó $\frac{PV}{NT} = \text{constante}$
12. Ley o ecuación de estado del gas ideal. $PV = nRT$ ó $PV = Nk_B T$.
13. Ley de Graham. $\sqrt{\frac{MM_1}{MM_2}} = \frac{r_2}{r_1}$ o bien $\sqrt{\frac{M_1}{M_2}} = \frac{v_2}{v_1}$
14. Ley de las presiones parciales de Dalton. $P_T = \sum_i P_i$, con $P_i = X_i P_T$.
15. Ley de los volúmenes parciales de Amagat. $V_T = \sum_i V_i$.
16. Ley de Henry. $p_i = K_H^{pc} c_i = \frac{c_i}{K_H^{cp}}$.
17. Ley de Raoult. $\Delta p = p_A - p = p_A^* X_s$.
18. Ley del gas real de Van der Waals. $\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$.
19. Ley del gas de Chaplygin. $P = \frac{A}{\rho}$.
20. Gas de Chaplygin generalizado $P = \frac{A}{\rho^\alpha}$.
21. Gas de Chaplygin extendido generalizado: $P = \frac{A}{\rho^\alpha} + B\rho^\beta$.