
QUÍMICA

Bachillerato Internacional

Leyes Fundamentales de la
Química

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

Índice general

1. LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA	2
1.1. LEYES PONDERALES	2
1.1.1. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA (1787)	2
1.1.2. LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS O LEY DE PROUST (1801)	2
1.1.3. LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES O LEY DE DALTON (1803)	3
1.2. TEORÍA ATÓMICA DE DALTON	3
1.3. TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR	3
1.4. LEYES VOLUMÉTRICAS	4
1.4.1. LEY DE LOS VOLUMENES DE COMBINACIÓN O LEY DE GAY-LUSSAC (1808)	4
1.4.2. LEY DE AVOGADRO (1811)	4
1.4.3. LEY DE BOYLE-MARIOTTE	5
1.4.4. LEY DE CHARLES GAY-LUSSAC	5
1.4.5. LEY DE LOS GASES IDEALES (ECUACIÓN DE CLAPEYRON)	5
1.4.6. LEY DE DALTON O LEY DE LA SUMA DE LAS PRESIONES PARCIALES	6
1.5. ANEXOS	7
1.5.1. GASES REALES	7
1.6. PROBLEMAS RESUELTOS	8

Capítulo 1

LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA

Todas las leyes, tanto ponderales como volumétricas, fueron obtenidas mediante la experimentación, es decir, son observaciones basadas en hechos fenomenológicos y desarrollados bajo el prisma del método científico. Históricamente fueron el punto de partida de la teoría atómica-molecular. Las leyes ponderales son aquellas en las que está involucrada la masa de las sustancias en una reacción química y las volumétricas hacen constancia a los volúmenes que reaccionan y se generan de sustancias exclusivamente gaseosas.

1.1. LEYES PONDERALES

1.1.1. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA (1787)

Fue enunciada por Lavoisier y dice *En una reacción química, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos*. Es decir, en un sistema cerrado, la masa total de las sustancias existentes no cambia aunque se produzca cualquier reacción química entre ellas. Esta es la ley que nos obliga a realizar el ajuste estequiométrico de cualquier reacción química. La masa ni se crea ni se destruye tan sólo se transforma.

$$\Sigma m_{\text{reactivos}} = \Sigma m_{\text{productos}}$$

1.1.2. LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS O LEY DE PROUST (1801)

Cuando reaccionan varios elementos para formar un mismo compuesto lo hacen en una proporción en masa fija o constante. Analíticamente, esto supone que al

descomponer cualquier compuesto siempre encontramos la misma relación en peso entre sus elementos.

1.1.3. LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES O LEY DE DALTON (1803)

Las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar varios compuestos están en relación de números enteros sencillos. Por ejemplo, CuO , CuO_2 ,...

1.2. TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

Dalton, en 1808, reunió todas estas leyes ponderales, que en principio no tenían ninguna conexión, para enunciar su teoría atómica:

- Los elementos están constituidos por átomos, los cuáles son indivisibles e inalterables.
- Todos los átomos de un mismo elemento tienen las mismas propiedades y además tienen la misma masa.
- Los compuestos se forman por la unión de átomos de distintos elementos en una relación constante y sencilla en número.

Dalton ignoró por completo los trabajos sobre las leyes volumétricas de Gay-Lussac y otros químicos y físicos porque se oponían a alguna de sus ideas. Esto provocó que su teoría atómica, que funcionaba correctamente para las sustancias sólidas, fracasara por completo en las reacciones gaseosas. Fundamentalmente, la gran debilidad de esta teoría se debía a la imposibilidad de encontrar la fórmula química de ciertos compuestos, por ejemplo, Dalton supuso que era la más sencilla posible, por ejemplo, para el agua la fórmula asignada era OH o para el amoníaco NH o que dos átomos iguales pudieran unirse para formar una molécula.

1.3. TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR

Como estamos viendo, en los siglos XVII y XVIII los científicos se centraron en el estudio de los gases y enunciaron una serie de leyes experimentales que finalmente tuvieron su justificación gracias a la teoría cinético molecular (TCM). La TCM surgió a mitad del S. XIX para explicar el comportamiento de los gases aunque rápidamente se extendió al estudio de los distintos estados de agregación de la materia. Esta teoría se basa en unos simples postulados:

- Cualquier sustancia esta constituida por átomos o moléculas que se encuentran en continuo movimiento.
- Cuanto mayor es la temperatura mayor es su movimiento, la velocidad de las partículas aumenta con la temperatura.

En el estado gaseoso las fuerzas de atracción son practicamente nulas y las partículas tienen total libertad de movimiento, las distancias entre ellas es variable en todo momento y debido a su constante movimiento aleatorio, chocan continuamente con las paredes del recipiente provocando una presión sobre éstas. Los gases se pueden comprimir o expandir con facilidad y adoptan la forma del recipiente que les contiene ocupando todo su volumen. No tienen forma ni volumen propios, esto es, se considera despreciable el volumen de los átomos gaseosos.

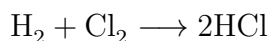
La temperatura del gas depende de la rapidez con que se muevan sus moleculas mediante la relación

$$E_c = \frac{3}{2}KT$$

1.4. LEYES VOLUMÉTRICAS

1.4.1. LEY DE LOS VOLUMENES DE COMBINACIÓN O LEY DE GAY-LUSSAC (1808)

Cuando la Presión y la Temperatura son constantes en una reacción química, los volúmenes de los gases reaccionantes y de los gases obtenidos guardan una relación numérica sencilla. Esta ley supuso un gran obstáculo para la teoría atómica de Dalton ya que volúmenes iguales contenían igual número de partículas. Por ejemplo en la reacción,



para Dalton el hidrógeno era H y el Cloro era Cl, entonces ¿cómo podíamos tener dos volúmenes de HCl?

1.4.2. LEY DE AVOGADRO (1811)

Medidos en las mismas condiciones de Presión y Temperatura, volúmenes iguales de distintas sustancias gaseosas contienen el mismo número de moléculas. Las moléculas pueden ser poliatómicas o momoatómicas y no tiene por que ser condiciones normales (0 °C y 1 atm). Esta hipótesis lleva aparejado que las moléculas de los gases elementales son diatómicas y no monoatómicas.

$$V = kn \quad (a \text{ } p \text{ y } T \text{ ctes})$$

1.4.3. LEY DE BOYLE-MARIOTTE

A temperatura constante, los volúmenes que ocupa una misma masa de gas son inversamente proporcionales a las presiones que soporta. La gráfica P-V muestra una curva denominada isoterma.

$$V = k' \frac{1}{p} \quad (a \ T \ y \ n \ ctes)$$

1.4.4. LEY DE CHARLES GAY-LUSSAC

A presión constante, el volumen de una misma masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$V = k''T \quad (a \ p \ y \ n \ ctes)$$

Ambos observaron que al aumentar en un grado centígrado la temperatura de un gas, éste experimentaba una dilatación de $\frac{1}{273}$ partes de su volumen. La gráfica V-T genera una recta, que extrapolando a volumen cero, corresponde una temperatura de $-273\ ^\circ\text{C}$. De aquí surge la nueva escala de temperaturas cuyo cero es la temperatura de $-273,15\ ^\circ\text{C} = 0\ \text{K}$.

Gay-Lussac también experimento manteniendo constante el volumen, dando lugar a lo que se conoce como **segunda ley de Gay-Lussac**, *A volumen constante, la presión de una misma masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.*

$$P = k'''T \quad (a \ v \ y \ n \ ctes)$$

1.4.5. LEY DE LOS GASES IDEALES (ECUACIÓN DE CLAPEYRON)

El volumen de cualquier gas depende de las condiciones en las que se mide. Así, el volumen de un mol de moléculas o átomos de cualquier gas en condiciones normales (cn), 760 mmHg y 273 K, es de 22,4 litros. Este volumen se denomina **volumen molar**. Combinando las tres últimas leyes se encuentra la ecuación de estado de los gases perfectos o ideales. Con la ecuación de estado de los gases podemos hallar el valor de cualquiera de las tres variables de estado de los gases,

$$\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'} \quad a \ T = 273K \ y \ P = 760 \ mmHg \rightarrow \frac{PV}{T} = 0,082 \frac{atm \ L}{mol \ K}$$

En el caso de tener n moles, la ecuación de los gases ideales nos daría el correspondiente volumen que ocuparía ese gas,

$$PV = nRT$$

Siendo R la constante de los gases ideales y cuyo valor es $0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$.

1.4.6. LEY DE DALTON O LEY DE LA SUMA DE LAS PRESIONES PARCIALES

La presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de sus componentes.

$$P = P_A + P_B + P_C + \dots$$

La presión parcial de un gas es igual a la fracción molar del gas multiplicada por la presión total de la mezcla.

$$P_i = x_i P$$

1.5. ANEXOS

1.5.1. GASES REALES

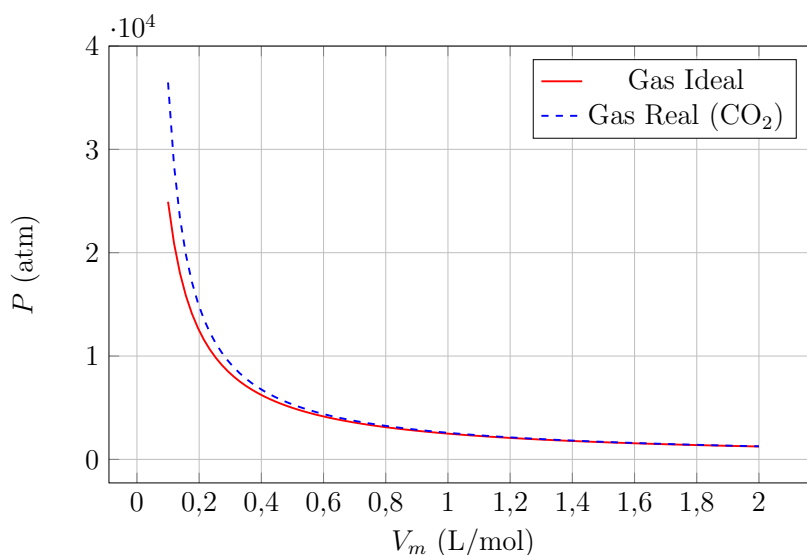
Los gases ideales nos permiten realizar excelentes aproximaciones en distintas situaciones pero como su nombre indica, son idealizaciones de una mayor realidad. Los gases, en realidad, sufren de interacciones intermoleculares y además, ocupan un volumen en el espacio y por tanto no son compresibles a volumen cero. Este comportamiento hace que las ecuaciones de estado para los gases reales sean distintas al comportamiento ideal, se alejan de los gases ideal a bajas temperaturas y altas presiones, donde las fuerzas intermoleculares y el volumen de las partículas juegan un papel crucial.

Una de las ecuaciones que rige su comportamiento de manera aceptable es la denominada ecuación de Van der Waals. En ella se tiene en cuenta el volumen de las moléculas y las fuerzas intermoleculares:

$$\left(P + \frac{a}{V_m^2}\right)(V_m - b) = RT$$

donde a y b son constantes empíricas que dependen del gas y que dan cuenta de las interacciones moleculares y del volumen de las moléculas respectivamente y V_m es el volumen molar.

Si realizamos la gráfica de una isoterma de un gas real y la comparamos con la correspondiente a la de los gases ideales podemos visualizar esa diferencia entre un gas real y un gas ideal.



Como podemos observar en la gráfica, la isoterma correspondiente al gas real presenta desviaciones respecto a la del gas ideal, especialmente a volúmenes pequeños o altas presiones, debido a la atracción intermolecular y al volumen finito de las moléculas.

1.6. PROBLEMAS RESUELTOS

1. Calcula la composición centesimal del hidróxido de berilio y del sulfuro potásico.

Para hallar la composición centesimal primero hallamos el peso molecular de cada compuesto. Pesos atómicos: Be (9 g/mol), H (1 g/mol), O (16 g/mol), S (32,1 g/mol), K (39,1 g/mol).

$$\text{Peso molecular } (\text{Be}(\text{OH})_2) \rightarrow Pm = 9 + 2 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 43 \text{ g/mol}$$

$$\text{Pesomolecular}(\text{K}_2\text{S}) \rightarrow Pm = 2 \cdot 39,1 + 32,1 = 110,3 \text{ g/mol}$$

Con la composición centesimal se obtiene el tanto por ciento de participación de cada elemento en la molécula. En el caso del hidróxido de berilio tendríamos,

$$\% \text{ de Be} = \frac{9 \text{ g/mol}}{43 \text{ g/mol}} \cdot 100 = 21 \%$$

$$\% \text{ de H} = \frac{2 \cdot 1 \text{ g/mol}}{43 \text{ g/mol}} \cdot 100 = 4,6 \%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{2 \cdot 16 \text{ g/mol}}{43 \text{ g/mol}} \cdot 100 = 74,4 \%$$

De igual forma para el sulfuro potásico nos queda una composición centesimal de,

$$\% \text{ de S} = \frac{32,1 \text{ g/mol}}{110,3 \text{ g/mol}} \cdot 100 = 29 \%$$

$$\% \text{ de K} = \frac{2 \cdot 39 \text{ g/mol}}{110,3 \text{ g/mol}} \cdot 100 = 71 \%$$

2. Al descomponer 100 gr de bromuro potásico, se obtienen 32,9 gr de potasio y 67,1 gr de bromo. Si en otra descomposición tenemos al final 27,5 gr de bromo. ¿Cuántos gramos de potasio hemos obtenido?.

Aplicación directa de la Ley de Proust, la relación en la que se encuentran dos elementos que forman parte de un compuesto está definida por una proporciones fijas. Si en 100 gr de KBr, la relación entre el potasio y el bromo es de,

$$\frac{\text{masa Br}}{\text{masa K}} = \frac{67,1}{32,9} = 2,04 \Rightarrow \text{masa K} = \frac{\text{masa Br}}{\text{relación}} = \frac{27,5}{2,04} = 13,48$$

3. En cierto experimento se han hecho reaccionar 2,15 gr Cr con 4,40 gr Cl para formar un cloruro de cromo. En otro experimento, al combinarse 2,53 gr Cr con 3,47 gr Cl, se ha obtenido otro cloruro de cromo de aspecto y propiedades diferentes. Demuestra que ambos cloruros son diferentes.

Como la relación entre ellos es distinta, tenemos dos compuestos distintos.

$$I) \Rightarrow \frac{\text{masa Cl}}{\text{masa Cr}} = \frac{4,40}{2,15} = 2,05 \quad II) \Rightarrow \frac{\text{masa Cl}}{\text{masa Cr}} = \frac{3,47}{2,53} = 1,37$$

4. La composición centesimal de una sustancia es 24,6 % de cobalto, 15,1 % de ión amonio y 60,3 % de cloro ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?. Si la masa molecular es de 709 g/mol, halla la fórmula molecular.

En 100 g de sustancia obtenemos tenemos los átomos-gramo de cada sustancia, posteriormente dividimos por el menor para obtener la relación numérica más sencilla y por tanto, la fórmula empírica.

$$\begin{array}{ll} \frac{24,6 \text{ g}}{58,99 \text{ g/mol}} = 0,421 \text{ moles de Co} & \frac{0,421}{0,421} = 1 \\ \frac{15,1 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 0,839 \text{ moles de NH}_4^+ & \frac{0,839}{0,421} = 2 \\ \frac{60,3 \text{ g}}{35,5 \text{ g/mol}} = 1,698 \text{ moles de Cl} & \frac{1,698}{0,421} \cong 4 \end{array}$$

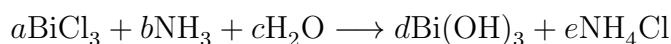
La fórmula del empírica compuesto es $\text{Co}(\text{NH}_4)_2\text{Cl}_4$.

Para hallar la fórmula molecular partimos de la masa molecular de la fórmula empírica (236,4 g/mol) y la relacionamos con la masa molecular del compuesto. Por tanto,

$$\frac{709 \text{ g/mol}}{236,4 \text{ g/mol}} \cong 3 \Rightarrow (\text{Co}(\text{NH}_4)_2\text{Cl}_4)_3$$

5. Ajustar la siguiente reacción $\text{BiCl}_3 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$

Para realizar un ajuste se pueden utilizar dos métodos, el de tanteo y el matemático. En el de tanteo primero ajustamos los átomos metálicos, luego los no metálicos y por último el hidrógeno y el oxígeno. En el matemático debemos de utilizar unas variables para cada sustancia distinta que exista en la reacción. Por ejemplo,



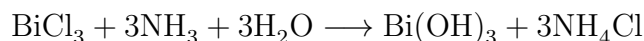
Puesto que el número de átomos en uno y otro lado de la ecuación deben ser iguales, debe cumplirse lo siguiente:

$$\begin{aligned}\text{Bismuto } a &= d \\ \text{Cloro } 3a &= e \\ \text{Nitrógeno } b &= e \\ \text{Hidrógeno } 3b + 2c &= 3d + 4e \\ \text{Oxígeno } c &= 3d\end{aligned}$$

Tomando como parámetro al coeficiente d y dándole el valor 1, resulta:

$$d = 1 \quad a = 1 \quad e = 3 \quad b = 3 \quad c = 3$$

Quedando la reacción,



6. Hallar la masa molecular en c.n. de un hidrocarburo saturado gaseoso, sabiendo que su densidad es de 1,34 g/l.

Partiendo de la expresión para los gases ideales,

$$\begin{aligned}PV &= nRT \Rightarrow PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow \\ M &= \frac{\rho RT}{P} = \frac{1,34 \frac{\text{g}}{\text{l}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{K}}{1 \text{ atm}} = 30 \text{ g/mol}\end{aligned}$$

7. Tenemos $1 \cdot 10^{20}$ moléculas de gas nitrógeno. Calcular:

- La masa del gas.
- el volumen que ocuparán medido en condiciones normales.
- el volumen de gas, medido a 740 mmHg de presión y 27°C .

Dato: Masa molecular del N=14.

- Hallamos los moles que tenemos de nitrógeno con el número de avogadro y posteriormente su masa. Para cualquiera de las dos operaciones necesitamos saber la masa molecular del N_2 , es decir, 28 g/mol.

$$1 \cdot 10^{20} \text{ moléculas } \text{N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \cdot \frac{28 \text{ g } \text{N}_2}{1 \text{ mol } \text{N}_2} = 4,67 \cdot 10^{-3} \text{ g } \text{N}_2$$

- b) El volumen de nitrógeno en condiciones normales se halla teniendo en cuenta la relación molar-volumétrica de cualquier gas.

$$1 \cdot 10^{20} \text{ moléculas } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \cdot \frac{22,4 \text{ l } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = 3,72 \cdot 10^{-3} \text{ l } N_2$$

- c) Para este caso hallamos los moles y posteriormente utilizamos la ecuación de los gases perfectos para hallar el volumen en esas condiciones.

$$1 \cdot 10^{20} \text{ moléculas } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 1,66 \cdot 10^{-4} \text{ moles } N_2$$

$$PV_{N_2} = nRT \Rightarrow V_{N_2} = \frac{nRT}{P} = 4,19 \cdot 10^{-3} \text{ litros } N_2$$