



Secretaría de Educación de Medellín  
Institución Educativa Fe y Alegría Aures  
"Educar para la vida con dulzura y firmeza"  
Planeación de Clase por Semana  
(Diario de Campo 2019)



<b>Área:</b> Ciencias Naturales y Educación Ambiental	<b>Asignatura:</b> Química	<b>Grado:</b> 9º	<b>Intensidad Horaria:</b> 1h/semana
<b>Profesor:</b> Edilberto Rodas Cardona	<b>Año:</b> 2020	<b>Periodo:</b> 1	<b>Semanas:</b> 01 a 10
<b>Entorno:</b> Químico	<b>Procesos</b> aspectos analíticos y fisicoquímicos de sustancias (leyes de los gases y pH).		

**Fecha**

Primer periodo académico, según se programa institucionalmente (se recomienda entregar hasta la quinta semana)

**Contenidos de Aprendizaje (Temas)**

- Volumen y temperatura.
- Presión y cantidad de materia.
- Identificar los estados de agregación de los materiales y comparar sólidos, líquidos y gases teniendo en cuenta el movimiento de las partículas.
- Consultar las diferencias entre gases reales y gases ideales.
- Consultar los modelos que explican el comportamiento de gases reales y gases ideales.
- Ley de Charles.
- Ley de Gay-Lussac.
- Ley de Avogadro
- Ley de Boyle
- Ley de Dalton
- Ley de Graham
- Ley de Henry
- Ley General de los Gases
- pH
- Sustancias ácidas.
- Sustancias básicas.
- Sustancias neutras.

**Indicador de logro**

- Establece relaciones entre las variables de estado en un sistema termodinámico para predecir cambios físicos y químicos y las expresa matemáticamente. DBA 7.
- Compara los modelos que explican el comportamiento de gases ideales y reales. DBA 8.
- Explica el comportamiento (difusión, compresión, dilatación, fluidez) de los gases a partir de la teoría cinético molecular.
- Conoce los conceptos básicos relacionados con las leyes de los gases para comprender el comportamiento del estado gaseoso.
- Establece relaciones cuantitativas entre los componentes de una solución. DBA 3.
- Identifica productos que pueden tener diferentes niveles de pH y explica algunos de sus usos en actividades cotidianas. DBA 2.
- Analiza si la información que ha obtenido es suficiente para contestar sus preguntas o sustentar sus explicaciones.
- Resuelve el taller y actividades que se asignan en clase.

**Actividades y Recursos**

Las estrategias empleadas para el trabajo de aula en la institución educativa Fe y Alegría Aures, del área de Ciencias Naturales y Educación Ambiental son:

1. Solución de problemas
2. La investigación como estrategia pedagógica
3. Aprendizaje por proyectos

Para realizar sus productos académicos, como los **contenidos temáticos (talleres)**, los diferentes **tipos de preguntas**, sus preguntas de **investigación**, **exposiciones** y ampliar la información sobre los contenidos temáticos, los estudiantes deben **usar la biblioteca que tengan disponible**, sus **textos y computador si lo tienen**, las explicaciones y orientaciones del docente en clases virtuales, los **correos** que el profesor envía con la información necesaria para que resuelvan sus trabajos, los encuentros en Hangouts, Meet, Zoom y WhatsApp, más la **plataforma Moodle**.

Los registros de los **contenidos de aprendizaje (temas)**, las preguntas y los avances del proyecto de investigación se elaboran **a mano y en el cuaderno de Química**, pues **leer y escribir** le permite disfrutar de sus propios logros y aprender de sus equivocaciones. Se pretende, además, orientar hacia el uso adecuado del vocabulario, tanto en la expresión oral como en la escrita, por este motivo escribir o hablar con coherencia permite una mejor comunicación, pues se evitan repeticiones mecánicas que no permiten comprender, interpretar, valorar, crear ni enjuiciar los conocimientos.

Recuerde elaborar y presentar mínimo 20 preguntas con Tipo I, IV, y abiertas, como ya se le ha enseñado a hacerlas (ver metodología) y continuar con su **proyecto de investigación en su hogar**.

### Evaluación y Actividades a Valorar

- Trabajo individual.
- Ejercicios escritos y orales.
- Exposición individual de temas del periodo.
- Exposición sobre avances del proyecto de investigación.
- Talleres elaborados en el cuaderno de Química.
- Presentación de mínimo 20 preguntas con Tipo I, IV, y abiertas.
- Evaluación de Periodo
- Autoevaluación: Una al final de cada periodo
- Coevaluación: Una al final de cada período
- Heteroevaluación: Una al final de cada período.

Lea con atención el documento, y **consulte** para **ampliar** los aspectos, ejemplos e ilustraciones que no estén contenidas aquí. Recuerde consignar los **conceptos** con las **ilustraciones** (lámina, dibujo, diagrama, esquema, fotografía o fotocopia) con su respectivo pie de foto, es decir, explicando que quiere representar con dicha ilustración.

**Vamos a relacionar Volumen, temperatura, presión y cantidad de materia.**

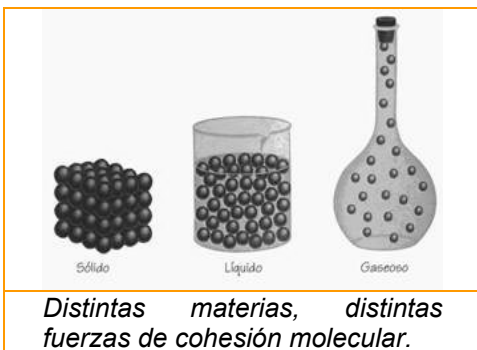
### Leyes de los gases

A modo de recordatorio. ¿Cuáles son los **estados de la materia**?: **sólido, líquido y gaseoso**, que dependen de la **presión** y de la **temperatura** a la que se encuentran sometidos.

En el estado sólido la fuerza de cohesión de las moléculas hace que estas estén muy próximas unas de otros con escaso margen de movimiento entre ellas.

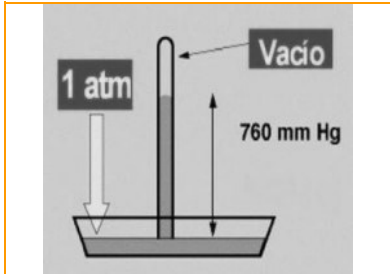
En el estado líquido esta fuerza de cohesión molecular es menor lo cual permite mayor libertad de movimiento entre ellas.

En el **estado gaseoso** la fuerza de cohesión de las moléculas es muy pequeña, prácticamente nula, lo cual permite que estas se muevan libremente y en todas direcciones.



Para entender las **leyes que explican el comportamiento de los gases**, veamos cómo influyen en este los eventos físicos que los alteran y que son: **temperatura, presión y volumen**, además de la **cantidad** de que se trate.

La **temperatura** (T) ejerce gran influencia sobre el estado de las moléculas de un gas aumentando o disminuyendo la velocidad de las mismas. Para trabajar con nuestras fórmulas siempre expresaremos la **temperatura en grados Kelvin**. Cuando la escala usada esté en grados Celsius, debemos hacer la conversión, sabiendo que **0 C equivale a + 273,15 Kelvin**.



1 atm es igual a 760 mmHg de presión.

En Física, **presión** (P) se define como la relación que existe entre una **fuerza** (F) y la **superficie** (S) sobre la que se aplica, y se calcula con la fórmula

$$P = \frac{F}{S}$$

Lo cual significa que la Presión (P) es igual a la Fuerza (F) aplicada dividido por la superficie (S) sobre la cual se aplica.

En nuestras fórmulas usaremos como unidad de presión la **atmósfera** (atm) y el **milímetro de mercurio (mmHg)**, sabiendo que una atmósfera equivale a 760 mmHg.

Recordemos que **volumen** es todo el espacio ocupado por algún tipo de materia. En el caso de los gases, estos ocupan todo el volumen disponible del recipiente que los contiene.

Hay muchas unidades para medir el volumen, pero en nuestras fórmulas usaremos el litro (L) y el mililitro (ml). Recordemos que un litro equivale a mil mililitros:

$$1 \text{ L} = 1.000 \text{ mL}$$

También sabemos que 1 L equivale a 1 decímetro cúbico (1 dm<sup>3</sup>) o a mil centímetros cúbicos (1.000 cm<sup>3</sup>), lo cual hace equivalentes (iguales) 1 mL con 1 cm<sup>3</sup>:

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 1.000 \text{ cm}^3 = 1.000 \text{ mL}$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

### Cantidad de gas

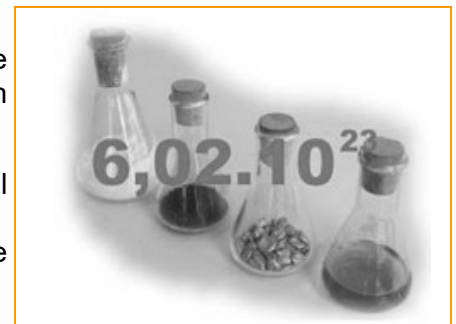
Otro parámetro que debe considerarse al estudiar el comportamiento de los gases tiene que ver con la cantidad de un gas la cual se relaciona con el número total de moléculas que la componen.

Para medir la cantidad de un gas usamos como unidad de medida el **mol**.

Como recordatorio diremos que un mol (ya sea de moléculas o de átomos) es igual a 6,022 por 10 elevado a 23:

$$1 \text{ mol de moléculas} = 6,022 \cdot 10^{23}$$

$$1 \text{ mol de átomos} = 6,022 \cdot 10^{23}$$



Un mol de moléculas o de átomos:  $6,022 \cdot 10^{23}$

Recuerden que este número corresponde al llamado **número de Avogadro** y este nos conduce a una ley llamada, precisamente, **ley de Avogadro**.

### Ley de Avogadro

Esta ley relaciona la **cantidad de gas** (n, en moles) con su **volumen** en litros (L), considerando que la presión y la temperatura permanecen constantes (no varían).

El enunciado de la ley dice que:

**El volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad del mismo.**

Esto significa que:

Si aumentamos la cantidad de gas, aumentará el volumen del mismo.

Si disminuimos la cantidad de gas, disminuirá el volumen del mismo.

Esto tan simple, podemos expresarlo en términos matemáticos con la siguiente fórmula:

$$\frac{V}{n} = K$$

que se traduce en que si dividimos el volumen de un gas por el número de moles que lo conforman obtendremos un valor constante.



Tan simple como: más gas, mayor volumen.

Esto debido a que si ponemos más moles (cantidad de moléculas) de un gas en un recipiente tendremos, obviamente, más gas (más volumen), así de simple.

Esto se expresa en la ecuación

$$\frac{\text{Volumen}_1}{n_1 \text{ moles}} = \frac{\text{Volumen}_2}{n_2 \text{ moles}}, \text{ simplificada es } \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

**Veamos un ejemplo práctico y sencillo:**

Tenemos 3,50 L de un gas que, sabemos, corresponde a 0,875 mol. Inyectamos gas al recipiente hasta llegar a 1,40 mol, ¿cuál será el nuevo volumen del gas? (la temperatura y la presión las mantenemos constantes).

**Solución:**

Aplicamos la ecuación de la ley de Avogadro:  $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$

y reemplazamos los valores correspondientes:

$$\frac{3,50}{0,875} = \frac{V_2}{1,40}$$

resolvemos la ecuación, multiplicando en forma cruzada:  $(3,50 \text{ L}) \cdot (1,40 \text{ mol}) = (V_2) \cdot (0,875 \text{ mol})$

Ahora, despejamos  $V_2$ , para ello, pasamos completo a la izquierda el miembro con la incógnita ( $V_2$ ), y hacemos:

$$(V_2) \cdot (0,875) = (3,50) \cdot (1,40)$$

$$(V_2) = \frac{(3,50) \cdot (1,40)}{(0,875)}$$

$$(V_2) = \frac{4,9}{0,875} = 5,6$$

**Respuesta:**

El nuevo volumen ( $V_2$ ), ya que aumentamos los moles hasta 1,40 ( $n_2$ ), es ahora 5,6 L

### Ley de Boyle

Esta ley nos permite relacionar la **presión** y el **volumen** de un gas cuando la **temperatura es constante**.

La ley de Boyle (conocida también como de Boyle y Mariotte) establece que la **presión** de un gas en un recipiente cerrado **es inversamente proporcional al volumen** del recipiente, cuando la **temperatura es constante**.

Lo cual significa que:

El volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión que se le aplica. En otras palabras:

Si la presión aumenta, el volumen disminuye.

Si la presión disminuye, el volumen aumenta.

Esto nos conduce a que, si la cantidad de gas y la temperatura permanecen constantes, el **producto de la presión por el volumen siempre tiene el mismo valor**.

Matemáticamente esto es:

$P \cdot V = K$  lo cual significa que el producto de la presión por el volumen es constante.

**Para aclarar el concepto:**

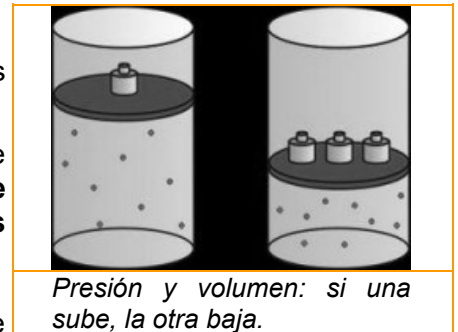
Tenemos un cierto volumen de gas ( $V_1$ ) que se encuentra a una presión  $P_1$ . Si variamos la presión a  $P_2$ , el volumen de gas variará hasta un nuevo valor  $V_2$ , y se cumplirá:  $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

que es otra manera de expresar la ley de Boyle.

**Apliquemos la fórmula en un ejemplo práctico:**

Tenemos 4 L de un gas que están a 600 mmHg de presión. ¿Cuál será su volumen si aumentamos la presión hasta 800 mmHg? La temperatura es constante, no varía.

**Solución:**



Como los datos de presión están ambos en milímetros de mercurio (mmHg) no es necesario hacer la conversión a atmósferas (atm). Si solo uno de ellos estuviera en mmHg y el otro en atm, habría que dejar los dos en atm.

Aclarado esto, sustituimos los valores en la ecuación  $P_1 V_1 = P_2 V_2$ .

$$(600 \text{ mmHg}) \cdot (4 \text{ L}) = (800 \text{ mmHg}) \cdot (V_2)$$

Ponemos a la izquierda el miembro con la incógnita

$$(800 \text{ mmHg}) \cdot (V_2) = (600 \text{ mmHg}) \cdot (4 \text{ L})$$

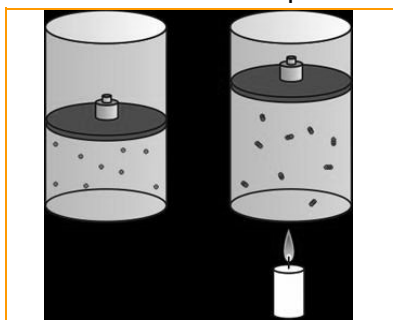
Despejamos  $V_2$ :

$$V_2 = \frac{(600 \text{ mmHg}) \cdot (4 \text{ L})}{(800 \text{ mmHg})}$$

$$V_2 = \frac{2.400}{800} = 3$$

**Respuesta:**

Si aumentamos la presión hasta 800 mmHg el volumen disminuye hasta llegar a los 3 L.



*A mayor temperatura, mayor volumen.*

### Ley de Charles

Mediante esta ley relacionamos la **temperatura** y el **volumen** de un gas cuando mantenemos la **presión constante**.

Textualmente, la ley afirma que:

El volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura del gas.

En otras palabras:

Si aumenta la temperatura aplicada al gas, el volumen del gas aumenta.

Si disminuye la temperatura aplicada al gas, el volumen del gas disminuye.

Como lo descubrió Charles, si la cantidad de gas y la presión permanecen constantes, el cociente entre el volumen ( $V$ ) y la temperatura ( $T$ ) siempre tiene el mismo valor ( $K$ ) (es constante).

Matemáticamente esto se expresa en la fórmula:  $\frac{V}{T} = K$   
lo cual significa que el cociente entre el volumen  
y la temperatura es constante.

### Intentemos ejemplificar:

Supongamos que tenemos un cierto volumen de gas  $V_1$  que se encuentra a una temperatura  $T_1$ . Si aumentamos la temperatura a  $T_2$  el volumen del gas aumentará hasta  $V_2$ , y se cumplirá que:  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$   
que es otra manera de expresar la ley de Charles.

### Veamos un ejemplo práctico y sencillo:

Un gas cuya temperatura llega a  $25^\circ \text{C}$  tiene un volumen de 2,5 L. Para experimentar, bajamos la temperatura a  $10^\circ \text{C}$  ¿Cuál será su nuevo volumen?

### Solución:

El primer paso es recordar que en todas estas fórmulas referidas a la temperatura hay que usar siempre la escala Kelvin.

Por lo tanto, lo primero es expresar la temperatura en grados Kelvin:

$$T_1 = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = (10 + 273) \text{ K} = 283 \text{ K}$$

Ahora, sustituimos los datos en la ecuación:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{2,5 \text{ L}}{298^\circ \text{ K}} = \frac{V_2}{283^\circ \text{ K}}$$

Ahora, despejamos  $V_2$ :

$$(V_2) \cdot (298) = (2,5) \cdot (283)$$

$$(V_2) = \frac{(2,5) \cdot (283)}{(298)}$$

$$V_2 = \frac{707,5}{298} = 2,37$$

**Respuesta:**

Si bajamos la temperatura hasta los 10° C (283° K) el nuevo volumen del gas será 2,37 L.

**Ley de Gay-Lussac**

Esta ley establece la relación entre la **presión (P)** y la **temperatura (T)** de un gas cuando el volumen (V) se mantiene constante, y dice textualmente:

La presión del gas es directamente proporcional a su temperatura.

Esto significa que:

Si aumentamos la temperatura, aumentará la presión.

Si disminuimos la temperatura, disminuirá la presión.

Si lo llevamos al plano matemático, esto queda demostrado con la siguiente ecuación:

$$\frac{P}{T} = K$$

la cual nos indica que el cociente entre la presión y la temperatura siempre tiene el mismo valor; es decir, es constante.

Llevemos esto a la práctica y supongamos que tenemos un gas, cuyo volumen (V) no varía, a una presión  $P_1$  y a una temperatura  $T_1$ . Para experimentar, variamos la temperatura hasta un nuevo valor  $T_2$ , entonces la presión cambiará a  $P_2$ , y tendrá que cumplirse la siguiente ecuación:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

que es la misma Ley de Gay-Lussac expresada de otra forma.

Debemos recordar, además, que esta ley, al igual que la de Charles, está expresada en función de la temperatura absoluta, y tal como en la Ley de Charles, las temperaturas han de expresarse en grados Kelvin.

**Veamos un ejemplo:**

Tenemos un cierto volumen de un gas bajo una presión de 970 mmHg cuando su temperatura es de 25° C. ¿A qué temperatura deberá estar para que su presión sea 760 mmHg?

**Solución:**

Lo primero que debemos hacer es convertir los 25° C a grados Kelvin:

$$T_1 = (25 + 273) K = 298 K$$

Ahora sustituimos los datos en la ecuación:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$\frac{970 \text{ mmHg}}{298^\circ K} = \frac{760 \text{ mmHg}}{T_2}$$

Ahora despejamos  $T_2$ :

$$(T_2) \cdot (970 \text{ mmHg}) = (298^\circ K) \cdot (760 \text{ mmHg})$$

$$(T_2) = \frac{(298) \cdot (760)}{970}$$

$$T_2 = \frac{226.480}{970} = 233,5$$

**Respuesta:**

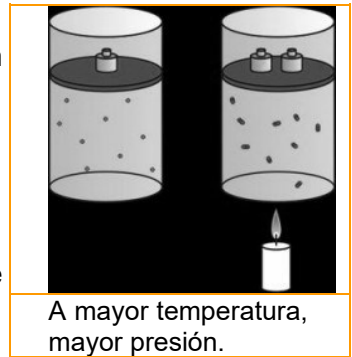
La temperatura debe bajar hasta los 233,5 °Kelvin. Si convertimos estos grados en grados Celsius hacemos  $233,5 - 273 = -39,5^\circ C$ .

**Ley general de los gases o ecuación general de los gases**

Las leyes parciales analizadas precedentemente pueden combinarse y obtener una ley o ecuación que relacione todas las variables al mismo tiempo.

Según esta ecuación o ley general  $\frac{P \cdot V}{T} = K$  (constante)

Esto significa que, si tenemos una cantidad fija de gas y sobre la misma variamos las condiciones de presión (P), volumen (V) o temperatura (T) el resultado de aplicar esta fórmula con diferentes valores, será una constante.



A mayor temperatura, mayor presión.

Veamos un ejemplo, para aclarar:

Supongamos que tenemos una cierta cantidad fija de un gas ( $n_1$ ), que está a una presión ( $P_1$ ), ocupando un volumen ( $V_1$ ) a una temperatura ( $T_1$ ).

Estas variables se relacionan entre sí cumpliendo con la siguiente ecuación:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Donde R es una constante universal conocida ya que se puede determinar en forma experimental.

La misma fórmula nos permite calcular el **volumen molar de un gas (n)**:  $n = \frac{PV}{RT}$

A modo de experimento, a la misma cantidad fija de gas ( $n_1$ ) le cambiamos el valor a alguna de las variables tendremos entonces una nueva presión ( $P_2$ ), un nuevo volumen ( $V_2$ ) y una nueva temperatura ( $T_2$ ).

Como ya conocemos la ecuación general colocamos en ella los valores de cada variable:

Según la condición inicial:

$$P_1 \cdot V_1 = n_1 \cdot R \cdot T_1$$

$$\text{Según la condición final: } P_2 \cdot V_2 = n_1 \cdot R \cdot T_2$$

Vemos que en ambas condiciones la cantidad de gas ( $n_1$ ) es la misma y que la constante R tampoco varía.

Entonces, despejamos  $n_1 R$  en ambas ecuaciones:

$$n_1 \cdot R = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} \quad n_1 \cdot R = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Marcamos con rojo  $n_1 R$  para señalar que ambos resultados deben ser iguales entre sí, por lo tanto:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Algo para recordar y utilizar:

Cuando se dice que dos elementos o cantidades son inversamente proporcionales, deben multiplicarse entre sí cada vez que sus valores varían y el resultado tiene que ser siempre el mismo (constante).

Ahora, cuando dos elementos o cantidades son directamente proporcionales, deben dividirse entre sí cada vez que sus valores varían y el resultado tiene que ser siempre el mismo (constante).

Volvamos sobre los **estados de agregación de los materiales** y comparar sólidos, líquidos y gases teniendo en cuenta el **movimiento de las partículas**.

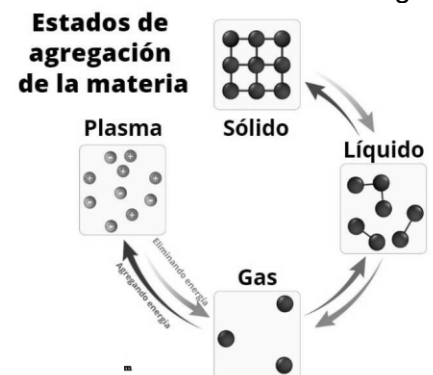
La Teoría cinético-molecular de la materia explica el comportamiento de los tres estados de agregación; sólido, líquido y gaseoso a partir de los siguientes postulados:

- La materia está compuesta por partículas muy pequeñas; entre ellas hay espacio vacío.
- Las partículas están en continuo movimiento, y se mueven en todas las direcciones del espacio.
- Las partículas ejercen fuerzas de atracción entre sí, que las mantienen unidas. Dependiendo de la intensidad de las fuerzas la materia se encontrará en estado sólido, líquido o gaseoso.

Teniendo en cuenta los postulados anteriores podemos explicar algunas propiedades de la materia como son la temperatura y la presión.

- La temperatura de un cuerpo está relacionada con la velocidad que llevan las partículas que las constituyen. La magnitud que mide la energía que tienen las partículas en movimiento es la energía cinética.
- En el caso de un gas, las partículas chocan continuamente entre sí y con las paredes del recipiente que lo contiene. La cantidad de choques por unidad de tiempo que se producen sobre las paredes del recipiente está relacionado con la presión del gas (a mayor número de choques, más presión se ejerce sobre las paredes del recipiente).

**Estado sólido:** las partículas se encuentran unidas por grandes fuerzas que las mantienen unidas a distancias relativamente pequeñas. Todas las sustancias sólidas se caracterizan por tener forma y volumen constantes y por ser casi indeformables. Estas propiedades se explican teniendo en cuenta que las partículas que los constituyen ocupan



lugares fijos en el espacio ordenándose en redes cristalinas. Aunque las partículas de un sólido ocupan lugares fijos espacio, no están quietas, poseen movimientos de vibración y rotación entorno a su posición de equilibrio en el cristal.

**En los líquidos** las fuerzas entre las partículas son más débiles que en los sólidos, lo que implica que éstas tengan más libertad de movimiento. Estas fuerzas permiten que las partículas tengan movimientos de vibración, rotación y traslación. Las partículas se pueden trasladar libremente debido a su energía cinética, pero esta energía cinética no es suficiente para vencer totalmente las fuerzas de atracción entre ellas, manteniéndose relativamente juntas.

**En el estado gaseoso** las fuerzas entre las partículas son poco intensas, por lo que la distancia entre ellas es mucho mayor que en los otros estados. Esta separación entre las partículas permite que los gases sean compresibles.

Las partículas de un gas se mueven libremente y de forma aleatoria en el espacio, lo que les permite fluir al igual que ocurre en el estado líquido. Cuando nosotros dejamos evolucionar libremente un gas, siempre tenderá a ocupar todo el volumen que lo rodea, es decir los gases tienen volumen variable y adoptan la forma del recipiente que lo contiene.

### pH, pOH, Sustancias ácidas, Sustancias básicas y Sustancias neutras.

En el agua, sus moléculas pueden actuar como ácido o como base de Bronsted Lowry, en una reacción reversible en la que se logra un equilibrio, a esto se le conoce como sustancia anfótera.<sup>1</sup>

- **disoluciones ácidas:** tienen una  $[H^+]$  mayor que la del agua pura ( $10^{-7}$  M) con lo que su **pH < 7** (pOH > 7).
- **disoluciones básicas:** tienen una  $[H^+]$  menor que la del agua pura ( $10^{-7}$  M) con lo que su **pH > 7** (pOH < 7)
- **disoluciones neutras:** **pH = pOH = 7** (agua pura)

En el caso del agua pura o en disoluciones acuosas diluidas se puede considerar que la concentración del agua es constante (55.5 M), de tal manera que para referirse a la constante de equilibrio de la autoionización del agua se utiliza Kw:  $K_w = [H^+][OH^-]$

Donde Kw se denomina *constante del producto iónico*, que es el producto de las concentraciones molares de los iones  $H^+$  y  $OH^-$ , a una temperatura en particular. En el agua pura las concentraciones de estos iones son iguales. A 25 °C el valor es de  $1 \times 10^{-14}$  M.

$$K_w = [H^+][OH^-] = [1 \times 10^{-7}][1 \times 10^{-7}] = 1 \times 10^{-14}$$

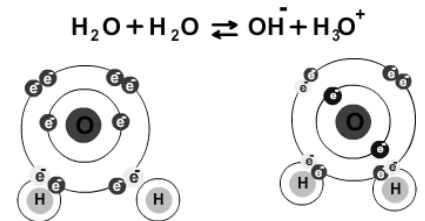
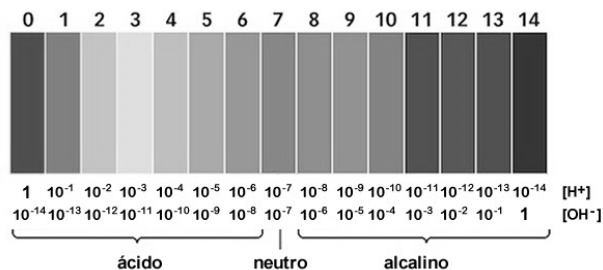
En una disolución donde hay mayor cantidad de iones  $H^+$  se tiene una disolución acida, y aquella en la que es mayor la cantidad de iones  $OH^-$ , una básica. En el caso del agua se dice que la sustancia es neutra. En la medida que va aumentando la concentración de iones  $H^+$ , también aumenta el carácter ácido y, por el contrario, si va en aumento la concentración de los iones  $OH^-$ , aumenta el carácter básico.

Como las concentraciones de los iones  $H^+$  y  $OH^-$  son valores muy pequeños resulta más conveniente trabajar con la propuesta de Sorensen quien introdujo el término pH y pOH para expresar dichas concentraciones de una manera más fácil. El pH y el pOH se determinan de la siguiente manera:

$$pH = -\log [H^+] \text{ y } pOH = -\log [OH^-]$$

$$\text{En donde: } pH + pOH = 14$$

Consultar las diferencias entre gases reales y gases ideales.



<sup>1</sup> Anfótero. Que actúa como ácido o como base según la sustancia con la que reacciona.

"el ión bicarbonato es anfótero: se comporta como ácido si cede un  $H^+$ , o como base si capta un  $H^+$ ".

En química una sustancia anfótera es aquella que puede reaccionar ya sea como un ácido o como una base. La palabra deriva del prefijo griego amphi- que significa "ambos". Muchos metales y la mayoría de los metaloides tienen óxidos o hidróxidos anfóteros. Wikipedia