

SESIÓN 13

EQUILIBRIO QUÍMICO EN FASE GASEOSA

I. CONTENIDOS:

1. Leyes de los gases.
2. Presión y temperatura.
3. Principio de Le Chatelier.
4. Constante de equilibrio.

II. OBJETIVOS:

Al término de la Sesión, el alumno:

- Comprenderá los fundamentos básicos del estado gaseoso.
- Diferenciará los procesos a presión y temperatura constante.
- Analizará el comportamiento de los gases a condiciones extremas.
- Comprenderá el principio de Le Chatelier.
- Resolverá problemas donde se considere un equilibrio químico.

III. PROBLEMATIZACIÓN:

Comenta las preguntas con tu Asesor y selecciona las ideas más significativas.

- ¿Cuál es la función del gas al destapar un refresco?
- ¿Cómo se comporta un gas cuando se somete a presiones elevadas?
- ¿Que modificación sufren las moléculas a temperaturas bajas?
- ¿Por qué la constante de equilibrio no varía si se alteran las condiciones de presión y temperatura?

IV. TEXTO INFORMATIVO-FORMATIVO:

1.1. Leyes de los gases

1.1.1. Ley de Boyle

Postulada por Robert Boyle en 1662. La ley establece que el volumen es inversamente proporcional a la presión, es decir, si el volumen de un gas que se encuentra en un recipiente disminuye la presión aumenta ya que en un volumen disminuido las partículas producen más choques entre ellas lo que provoca el aumento de la presión. Por el contrario si el volumen aumenta las partículas producen menos choques disminuyendo la presión. Si tenemos un volumen y presión conocidos de un gas y variamos el volumen de este gas a otro valor, la presión cambiará:

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

Ejemplos:

a) 3 L de un gas están a 790 mm de Hg, ¿Cuál será su nuevo volumen si aumentamos la presión hasta 872 mm de Hg? Procedimiento:

Paso 1,

Determinar si la presión aumenta o disminuye

790 mm de Hg a 872 mm de Hg \longrightarrow la presión aumenta

Por lo tanto el volumen disminuye

Paso 2.

Despejar y sustituir el V_2 de la ley de Boyle.

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

$$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$$

$$V_2 = \frac{(790 \text{ mm de Hg})(3\text{L})}{872 \text{ mm Hg}}$$

$$V_2 = 2.7 \text{ L}$$

b) un gas ocupa un volumen de 400 ml a una presión de 500 torr, ¿A qué presión se debe someter el gas para cambiar su volumen a 250 ml?

Paso 1.

Determinar si el volumen aumenta o disminuye.

400 ml a 250 ml \longrightarrow disminuye el volumen

Por lo tanto la presión aumenta

Paso 2.

Despejar y sustituir la P2 de la ley de Boyle.

$$P_2 = P_1 V_1$$

$$V_2$$

$$P_2 = (500 \text{ torr}) (400 \text{ ml}) = \text{Torr}$$

$$250 \text{ ml}$$

$$P_2 = \text{Torr}$$

1.1.2. Ley de Charles

Establece que el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura, es decir, si la temperatura de un gas aumenta habrá más choques entre las partículas aumentando la presión por un instante produciendo que el volumen aumente, y por el contrario si la temperatura de un gas disminuye el volumen disminuye. Si tenemos un gas a una temperatura y volumen conocidos y variamos el volumen a un nuevo valor la temperatura también cambiará: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

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

Ejemplos:

a) Si se enfrían 28 L de hidrógeno de 110 a 0 °C, ¿Cuál será el nuevo volumen?

Paso 1.

Determinar si la temperatura aumenta o disminuye.

110 °C a 0 °C \longrightarrow la temperatura disminuye

Paso 2

Despejar y sustituir V2 de la ley de Charles.

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

$$V_2 = (28 \text{ L}) \left(\frac{0^\circ\text{C}}{110^\circ\text{C}} \right) = \text{L}$$

$$V_2 = \text{L}$$

b) Un gas tiene un volumen de 4 L a 28 °C, ¿Cuál será su temperatura si aumentamos su volumen a 6L?

Paso 1. Determinar si el volumen aumenta o disminuye.

4 L a 6 L \longrightarrow aumenta su volumen

Paso 2. Despejar y sustituir T2 de la ley de Charles.

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

$$T_2 = (28^\circ\text{C}) \left(\frac{6\text{L}}{4\text{L}} \right) = ^\circ\text{C}$$

$$T_2 = ^\circ\text{C}$$

1.1.3. Ley de Gay-Lussac

Establece que la presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura, es decir, si aumentamos la temperatura las partículas del gas se mueven más rápidamente provocando un mayor número de choques contra las paredes lo que aumenta la presión, y debido a que el recipiente es de paredes fijas el volumen no puede cambiar. Si tenemos un gas de presión y temperatura conocidas, y cambiamos su presión a otro valor conocido su temperatura también cambiará:

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

Ejemplos:

a) Un cierto volumen de un gas se encuentra a una presión de 770 mm Hg cuando su temperatura es de 25 °C- ¿a que temperatura deberá estar para que su presión sea de 560 mm Hg?

Procedimiento:

Paso 1.

Determinar si su presión aumenta o disminuye.

770 mm Hg a 560 mm Hg \longrightarrow la presión disminuye

Paso 2.

Despejar y sustituir T2 de la ley de Gay-Lussac.

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

$$T_2 = \frac{(560 \text{ mm Hg}) (25 \text{ °C})}{770 \text{ mm Hg}} = \text{°C}$$

$$T_2 = \text{°C}$$

b) Un gas a un cierto volumen se encuentra a una temperatura de 40 °C a una presión de 780 mm Hg, ¿A que presión deberá estar para que su temperatura se de 28 °C?

Procedimiento:

Paso 1. Determinar si la temperatura aumenta o disminuye.

40 °C a 28 °C \longrightarrow la temperatura disminuye

Paso 2. Despejar y sustituir P2 de ley de Gay-Lussac

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

$$P_2 = \frac{(780 \text{ mm Hg}) (28 \text{ °C})}{40 \text{ °C}} =$$

$$P_2 = \text{mm Hg}$$

1.1.4. Ley general de los gases ideales

Los gases son sustancias que ocupan el recipiente o el volumen que los contienen.

Los gases ideales se expanden hasta ocupar todo el volumen, sus moléculas se mueven al azar individualmente y en todas las direcciones, la interacción entre sus partículas se reduce a su choque, esta formado por moléculas, los choques son elásticos sin pérdida de energía y son instantáneos, es decir, el tiempo durante el choque es cero. Los gases reales cumplirán aproximadamente las reglas establecidas para los gases ideales siempre que no estén sometidos a condiciones extremas de temperatura y presión. La ley general de los gases ideales establece que el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles de gas y la temperatura absoluta e inversamente proporcional a la presión:

$$PV = nRT$$

Donde:

P = Presión (atm)

V = Volumen (L)

N = numero de moles del gas

R = .0821 Latm/Kmol (constante universal de los gases ideales)

T = temperatura absoluta (K)

Ejemplos:

a) ¿Cuál es la temperatura en °C de un gas ideal, si 0.55 moles ocupan un volumen de 990 ml a la presión de 7.6 atm?

Procedimiento:

Paso 1.

Identificar los datos del problema.

N = 0.55 moles

V = 990 ml

$$P = 7.6 \text{ atm}$$

$$R = 0.0821 \text{ Latm/Kmol}$$

Paso 2.

Despejar la temperatura de la ley general de los gases ideales, realizar las conversiones de unidades que necesarias.

$$990 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ ml}} =$$

$$PV = nRT$$

$$T = \frac{PV}{nR}$$

$$T = \frac{(7.6 \text{ atm}) (0.99 \text{ L})}{(0.55 \text{ mol}) (0.0821 \text{ Latm/Kmol})} = \text{K}$$

$$T = \text{K}$$

b) ¿cual es la presión en atm de un gas ideal, si 0.606 moles ocupan un volumen de 2.6 L a la temperatura de 278 K?

Procedimiento:

Paso 1.

Identificar los datos del problema:

$$N = 0.606 \text{ moles}$$

$$V = 2.6 \text{ L}$$

$$P = ?$$

$$R = 0.0821 \text{ Latm/Kmol}$$

$$T = 278 \text{ atm}$$

Paso 2.

Despejar la presión de la ley general de los gases.

$$P = \frac{nRt}{V}$$

$$P = \frac{(0.606 \text{ moles}) (0.0821 \text{ Latm/Kmol}) (278 \text{ K})}{2.6 \text{ L}} = \text{atm}$$

$$P = 5.31 \text{ atm}$$

2.1. Presión y temperatura

La presión es producida por los choques de las moléculas con las paredes de un recipiente. Dependiendo de la temperatura, el volumen, la cantidad de colisiones depende del número de moléculas del gas. El numero de choques aumentara al elevar el numero de moléculas presentes en el recipiente, es decir si triplicamos el numero de moléculas, se triplicara el numero de choques y la presión. La presión es directamente proporcional al número de moléculas del gas.

Cuando la temperatura se eleva dentro de un volumen fijo, aumenta la energía cinética de las moléculas y el número de choques contra las paredes del recipiente ocasionando un aumento en la presión. Las condiciones normales de temperatura y presión normales se utilizan como puntos de referencia de temperatura y presión para compara los volúmenes de los gases.

$$\text{Temperatura normal} = 273.15 \text{ K}$$

$$\text{Presión normal} = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ Torr}$$

3.1. Principio de Le Chatelier

Establece que si un sistema esta en equilibrio y se experimenta un cambio (presión, temperatura o concentración), el sistema responde contrarrestando el cambio impuesto y reestablece el equilibrio.

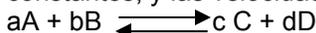
3.1 *Concentración:* si disminuimos la concentración de un sistema que se encuentra en equilibrio químico, este se desplazara hacia el lado contrario de la adición.

3.2. *Cambio de la temperatura*: si se aumenta la temperatura de un sistema, se presentara un desplazamiento del equilibrio hacia los reactivos, y por el contrario si se disminuye la temperatura habrá un desplazamiento del equilibrio hacia los productos.

3.3. *Cambio de la presión*: si se aumenta la presión del sistema el equilibrio se desplazará hacia el lado de la ecuación que produce menos cantidad de moles gaseosos, y si se disminuye la presión el equilibrio se desplazará hacia el lado que produce la mayor cantidad de moles gaseosos.

4.1. Constante de equilibrio

En el equilibrio las reacciones químicas tienen concentraciones de reactivos y productos constantes, y las velocidades de reacción hacia la derecha y hacia la izquierda son iguales.



A una temperatura dada la constante de equilibrio se obtiene:

$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Donde:

K_{eq} = constante de equilibrio

(A)= concentraciones de cada sustancia (moles / L)

A, b, c, d = son los coeficientes de las sustancias

La magnitud de la constante de equilibrio nos indica si la reacción se desplace hacia la derecha o hacia la izquierda.

Si K_{eq} es mayor que uno, el número de productos en el equilibrio es mayor que el número de reactivos,

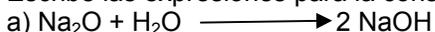
Si K_{eq} es menor a uno, el número de reactivos en el equilibrio es mayor que la cantidad de productos.

Si K_{eq} es muy grande la reacción se produce prácticamente hasta su totalidad.

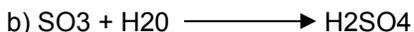
Si K_{eq} es muy pequeña la reacción inversa se produce casi hasta su totalidad y por lo tanto el equilibrio se desplace hacia la izquierda.

Ejemplo:

Escribe las expresiones para la constante de equilibrio de las siguientes reacciones químicas:



$$K_{eq} = \frac{(NaOH)_2}{(Na_2O) (H_2O)}$$



$$K_{eq} = \frac{(H_2SO_4)}{(SO_3) (H_2O)}$$

c) Calcula la K_{eq} para la siguiente reacción con base en las concentraciones siguientes: $CrCl_3 = 0.050 \text{ mol/L}$, $AgNO_3 = .98 \text{ mol/L}$, $Cr(NO_3)_3 = 0.60 \text{ mol/L}$ y $AgCl = 0.85 \text{ mol/L}$.



Procedimiento:

Paso 1.

Escribir la expresión de K_{eq} :

$$K_{eq} = \frac{(Cr(NO_3)_3) (AgCl)_3}{(CrCl) (AgNO_3)_3}$$

Paso 2.

Sustituir las concentraciones:

$$K_{eq} = \frac{(0.60 \text{ mol/L}) (0.85 \text{ mol/L})^3}{(0.050 \text{ mol/L}) (0.98 \text{ mol/L})^3} =$$

$$K_{eq} = 10.48$$