

Química- Curso de acceso para mayores de 25 años: Febrero 2012 - Original (Temas 1-6) -

CUESTIONES

- 1.- ¿A qué temperatura debe enfriarse una muestra de nitrógeno de 900 mL de volumen a 25°C, para que su volumen se reduzca hasta 350 mL? Razone, detalladamente, su respuesta y cite la Ley que se aplica.
- 2.- Al analizar químicamente 2,5 g de un compuesto, se ha observado que en el mismo se encuentran 0,9 g de Calcio y 1,6 g de Cloro. ¿Cuál es la fórmula empírica de dicho compuesto? (Datos: Pesos atómicos: Cl = 35,5 Y Ca = 40,1)
- 3.- El hidrógeno y el oxígeno gaseoso se combinan para formar vapor de agua en la relación de 2 V de hidrógeno: 1 V de oxígeno: 2 V de agua. Para obtener 10 litros de vapor de agua, ¿qué volumen de hidrógeno y oxígeno gaseoso se han de combinar? Razonar, detalladamente, la respuesta y citar la Ley que aplica.
- 4.- a) Escribir las configuraciones de valencia de los siguientes elementos: a) C (Z= 6), b) F (Z= 9), c) Al (Z= 13), d) K (Z= 19). b) Indicar sus características de metales o no metales. c) Escribir, de cada uno de ellos, los iones más estables que podrían formar.

PROBLEMA

- 1.- A una temperatura próxima a los 400°C, se mezclan 0,062 mol de H₂ y 0,042 mol de I₂. Al establecerse el equilibrio se forman 0,076 mol de HI. Calcular: a) la constante de equilibrio K_c, b) el número de mol de HI que se formarán al mezclar, a la misma temperatura, 0,08 mol de I₂ con 0,08 mol de H₂

SOLUCIONES

- 1.- **¿A qué temperatura debe enfriarse una muestra de nitrógeno de 900 mL de volumen a 25°C, para que su volumen se reduzca hasta 350 mL? Razone, detalladamente, su respuesta y cite la Ley que se aplica.**

RESOLUCIÓN

Aplicando la Ley General de los gases ideales: $\frac{P.V}{T} = \frac{P'.V'}{T'}$, en la cual se

mantiene constante la Presión, por lo que se reduce a: $\frac{V}{T} = \frac{V'}{T'}$ (Esta expresión reducida es la Ley de Gay Lussac)

Condiciones iniciales	Condiciones finales	
V = 900 mL = 0,9 L	V'=350 mL=0,35 L	$\frac{0,9}{298} = \frac{0,35}{T'} ; T' = \frac{0,35 \cdot 298}{0,9} = 115,9^{\circ}\text{K} = -157,1^{\circ}\text{C}$
T = 25°C = 298°K	T' = ?	

- 2.- **Al analizar químicamente 2,5 g de un compuesto, se ha observado que en el mismo se encuentran 0,9 g de Calcio y 1,6 g de Cloro. ¿Cuál es la fórmula empírica de dicho compuesto? (Datos: Pesos atómicos: Cl = 35,5 Y Ca = 40,1)**

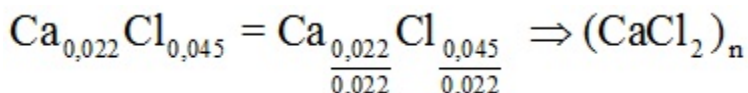
RESOLUCIÓN

Partiendo de las cantidades de Ca y Cl os dan: 0,9 y 1,6 g respectivamente, calculamos el número de átomos gramo de cada uno que hay, para lo cual hemos de dividir los gramos que tenemos de cada uno por su peso atómico:

átomos-gramo de CALCIO: $\frac{0,9}{40,1} = 0,022$ at - g de Ca

átomos-gramo de OXÍGENO $\frac{1,6}{35,5} = 0,045$ at - g de Cl

Por lo que la fórmula será: $\text{Ca}_{0,022} \text{Cl}_{0,045}$ pero dado que deben ser números enteros, suponemos que del elemento que menos hay, solamente hay 1 átomo (de Calcio) por lo que dividimos ambos por el más pequeño (por 0,022 y nos quedará:



3.- El hidrógeno y el oxígeno gaseoso se combinan para formar vapor de agua en la relación de 2 V de hidrógeno: 1 V de oxígeno: 2 V de agua. Para obtener 10 litros de vapor de agua, ¿qué volumen de hidrógeno y oxígeno gaseoso se han de combinar? Razonar, detalladamente, la respuesta y citar la Ley que aplica.

RESOLUCIÓN

La ley a aplicar en este caso es la **LEY DE GAY LUSSAC O DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN**, cuyo enunciado dice: " En cualquier reacción química los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen en ella, están entre sí en la relación de números enteros sencillos".

Para la reacción dada, nos dan las cantidades estequiométricas que se combinan, por lo que para la cantidad a obtener (10 litros de agua), si le aplicamos la estequiometría de la reacción, tendremos que:

	H_2 +	O_2	\rightarrow	H_2O
Cantidades estequiométricas	2 volúmenes	1 volumen		2 volúmenes
Cantidades reaccionantes	X	Y		10 litros

Por tanto: $X = \frac{2 \cdot 10}{2} = 10$ litros de Hidrógeno ; $Y = \frac{1 \cdot 10}{2} = 5$ litros de Oxígeno

4.- a) Escribir las configuraciones de valencia de los siguientes elementos: a) C (Z= 6), b) F (Z= 9), c) Al (Z= 13), d) K (Z= 19). b) Indicar sus características de metales o no metales. c) Escribir, de cada uno de ellos, los iones más estables que podrían formar.

RESOLUCIÓN

Las con figuraciones electrónicas nos van a indicar también tanto si son metales o no metales, así como los iones más estables, que en el caso de los metales corresponderán a los iones positivos por pérdida de los electrones más externos, y en el caso de los no metales, serán los iones negativos procedentes de la ganancia de los electrones necesarios para completar su última capa.

	Configuración	Metal o No metal	Ion más estable
C	1s ² 2s ² 2p ²	No metal	C ⁻⁴
F	1s ² 2s ² 2p ⁵	No Metal	F ⁻¹
Al	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹	Metal	Al ⁺³
K	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹	Metal	K ⁺¹

PROBLEMA

1.- A una temperatura próxima a los 400°C, se mezclan 0,062 mol de H₂ y 0,042 mol de I₂. Al establecerse el equilibrio se forman 0,076 mol de HI. Calcular: a) la constante de equilibrio K_c, b) el número de mol de HI que se formarán al mezclar, a la misma temperatura, 0,08 mol de I₂ con 0,08 mol de H₂

RESOLUCIÓN

El equilibrio entre el H₂ y el I₂ para formar HI, es:

	H ₂ +	I ₂	<==>	2 HI	$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$
Inicial	0,062	0,042		---	
En equil.	0,062 - X	0,042 - X		2.X = 0,076	

siendo: "X" el n° de moles de H₂ que reaccionan, que es también el n° de moles de I₂ que reaccionan, y de acuerdo con la estequiometría de la reacción, en la que vemos que por cada mol de H₂ que reacciona, se forman 2 moles de HI, si han reaccionado "x", se formarán "2.X" moles de este HI, que ya nos dicen que son 0,076, por lo que de este valor podemos calcular X:

$$2.X = 0,076 ; \quad X = \frac{0,076}{2} = \mathbf{0,038 \text{ moles}}$$

por lo que las cantidades de los tres componentes en el equilibrio serán:

$$\mathbf{H_2 = 0,062 - 0,038 = 0,024 \text{ moles en equilibrio}}$$

$$\mathbf{I_2 = 0,042 - 0,038 = 0,004 \text{ moles en el equilibrio}}$$

$$\mathbf{HI = 0,076 \text{ moles en el equilibrio}}$$

Y a partir de estos datos, determinamos el valor de la constante de equilibrio sin más que sustituir en la expresión que nos da su valor. En este caso no conocemos el volumen del recipiente, por lo que le llamaremos "V", aunque no interviene, pues al tener el mismo n° de moles en los reactivos que en los productos, se anulan:

$$K_c = \frac{\left(\frac{0,076}{V}\right)^2}{\left(\frac{0,024}{V}\right) \cdot \left(\frac{0,004}{V}\right)} ; \quad K_c = \frac{\frac{0,076^2}{V^2}}{\frac{0,024 \cdot 0,004}{V^2}} ; \quad K_c = \frac{0,076^2}{0,024 \cdot 0,004} ; \quad \mathbf{K_c = 60,17}$$

Para el segundo caso, partimos ya del valor de K_c:

El equilibrio entre el H₂ y el I₂ para formar HI, es:

	$H_2 +$	I_2	\rightleftharpoons	$2 HI$	$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$
Inicial	0,08	0,08		---	
En equil.	$0,08 - X$	$0,08 - X$		$2.X$	

siendo: "X" el nº de moles de H_2 que reaccionan, que es también el nº de moles de I_2 que reaccionan, y de acuerdo con la estequiometría de la reacción, en la que vemos que por cada mol de H_2 que reacciona, se forman 2 moles de HI, si han reaccionado "x", se formarán "2.X" moles de este HI.

Al sustituir en la expresión de K_c , nos queda:

$$60,17 = \frac{\left(\frac{2.X}{V}\right)^2}{\left(\frac{0,08 - X}{V}\right) \cdot \left(\frac{0,08 - X}{V}\right)} ; 60,17 = \frac{\left(\frac{2.X}{V}\right)^2}{\left(\frac{0,08 - X}{V}\right)^2} ; \text{Expresión que podemos simplificar:}$$

$$\sqrt{60,17 = \frac{\left(\frac{2.X}{V}\right)^2}{\left(\frac{0,08 - X}{V}\right)^2}} \implies 7,76 = \frac{\left(\frac{2.X}{V}\right)}{\left(\frac{0,08 - X}{V}\right)} ; 7,76 = \frac{2.X}{0,08 - X} ; 7,76 \cdot (0,08 - X) = 2.X$$

$$0,62 - 7,76.X = 2.X ; 0,62 = 7,76.X + 2.X ; 0,62 = 9,76.X ; \mathbf{X = 0,064}$$

Por tanto, el número de moles de cada especie en el equilibrio serán:

$$\mathbf{H_2 = I_2 = 0,08 - 0,064 = 0,016 \text{ moles} ;}$$

$$\mathbf{HI = 2 \cdot 0,064 = 0,128 \text{ moles}}$$