

Pregunta 1.- En un recipiente de 2L se introducen 92,4 g de CO₂ y 3,2 g de H₂, calentándose la mezcla a 1800 °C. Una vez alcanzado el siguiente equilibrio: CO₂ (g) + H₂ (g) ⇌ CO (g) + H₂O (g) se analiza la mezcla, encontrándose que quedan 0,9 moles de CO₂.

- Calcula la concentración de cada especie en el equilibrio.
- Calcula K_c y K_p a 1800°C.
- Justifica si una disminución del volumen del recipiente afectaría al equilibrio.

DATOS: A_r(C) = 12 u, A_r(O) = 16 u, A_r(H) = 1 u; R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

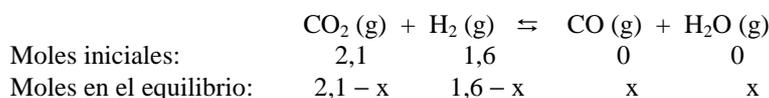
Solución:

a) Los moles de reactivos que se introducen en el reactor son:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molar}} = \frac{92,4 \text{ g}}{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,1 \text{ moles};$$

$$n(\text{H}_2) = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molar}} = \frac{3,2 \text{ g}}{2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,6 \text{ moles}.$$

Lo moles de cada sustancia al inicio y en el equilibrio son, suponiendo que de CO₂ y H₂ reaccionan “x” moles: K



Al quedar 0,9 moles de CO₂ (g) en el equilibrio, el valor de x es:

2,1 - x = 0,9 siendo x = 2,1 - 0,9 = 1,2 moles, y los moles de H₂ en el equilibrio es 1,6 - 1,2 = 0,4 moles.

Luego, la concentración en el equilibrio de cada sustancia es:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{x \text{ moles}}{2 \text{ L}} = \frac{1,2 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,6 \text{ M}; \quad [\text{CO}_2] = \frac{0,9 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,45 \text{ M}; \quad [\text{H}_2] = \frac{0,4 \text{ moles}}{2 \text{ L}} = 0,2 \text{ M}.$$

b) Sustituyendo las concentraciones en equilibrio del apartado anterior en la constante de equilibrio K_c y operando se obtiene su valor:

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{(0,6)^2 \text{ M}^2}{0,45 \text{ M} \cdot 0,2 \text{ M}} = 4; \text{ y de la relación entre las constantes de equilibrio se}$$

determina el valor de K_p: K_p = K_c · (R · T)^{Δn}, siendo Δn = suma de moles gaseosos de productos menos suma de moles gaseosos de reactivos, en este caso, Δn = 2 - 2 = 0, por lo que el valor de K_p es:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^0, \text{ siendo } K_p = K_c = 4.$$

c) Al disminuir el volumen del reactor, el sistema reacciona desplazando el equilibrio en el sentido en el que aparece un menor número de moles, menos cantidad de materia, hacia la izquierda, hacia la formación de reactivos.

Resultado: a) [CO₂] = 0,45 M; [H₂] = 0,2 M; [CO]=[H₂O] = 0,6 M; b) K_c = K_p = 4; c) Izquierda.

Pregunta 2.- Se añaden 7 g de amoníaco a la cantidad necesaria de agua para obtener 500 mL de disolución.

- Calcula el grado de disociación del amoníaco.
 - Calcula el pH de la disolución resultante.
 - Predecir que tipo de pH (sin cálculo numérico) presentará una disolución acuosa de cloruro amónico (NH₄Cl) y justifica la respuesta explicando los procesos químicos que tienen lugar.
- DATOS: A_r(N) = 14 u, A_r(H) = 1 u. K_b (NH₃) = 1,8 · 10⁻⁵.

Solución:

$$\text{a) Los moles de NH}_3 \text{ que se utilizan son: } n(\text{NH}_3) = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molar}} = \frac{7 \text{ g}}{17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,41 \text{ moles},$$

$$\text{cuya concentración es: } [\text{NH}_3] = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0,41 \text{ moles}}{0,5 \text{ L}} = 0,82 \text{ M}.$$

El equilibrio de ionización del amoníaco en agua es:

NH₃ + H₂O ⇌ NH₄⁺ + OH⁻ y llamando “x” a la concentración de base que se disocia, las concentraciones en el equilibrio de las distintas especies que lo forman son:

Pregunta 4.- Teniendo en cuenta los elementos A, B y C, con sus correspondientes números atómicos: A (Z = 9), B (Z = 11) y C (Z = 17), contesta razonadamente:

a) Cuáles pertenecen al mismo periodo y cuáles pertenecen al mismo grupo, indicando la identidad de los elementos a los que corresponden.

b)Cuál de los dos elementos B ó C tiene el primer potencial de ionización mayor y cual tiene un radio atómico mayor.

c) Deduce la fórmula del compuesto que se formaría entre los elementos B y C indicando el tipo de enlace.

d) Escribe la combinación de números cuánticos para el último electrón del elemento B

Solución:

a) La configuración electrónica de cada elemento es: A (z = 9): $1s^2 2s^2 2p^5$; B (z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; C (z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Los elementos son A = flúor, F; B = sodio, Na; C = cloro, Cl.

Al mismo período pertenecen los elementos que poseen el mismo número cuántico en su capa de valencia; son el sodio y cloro, mientras que al mismo grupo, pertenecen los elementos con la misma configuración electrónica en su capa de valencia, pertenecen los elementos flúor y cloro.

b) Ionizar un átomo neutro de un elemento es quitarle uno de sus electrones más externos para convertirlo en un ión monopositivo. Como al avanzar en un período aumenta el número atómico y los electrones se van situando en el mismo nivel energético, la fuerza atractiva núcleo-último electrón va siendo más fuerte, necesiándose más energía para poder arrancarlo. Luego, la energía de ionización aumenta al avanzar en un período de izquierda a derecha, siendo el elemento de mayor potencial de ionización el C, el cloro.

El radio de los átomos disminuye al avanzar en un período de izquierda a derecha. Ello se debe a que al aumentar la carga nuclear y situarse el electrón diferenciador (electrón demás que tiene un átomo respecto al anterior en el período) en el mismo nivel energético, aumenta la fuerza atractiva núcleo-electrón diferenciador, lo que provoca una contracción de su volumen y, por ello, una disminución del radio atómico. El elemento de mayor radio atómico es el situado más a la izquierda en el período, el B, sodio.

c) Entre los elementos B y C, metal y no metal (Na y Cl), se forma un compuesto iónico por la atracción electrostática que aparece entre iones positivos, Na^+ y negativos, Cl^- , siendo la fórmula del compuesto NaCl.

d) La combinación de números cuánticos para el último electrón del átomo B, el Na, es: $(3, 0, 0, \pm \frac{1}{2})$.

Pregunta 5.- Sabiendo que a 298K, la solubilidad del $CaBr_2$ en agua es $2 \cdot 10^{-4}$ moles $\cdot L^{-1}$:

a) Calcula la constante del producto de solubilidad (K_{ps}) de dicha sal.

b) Calcula la solubilidad del $CaBr_2$ en presencia de una disolución 0,2 M de NaBr.

Solución:

a) El equilibrio de ionización del bromuro de calcio es: $CaBr_2 \rightleftharpoons 2 Br^- + Ca^{2+}$, siendo la solubilidad del ión Br^- doble que la del ión Ca^{2+} , es decir, $[Ca^{2+}] = S$ y $[Br^-] = 2 \cdot S$.

El producto de solubilidad de la sal es: $K_{ps} = [Ca^{2+}] \cdot [Br^-]^2 = S \cdot (2 \cdot S)^2 = 4 \cdot S^3 = 4 \cdot (2 \cdot 10^{-4})^3 \Rightarrow K_{ps} = 3,2 \cdot 10^{-11}$.

b) El NaBr, sal muy fuerte, se encuentra totalmente disociado en disolución acuosa, siendo la concentración de los iones Br^- 0,2 M, por lo que al disolver en ella la sal poco soluble $CaBr_2$, el equilibrio de ionización, debido al efecto del ión común Br^- , se encuentra muy desplazado hacia la formación del compuesto poco soluble, lo que provoca una disminución de su producto de solubilidad.

Por ser la concentración de iones Br^- , procedente de la ionización del $CaBr_2$, excesivamente pequeña frente a la procedente de la ionización de la sal NaBr 0,2 M, el producto de solubilidad en este supuesto es:

$$K_{ps} = [Ca^{2+}] \cdot [Br^-]^2 = S \cdot 0,2^2 = S \cdot 0,04 \Rightarrow S = \frac{K_{ps}}{0,04} = \frac{3,2 \cdot 10^{-11}}{0,04} = 8 \cdot 10^{-10} \text{ moles} \cdot L^{-1}.$$

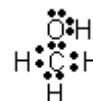
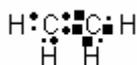
Resultado: a) $K_{ps} = 3,2 \cdot 10^{-11}$; b) $S = 8 \cdot 10^{-10}$ M.

Pregunta 6.- Dadas las siguientes moléculas: eteno (C_2H_4), etino (C_2H_2) y metanol (CH_3OH):

- a) Escribe sus estructuras de Lewis.
 b) Indica la hibridación del átomo de carbono en estas moléculas, explicando el número de enlaces σ (sigma) y π (pi).

Solución:

a) Sus estructuras de Lewis son:



b) El carbono, con configuración electrónica en su capa de valencia, $2s^2 2p^2$, promociona uno de los electrones del orbital 2s al orbital vacío 2p, y por combinación de los orbitales 2s y 2p, el átomo de carbono puede formar, según el compuesto, 2, 3 o 4 orbitales híbridos sp , sp^2 o sp^3 . En el eteno, C_2H_4 , el átomo de carbono presenta hibridación sp^2 , 3 orbitales híbridos; en el etino, C_2H_2 , emplea 2 orbitales híbridos sp ; y en el metanol, CH_3OH , utiliza 4 orbitales híbridos sp^3 .

El número de enlaces σ y π que aparece en cada compuesto es:

En el eteno 5 σ y 1 π ; en el etino 3 σ y 2 π ; en el metanol 4 σ .

Pregunta 7.- Para la reacción: $2HNO_2 + 2HI \rightarrow I_2 + 2NO + 2H_2O$, se ha calculado experimentalmente la expresión de la velocidad de reacción, la cual es $v = k [HNO_2][HI]^2$. Justifica cómo se modifica la velocidad de reacción si:

- a) Se duplica la concentración de HI y se mantiene constante la de HNO_2 .
 b) Se añade un catalizador positivo al medio.

Solución:

a) Se cuadruplica, pues al duplicar [HI], se tiene $[2 HI]^2$ que al encontrarse elevada al cuadrado resulta $4 HI^2$, por lo que $v = k \cdot [HNO_2] \cdot [2 \cdot HI]^2 = K \cdot [HNO_2] \cdot 4 \cdot [HI]^2$, lo que pone de manifiesto lo anteriormente expuesto: $v' = 4 \cdot k \cdot [HNO_2] \cdot [HI]^2 = 4v$.

b) Si el catalizador es positivo, al disminuir la energía de activación hace que los reactivos reaccionen con más facilidad y rapidez, aumentando la velocidad de reacción.

En efecto, si disminuye la energía de activación por la presencia de un catalizador positivo, la potencia $e^{-\frac{E_a}{RT}}$ incrementa su valor y, en consecuencia, aumenta el valor de la constante de velocidad k y también el valor de la velocidad de reacción, pues es mucho mayor el número de moléculas con energía igual o superior a E_a para formar el complejo activado.

Pregunta 8.- A una temperatura determinada, la K_c para la descomposición del fluoruro de hidrógeno $2HF(g) \rightleftharpoons H_2(g) + F_2(g)$ tiene un valor de $1,0 \cdot 10^{-13}$. Al cabo de cierto tiempo se encuentran las siguientes concentraciones:

$[HF] = 0,5 \text{ M}$; $[H_2] = 1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$; $[F_2] = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

- a) Justifica porqué el sistema no se encuentra en equilibrio.
 b) ¿Cómo ha de evolucionar el sistema para alcanzar el equilibrio?

Solución:

a) Para conocer si el sistema se encuentra o no en equilibrio, se determina el valor del cociente de equilibrio Q, y si es distinto del valor de K_c ello indica que el sistema no se encuentra en equilibrio. Q

$$= \frac{[H_2] \cdot [F_2]}{[HF]^2} = \frac{10^{-3} \cdot 4 \cdot 10^{-3}}{0,5^2} = 1,6 \cdot 10^{-5}, \text{ que es mucho mayor que el valor de } K_c, \text{ lo que indica que el}$$

sistema no se encuentra en equilibrio.

b) Para alcanzar el equilibrio el sistema tiene que evolucionar en el sentido en el que el cociente de equilibrio disminuya, lo que se logra haciendo que se incremente la concentración de los reactivos y disminuya la de los productos de reacción, para así conseguir que se igualen los valores de Q y K_c y se alcance el equilibrio. Luego, el sistema ha de evolucionar hacia la izquierda, hacia los reactivos.

Resultado: a) Por ser el cociente de equilibrio $Q \gg K_{ps}$; b) Desplazándose hacia la izquierda

Pregunta 9.- Justifica la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) El cloruro de cesio es conductor de la electricidad mientras que un metal alcalino (ej. Sodio) no lo es.

b) El amoniaco (NH₃) tiene un punto de ebullición más elevado que el del metano (CH₄).

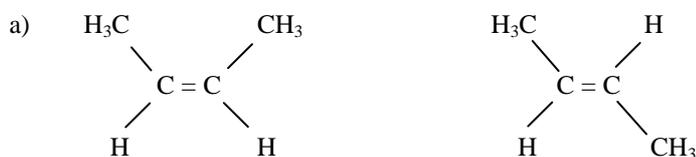
Solución:

a) Falso. El cloruro de cesio es un compuesto iónico y en estado sólido sus iones permanecen fijos en la red y, por ello, no puede conducir la electricidad, teniendo que disolverse o fundirse para que sea conductor.

Por el contrario, el metal sodio es un buen conductor de la electricidad al poder desplazarse los electrones por la red metálica, debido a que los electrones se encuentran ocupando bandas llenas o semillenas solapadas con bandas vacías, lo que facilita el movimiento de los electrones por todo el metal constituyendo la corriente eléctrica.

b) Verdadero. El amoniaco es una molécula polar y sus moléculas pueden formar puentes de hidrógeno entre ellas, por lo que para separarlas hay que suministrar más cantidad de energía que al metano, molécula apolar que se unen entre ellas por débiles fuerzas de dispersión mucho más débiles que las producidas por puentes de hidrógeno.

Pregunta 10.- Indica que tipo de isomería presentan los siguientes pares de compuestos:



b) CH₃-CH₂-CH₂-CHO; CH₃-CH₂-CO-CH₃.

Solución:

a) Isómeros geométricos cis-trans

b) Son isómeros de función, uno es grupo aldehído y el otro cetona.