

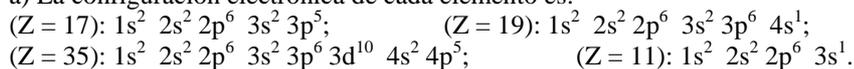
OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Escribe las configuraciones electrónicas de los elementos con $Z = 17$; $Z = 19$; $Z = 35$ y $z = 11$ e indica razonadamente:

- Cuál está en el mismo periodo que el elemento con $z = 17$.
- Cuál está en el mismo grupo que el elemento de con $= 17$.
- Cuál es el elemento más electronegativo.

Solución:

a) La configuración electrónica de cada elemento es:



b) Los elemento de $Z = 17$ y $Z = 35$ se encuentran en el mismo grupo, 17, de la tabla periódica, por poseer la misma configuración electrónica en la capa de valencia o último nivel energético.

c) La electronegatividad es la facultad que tienen los átomos, de un elemento, de atraer hacia sí el par de electrones del enlace que lo une a otro átomo de otro elemento. Esta tendencia aumenta en un período de izquierda a derecha y disminuye al bajar en los grupos. Los elementos del grupo 17 son los que con más facilidad pueden aceptar un electrón para conseguir configuración estable de gas noble y, es por ello, que son los más electronegativos, y al ser el de $Z = 17$ el que se encuentra más arriba en el grupo es el más electronegativo.

PROBLEMA 1.- Se toman 13 mL de ácido clorhídrico concentrado de $1,15 \text{ g mL}^{-1}$ de densidad y 30,14 % en peso, y se diluye con agua destilada hasta 500 mL.

- Calcula la molaridad del ácido clorhídrico concentrado, antes de diluirlo.
- Calcula la molaridad del ácido clorhídrico una vez diluido.
- Calcula el pH cuando se añade 50 mL de hidróxido de sodio 0,3 M a 50 mL de ácido clorhídrico diluido.

DATOS: $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$.

Solución:

a) La concentración molar de 1 L de disolución de HCl es:

$$1,15 \frac{\text{kg disoluc}}{1 \text{ L disoluc}} \cdot \frac{1.000 \text{ g disoluc}}{1 \text{ kg disoluc}} \cdot \frac{30,14 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disoluc}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 9,5 \text{ M.}$$

b) Los moles que se encuentran disueltos en los 13 mL de disolución son:

$$n(\text{HCl}) = M \cdot V = 9,5 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,013 \text{ L} = 0,124 \text{ moles, que al diluirlos con agua destilada}$$

hasta 500 mL, forman una disolución de concentración: $M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} = \frac{0,124 \text{ moles}}{0,5 \text{ L}} = 0,248 \text{ M.}$

c) La reacción de neutralización es: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$, y por tratarse de un ácido y una base muy fuerte, los iones de la sal no sufren hidrólisis, dependiendo el pH de la disolución de que haya uno de ellos en exceso o que se consuman totalmente los dos reactivos.

Los moles de ácido empleados son $M \cdot V = 0,248 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,050 \text{ L} = 0,0124 \text{ moles}$, y los de base: $M \cdot V = 0,3 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,050 \text{ L} = 0,0150 \text{ moles}$.

En la disolución hay un exceso de base, 0,0026 moles, que se encuentran totalmente ionizados en sus iones, siendo la concentración de los iones hidróxidos la misma que la de la disolución, es decir:

$$M = [\text{OH}^-] = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} = \frac{0,0026 \text{ moles}}{0,1 \text{ L}} = 0,026 \text{ M, siendo el pOH de la disolución: } \text{pOH} = -\log 0,026 =$$

1,585, y su pH: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,585 = 12,415$.

Resultado: a) $[\text{HCl}] = 9,5 \text{ M}$; b) $[\text{HCl}]_{\text{diluido}} = 0,248 \text{ M}$; c) $\text{pH} = 12,415$.

PROBLEMA 2.- En un recipiente de 10 L se introducen 4,0 moles de nitrógeno y 12,0 moles de hidrógeno. Se eleva la temperatura del recipiente hasta 1.000 K estableciéndose el equilibrio: $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$. En ese instante se observa que hay 0,92 moles de amoníaco.

- a) Calcula K_c y K_p del equilibrio a 1.000 K.
 b) ¿Cuál es la presión parcial de cada gas y la presión total de la mezcla en equilibrio?

Solución:

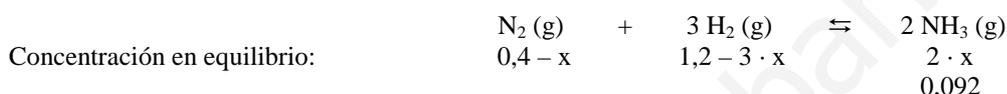
a) Las concentraciones de nitrógeno e hidrógeno iniciales en el reactor son:

$$[N_2] = \frac{n \text{ moles}}{V (L)} = \frac{4,0 \text{ moles}}{10 L} = 0,4 M; \quad [H_2] = \frac{n \text{ moles}}{V (L)} = \frac{12,0 \text{ moles}}{10 L} = 1,2 M.$$

La concentración de NH_3 en el equilibrio es: $[NH_3] = \frac{n \text{ moles}}{V (L)} = \frac{0,92 \text{ moles}}{10 L} = 0,092 M;$

Si se considera que de nitrógeno reaccionan "x" moles $\cdot L^{-1}$ y de hidrógeno 3 \cdot "x" moles $\cdot L^{-1}$ para formar 2 \cdot "x" moles $\cdot L^{-1}$ de amoníaco,

Conocido el grado de disociación, $\alpha = 0,05$, las concentraciones de los gases en el equilibrio son:



El valor de "x" es: $2 \cdot x = 0,092 \Rightarrow x = \frac{0,092}{2} = 0,046 \text{ moles} \cdot L^{-1}$, quedando en el equilibrio

las concentraciones de nitrógeno e hidrógeno: $[N_2] = 0,354 \text{ moles} \cdot L^{-1}; [H_2] = 1,062 \text{ moles} \cdot L^{-1}$.

Sustituyendo estas concentraciones en la constante de equilibrio K_c , se obtiene para valor de ésta:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \frac{0,092^2 M^2}{0,354 M \cdot 1,062^3 M^3} = 0,02$$

De la relación $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$ siendo $\Delta n = 2 - 4 = -2$, sale para K_p sustituyendo valores y operando: $K_p = 0,02 L^2 \cdot mol^{-2} \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 1.273 K)^{-2} = 1,84 \cdot 10^{-6} \text{ atm}^{-2}$.

b) De las concentraciones en el equilibrio se determinan los moles de cada especie, y despejando la presión en la ecuación de estado de los gases ideales, sustituyendo valores y operando se obtiene el valor de la presión de cada gas, que sumadas proporciona la presión total del sistema en equilibrio.

$n(N_2) = 0,354 \text{ moles} \cdot L^{-1} \cdot 10 L = 3,54 \text{ moles}; n(H_2) = 10,62 \text{ moles}; n(NH_3) = 0,92 \text{ moles}.$

$$P_p(N_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{3,54 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 1.273 K}{10 L} = 36,95 \text{ atm};$$

$$P_p(H_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{10,62 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 1.273 K}{10 L} = 110,86 \text{ atm};$$

$$P_p(NH_3) = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,92 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1} \cdot 1.273 K}{10 L} = 9,6 \text{ atm};$$

$$P_t = P_p(N_2) + P_p(H_2) + P_p(NH_3) = 36,95 + 110,86 + 9,6 = 157,41 \text{ atm}.$$

Resultado: a) $K_c = 0,02; K_p = 1,84 \cdot 10^{-6};$ b) $P_p(N_2) = 36,95 \text{ atm}; P_p(H_2) = 110,86 \text{ atm}; P_p(NH_3) = 9,6 \text{ atm}; P_t = 157,41 \text{ atm}.$

OPCIÓN B

CUESTIÓN 2.- Se ha medido la velocidad en la reacción $A + 2 B \rightarrow C$, para lo que se ha diseñado cuatro experimentos, obteniéndose como resultado la siguiente tabla de valores:

| Experimento | $[A_0] \text{ moles} \cdot L^{-1}$ | $[B_0] \text{ moles} \cdot L^{-1}$ | $[v_0] \text{ moles} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$ |
|-------------|------------------------------------|------------------------------------|---|
| 1 | 0,1 | 0,1 | $5,5 \cdot 10^{-6}$ |
| 2 | 0,2 | 0,1 | $2,2 \cdot 10^{-5}$ |
| 3 | 0,1 | 0,3 | $1,65 \cdot 10^{-5}$ |
| 4 | 0,1 | 0,6 | $3,3 \cdot 10^{-5}$ |

Determina:

- a) La ley de velocidad para la reacción.

b) Su constante de velocidad.

Solución:

a) Si se mantiene constante la concentración del reactivo B y se duplica, triplica, etc., la de A, y el valor de la velocidad de reacción se duplica, triplica, etc., ello indica que el orden de reacción del reactivo A es 1. Si se hace lo mismo y al duplicar, triplicar, etc., la concentración del reactivo A el valor de la velocidad de reacción se cuadruplica, sextuplica, etc., el orden de reacción del reactivo A es 2.

De las experiencias 1 y 2 se deduce que, al ser la velocidad de reacción de la 2 cuatro veces mayor que la de la 1, habiendo mantenido constante la concentración del reactivo B y duplicado la del reactivo A, se deduce, según lo expuesto, que el orden de reacción del reactivo A es 2.

En las experiencias 1 y 3 se observa que al mantener constante la concentración de A y triplicar la de B, la velocidad de reacción se triplica, lo que indica que el orden de reacción del reactivo B es 1.

Luego, la expresión de la velocidad de reacción es: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$.

b) Despejando de la expresión anterior la constante de velocidad, para una de las experiencias, de la tabla, se obtiene su valor: $k = \frac{v}{[A]^2 \cdot [B]} = \frac{5,5 \cdot 10^{-6} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{0,1^2 \text{ moles}^2 \cdot \text{L}^{-2} \cdot 0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$.

PROBLEMA 1.- A 425 °C, en una cámara de reacción de 1 L, K_p vale 10,91 para el equilibrio:



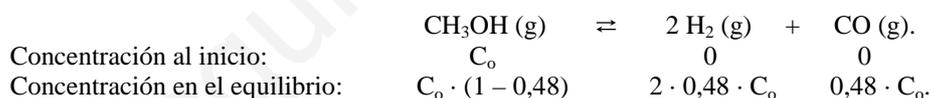
a) Si el grado de disociación es 0,48 en las condiciones dadas, ¿cuál es la concentración inicial de metanol?

b) Si la presión parcial del hidrógeno en el equilibrio es 2,66 atm, ¿cuál es la presión parcial del metanol en el equilibrio?

Solución:

a) La constante de equilibrio K_c se determina por la relación $K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$, y como $\Delta n = 2$, el valor de K_c es: $K_c = 10,91 \cdot (0,082 \cdot 698)^{-2} = 3,3 \cdot 10^{-3}$.

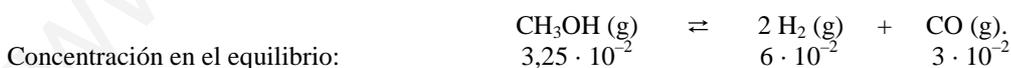
Si la concentración inicial de metanol es C_o , la concentración de las distintas especies al inicio y en el equilibrio es:



Llevando estos valores a la constante de equilibrio, despejando C_o y operando:

$$K_c = \frac{(2 \cdot 0,48 \cdot C_o)^2 \cdot 0,48 \cdot C_o}{C_o \cdot (1 - 0,48)} \Rightarrow 3,3 \cdot 10^{-3} \cdot 0,52 = 0,44 \cdot C_o^2 \Rightarrow C_o = \sqrt{\frac{1,72 \cdot 10^{-3}}{0,44}} = 6,25 \cdot 10^{-2} \text{ M}.$$

b) La concentración de las especies en el equilibrio es:



Al ser la concentración del metanol en el equilibrio $3,25 \cdot 10^{-2}$ y el volumen del reactor 1 L, los moles de metanol son 0,0317, que llevados a la ecuación de estado de los gases ideales, después de despejar la presión, y operando se obtiene el valor:

$$P_p(\text{CH}_3\text{OH}) = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,0325 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 698 \text{ K}}{1 \text{ L}} = 1,86 \text{ atm};$$

Resultado: a) $[\text{CH}_3\text{OH}] = 6,25 \cdot 10^{-2} \text{ M}$; b) $P(\text{CH}_3\text{OH}) = 1,86 \text{ atm}$.

PROBLEMA 2.- Se disuelven 5 g de ácido acético (CH_3COOH) en 500 mL de agua. Calcula:

a) El pH de la disolución.

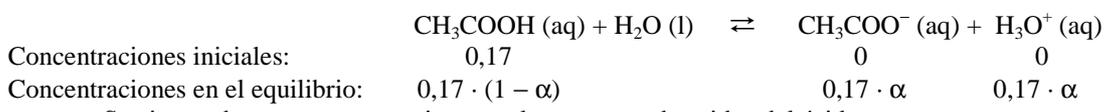
b) El grado de disociación.

DATOS: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$.

Solución:

b) La concentración molar de la disolución formada es $M = \frac{5 \text{ g}}{0,5 \text{ L}} = 10 \text{ M}$.

Si el grado de disociación es α , tanto por uno de moles disociados, los moles al inicio y en el equilibrio de las distintas especies son:



Sustituyendo estas concentraciones en la constante de acidez del ácido:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,17^2 \cdot \alpha^2}{0,17 \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow \alpha^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \alpha - 3,1 \cdot 10^{-4} = 0, \text{ que}$$

resuelta da para α el valor: $\alpha = 0,0176$, que expresado en tanto por ciento es 1,76 %.

a) El pH de la disolución se halla calculando el menos logaritmo de la concentración de H_3O^+ :
 $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,00299 = 2,52$.

Resultado: a) pH = 2,52; b) $\alpha = 0,0176$.