

A

Para el equilibrio $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$, la constante K_C vale $4,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ a $22^\circ C$.

Calcula las concentraciones de equilibrio de los dos gases si en un recipiente de $0,60 \text{ L}$ se introducen $0,80$ moles de N_2O_4 .

Calculálas de nuevo si, una vez alcanzado el equilibrio, se aumenta la presión hasta que el volumen se reduce a $0,30 \text{ L}$, manteniendo constante la temperatura.

Con estos datos, confeccionamos la tabla adjunta.

— Sustituimos los valores obtenidos en la última columna en la expresión de la constante de equilibrio y calculamos x :

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \Rightarrow 4,66 \cdot 10^{-3} = \frac{\left(\frac{2x}{0,60}\right)^2}{\frac{0,80 - x}{0,60}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 4,66 \cdot 10^{-3} \cdot \frac{0,80 - x}{0,60} = \frac{4x^2}{(0,60)^2} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 4x^2 + 2,79 \cdot 10^{-3}x - 2,24 \cdot 10^{-3} = 0 \Rightarrow x_1 = 0,023 \quad ; \quad x_2 = -0,024$$

Consideraremos sólo la solución positiva, que corresponde a una cantidad de $0,023 \text{ mol}$.

— Las concentraciones de equilibrio son:

$$[N_2O_4] = \frac{0,80 - x}{0,60} = \frac{(0,80 - 0,023) \text{ mol}}{0,60 \text{ L}} = 1,295 \text{ mol} \cdot L^{-1} \quad [NO_2] = \frac{2x}{0,60} = \frac{2 \cdot 0,023 \text{ mol}}{0,60 \text{ L}} = 0,077 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

En la segunda parte del problema, se parte de las condiciones de equilibrio y se alcanza un nuevo equilibrio al modificar el volumen.

— Datos: $V = 0,30 \text{ L}$ $n_0(N_2O_4) = 0,80 - 0,023 = 0,777 \text{ mol}$ $n_0(NO_2) = 2 \cdot 0,023 = 0,046 \text{ mol}$

— Cambios para llegar al nuevo equilibrio:

Si se reduce el volumen, el sistema evolucionará en el sentido en que hay disminución del número de moles de gas, es decir, en el sentido de formación de N_2O_4 . Por tanto, se formarán y moles de N_2O_4 , y desaparecerán $2y$ moles de NO_2 . Con estos datos, confeccionamos una nueva tabla.

— Repetimos el proceso de cálculo de la primera parte del problema:

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \Rightarrow 4,66 \cdot 10^{-3} = \frac{\left(\frac{0,046 - 2y}{0,30}\right)^2}{\frac{0,777 + y}{0,30}} \Rightarrow \dots$$

$$\Rightarrow y_1 = 0,0395 \quad ; \quad y_2 = 0,0065$$

La solución y_1 carece de sentido real, ya que $0,046 - 2y$ daría un resultado negativo. A partir de la solución y_2 calculamos las nuevas concentraciones en equilibrio:

$$[N_2O_4] = \frac{(0,777 + 0,0065) \text{ mol}}{0,30 \text{ L}} = 2,61 \text{ mol} \cdot L^{-1} \quad [NO_2] = \frac{(0,046 + 2 \cdot 0,0065) \text{ mol}}{0,30 \text{ L}} = 0,11 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

En la primera parte del problema, se trata de calcular las concentraciones de equilibrio a partir de unas condiciones dadas.

— Datos: $V = 0,60 \text{ L}$ $n_0(N_2O_4) = 0,80 \text{ mol}$

$$K_C = 4,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

— Cambios para llegar al equilibrio:

Por cada mol de N_2O_4 que desaparece, se forman dos moles de NO_2 . Si suponemos que se consumen x moles de N_2O_4 , se habrán formado $2x$ moles de NO_2 .

	N_2O_4	NO_2
Moles iniciales, n_0	0,80	0
Cambios para llegar al equilibrio (mol)	$-x$	$+2x$
Moles en equilibrio, n	$0,80 - x$	$2x$
Concentraciones de equilibrio ($\text{mol} \cdot L^{-1}$)	$\frac{0,80 - x}{0,60}$	$\frac{2x}{0,60}$

	N_2O_4	NO_2
Moles iniciales, n_0	0,777	0,046
Cambios para llegar al equilibrio (mol)	$+y$	$-2y$
Moles en equilibrio, n	$0,777 + y$	$0,046 - 2y$
Concentraciones de equilibrio ($\text{mol} \cdot L^{-1}$)	$\frac{0,777 + y}{0,30}$	$\frac{0,046 - 2y}{0,30}$

En el equilibrio $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$, la mezcla contenida en un matraz de 0,75 L a cierta temperatura contiene 0,15 moles de SO_2 , 0,30 moles de NO_2 , 0,60 moles de SO_3 y 0,45 moles de NO . Sin cambiar la temperatura, se añaden 0,30 moles de SO_3 a la mezcla de equilibrio. Calcula las nuevas concentraciones cuando se restablezca el equilibrio.

$$[\text{SO}_2] = \frac{0,15 \text{ mol}}{0,75 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_3] = \frac{0,60 \text{ mol}}{0,75 \text{ L}} = 0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_C = \frac{[\text{SO}_3][\text{NO}]}{[\text{SO}_2][\text{NO}_2]} = \frac{0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 6,00 \text{ (adimensional)}$$

— Datos:

$$n_0(\text{SO}_2) = 0,15 \text{ mol} \quad n_0(\text{NO}_2) = 0,30 \text{ mol}$$

$$n_0(\text{SO}_3) = 0,60 \text{ mol} \quad n_0(\text{NO}) = 0,45 \text{ mol}$$

$$V = 0,75 \text{ L} \quad n_0'(\text{SO}_3) = 0,30 \text{ mol}$$

— Calculamos las concentraciones de las especies en equilibrio y, a partir de ellas, K_C .

$$[\text{NO}_2] = \frac{0,30 \text{ mol}}{0,75 \text{ L}} = 0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NO}] = \frac{0,45 \text{ mol}}{0,75 \text{ L}} = 0,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Al añadir al recipiente 0,30 moles de SO_3 , los moles iniciales de esta sustancia son $0,30 + 0,60 = 0,90$. Según el principio de Le Chatelier, el sistema se desplazará en el sentido de consumir SO_3 .

— Cambios para llegar al equilibrio.

Si se han consumido x moles de SO_3 , se habrán consumido x moles de NO y se habrán formado x moles de SO_2 y x moles de NO_2 .

— Sustituimos los valores obtenidos en la última fila en la expresión de la constante de equilibrio y calculamos x :

	SO_2	NO_2	SO_3	NO
Moles iniciales, n_0	0,15	0,30	0,90	0,45
Cambios para llegar al equilibrio (mol)	+ x	+ x	- x	- x
Moles en equilibrio, n	$0,15 + x$	$0,30 + x$	$0,90 - x$	$0,45 - x$
Concentraciones de equilibrio ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	$\frac{0,15 + x}{0,75}$	$\frac{0,30 + x}{0,75}$	$\frac{0,90 - x}{0,75}$	$\frac{0,45 - x}{0,75}$

$$K_C = \frac{[\text{SO}_3][\text{NO}]}{[\text{SO}_2][\text{NO}_2]} \Rightarrow 6,00 = \frac{\left(\frac{0,90 - x}{0,75}\right)\left(\frac{0,45 - x}{0,75}\right)}{\left(\frac{0,15 + x}{0,75}\right)\left(\frac{0,30 + x}{0,75}\right)} \Rightarrow \dots \Rightarrow 5x^2 + 4,05x - 0,135 = 0$$

$$x_1 = 0,032 \quad ; \quad x_2 = -0,842$$

Consideraremos sólo la solución positiva, que corresponde a una cantidad de 0,032 mol.

— Las concentraciones en el nuevo equilibrio serán:

$$[\text{SO}_2] = \frac{(0,15 + 0,032) \text{ mol}}{0,75 \text{ L}} = 0,243 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NO}_2] = \frac{(0,30 + 0,032) \text{ mol}}{0,75 \text{ L}} = 0,443 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_3] = \frac{(0,60 - 0,032) \text{ mol}}{0,75 \text{ L}} = 1,157 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

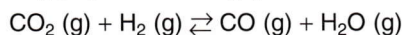
$$[\text{NO}] = \frac{(0,45 - 0,032) \text{ mol}}{0,75 \text{ L}} = 0,557 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

36. En el equilibrio $\text{A}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{B}(\text{g}) + \text{C}(\text{g})$, a 250 °C, se sabe que: $[\text{A}] = 0,30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $[\text{B}] = [\text{C}] = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcula: a) La constante K_C ; b) las nuevas concentraciones en el equilibrio si se aumenta al doble el volumen del recipiente sin cambiar la temperatura.

$$\text{Sol.: } K_C = 0,13 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}; [\text{A}] = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1};$$

$$[\text{B}] = [\text{C}] = 0,13 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

37. Se introducen en un recipiente de 10 L, a 1250 °C, 0,61 mol de CO_2 y 0,39 mol de H_2 , y se alcanza el equilibrio:



Se comprueba la presencia de 0,35 mol de CO_2 . Calcula el valor de la constante K_C a la temperatura dada. Si ahora se añaden 0,22 mol de H_2 sin variar la temperatura, calcula las concentraciones de las sustancias en el nuevo equilibrio.

$$\text{Sol.: } K_C = 1,49; [\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0,028 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,034 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

38. En un recipiente de 10 L, a cierta temperatura, se alcanza el siguiente equilibrio:



En este estado, se tiene: $[\text{PCl}_5] = 0,80 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcula la constante K_C .

Razona cómo se desplazará el sistema y cuáles serán las nuevas concentraciones una vez logrado el estado de equilibrio si:

a) Se añaden dos moles de PCl_5 .

b) Se reduce el volumen del recipiente a 5 L.

$$\text{Sol.: } K_C = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}; \text{ a) } [\text{PCl}_5] = 0,98 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1};$$

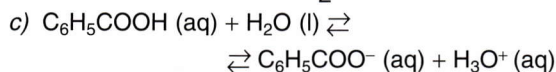
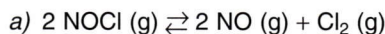
$$[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0,22 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1};$$

$$\text{ b) } [\text{PCl}_5] = 1,71 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1};$$

$$[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0,29 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

39. Escribe la expresión de la constante K_C para cada una de las siguientes reacciones reversibles en el equilibrio:



40. La constante de equilibrio K_C para la reacción $\text{Cl}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons \text{Cl (g)} + \text{Cl (g)}$ vale $1,4 \cdot 10^{-38}$ a 25°C . Explica qué indica este valor tan pequeño de K_C . Escribe la expresión de la constante de equilibrio para esta reacción y para su contraria. Deduce el valor de la constante K'_C para esta última y halla la relación existente entre K_C y K'_C .

41. En cierta reacción reversible, la constante de equilibrio es aproximadamente igual a 1:

$$K_C = \frac{[\text{C}][\text{D}]}{[\text{A}][\text{B}]} \cong 1$$

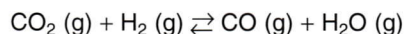
Indica qué se puede predecir acerca de las cantidades de reactivos y productos en el equilibrio.

42. En un recipiente de 0,76 L están presentes en equilibrio 0,60 mol de SO_3 , 0,40 mol de NO , 0,10 mol de NO_2 y 0,80 mol de SO_2 .

Escribe la ecuación correspondiente y calcula los moles de NO que deberán introducirse en el recipiente, en las mismas condiciones, para que en el equilibrio llegue a haber 0,30 mol de NO_2 .

Sol.: 2,07 moles

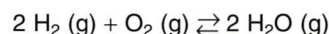
43. Calentando a 1000°C en un recipiente cerrado una mezcla de 3 moles de CO_2 y 1 mol de H_2 , se alcanzó el siguiente equilibrio cuando se habían formado 0,8 moles de CO y 0,8 moles de H_2O :



Calcula la constante de equilibrio K_C .

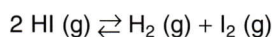
Sol.: 1,45

44. Una vasija de 1,0 L contiene 1,04 g de H_2 y 8,32 g de O_2 . Después de elevar la temperatura hasta cierto valor, se alcanzó el equilibrio cuando el recipiente contenía 2,16 g de H_2O . Calcula la constante K_C para el equilibrio de síntesis del agua:



Sol.: $0,45 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

45. Se ha calentado a 490°C el yoduro de hidrógeno contenido en un recipiente con una concentración de $2,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Si a esa temperatura K_C vale 0,022, calcula las concentraciones de las tres sustancias en el equilibrio:



Sol.: $0,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

46. En un recipiente de 1,0 L se introdujo a cierta temperatura 1,0 mol de PCl_5 y se estableció el siguiente equilibrio:



Si K_C vale $0,045 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a dicha temperatura, calcula las concentraciones de equilibrio de las tres sustancias.

Sol.: $0,19 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $0,81 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

47. A cierta temperatura la constante K_C del equilibrio de síntesis del amoníaco vale $K_C = 2,0 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2}$. Si al comienzo de la reacción se colocó cierta cantidad de NH_3 en un recipiente de 1,0 L y se comprobó que en el equilibrio había 2,0 moles de N_2 , calcula la concentración de cada sustancia en el equilibrio: $\text{N}_2 \text{(g)} + 3 \text{H}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 \text{(g)}$

Sol.: $2,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $6,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $29,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

48. El equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4 \text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 \text{(g)}$ tiene una constante K_C cuyo valor es $5,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a cierta temperatura. Calcula el grado de disociación de N_2O_4 a esta temperatura si la concentración inicial es $0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Sol.: 0,24

49. Se prepara una mezcla de reacción cuyas concentraciones son las siguientes: $0,003 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de H_2 , $0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de N_2 y $0,002 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de NH_3 y se calienta a 500°C . Sabiendo que a esta temperatura $K_C = 0,11 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2}$, predice si se producirá amoníaco o se descompondrá éste para alcanzar el equilibrio: $\text{N}_2 \text{(g)} + 3 \text{H}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 \text{(g)}$

50. Una mezcla de reacción formada por hidrógeno y yoduro de hidrógeno, en concentración $0,002 \text{ M}$ para cada una de las sustancias, se introdujo en un recipiente de reacción y se calentó a 490°C . Si se sabe que para el sistema en equilibrio $\text{H}_2 \text{(g)} + \text{I}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{HI (g)}$ la constante K_C vale 46,0 predice el sentido en que progresará la reacción hasta alcanzar el equilibrio en el caso de que no lo haya alcanzado ya.

51. En un recipiente cerrado, a 600 K , tiene lugar el equilibrio $2 \text{NO}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO (g)} + \text{O}_2 \text{(g)}$. Calcula el valor de K_p si las concentraciones de los gases en el equilibrio son $[\text{NO}_2] = 0,0146 \text{ M}$, $[\text{NO}] = 0,00382 \text{ M}$ y $[\text{O}_2] = 0,00191 \text{ M}$.

Sol.: $6,44 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$

52. Se llena un recipiente con fosgeno, a la presión inicial de $1,0 \text{ atm}$ y a 573 K , y se alcanza el equilibrio $\text{COCl}_2 \text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO (g)} + \text{Cl}_2 \text{(g)}$, cuya constante K_C vale $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$. Calcula las presiones parciales y la presión total en el equilibrio.

Sol.: $0,969 \text{ atm}$; $0,031 \text{ atm}$; $0,031 \text{ atm}$; $1,031 \text{ atm}$

53. Una n...
a 29°C
 N_2O_4
igual a
gas si

54. A 130°C
 CO_2 (g)
un mat
equilib
la pres
parcial

55. En un r...
de H_2 y
 448°C
 H_2 (g) -
valor de
moles d
y sus pr

56. Explica e...
los siguie...
disminuc...
a) 2NO_2
b) 2SO_3

EVALUACIÓN

1. Calcula co...
reversible...
coeficiente...
tada.

2. Se ha co...
 25°C , las...
ma N_2O_4 (g)
y $[\text{N}_2\text{O}_4] =$
Calcula la...
valor si el...
siguiente: 1

3. Para el equ...
te K_p vale...
disociación

53. Una muestra de N_2O_4 (g), en un recipiente cerrado a 298 K, alcanza el equilibrio de disociación N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g). A esta temperatura, K_p es igual a 0,140 atm. Calcula la presión parcial de cada gas si la presión total en el equilibrio es de 2,0 atm.

Sol.: 1,54 atm; 0,46 atm

54. A 1300 K la constante K_p vale 0,70 para el equilibrio CO_2 (g) + H_2 (g) \rightleftharpoons CO (g) + H_2O (g). Se colocan en un matraz 10 moles de CO_2 y 10 moles de H_2 , y el equilibrio se alcanza a la temperatura dada cuando la presión total vale 10 atm. Calcula las presiones parciales de los cuatro gases en el equilibrio.

Sol.: 2,72 atm; 2,72 atm; 2,28 atm; 2,28 atm

55. En un recipiente de 7,5 L se han mezclado 0,50 mol de H_2 y 0,50 mol de I_2 . La temperatura se eleva a 448 °C hasta que se alcanza el equilibrio: H_2 (g) + I_2 (g) \rightleftharpoons 2 HI (g), siendo $K_C = 50$. Calcula el valor de K_p , la presión total en el equilibrio, los moles de cada sustancia presentes en el equilibrio y sus presiones parciales.

Sol.: 50; 7,88 atm; 0,1102 mol; 0,1102 mol; 0,7796 mol; 0,87 atm; 0,87 atm; 6,15 atm

56. Explica el efecto que producirá sobre cada uno de los siguientes equilibrios el aumento de presión por disminución del volumen:

- a) 2NO_2 (g) \rightleftharpoons N_2O_4 (g)
 b) 2SO_3 (g) \rightleftharpoons 2SO_2 (g) + O_2 (g)

57. Razona el efecto que producirán en los equilibrios siguientes los cambios indicados:

- a) Añadir Cl_2 (g) a CO (g) + Cl_2 (g) \rightleftharpoons COCl_2 (g).
 b) Retirar PCl_3 (g) de PCl_3 (g) + Cl_2 (g) \rightleftharpoons PCl_5 (g).
 c) Retirar HCl (g) de NH_4Cl (s) \rightleftharpoons NH_3 (g) + HCl (g).

58. Dado el equilibrio N_2F_4 (g) \rightleftharpoons 2 NF_2 (g), en el que $\Delta H^0 = +38,5$ kJ, razona qué efecto producirán en él los cambios siguientes:

- a) Calentar la mezcla a volumen constante.
 b) Retirar algo de NF_2 de la mezcla.
 c) Aumentar la presión disminuyendo el volumen.
 d) Agregar un gas inerte a volumen constante.



59. Utiliza un editor de ecuaciones y escribe la expresión de la constante de equilibrio K_C para las siguientes reacciones:

- a) CO (g) + 2 H_2 (g) \rightleftharpoons CH_3OH (g)
 b) N_2 (g) + 3 H_2 (g) \rightleftharpoons 2 NH_3 (g)
 c) C (s) + H_2O (g) \rightleftharpoons CO (g) + H_2 (g)
 d) 4 HCl (g) + O_2 (g) \rightleftharpoons 2 H_2O (g) + 2 Cl_2 (g)

60. Busca información en Internet sobre la formación de las estalagmitas y las estalactitas, y prepara una presentación sobre el tema.

EVALUACIÓN

1. Calcula cómo varía el valor de K_C de una reacción reversible si se multiplican o se dividen por dos los coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada.

2. Se ha comprobado en cierta experiencia que, a 25 °C, las concentraciones en equilibrio en el sistema N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g) son: $[\text{NO}_2] = 0,048$ mol \cdot L⁻¹ y $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,491$ mol \cdot L⁻¹.

Calcula la constante K_C a la temperatura dada y su valor si el equilibrio dado se formulase del modo siguiente: $1/2 \text{N}_2\text{O}_4$ (g) \rightleftharpoons NO_2 (g)

Sol.: $4,69 \cdot 10^{-3}$ mol \cdot L⁻¹; $6,85 \cdot 10^{-2}$

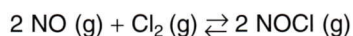
3. Para el equilibrio N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g) la constante K_p vale 0,17 atm a 300 K. Calcula el grado de disociación del N_2O_4 si la presión total es de 1 atm.

Sol.: 20 %

4. Para el equilibrio NH_4HS (s) \rightleftharpoons NH_3 (g) + H_2S (g), la constante K_p a 25 °C es igual a 0,12 atm². Calcula el valor de K_C para el mismo equilibrio a dicha temperatura.

Sol.: $2,01 \cdot 10^{-4}$ mol² \cdot L⁻²

5. Describe razonadamente el efecto que producirá cada uno de los cambios siguientes sobre el sistema en equilibrio:



para el que $\Delta H^0 = +25,85$ kJ \cdot mol⁻¹.

- a) Añadir a la mezcla de reacción algo de cloro.
 b) Retirar algo de NOCl .
 c) Disminuir la temperatura.
 d) Disminuir la presión aumentando el volumen.
 e) Añadir un catalizador.

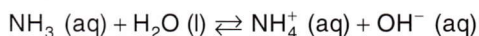
A

Calcula el pH y el porcentaje de ionización de una disolución acuosa de amoníaco 0,20 M.

$$(K_b = 1,8 \cdot 10^{-5})$$

- Datos: $[\text{NH}_3]_0 = M = 0,20 \text{ M}$ $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$
- El amoníaco, NH_3 , es una base débil cuya ionización parcial produce iones OH^- .

El equilibrio de ionización es:



y las concentraciones en equilibrio son:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = x \quad [\text{NH}_3] = M - x$$

- La constante de ionización puede expresarse así:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{M - x} \approx \frac{x^2}{M}$$

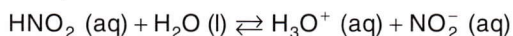
B

Determina la concentración que debe tener una disolución de ácido nitroso para que tenga un pH de 2,5.

$$(K_a = 4,5 \cdot 10^{-4})$$

- Datos: $\text{pH} = 2,5$ $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$
- El ácido nitroso, HNO_2 , es un ácido débil cuya ionización parcial produce iones H_3O^+ .

El equilibrio de ionización es:



y las concentraciones en equilibrio son:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_2^-] = x \quad [\text{HNO}_2] = M - x$$

- La constante de ionización puede expresarse así:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{x^2}{M - x}$$

De la expresión anterior, obtenemos:

$$x = \sqrt{K_b \cdot M} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,20} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

A partir de este dato, determinamos el pH:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1,9 \cdot 10^{-3}) = 2,7$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,7 = \mathbf{11,3}$$

- El grado de ionización será:

$$\alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]_0} = \frac{1,9 \cdot 10^{-3} \text{ M}}{0,20 \text{ M}} = 9,5 \cdot 10^{-3}$$

Expresado en porcentaje, resulta:

$$9,5 \cdot 10^{-3} \cdot 100 = 9,5 \cdot 10^{-1} = \mathbf{0,95\%}$$

La disolución de amoníaco 0,20 M tiene un pH de 11,3 y el amoníaco está ionizado el 0,95%.

- A partir del dato del pH, podemos conocer $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y en consecuencia, el valor de x :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,5} = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituyendo este valor en la expresión de la constante de equilibrio, determinamos el valor de M :

$$K_a = \frac{x^2}{M - x} \Rightarrow 4,5 \cdot 10^{-4} = \frac{(3,16 \cdot 10^{-3})^2}{M - 3,16 \cdot 10^{-3}}$$

$$4,5 \cdot 10^{-4} M - 1,42 \cdot 10^{-6} = 9,98 \cdot 10^{-6}$$

$$4,5 \cdot 10^{-4} M - 9,98 \cdot 10^{-6} = 1,42 \cdot 10^{-6}$$

$$M = \frac{8,56 \cdot 10^{-6}}{4,5 \cdot 10^{-4}} = 0,019$$

La disolución ha de ser **0,019 M** para que su pH sea igual a 2,5.

51. Calcula el pH de una disolución 0,1 M de ácido acético, CH_3COOH , y el porcentaje de ionización del ácido. ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

Sol.: 2,9; 1,34%

52. A cierta temperatura, el pH de una disolución de ácido cianhídrico 0,1 M vale 5,1. Calcula la constante de ionización del ácido a la temperatura dada.

Sol.: $6,25 \cdot 10^{-10}$

53. El pH de una disolución 0,1 M de un ácido monoprótico HA es 4,0. Calcula el porcentaje de ionización del ácido y su constante de acidez.

Sol.: 0,1%; $1,0 \cdot 10^{-7}$

54. Un ácido débil monoprótico HA, en disolución acuosa de concentración 10^{-2} M , se encuentra ionizado el 3%. Calcula el pH de la disolución y la constante de ionización del ácido.

Sol.: 3,5; $9,3 \cdot 10^{-5}$

55. Calcula el pH de una disolución 0,1 M de ácido acético sabiendo que está ionizado el 1,6%. ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

Sol.: 2,8

56. Determina el pH de una disolución de amoníaco 0,01 M que se encuentra ionizado el 4,2%. ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

Sol.: 10,6

C

Con 4,0 m se neutral de hidróx lar y los g disolución.

- Calcula dato oc

$M_{\text{NaOH}} =$

La disoluck

D

Determina potasio 0,6 mente 20,0 0,245 M.

- Calcula dato obt

Se necesita

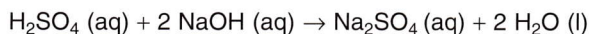
57. Se disuev disolución ción para r dróxido de de ésta.

58. Se necesit do de calc de ácido s hidróxido d

59. En 50,0 m cuentan d el volumen 0,5 M nece

Con 4,0 mL de disolución de ácido sulfúrico 0,10 M se neutralizan totalmente 7,0 mL de una disolución de hidróxido de sodio. Calcula la concentración molar y los gramos por litro de NaOH que contiene la disolución.

— La reacción de neutralización es:



Esto significa que por cada mol de H_2SO_4 añadido se neutralizan dos moles de NaOH.

— Calculamos primero los moles de NaOH neutralizados con los 4,0 mL de disolución de H_2SO_4 0,10 M. Con el dato obtenido, determinamos la molaridad de la disolución de NaOH y, a partir de ella, su contenido en gramos:

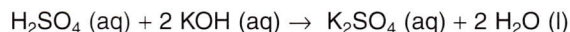
$$4,0 \cdot 10^{-3} \text{ L disol. } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{0,1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L disol. } \text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4} = 8,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol NaOH}$$

$$M_{\text{NaOH}} = \frac{8,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol NaOH}}{7,0 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,114 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow m_{\text{NaOH}} = \frac{0,114 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L disol.}} \cdot \frac{39,998 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 4,56 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

La disolución de NaOH es **0,114 M** y contiene **4,56 g** de NaOH por litro de disolución.

Determina el volumen de disolución de hidróxido de potasio 0,610 M necesario para neutralizar totalmente 20,0 mL de disolución de ácido sulfúrico 0,245 M.

— La reacción de neutralización es:



Esto significa que por cada dos moles de KOH que añadamos se neutraliza un mol de H_2SO_4 .

— Calculamos primero los moles de KOH necesarios para neutralizar los 20,0 mL de disolución de H_2SO_4 . Con el dato obtenido y conocida la molaridad de la disolución de KOH (0,610 M), determinamos el volumen necesario:

$$20,0 \cdot 10^{-3} \text{ L disol. } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{0,245 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L disol. } \text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4} = 9,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol KOH}$$

$$M_{\text{KOH}} = \frac{n_{\text{KOH}}}{V} \Rightarrow V = \frac{n_{\text{KOH}}}{M_{\text{KOH}}} = \frac{9,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,610 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,0160 \text{ L} = 16,0 \text{ mL}$$

Se necesitan **16,0 mL** de disolución de KOH 0,610 M.

57. Se disuelven 3,65 g de HCl (g) para obtener 1,0 L de disolución. Si se necesitan 100 mL de esta disolución para neutralizar 50 mL de una disolución de hidróxido de sodio, determina la concentración molar de ésta.

Sol.: 0,2 M

58. Se necesitan 20,0 mL de una disolución de hidróxido de calcio para neutralizar 30,0 mL de disolución de ácido sulfúrico 1,0 M. Determina los gramos de hidróxido de calcio contenidos en 1 L de disolución.

Sol.: 111,14 g

59. En 50,0 mL de disolución de ácido sulfúrico se encuentran disueltos 14,0 g de ácido puro. Determina el volumen de disolución de hidróxido de potasio 0,5 M necesario para neutralizarla totalmente.

Sol.: 0,571 L

60. Calcula la concentración de la sal que se obtiene en la neutralización del ejercicio anterior, suponiendo que los volúmenes son aditivos.

Sol.: 0,23 M

61. Calcula cuántos gramos de hidróxido de potasio puro se necesitan para neutralizar 100 mL de disolución de ácido sulfúrico 0,1 M.

Sol.: 1,12 g

62. Calcula la masa de hidróxido de calcio que puede ser neutralizada con 100,0 mL de disolución de ácido clorhídrico 5,0 M.

Sol.: 18,5 g

63. Averigua la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico sabiendo que con 40,0 mL de ésta podemos neutralizar 0,365 g de carbonato de sodio.

Sol.: 0,085 M