

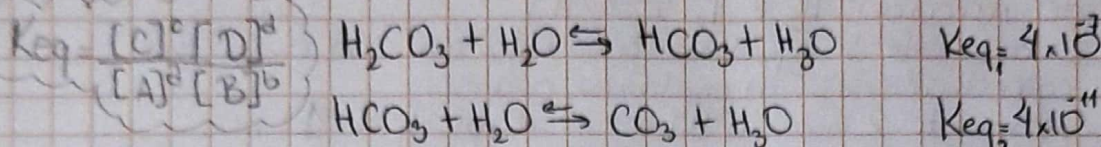
Práctico N°4

Equilibrio Químico

1- Define qué es la energía de activación

La energía de activación se le utiliza para denominar la energía mínima necesaria para que se produzca una reacción química dada.

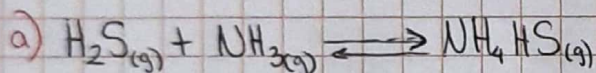
2- En las reacciones consecutivas:



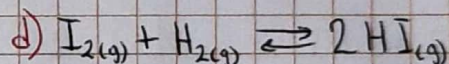
¿Cuál es la constante de equilibrio de la ecuación que resulta de sumar las 2 semi reacciones?

$$\text{Keq} = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3][\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{Keq} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_2\text{O}]}$$

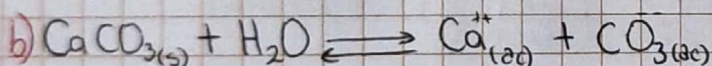
3- Escriba la expresión de la constante de equilibrio para sigtes reacciones



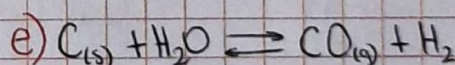
$$\text{Keq} = \frac{[\text{NH}_4\text{HS}]}{[\text{H}_2\text{S}][\text{NH}_3]}$$



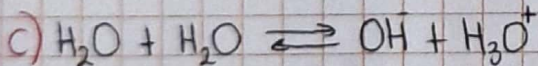
$$\text{Keq} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{I}_2][\text{H}_2]}$$



$$\text{Keq} = \frac{[\text{Ca}][\text{CO}]}{[\text{CaCO}_3][\text{H}_2\text{O}]}$$



$$\text{Keq} = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2]}{[\text{C}][\text{H}_2\text{O}]}$$



$$\text{Keq} = \frac{[\text{OH}][\text{H}_3\text{O}]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}]}$$

4- Para la reacción: $\text{A} + 2\text{B} \rightleftharpoons 3\text{C} + \text{D}$

En el equilibrio se encontraron las sigtes concentraciones: 0.2M de A, 0.2M de B, 0.15M de C y 0.1M de D. Calcular la constante de equilibrio

Datos

$$\text{A} = 0.2 \text{ M}$$

$$\text{B} = 0.2 \text{ M}$$

$$\text{C} = 0.15 \text{ M}$$

$$\text{D} = 0.1 \text{ M}$$

$$\text{Keq} = \frac{[\text{C}]^3 [\text{D}]}{[\text{A}] [\text{B}]^2} = \frac{[0.15]^3 [0.1]}{[0.2] [0.2]^2} = \boxed{\text{Keq} = 0.04}$$

Nota: Keq = ?

5. Para la reacción: $2K + 4N \rightleftharpoons 2P + 3Q$

En un recipiente de 2 litros, en el equilibrio se encontraron 1 mol de K y 2 moles de N, 1 mol de P y 1.5 moles de Q. Calcular el valor de la constante de equilibrio.

Datos

K = 1 mol

N = 2 moles

P = 1 mol

Q = 1.5 mol

$$K_{eq} = \frac{[P]^2 [Q]^3}{[K]^2 [N]^4} = \frac{[1]^2 [1.5]^3}{[1]^2 [2]^4} = K_{eq} = 0.2$$

6. Para la siguiente reacción: $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$

El valor de la constante de equilibrio para esta reacción es 0.0169.

Calcular las concentraciones en equilibrio, cuando:

- Se coloca inicialmente 2 moles de HI en un recipiente de 1 litro
- Se coloca inicialmente 3 moles I_2 y 3 moles en un recipiente de 2 litros
- Se coloca inicialmente 1 mol de HI, 1 mol de I_2 y 1 mol de H_2 , en un recipiente de 2 litros.

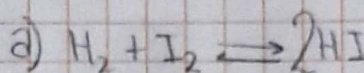
Datos

$K_{eq} = 0.0169$

$[H_2] = ? M$

$[I_2] = ? M$

$[HI] = ? M$



ni	2	0	0
Variación	X	X	2X
neg	2-X	0-X	0+2X

a) ni = 2 mol HI
V = 1 litro

[]	$\frac{2-X}{V}$	$\frac{X}{V}$	$\frac{2X}{V}$
-----	-----------------	---------------	----------------

b) ni = 3 mol I_2
ni = 3 mol H_2
V = 2 litros

$$K_{eq} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{\frac{(2X)^2}{V^2}}{\frac{(2-X)}{V} \frac{X}{V}} = \frac{[2X]^2}{[2-X][X]}$$

c) ni = 1 mol HI
ni = 1 mol I_2
ni = 1 mol H_2
V = 2 Litros

$$0.0169 = \frac{[2X]^2}{[2-X][X]} = \sqrt{0.0169} = \sqrt{\frac{[2X]^2}{[2-X][X]}}$$

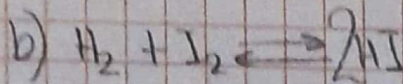
$$0.13 = \frac{2X}{[2-X][X]}$$

$$2) HI = \frac{2X}{V} = \frac{2 \cdot 0.065}{1} = 0.13 M$$

$$0.13 \cdot 2X = [2-X][X]$$

$$X = \frac{0.13}{2}$$

$$X = 0.065$$



ni	3	3	0
Variancia	X	X	2X
req	3-X	3-X	0+2X

[]	$\frac{3-X}{\sqrt{}}$	$\frac{3-X}{\sqrt{}}$	$\frac{2X}{\sqrt{}}$
-----	-----------------------	-----------------------	----------------------

$$K_{eq} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{[2X]^2}{[3-X][3-X]}$$

$$0.0169 = \frac{[2X]^2}{[3-X]^2}$$

$$\sqrt{0.0169} = \sqrt{\frac{[2X]^2}{[3-X]^2}}$$

$$0.13 = \frac{2X}{3-X}$$

$$0.13 \cdot 3 - X = 2X$$

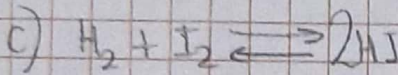
$$\frac{0.13 \cdot 3 - X}{2} = X$$

$$X = 0.195$$

$$b) [\text{I}_2] = [\text{H}_2] = \frac{3-X}{\sqrt{}}$$

$$= \frac{3-0.195}{2}$$

$$[\text{I}_2][\text{H}_2] = \underline{\underline{2.9 \text{ M}}}$$



ni	1	1	0
Variancia	X	X	2X
req	1-X	1-X	0+2X

[]	$\frac{1-X}{\sqrt{}}$	$\frac{1-X}{\sqrt{}}$	$\frac{1+2X}{\sqrt{}}$
-----	-----------------------	-----------------------	------------------------

$$K_{eq} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{[1+2X]^2}{[1-X][1-X]}$$

$$\sqrt{0.0169} = \sqrt{\frac{[1+2X]^2}{[1-X]^2}}$$

$$0.13 = \frac{1+2X}{1-X}$$

$$0.13 - 1X = 1 + 2X$$

$$0.13 - 1 = 1X + 2X$$

$$\frac{0.13 - 1}{2} = X$$

$$X = 0.37$$

$$c) [\text{H}_2] = [\text{I}_2] = \frac{1-X}{\sqrt{}}$$

$$= \frac{1-0.37}{2} = \underline{\underline{0.8 \text{ M}}}$$

$$[\text{HI}] = \frac{1+2X}{\sqrt{}}$$

$$= \frac{1+2(0.37)}{2} = \underline{\underline{1.37 \text{ M}}}$$

2. Para la reacción: $2M + N \rightleftharpoons 3P + 2Q$

En un recipiente de 2 litros, se coloca 1 mol de M, 1 mol de N y 1 mol de P; en el equilibrio se encontraron 0.4 moles de Q. Calcular:

- La concentración de todas las especies de equilibrio
- El valor de K.

Datos

V = 2 litros

$n_i = 1 \text{ mol M}$

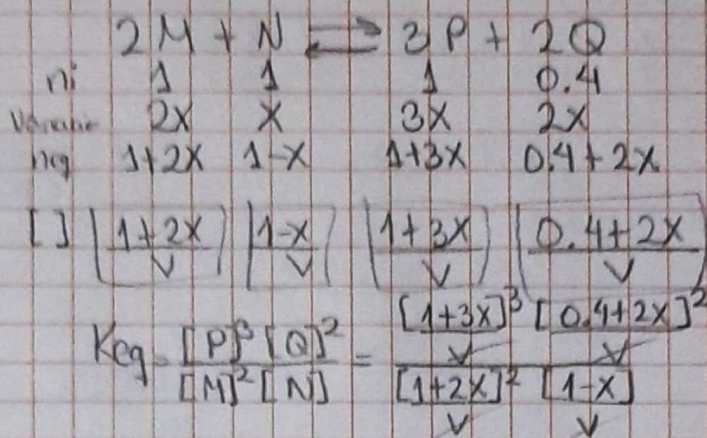
$n_i = 1 \text{ mol N}$

$n_i = 1 \text{ mol P}$

$n_i = 0.4 \text{ mol Q}$

$[] = ?$

K = ?



$$K_{eq} = \frac{(1+3x)^3 [0.4+2x]^2}{(1+2x)^2 [1-x]}$$

8. Para la reacción: $2A \rightleftharpoons B + C$

En un recipiente de 1 litro se pone 1 mol de B y 1 mol de C, en el equilibrio existen 1.2 moles de A. Calcular:

- La concentración de todas las especies en equilibrio.
- La constante de equilibrio
- Si una vez alcanzado el equilibrio, se agrega 1 mol de A. Cuáles son las nuevas concentraciones en equilibrio.

Datos

V = 1 litro

$n_i = 1 \text{ mol B}$

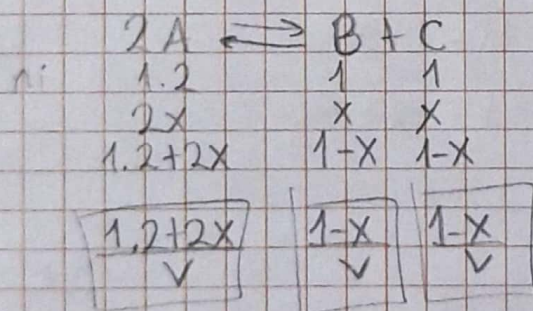
$n_i = 1 \text{ mol C}$

$n_i = 1.2 \text{ mol A}$

a) $[] = ?$

b) $K_{eq} = ?$

c) 1 mol A



$$K_{eq} = \frac{[C]}{[A]^2 [B]} = \frac{\frac{(1-x)}{V}}{\left(\frac{1.2+2x}{V}\right)^2 \left(\frac{1-x}{V}\right)} = \frac{(1-x)}{(1.2+2x)^2 (1-x)} = \frac{1}{1.2+2x} = 0$$

$$2x = 1.2$$

$$x = \frac{1.2}{2}$$

$$x = 0.6$$

$$x = 0.6$$

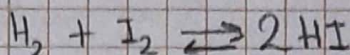
9. Para la reacción: $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$

En un recipiente de 2 litros se colocan 1 mol de H_2 y 1 mol de I_2 . El valor de la constante de equilibrio es 16. Calcular:

a) La concentración de todas las especies en equilibrio.

b) Si una vez alcanzado el equilibrio se retira la mitad de moles de HI formados, cuáles son las nuevas concentraciones en equilibrio.

Datos



$V = 2$ litros

$n_i = 1$ mol de H_2

$n_i = 1$ mol de I_2

$K_{eq} = 16$

n_i	1	1	0
Variación	X	X	2X
eq.	1-X	1-X	0+2X
[]	$\frac{1-X}{V}$	$\frac{1-X}{V}$	$\frac{2X}{V}$

a) [] = ? M

$$K_{eq} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{2X}{2}\right)^2}{\left(\frac{1-X}{2}\right)\left(\frac{1-X}{2}\right)} = 16 = \frac{[2X]^2}{[1-X]^2} = 2 = \frac{2-X}{1-X} = \frac{(1-X)2-2X}{1-X}$$

$$2X = 2 - X$$

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = \frac{1-X}{V} = \frac{1-1}{2} = 0 \text{ M} \neq$$

$$X = 2 - 2$$

$$X = 0$$

$$[\text{HI}] = \frac{2X}{V} = \frac{2 \cdot 1}{2} = 1.05 \text{ M} \neq$$

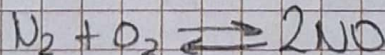
10. Para la reacción: $\text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{(g)}$

En un recipiente de 4 litros se colocan inicialmente 2 moles de oxígeno y 2 moles de nitrógeno, la constante de equilibrio para esta reacción es 4. Calcular:

a) Las concentraciones en equilibrio

b) Alcanzando el equilibrio se aumenta la cuarta parte de los moles de monóxido de nitrógeno formado. Cuáles son las nuevas concentraciones en equilibrio.

Datos



$V = 4$ L

$n_i = 2$ moles O_2

$n_i = 2$ moles N_2

$K_{eq} = 4$

n_i	2	2	0
Variación	X	X	2X
eq.	2-X	2-X	0+2X

a) [] = ?

$$K_{eq} = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{2X}{4}\right)^2}{\left(\frac{2-X}{4}\right)\left(\frac{2-X}{4}\right)} = 4 = \frac{[2X]^2}{[2-X]^2}$$

$$\sqrt{4} = \frac{2x^2}{(2-x)^2} = 2 = \frac{2x}{2-x}$$

$$2(2-x) = 2x$$

$$4-x = 2x$$

$$x = \frac{2}{4}$$

$$x = 0.5$$

$$[N_2][O_2] = \frac{2-x}{V} = \frac{2-0.5}{4} = 0.375 M$$

$$[NO] = \frac{2x}{V} = \frac{2 \cdot 0.5}{4} = 0.25 M$$

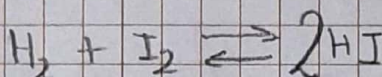
11. En la reacción: Hidrógeno molecular + Yodo Molecular \rightleftharpoons Yoduro de Hidrógeno
En un recipiente de 500 ml, se coloca inicialmente 1 mol de H_2 y 3 mol I_2 ,
la constante de equilibrio para esta reacción es 4. Calcular:

a) Las concentraciones en equilibrio.

b) Una vez alcanzado el equilibrio, se quita 2 moles de yodo molecular.
Calcular las nuevas concentraciones en equilibrio.

c) Luego se agrega 2 moles de yoduro de hidrógeno. Calcular las nuevas concentraciones en equilibrio.

Datos



$$V = 500 ml = 0.5 l$$

$$n_i = 1 \text{ mol } H_2$$

$$n_i = 3 \text{ mol } I_2$$

1	3	0
x	x	2x
1-x	3-x	0+2x

$$K_{eq} = 4$$

$\frac{1-x}{V}$	$\frac{3-x}{V}$	$\frac{2x}{V}$
-----------------	-----------------	----------------

$$K_{eq} = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{\left[\frac{2x}{V}\right]^2}{\left[\frac{1-x}{V}\right]\left[\frac{3-x}{V}\right]} = \frac{2x^2}{(1-x)(3-x)}$$

$$\sqrt{4} = \sqrt{\frac{2x^2}{(1-x)(3-x)}}$$

$$2-x(3-x) = 2x$$

$$6+2x-3x+x^2 = 2x$$

$$6-x+x^2 = 2x$$

$$x = \frac{6}{2}$$

$$x = 3$$

$$2 = \frac{2x}{(1-x)(3-x)}$$

$$2(1-x) = \frac{2x}{(3-x)}$$

$$2-x = \frac{2x}{(3-x)}$$

$$[H_2] = \frac{1-x}{V} = \frac{1-3}{0.5} = -4 M$$

$$[I_2] = \frac{3-x}{V} = \frac{3-3}{0.5} = 0 M$$

$$[HI] = \frac{2x}{V} = \frac{2 \cdot 3}{0.5} = 12 M$$