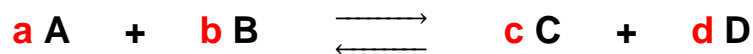
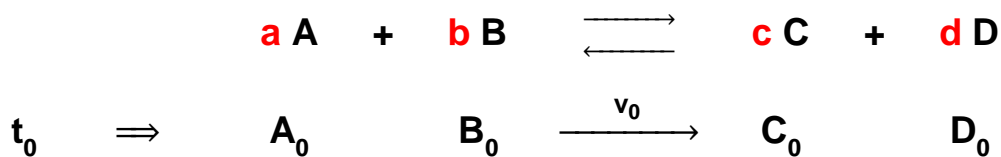


“EQUILIBRIO QUÍMICO”

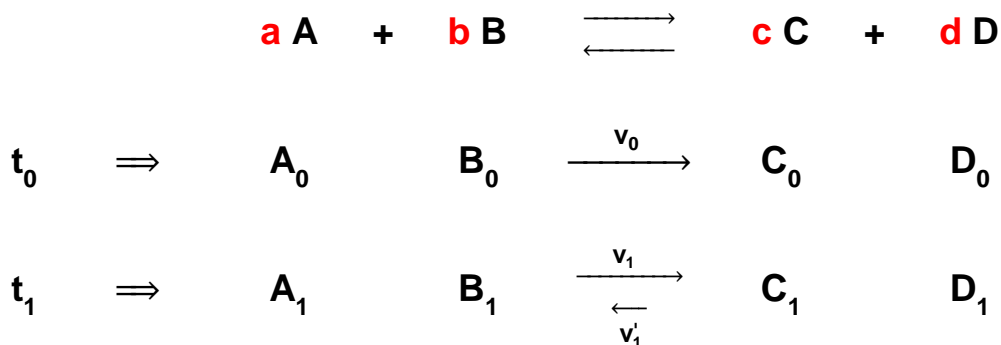
En el equilibrio químico, se trabaja con reacciones químicas reversibles; es decir, reacciones en las cuales los reactivos generan productos, pero los productos (una vez que existen) regeneran a los reactivos. Una reacción reversible donde los reactivos **A** y **B** generan los productos **C** y **D**, y los productos **C** y **D** regeneran a los reactivos **A** y **B**, se escribiría como se muestra a continuación:



Donde **a**, **b**, **c** y **d** son los respectivos coeficientes estequiométricos de las sustancias **A**, **B**, **C** y **D**. Ahora bien, si se considera un tiempo inicial (t_0), donde solamente existen reactivos y nada de productos; entonces, se puede escribir lo siguiente:

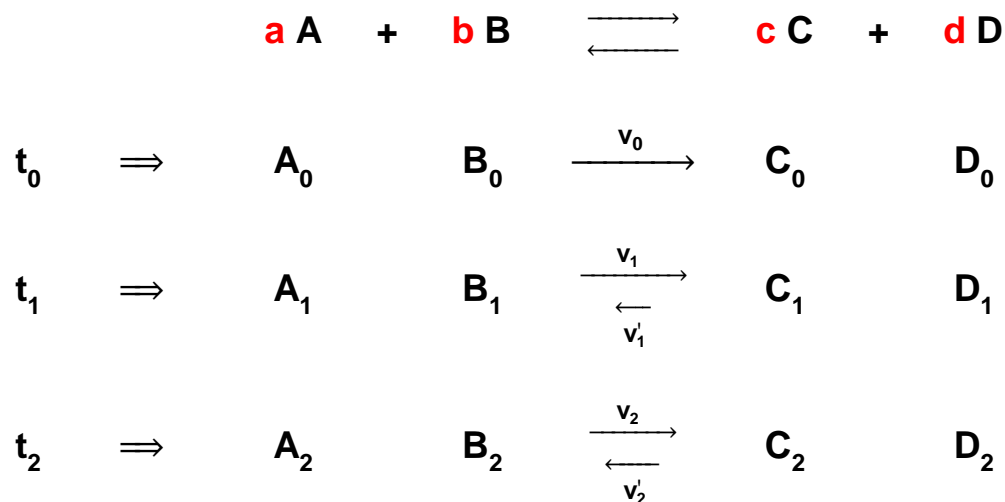


Donde, A_0 , B_0 , C_0 y D_0 son las cantidades de reactivos y productos en el tiempo t_0 y la flecha indica que todo tiende a la formación de los productos a una velocidad v_0 . Al cabo de un tiempo (t_1), los reactivos ya habrán reaccionado para generar los productos, de tal forma que se tendría lo siguiente:

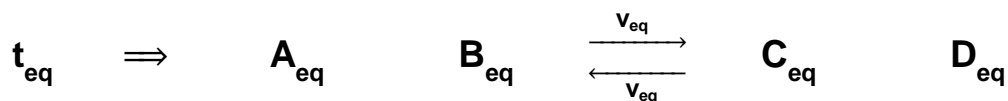
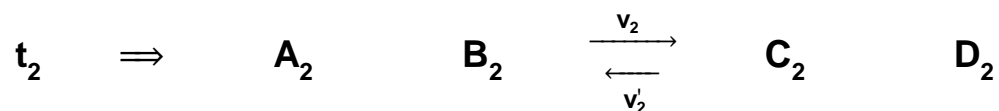
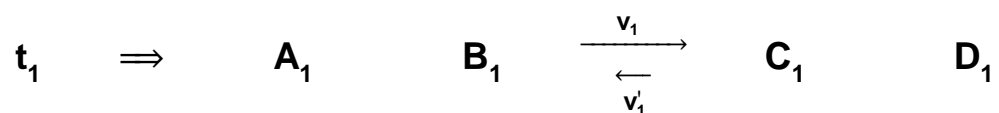
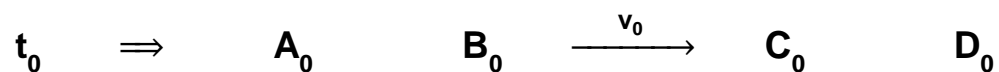
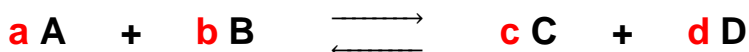


En este tiempo, como ya existen ciertas cantidades de productos, éstos pueden reaccionar para regenerar los reactivos, haciendo que el proceso sea reversible. En otras palabras, en el tiempo t_0 , solo los reactivos reaccionan a determinada velocidad (v_0) para formar los productos; sin embargo, en el tiempo t_1 , no solo los reactivos reaccionan para formar los productos a una velocidad v_1 , sino que también los productos reaccionan para regenerar a los reactivos a una velocidad v'_1 .

En ese orden de ideas, puede establecerse que, conforme transcurre el tiempo, las cantidades de reactivos van a ir disminuyendo y las cantidades de productos van a ir aumentando; así también, la velocidad de formación de los productos va a ir disminuyendo y la velocidad de formación de los reactivos va a ir aumentando, como se muestra a continuación:



Para fines prácticos, la reacción termina cuando las velocidades de formación de reactivos y productos es la misma, porque en ese punto se habrá alcanzado el equilibrio químico, el tiempo trascurrido para ello, se le llama tiempo de equilibrio (t_{eq}).



En el tiempo de equilibrio las cantidades de reactivos y productos permanecen constantes, pero eso no significa que ya no existe transformación, sino que a la misma velocidad a la que se forman los productos, a esa misma velocidad se regeneran los reactivos; es decir, se tiene un equilibrio dinámico.

Para cuantificar el avance de una reacción reversible, se determina el llamado cociente de reacción, que permite relacionar las cantidades de reactivos y productos en cualquier tiempo, dicho cociente tiene la expresión siguiente:

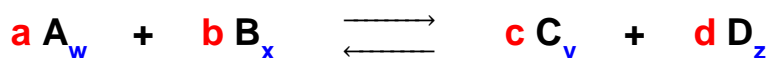
$$Q_x = \frac{C_x^c \cdot D_x^d}{A_x^a \cdot B_x^b}$$

Donde, A_x , B_x , C_x y D_x son las cantidades de reactivos y productos en cualquier tiempo y están elevadas a los correspondientes coeficientes estequiométricos. Conforme transcurre el tiempo, el valor del cociente va cambiando hasta que se alcanza el tiempo de equilibrio, momento en el cual el valor del cociente ya no cambia (aunque se deje más tiempo la reacción); es decir, el cociente se vuelve constante denominándosele **Constante de Equilibrio** y asignándole la literal **K**. Por convención, las cantidades de reactivos y productos se expresan en términos de concentraciones molares; de ahí que la expresión de la constante de equilibrio, para la reacción que se viene empleando, quedaría:

$$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

donde los corchetes indican la molaridad de **A**, **B**, **C** o **D** en el equilibrio y el subíndice de la constante **K**, denota que ésta se encuentra en términos de concentraciones molares.

El valor de la constante de equilibrio solo se ve afectado por aquellos reactivos y productos que se encuentran en fase gaseosa o en fase acuosa; sin embargo, en la expresión de equilibrio, no se deben tener fases diferentes; es decir, solo debe considerarse lo que esté en fase acuosa, o bien, solo lo que esté en fase gaseosa. Por todo lo antes mencionado, cuando se representa un sistema en equilibrio es conveniente denotar el estado de agregación de reactivos y de productos. Así, para el sistema en equilibrio siguiente:



Donde **w**, **x**, **y**, **z** denotan los estados de agregación de cada sustancia, la expresión de la constante de equilibrio sería:

$$K_C = \frac{[C_y]^c \cdot [D_z]^d}{[A_w]^a \cdot [B_x]^b}$$

Para entender bien esto, se considera el sistema en equilibrio siguiente:



La expresión de la constante de equilibrio para la fase acuosa sería:

$$K_C = \frac{[\text{Na}_2\text{SO}_{4(ac)}]^1}{[\text{NaHCO}_{3(ac)}]^2 \cdot [\text{H}_2\text{SO}_{4(ac)}]^1}$$

Sin embargo, en este caso, también existe una constante de equilibrio para la fase gaseosa, dada por:

$$K_C = [\text{CO}_{2(g)}]^2$$

En este sistema tiene dos constantes de equilibrio, una para la fase acuosa y otra para la fase gaseosa. Ambas constantes no necesariamente tienen el mismo valor.

Adicionalmente a lo anterior, cuando se trabaja con un equilibrio en donde existen componentes que se encuentran en fase gaseosa, la constante de equilibrio también se puede expresar en términos de presiones, empleando las presiones parciales de los componentes que están en fase gaseosa; en tal caso, la expresión analítica sería:

$$K_P = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

Por lo tanto, para la reacción anterior, la expresión de la constante de equilibrio en términos de presión sería la siguiente:

$$K_P = P_{CO_2}^2$$

Como puede apreciarse, para el equilibrio en fase gaseosa, existen dos constantes de equilibrio, una en términos de concentración (K_c) y otra en términos de presión (K_p); sin embargo, estas constantes pueden relacionarse mediante la ecuación siguiente:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

Donde:

$$\Delta n = \sum \text{Coeficientes de los productos} - \sum \text{Coeficientes de los reactivos}$$

BIBLIOGRAFÍA:

- Brown, Theodore L.; LeMay, H. Eugene, Jr.; Bursten, Bruce E. *Química. La Ciencia Central*, 9ª edición; Pearson Prentice-Hall: México, **2004**.
- Chang, Raymond *Química*, 7ª edición; McGraw-Hill: México, **2002**.
- Kotz, John C.; Treichel, Paul M. *Química y Reactividad Química*, 5ª edición; Thomson: México, **2003**.