



UCSF
Universidad Católica
de Santa Fe

Farmacia



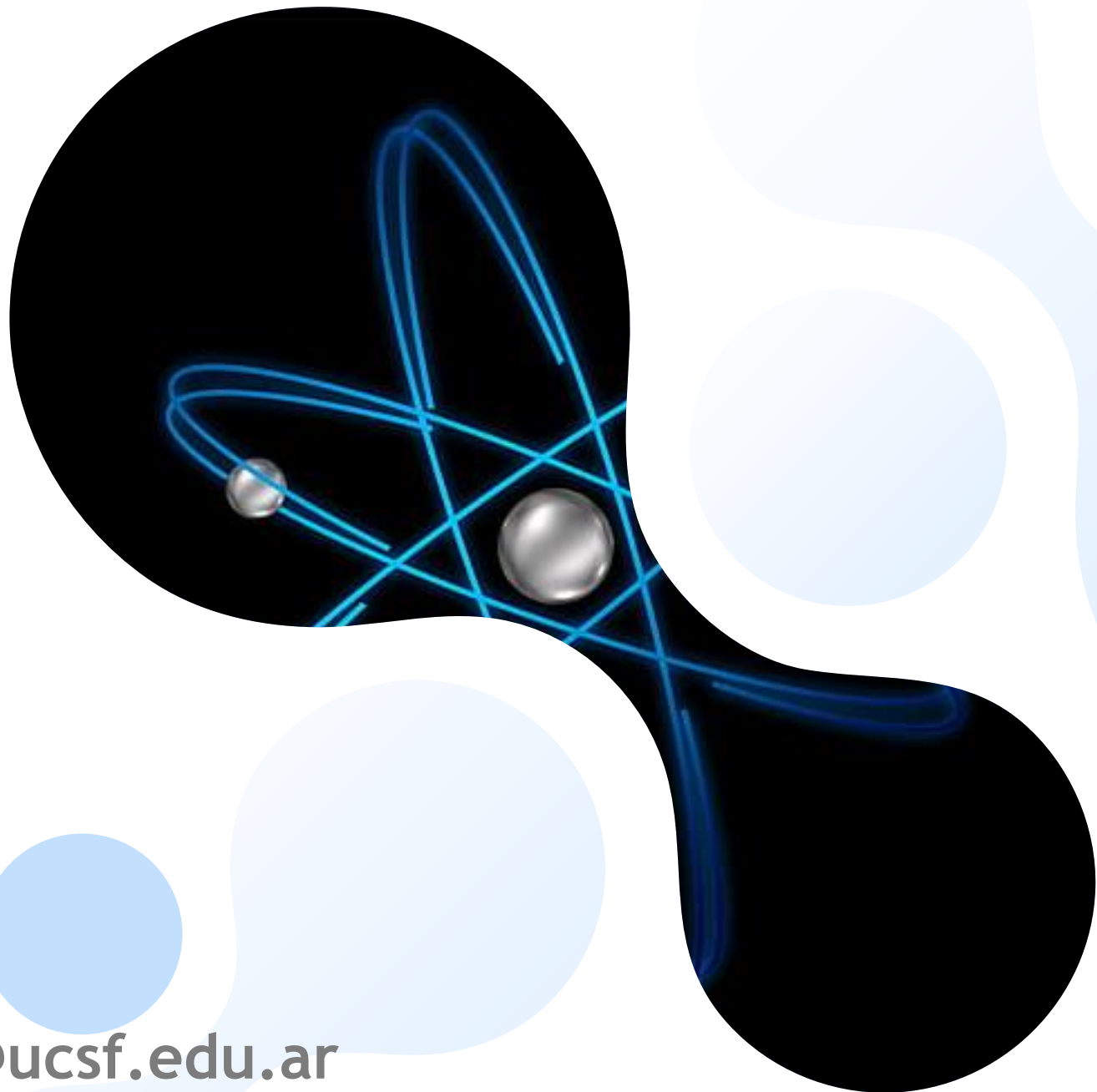
Facultad de Ciencias de la Salud

Química General

**Cristhian Andrés
Fonseca B.**



cristhian.fonsecabenitez@ucsf.edu.ar





Equilibrio Químico





Equilibrio

Equilibrio químico

El equilibrio entre los gases de tetóxido de nitrógeno (incoloro) y de dióxido de nitrógeno (color café) favorece la formación de este último conforme se incrementa la temperatura (de abajo hacia arriba). Los modelos muestran moléculas de tetóxido de nitrógeno y de dióxido de nitrógeno.

14

Chang, Capítulo 14

15

TRÁFICO QUE ENTRA Y SALE DE una ciudad

EQUILIBRIO QUÍMICO

Brown, Capítulo 15

Equilibrio químico

17

El equilibrio químico desempeña un rol importante en la operación de plantas químicas donde los fabricantes desean optimizar la cantidad de producto. Esto puede hacerse mediante el ajuste de las condiciones de reacción como temperatura, presión y concentración de los reactivos utilizados, todos estos factores determinantes que afectan al equilibrio químico.

CONTENIDO

- 17.1 Conceptos básicos
- 17.2 Constante de equilibrio
- 17.3 Variación de K_c con la forma de la ecuación balanceada
- 17.4 Corriente de reacción
- 17.5 Usos de la constante de equilibrio, K_c
- 17.6 Alteración de un sistema en equilibrio: predicciones
- 17.7 Proceso de Haber: una aplicación industrial del equilibrio
- 17.8 Alteración de un sistema en equilibrio: cálculos
- 17.9 Presiones parciales y constante de equilibrio
- 17.10 Relación entre K_p y K_c
- 17.11 Equilibrios heterogéneos
- 17.12 Relación entre ΔG_m° y la constante de equilibrio
- 17.13 Evaluación de las constantes de equilibrio a temperaturas diferentes

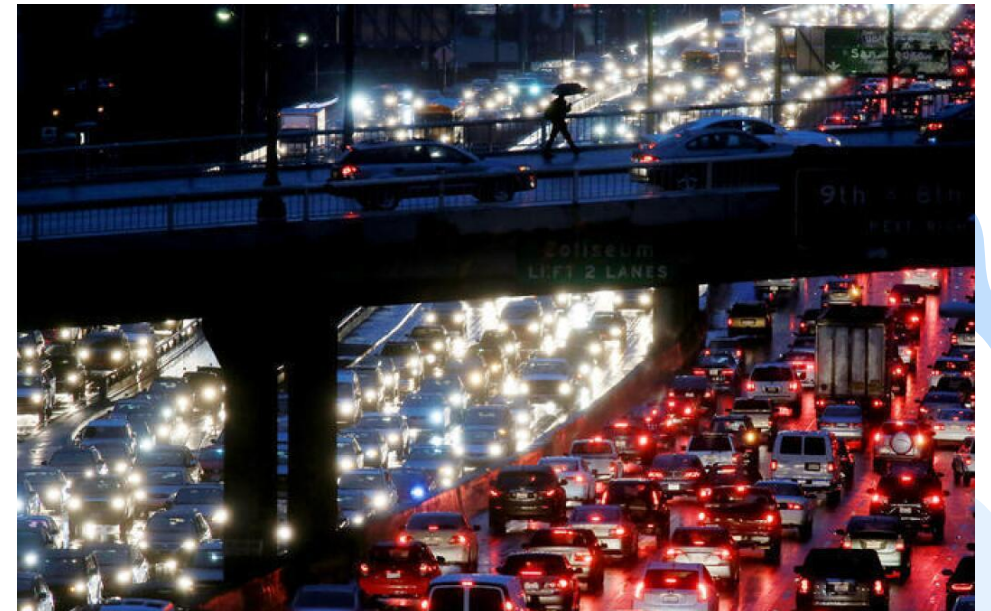
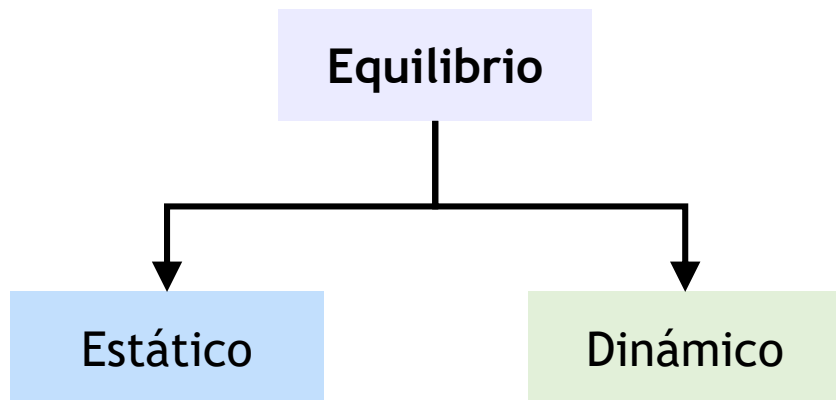
Whitten, Capítulo 17



Equilibrio

Estar en **equilibrio** significa estar en un estado de **balance**.

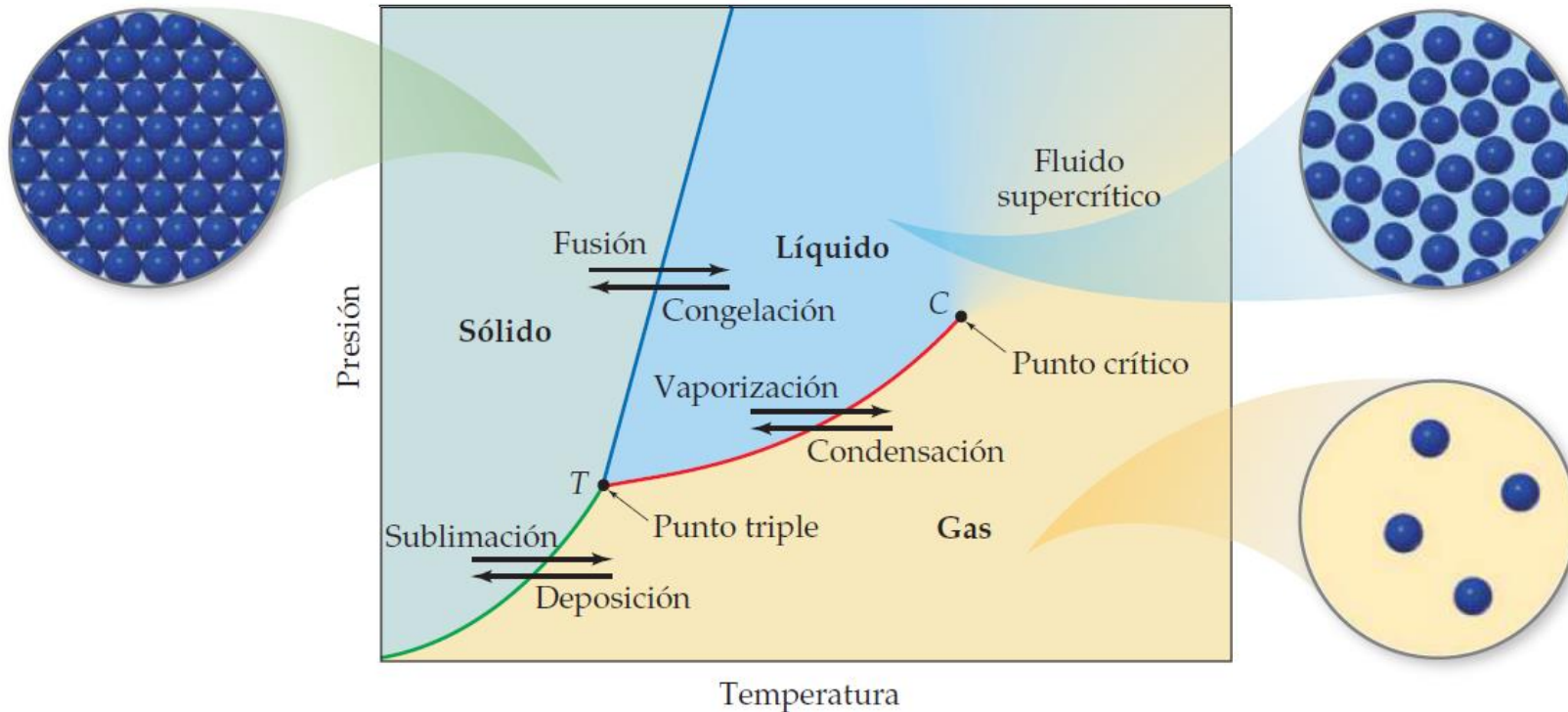
El equilibrio puede ser **estático**, como cuando una balanza deja de mover sus brazos al poner pesos en cada uno de ellos y registrar el valor de peso. Aunque también puede ser **dinámico**, como cuando la cantidad de autos que salen de una ciudad por una carretera iguala la cantidad de autos que entran a la ciudad, a la misma velocidad. Por lo tanto, el equilibrio es un estado en el que no se observan cambios conforme el tiempo transcurre.





Equilibrio

Un diagrama de fases es una forma gráfica de resumir las condiciones en las cuales existen equilibrios entre los diferentes estados de la materia. Este diagrama también permite predecir cuál fase de una sustancia está presente a cualquier temperatura y presión dadas. Este equilibrio corresponde a un equilibrio dinámico, ya que las partículas de una fase pasan a otra continuamente.



Equilibrio Sólido-Líquido

Equilibrio Líquido-Vapor

Equilibrio Sólido-Vapor

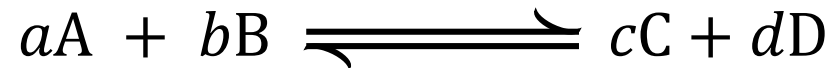


Equilibrio Químico

Pocas reacciones químicas se dan en una sola dirección, es decir, pasan directamente de reactivos a productos:



La mayoría son reversibles, al menos en cierto grado. Las reacciones químicas que pueden ocurrir en cualquier dirección reciben el nombre de **reacciones reversibles**. Casi ninguna llega a ser completa; esto es, aunque los reactivos se mezclen en cantidades estequiométricas, no se convierten por completo en productos.

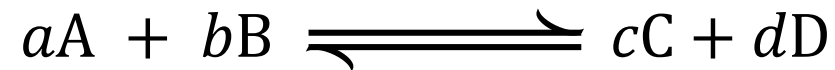


La flecha doble indica que la reacción es reversible, es decir, que tanto la reacción directa como la reacción inversa ocurren de manera simultánea. El **equilibrio químico** se presenta cuando reacciones opuestas ocurren con velocidades iguales: *la velocidad a la que se forman los productos a partir de los reactivos es igual a la velocidad a la que se forman los reactivos a partir de los productos.*



Equilibrio Químico

Los equilibrios químicos son equilibrios dinámicos; es decir, las moléculas individuales reaccionan en forma continua, aunque no cambie la composición global de la mezcla de reacción.



En un sistema en equilibrio, se dice que el equilibrio está desplazado hacia la derecha si hay más de C y D que de A y B (es favorable a la formación de productos) y que está desplazado hacia la izquierda si más de A y B está presente (es favorable a la formación de reactivos).

Hay equilibrio químico cuando dos reacciones opuestas ocurren de manera simultánea a la misma velocidad.

La línea sencilla con una flecha en cada extremo \leftrightarrow se introdujo para indicar la resonancia; ésta no se emplea para indicar que una reacción es reversible.

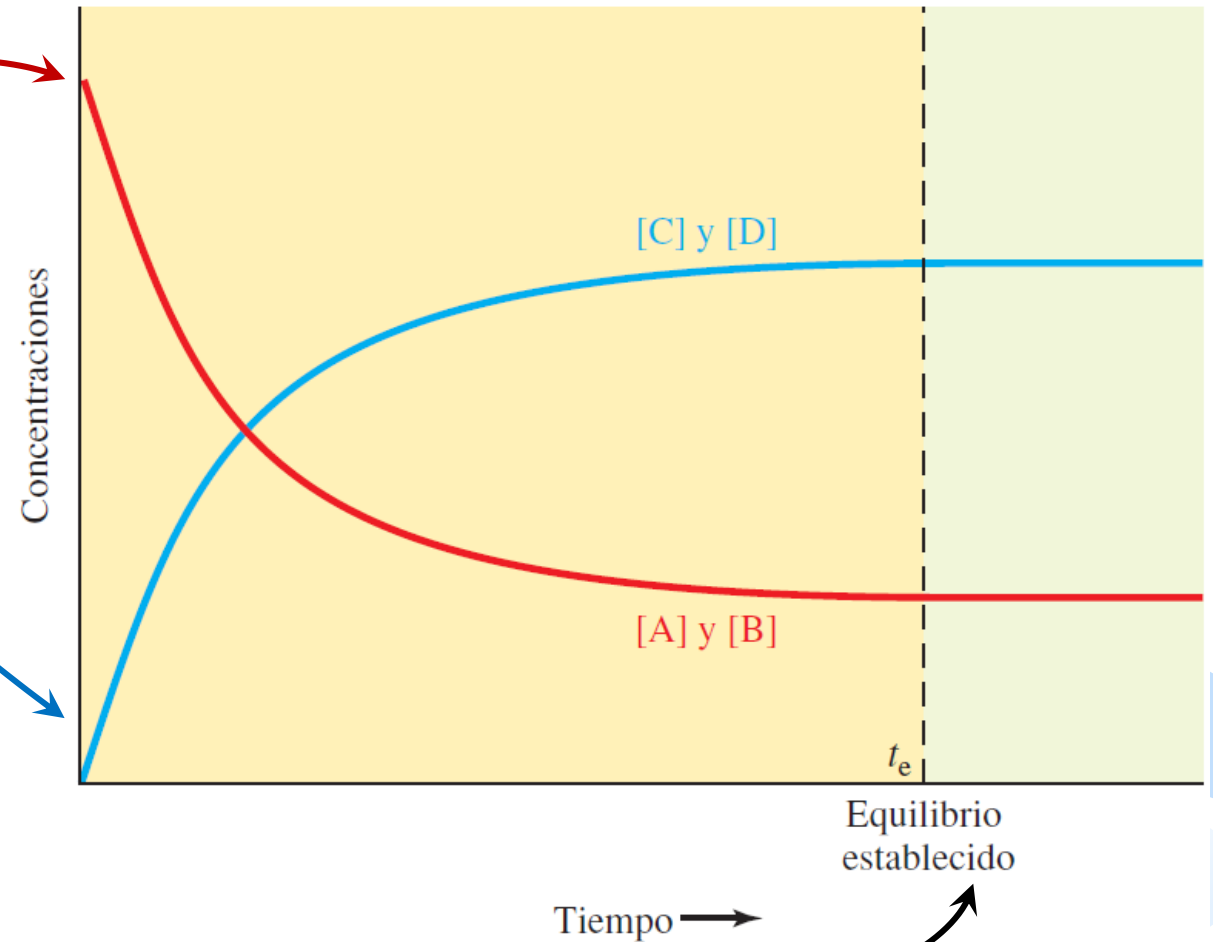


Equilibrio Químico

Inicialmente, las concentraciones molares de los reactivos A y B son iguales.

La reacción es favorable a la formación de los productos C y D.

Al final de un proceso químico reversible, la reacción directa e inversa tienen lugar a la misma velocidad y el sistema se encuentra en equilibrio.



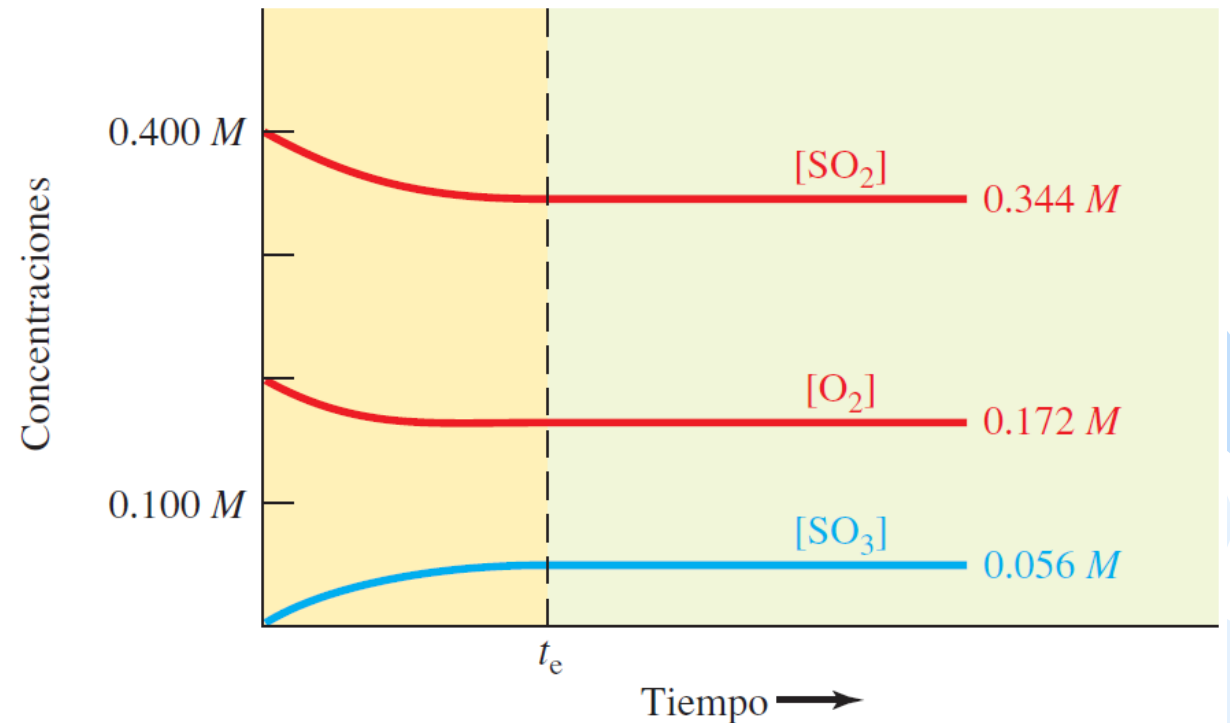


Equilibrio Químico

Considere la reacción reversible del dióxido de azufre con oxígeno para formar trióxido de azufre a 1500 K:

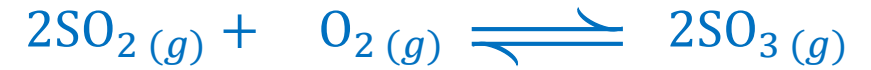


Suponga que en un recipiente cerrado de 1.00 litro se inyectaron 0.400 mol de SO_2 y 0.200 mol de O_2 . Cuando se estableció el equilibrio, se encontró experimentalmente que se había formado 0.056 mol de SO_3 y que quedaron sin reaccionar 0.344 mol de SO_2 y 0.172 mol de O_2 . En el equilibrio, la cantidad de producto no aumenta, aunque la reacción continúe por más tiempo.



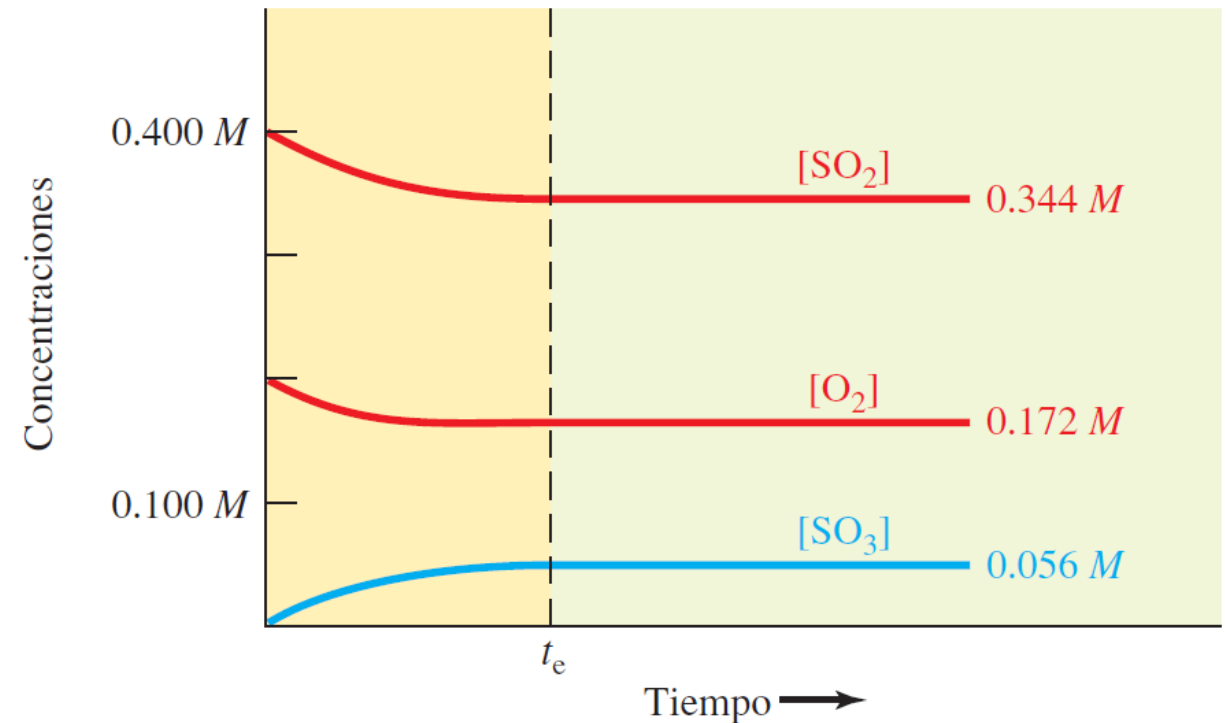


Equilibrio Químico



Conc. Inicial	0.400 M	0.200 M	0
Cambio debido a rx	-0.056 M	-0.028 M	+0.056 M
Conc. en el equilibrio	0.344 M	0.172 M	0.056 M

Para seguir los cambios producidos en una reacción reversible, se establece el **resumen de la reacción**. En este, se utilizan las concentraciones molares para determinar las concentraciones de cada sustancia participante en el equilibrio. La proporción en la línea “cambio debido a rx” se determina por medio de los coeficientes de la ecuación balanceada.



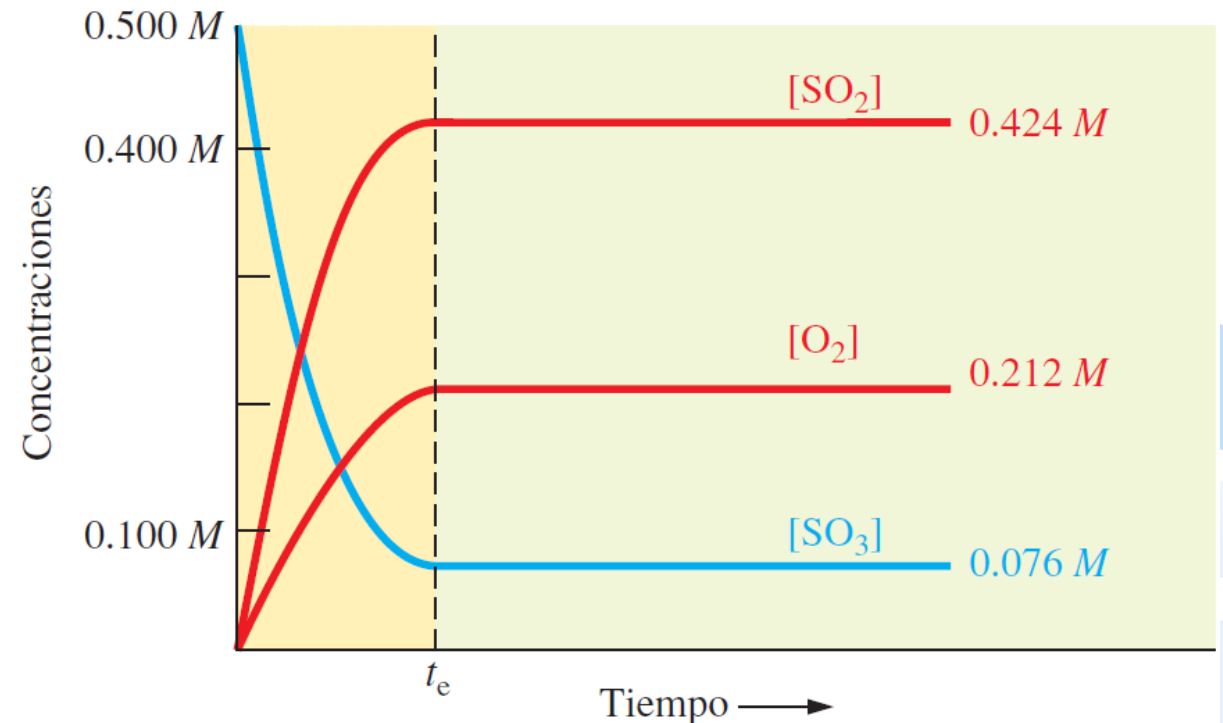


Equilibrio Químico

En un experimento semejante, sólo se introdujo 0.500 mol de SO_3 en un recipiente de 1.00 L, sin SO_2 ni O_2 . Esta vez, la reacción procede de manera inversa:

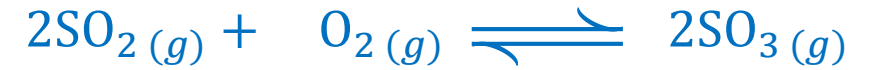


Los cambios de concentración guardan la misma proporción 2:1:2 que en el caso anterior, como lo requieren los coeficientes de la ecuación balanceada; el tiempo que se requiere para alcanzar el equilibrio puede ser más largo o más corto. Cuando se estableció el equilibrio, estaban presentes 0.076 mol de SO_3 , 0.212 mol de O_2 y 0.424 mol de SO_2 .



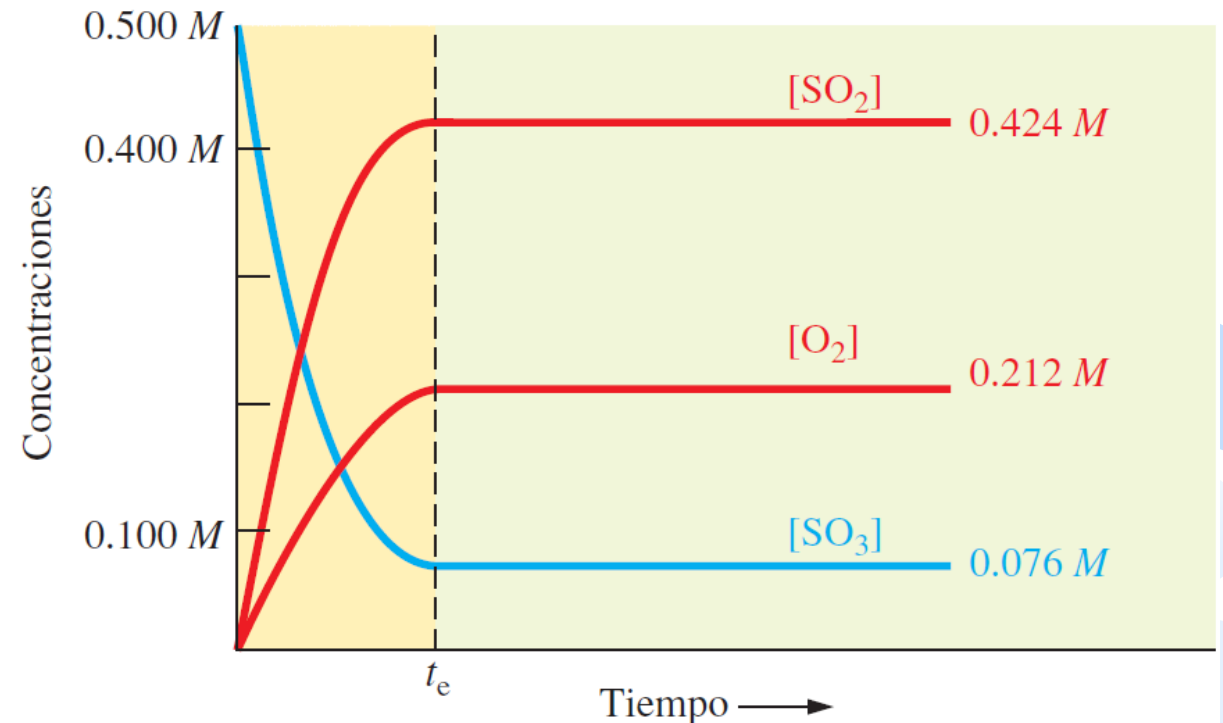


Equilibrio Químico



Conc. Inicial	0	0	0.500 M
Cambio debido a rx	+0.424 M	+0.212 M	-0.424 M
Conc. en el equilibrio	0.424 M	0.212 M	0.076 M

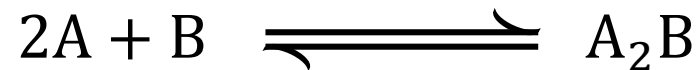
El resumen de la reacción para este caso demuestra que el equilibrio favorece la formación de reactivos, ocurre la reacción inversa. Las cantidades de equilibrio difieren de las del caso previo, pero están relacionadas en forma importante.





Constante de Equilibrio

Suponga que ocurre una reacción reversible en una reacción elemental de una sola etapa:



La velocidad de la reacción directa es: $\text{velocidad}_d = k_d[A]^2[B]$; la velocidad de la reacción inversa es: $\text{velocidad}_i = k_i[A_2B]$. En estas expresiones, k_d y k_i son las constantes de velocidad específicas de las reacciones directa e inversa, respectivamente. Por definición, las dos velocidades son iguales en el equilibrio ($\text{velocidad}_d = \text{velocidad}_i$). Por lo tanto, puede escribirse:

$$k_d[A]^2[B] = k_i[A_2B]$$

$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[A_2B]}{[A]^2[B]}$$

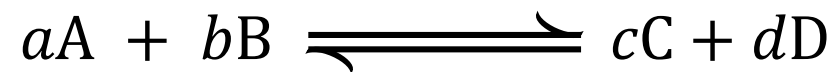
A cualquier temperatura específica, tanto k_d como k_i son constantes, de modo que k_d/k_i también es una constante.

$$K_c = \frac{[A_2B]}{[A]^2[B]}$$



Constante de Equilibrio

Se puede demostrar que la relación entre las constantes de velocidad de cualquier reacción a cualquier temperatura corresponde a una constante denominada **constante de equilibrio**, K_c o simplemente K . En términos generales, la constante de equilibrio de una reacción siempre puede escribirse como sigue:



El subíndice c se refiere a concentración. Los corchetes $[]$ indican concentración al equilibrio en moles por litro. Sin embargo, la constante K es **adimensional**, es decir, no tiene unidades.

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

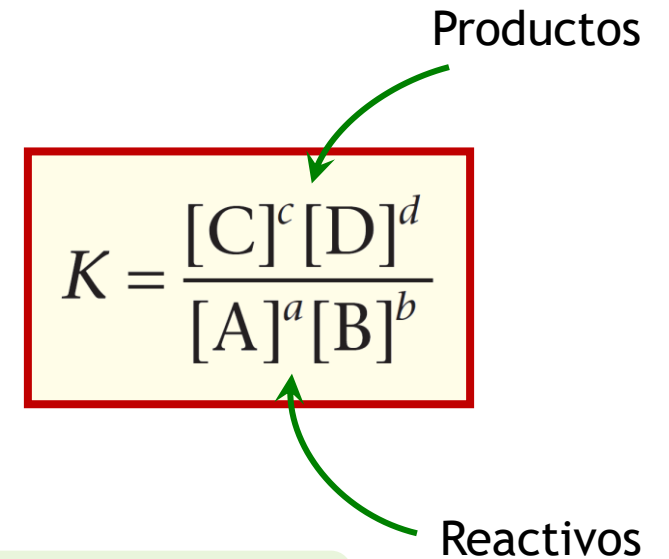
La constante de equilibrio, K_c , se define como el producto de la concentración al equilibrio (en moles por litro) de los productos, cada cual elevado a la potencia que corresponde a su coeficiente en la ecuación balanceada, dividido entre el producto de la concentración al equilibrio (en moles por litro) de los reactivos, cada cual elevado a la potencia que corresponde a su coeficiente en la ecuación balanceada (**Ley de acción de masas**)



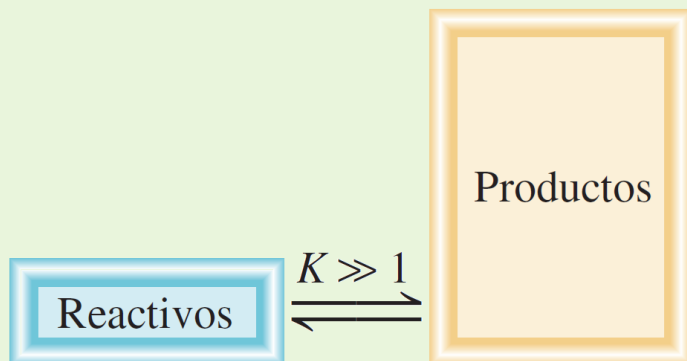
Constante de Equilibrio

Aunque las concentraciones pueden variar, el valor de K para una reacción dada permanece constante, siempre y cuando la reacción esté en equilibrio y la temperatura no cambie.

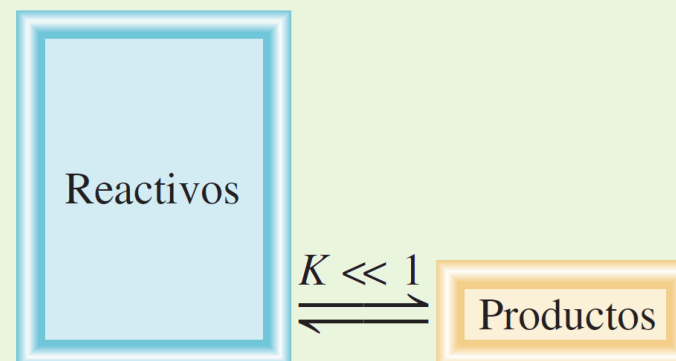
La magnitud de la constante de equilibrio indica si una reacción en equilibrio es favorable a los productos o a los reactivos.



Si $K \gg 1$ el equilibrio se desplaza hacia la **derecha** y favorece la formación de **productos**.



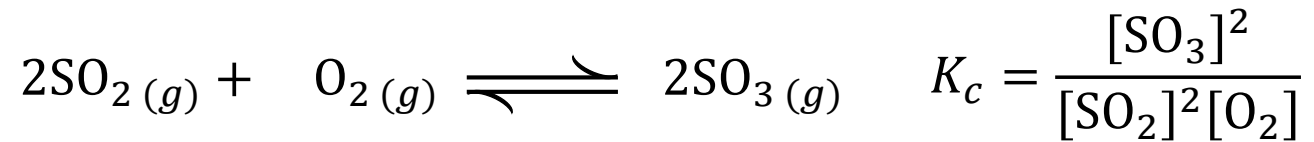
Si $K \ll 1$ el equilibrio se desplaza hacia la **izquierda** y favorece la formación de **reactivos**.





Equilibrios Homogéneos*

El término **equilibrio homogéneo** se aplica a las reacciones en las que todas las especies reactivas se encuentran en la misma fase. Por ejemplo, para el caso anterior en que el dióxido de azufre reacciona con oxígeno para dar trióxido de azufre, en fase gaseosa, la ley de acción de masas se representa:



De acuerdo con la ley de los gases ideales, la ley de acción de masas también puede expresarse en términos de las presiones parciales de cada gas:

$$K_p = \frac{P_{\text{SO}_3}^2}{P_{\text{SO}_2}^2 P_{\text{O}_2}}$$

***NOTA:** Los equilibrios heterogéneos serán vistos después.

Para reacciones en fase gaseosa, K_p se relaciona con K_c por medio de la ecuación:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = n \text{ productos}_{(g)} - n \text{ reactivos}_{(g)}$$

$$\text{Si } \Delta n = 0, K_p = K_c$$



Equilibrios múltiples

Para las reacciones químicas secuenciales, se debe tener en cuenta que las moléculas de un producto de un equilibrio participan en un equilibrio subsecuente (intermediarios). Los equilibrios quedan:



$$K'_c K''_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \times \frac{[E]^e [F]^f}{[C]^c [D]^d} = \frac{[E]^e [F]^f}{[A]^a [B]^b}$$

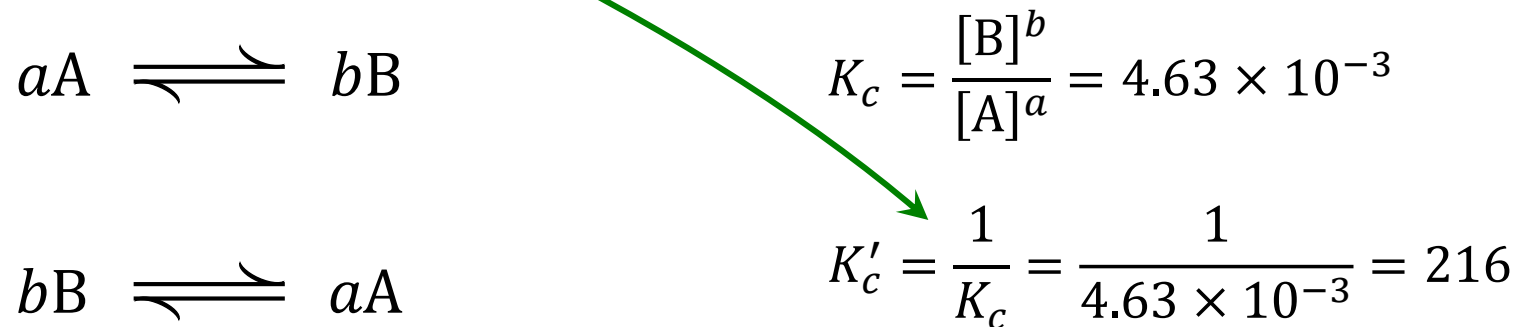
$$K_c = K'_c K''_c$$

Si una reacción se puede expresar como la suma de dos o más reacciones, la constante de equilibrio para la reacción global estará dada por el producto de las constantes de equilibrio de las reacciones individuales.



Constante de Equilibrio

- ✓ Cuando la ecuación de una reacción reversible se escribe en dirección opuesta, la constante de equilibrio es el inverso de la constante de equilibrio original.



- ✓ El valor de K también depende de cómo esté balanceada la ecuación del equilibrio. Al examinar los exponentes en las siguientes expresiones que describen el mismo equilibrio.





Equilibrio Químico

1. Las concentraciones de las especies reactivas en fase condensada se expresan en mol/L; en la fase gaseosa, las concentraciones se pueden expresar en mol/L o en atm. K_c se relaciona con K_p mediante una ecuación simple.
2. La constante de equilibrio (K_c o K_p) es una cantidad adimensional.
3. Al señalar un valor para la constante de equilibrio, necesitamos especificar la ecuación balanceada y la temperatura.
4. Si una reacción representa la suma de dos o más reacciones, la constante de equilibrio para la reacción global está dada por el producto de las constantes de equilibrio de las reacciones individuales.
5. La constante de equilibrio de una reacción se expresa como una relación de las constantes de rapidez de las reacciones en un sentido y en el otro. Este análisis explica por qué la constante de equilibrio es una constante y por qué su valor cambia con la temperatura.



Cálculos en el Equilibrio

Proceso	Datos	Estrategia
Cálculo de las concentraciones de equilibrio	K_c o K_p [] o P en equilibrio	Se iguala K_c o K_p a la expresión de la constante de equilibrio y se sustituyen las concentraciones o presiones parciales que se conocen. Después se despeja la única incógnita de la ecuación.
Cálculo de las concentraciones de equilibrio a partir de las concentraciones iniciales	K_c o K_p [] o P iniciales	Se elabora una tabla para encontrar las concentraciones de equilibrio de todas las especies. Deben desarrollarse algunas expresiones que relacionen las concentraciones iniciales con las de equilibrio (ecuación de primer o de segundo grado)
Cálculo de K_c o K_p	[] o P en equilibrio	Se utilizan las concentraciones en el equilibrio para calcular la constante de equilibrio.

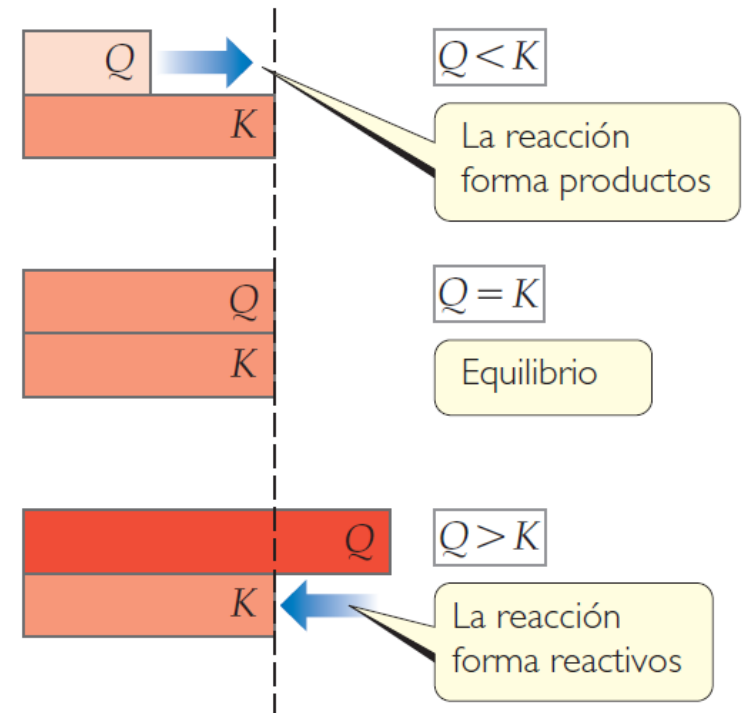


Equilibrio Químico

Cociente de reacción (Q_c)

Para las reacciones que no han logrado el equilibrio, al sustituir las concentraciones iniciales en la expresión de la constante de equilibrio obtenemos un **cociente de reacción** (Q_c), en lugar de la constante de equilibrio. Para determinar la dirección de la reacción neta para llegar al equilibrio, comparamos los valores de Q_c y K_c . Esto da lugar a tres posibles situaciones:

- $Q_c < K_c$ La concentración de productos muy pequeña. Para alcanzar el equilibrio, los reactivos deben convertirse en productos, y el sistema va de izquierda a derecha.
- $Q_c = K_c$ Las concentraciones iniciales son iguales a las concentraciones de equilibrio. El sistema está en equilibrio.
- $Q_c > K_c$ La concentración de productos es muy grande. Para alcanzar el equilibrio, los productos deben transformarse en reactivos, y el sistema va de derecha a izquierda para alcanzar el equilibrio.





Principio de Le Châtelier

En la mayoría de las reacciones químicas, el equilibrio es demasiado delicado. Los cambios en las condiciones experimentales pueden alterar el balance y desplazar la posición del equilibrio para que se forme mayor o menor cantidad de producto deseado.

Existe una regla general que ayuda a predecir en qué dirección se desplazará una reacción en equilibrio cuando hay un **cambio de concentración, presión, volumen o temperatura**. Esta regla, conocida como el **principio de Le Châtelier**, establece que *si se presenta una perturbación externa sobre un sistema en equilibrio, el sistema se ajustará de tal manera que se cancele parcialmente dicha perturbación en la medida que el sistema alcanza una nueva posición de equilibrio.*

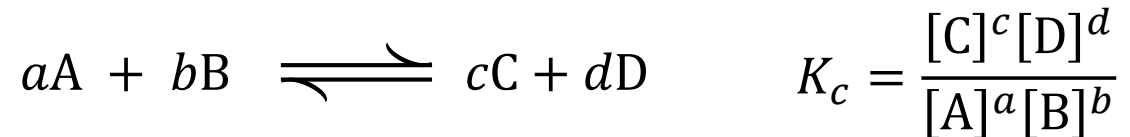




Factores que afectan el Equilibrio

Cambios en la concentración

Considere que la reacción está en equilibrio.



Cuando se agrega al sistema más de un reactivo o producto, el valor de Q_c cambia, de modo que ya no coincide con K_c o K_p y la reacción deja de estar en equilibrio. El estrés debido a la sustancia que se agregó se contrarresta haciendo que el equilibrio se desplace en el sentido en que se consume parte de la sustancia que se agregó, promoviendo que el valor de Q_c regrese de nuevo al valor K_c o K_p .

La adición o eliminación de reactivos o productos provoca el cambio del valor de Q_c , pero no modifica el valor de K_c o K_p .



Factores que afectan el Equilibrio

Cambios en la concentración

Estrés	Q	Dirección del desplazamiento de $A + B \rightleftharpoons C + D$
Se incrementa la concentración de A o B	$Q < K$	→ derecha
Se incrementa la concentración de C o D	$Q > K$	← izquierda
Disminuye la concentración de A o B	$Q > K$	← izquierda
Disminuye la concentración de C o D	$Q < K$	→ derecha

Cuando se establece una nueva condición de equilibrio:

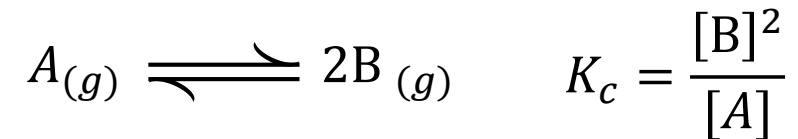
- 1) La velocidad de las reacciones directa e inversa se iguala de nuevo
- 2) Se restablece de nuevo el valor de K_c o K_p con las nuevas concentraciones de reactivos y productos.



Factores que afectan el Equilibrio

Cambios en la presión o el volumen

Los cambios de presión afectan muy poco la concentración de sólidos o líquidos debido a que estos casi no se comprimen. Sin embargo, los cambios de presión provocan cambios significativos en la concentración de los gases. Si el volumen que ocupa un gas disminuye, su presión parcial aumenta y su concentración (n/V) aumenta; si el volumen de un gas aumenta, tanto su presión parcial como su concentración disminuyen.



Estrés	Q^*	Dirección del desplazamiento de $A_{(g)} \rightleftharpoons 2B_{(g)}$
Disminución de volumen, aumento de presión	$Q > K_c$	Hacia una menor cantidad de moles de gas (hacia la izquierda en <i>esta</i> reacción)
Aumento de volumen, disminución de presión	$Q < K_c$	Hacia una mayor cantidad de moles de gas (hacia la derecha en <i>esta</i> reacción)

*En Q de esta reacción, hay más moles de producto gaseoso que de reactivo gaseoso.



Factores que afectan el Equilibrio

Cambios en la presión o el volumen

1. Si no hay cambio en la cantidad total de moles de gas en la ecuación química balanceada, un cambio de volumen (presión) no afecta la posición del equilibrio; Q_c no cambia por un cambio de volumen (o presión).
2. Si una ecuación química balanceada comprende un cambio de la cantidad total de moles de gas, el cambio de volumen (o presión) de una mezcla de reacción provoca un cambio del valor de Q_c , lo cual no modifica el valor de K_c . En esta reacción:
 - a) Una disminución de volumen (aumento de presión) hace que la reacción se desplace en la dirección en la que se produce la menor cantidad total de moles de gas, hasta que Q_c llegue de nuevo al valor de K_c .
 - b) Un aumento de volumen (disminución de presión) hace que la reacción se desplace en la dirección en la que se produce la mayor cantidad total de moles de gas, hasta que Q_c alcance de nuevo el valor de K_c .



Factores que afectan el Equilibrio

Cambios en la temperatura

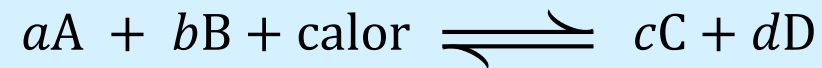
Los cambios de temperatura afectan principalmente a las reacciones termoquímicas.

Reacciones Exotérmicas



Si se incrementa la temperatura a presión constante agregando calor al sistema, se favorece la reacción hacia la izquierda para de eliminar el calor extra que se está agregando. La disminución de la temperatura favorece la reacción hacia la derecha, ya que el sistema restituye parte del calor que se elimina.

Reacciones Endotérmicas



Un incremento de temperatura a presión constante favorece la reacción hacia la derecha, y una disminución de la misma favorece la reacción hacia la izquierda.

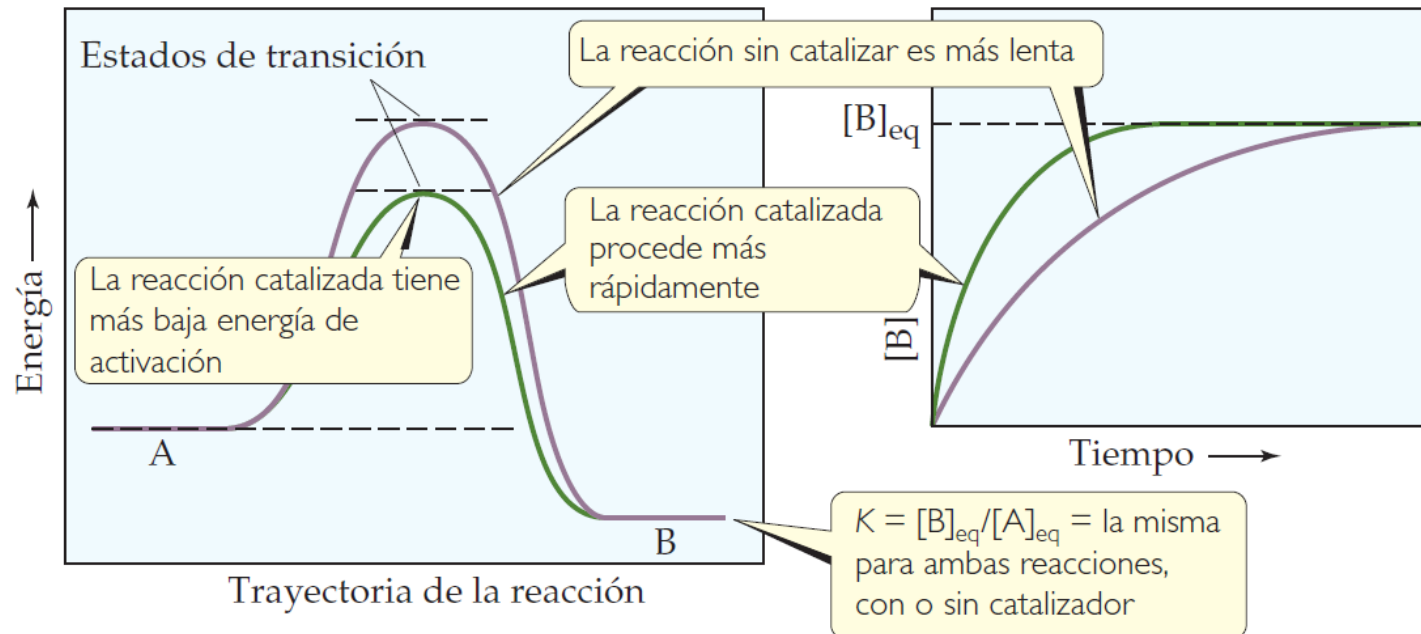
- Los valores de K_c de reacciones exotérmicas disminuyen con el incremento de T.
- Los valores de K_c de reacciones endotérmicas aumentan con el incremento de T.
- Ningún otro estrés modifica el valor de K_c .



Factores que afectan el Equilibrio

Adición de un catalizador

La adición de un catalizador a un sistema modifica la velocidad de la reacción, pero no desplaza al equilibrio a favor ya sea de los reactivos o de los productos. Debido a que un catalizador afecta en igual magnitud la energía de activación tanto de la reacción directa como de la inversa, ambas constantes de velocidad cambian en el mismo factor, de modo que su relación, K_c , no cambia.



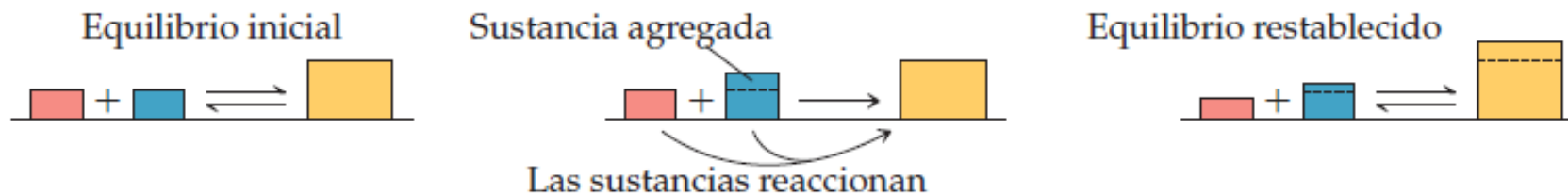
La adición de un catalizador a una reacción en equilibrio no tiene efecto alguno: no cambian ni Q_c ni K_c .

Principio de Le Châtelier

Si un sistema en equilibrio se perturba por un cambio en la concentración, presión o temperatura, el sistema desplazará su posición de equilibrio de tal forma que contrarreste el efecto de la perturbación.

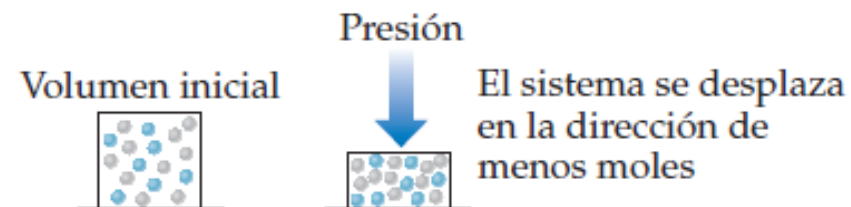
Concentración: Agregar o eliminar un reactivo o producto

Si una sustancia se agrega a un sistema en equilibrio, el sistema reacciona para consumir parte de la sustancia. Si una sustancia se elimina de un sistema, este reacciona para producir más cantidad de dicha sustancia.



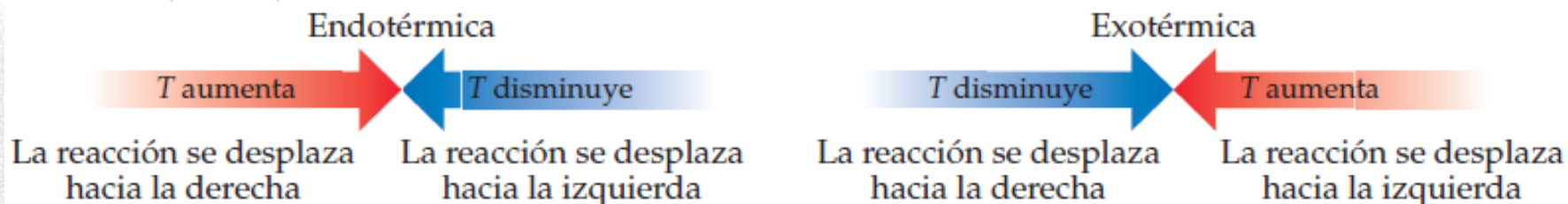
Presión: La presión cambia por un cambio en el volumen

A temperatura constante, la reducción del volumen de una mezcla en equilibrio gaseoso causa que el sistema se desplace en la dirección que reduce el número de moles del gas.



Temperatura:

Si se aumenta la temperatura de un sistema en equilibrio, el sistema reacciona como si se hubiera agregado un reactivo a una reacción endotérmica o un producto a una reacción exotérmica. El equilibrio se traslada hacia la dirección que consume el "exceso de reactivo", a saber, el calor.

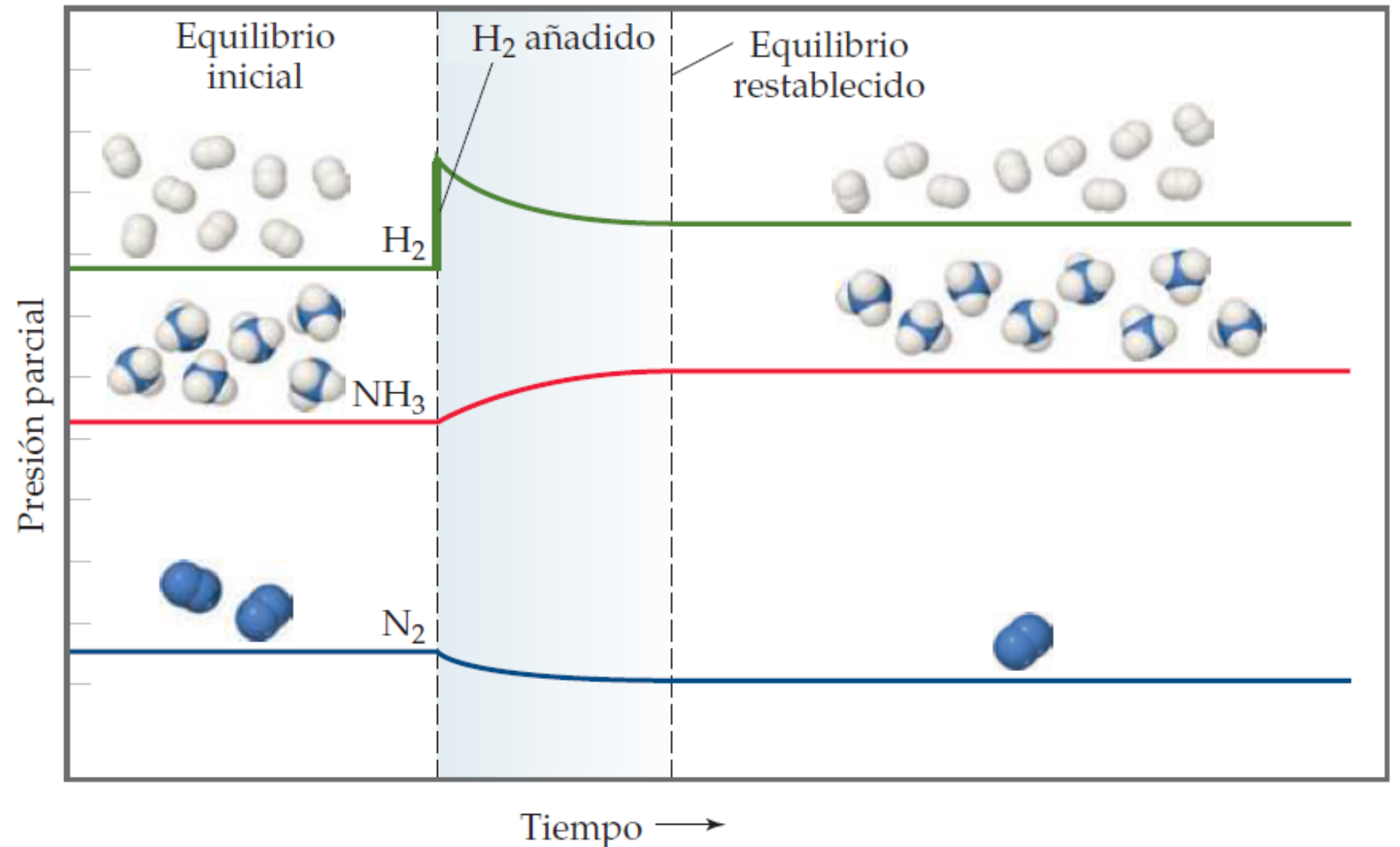
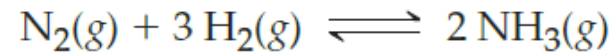




Equilibrio Químico

El proceso Haber se utiliza industrialmente para producir amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno, y es un ejemplo clásico y sencillo de equilibrio químico que obviamente cumple con el principio de Le Châtelier.

Al agregar H_2 a una mezcla en equilibrio de N_2 , H_2 y NH_3 . La adición de H_2 ocasiona que la reacción se desplace hacia la derecha, consumiendo parte de H_2 para producir más NH_3 .

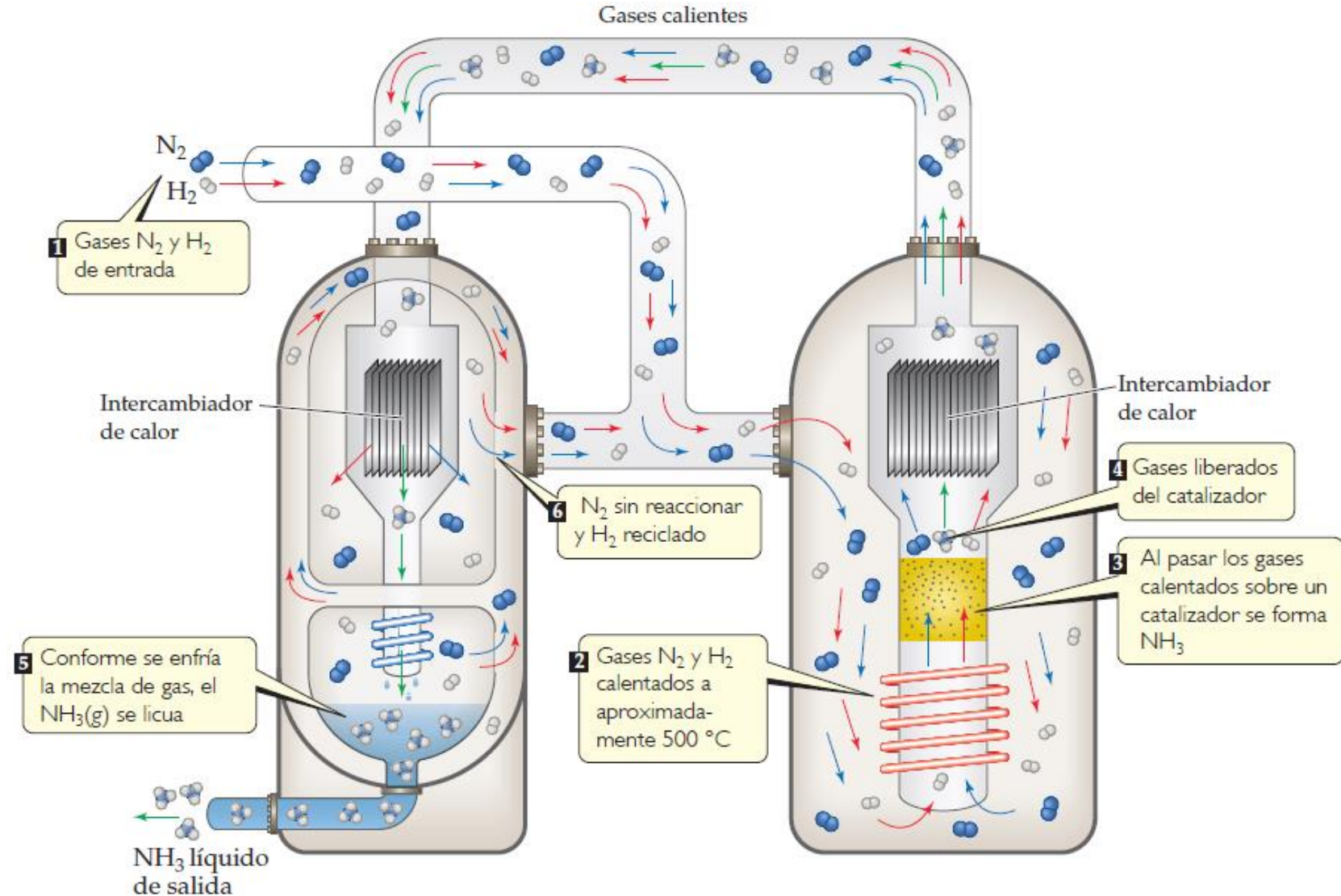




Equilibrio Químico

Diagrama de la producción industrial de amoniaco. El $\text{H}_{2(g)}$ y el $\text{N}_{2(g)}$ entrantes se calientan a aproximadamente 500°C y pasan sobre un catalizador.

Cuando se enfría la mezcla resultante de N_2 , H_2 y NH_3 , se permite que el NH_3 se licue eliminándolo de la mezcla; de esta manera, se desplaza la reacción para producir más NH_3 .





Relación entre ΔG_{rx}^0 y K_c

A temperatura y presión estándar, cuando se mezclan sustancias para promover una reacción química, muchos cambios termodinámicos acompañan este proceso hasta que se alcance una condición de equilibrio ($\Delta G^0 = 0$).

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

- $\Delta G < 0$** La reacción es espontánea en la dirección en la que se ha escrito la ecuación química.
- $\Delta G > 0$** La reacción es no espontánea. La reacción es espontánea en la dirección opuesta.
- $\Delta G = 0$** El sistema está en equilibrio. No hay un cambio neto.

Convenciones para estados estándar

Estado de la materia	Estado estándar
Gas	Presión de 1 atm
Líquido	Líquido puro
Sólido	Sólido puro
Elementos*	$\Delta G_f^0 = 0$
Disolución	Concentración 1 molar



Relación entre ΔG_{rx}° y K_c

La relación entre el cambio de energía libre en condiciones estándar, ΔG° , y el cambio de energía libre en cualesquiera otras condiciones, ΔG , está dada por:

$$\Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln Q$$

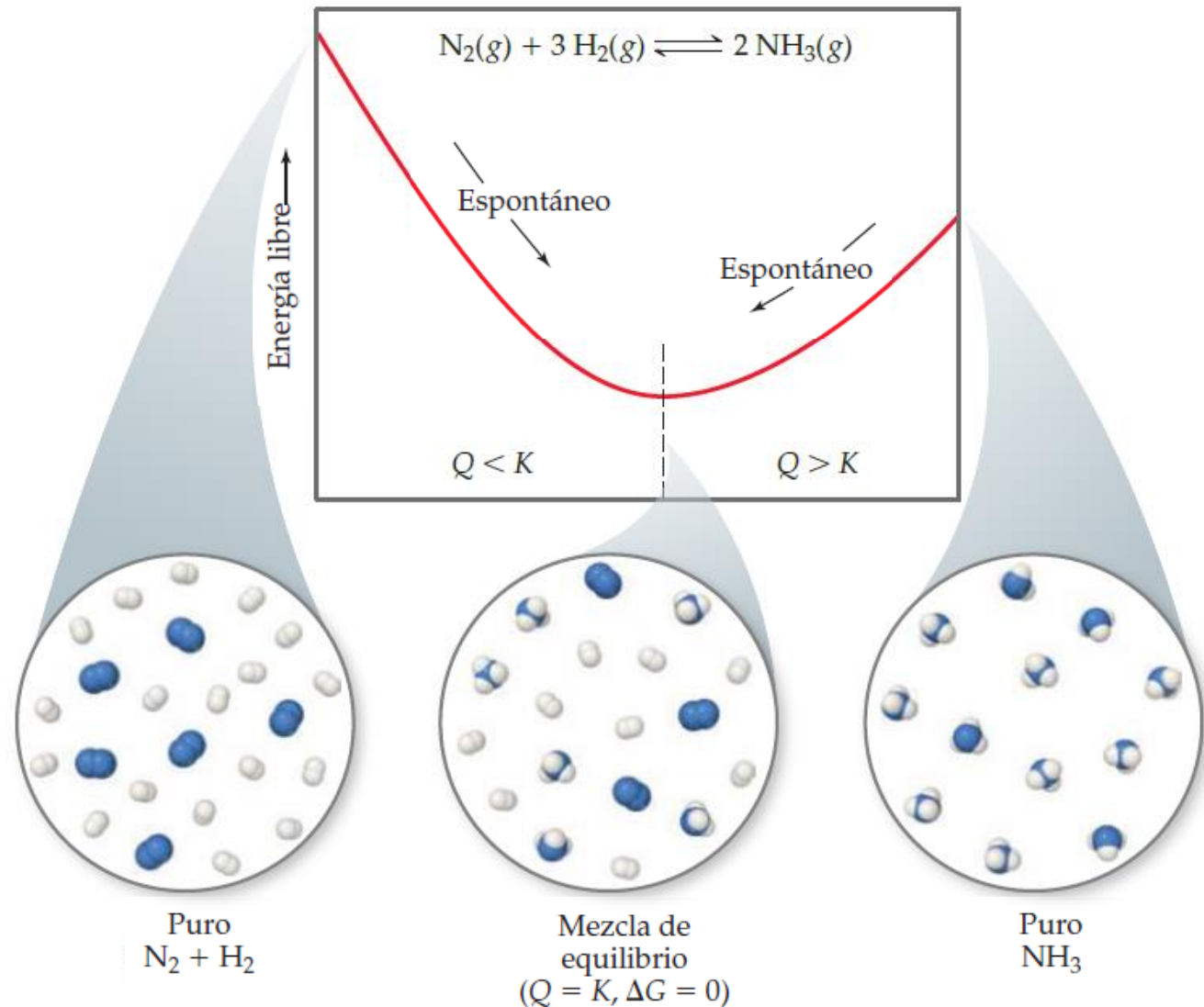
Dado que en el equilibrio $\Delta G = 0$ y $Q = K$:

$$0 = \Delta G^{\circ} + RT \ln K$$

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K$$

$$\ln K = -\frac{\Delta G^{\circ}}{RT}$$

$$K = e^{-\Delta G^{\circ}/RT}$$





Relación entre ΔG_{rxn}^0 y K_c

TABLA 19.3 • Cómo los signos de ΔH y ΔS afectan la espontaneidad de la reacción

ΔH	ΔS	$-T\Delta S$	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$	Características de la reacción	Ejemplo
-	+	-	-	Espontánea a todas las temperaturas	$2 \text{O}_3(g) \longrightarrow 3 \text{O}_2(g)$
+	-	+	+	No espontánea a todas las temperaturas	$3 \text{O}_2(g) \longrightarrow 2 \text{O}_3(g)$
-	-	+	+ o -	Espontánea a bajas T ; no espontánea a altas T	$\text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(s)$
+	+	-	+ o -	Espontánea a altas T ; no espontánea a bajas T	$\text{H}_2\text{O}(s) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(l)$

Cuando la relación $\Delta G^0 = -RT \ln K$ se emplea con

1. Todos los reactivos y productos gaseosos, K representa a K_p
2. Todos los reactivos y productos en solución, K representa a K_c
3. Una mezcla de reactivos en solución y gaseosos, K representa a la constante de equilibrio termodinámica y no se hace la distinción entre K_c y K_p .

ΔG_{rxn}^0	K	Formación de productos
$\Delta G_{rxn}^0 < 0$	$K > 1$	Los productos predominan sobre los reactivos en el equilibrio
$\Delta G_{rxn}^0 = 0$	$K = 1$	En el equilibrio cuando $[C]^c[D]^d \dots = [A]^a[B]^b \dots$ (muy raro)
$\Delta G_{rxn}^0 > 0$	$K < 1$	Los reactivos predominan sobre los productos en el equilibrio



Evaluación de K a distintas T

Si se determina la constante de equilibrio K_{T_1} de una reacción a una temperatura T_1 , y también ΔH° puede estimarse la constante de equilibrio a una segunda temperatura T_2 mediante la **ecuación de van't Hoff**:

$$\ln \left(\frac{K_{T_2}}{K_{T_1}} \right) = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Si se conoce ΔH° de una reacción y K a una temperatura dada (p. ej., a 298 K), se puede emplear la ecuación de van't Hoff para calcular el valor de K a otra temperatura cualquiera.

Compare la forma de esta ecuación con la ecuación de Arrhenius y la ecuación de Clausius-Clapeyron

La ecuación de van't Hoff supone que ΔH° no se modifica con la temperatura. Esto no es, de manera estricta, cierto; sin embargo, la variación es generalmente pequeña. Por lo tanto, esta ecuación da una buena estimación de K_T .