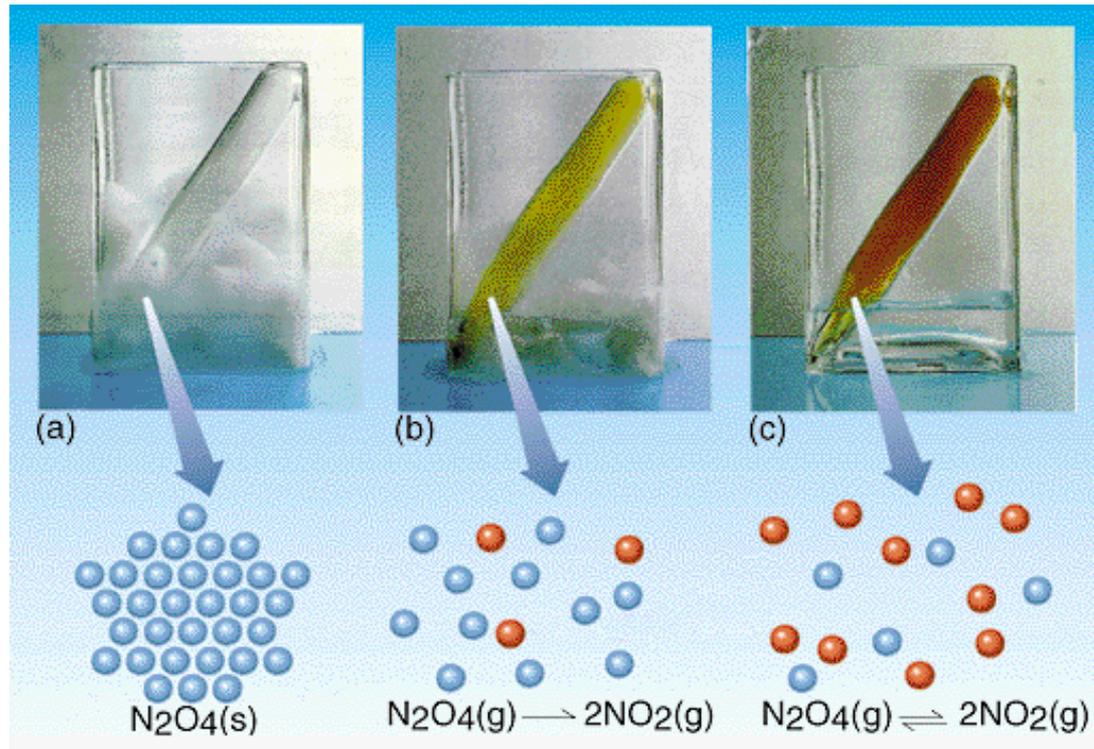
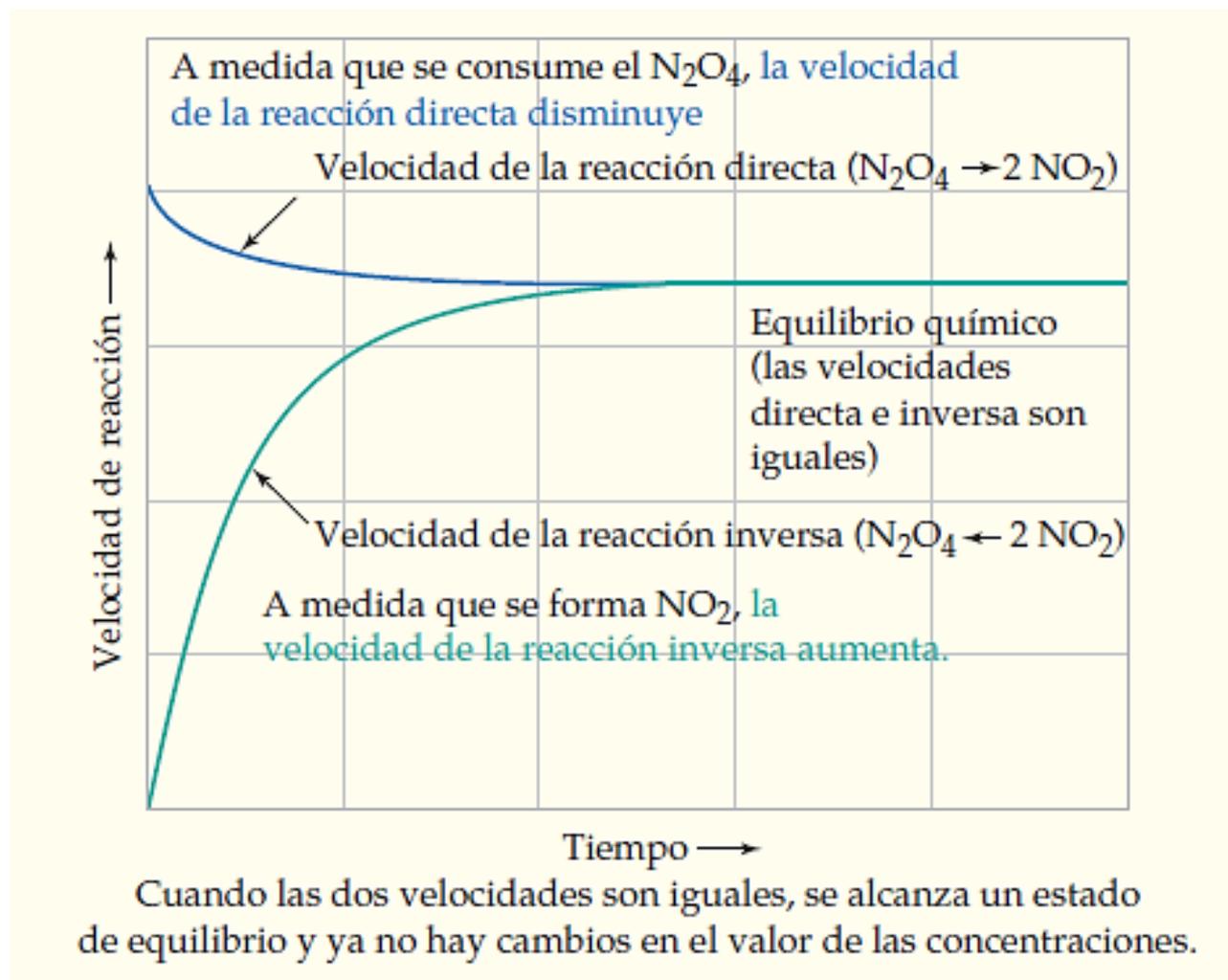


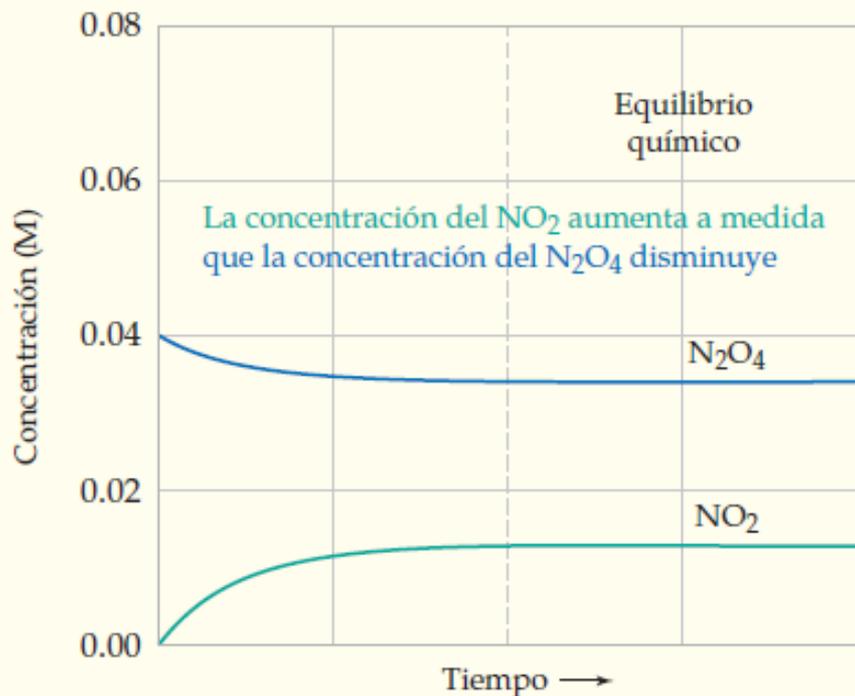
Equilibrio químico



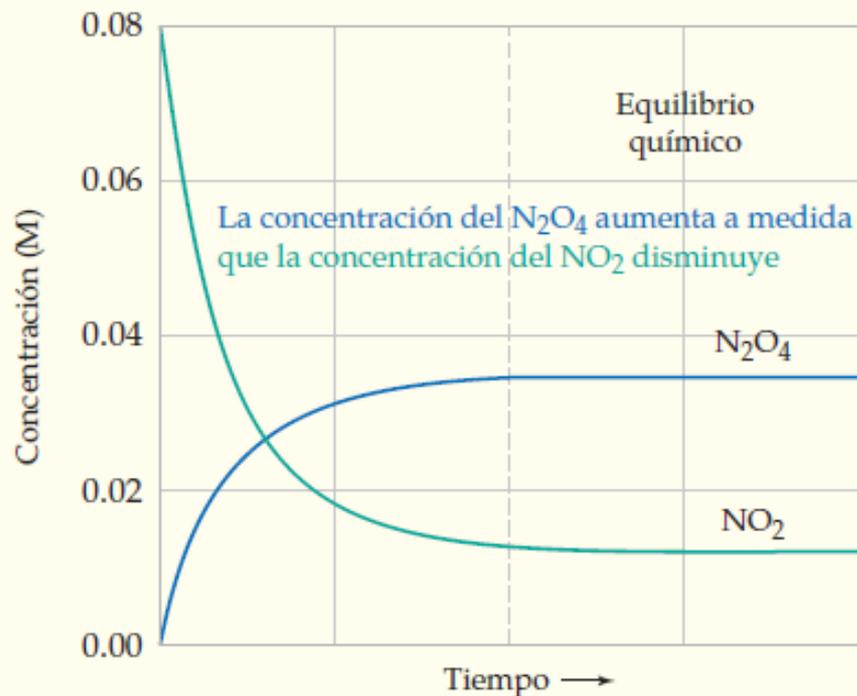
Equilibrio químico con respecto a la velocidad



Equilibrio químico con respecto a la concentración



a) Al principio sólo hay N_2O_4 .

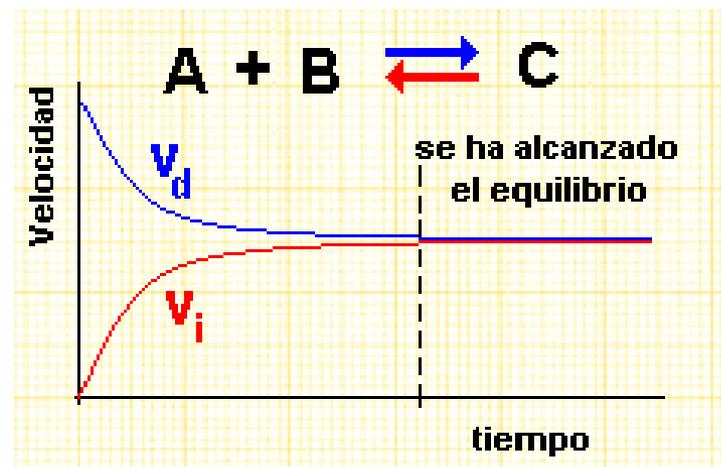
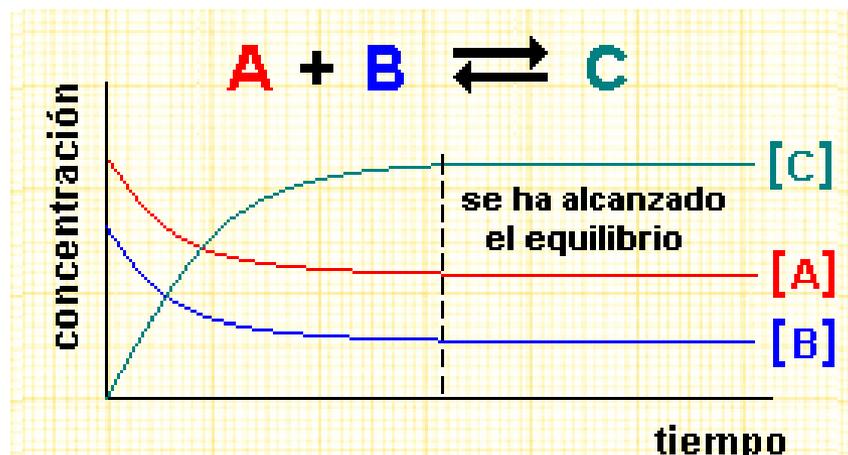


b) Al principio sólo hay NO_2 .

EL EQUILIBRIO QUIMICO SE LOGRA CUANDO LAS CONCENTRACIONES MOLARES DE REACTANTES Y PRODUCTOS PERMANEZCAN CONSTANTES EN EL TIEMPO (NO VARIEN)

Equilibrio químico

En una reacción química, generalmente los reactivos **no se consumen por completo**, sino que se obtiene una mezcla donde **coexisten reactivos y productos**. Cuando dejan de producirse modificaciones en un sistema químico, se dice que se ha alcanzado el **estado de equilibrio**.



Nivel microscópico

Equilibrio dinámico, tanto los reactivos como los productos se forman con la misma velocidad que se descomponen.

Nivel macroscópico

A una temperatura determinada, las **concentraciones** de las distintas sustancias **no varían** con el tiempo.

Constante de Equilibrio (K_c o K_{eq})

Son parámetros matemáticos que permiten predecir si una reacción reversible está desplazada hacia la formación de los reactantes o productos

Si $K_c > 1$ la reacción está desplazada hacia la formación de productos (mientras más grande sea el valor de K_c más desplazada estará).

Si $K_c < 1$ la reacción está desplazada hacia la formación de los reactantes (mientras mas pequeño sea el valor de K_c más desplazada estará)

Si $K_c = 1$ la reacción estará en equilibrio químico (la concentración de reactantes y productos permanece constante en el tiempo).

LAS CONSTANTES DE EQUILIBRIO DEPENDEN DE LA TEMPERATURA

(este concepto se explicará en el principio de le Chatelier)

	Kc	°C
$2\text{O}_{3(g)} \rightleftharpoons 3\text{O}_{2(g)}$	$2,54 \cdot 10^{12}$	2000
$\text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{Cl}_{(g)} + \text{Cl}_{(g)}$	$1,4 \cdot 10^{-38}$	25
$\text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{CO}_{2(g)}$	5,10	800

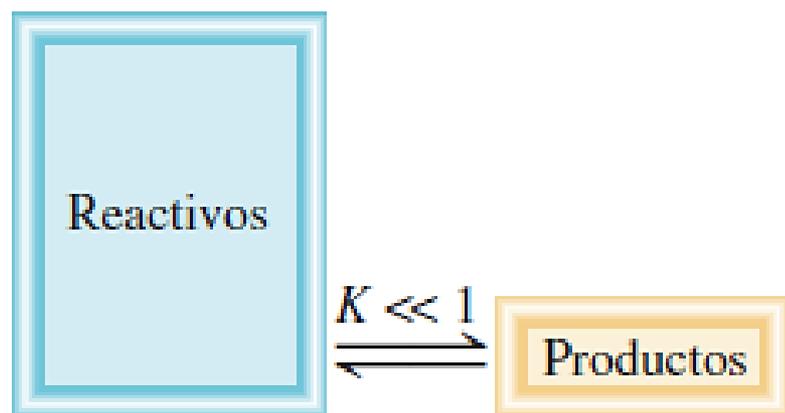
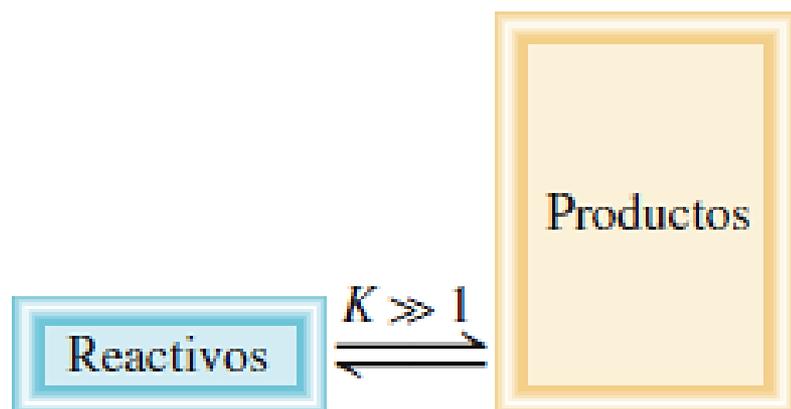


Figura 14.3 a) En el equilibrio hay más productos que reactivos, y se dice que el equilibrio se desplaza hacia la derecha. b) En la situación contraria, cuando hay más reactivos que productos, se dice que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

Constante de equilibrio K_c ¿Cómo se calcula?

Ley de acción de masas

Para cualquier equilibrio químico del tipo:

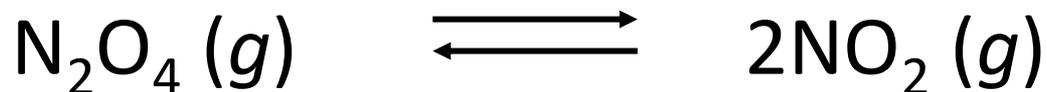


Equilibrium equation: $K_c = \frac{[C]^c [D]^d \leftarrow \text{Products}}{[A]^a [B]^b \leftarrow \text{Reactants}}$

Equilibrium constant

Equilibrium constant expression

Constante de equilibrio en sistemas gaseosos (Kp)

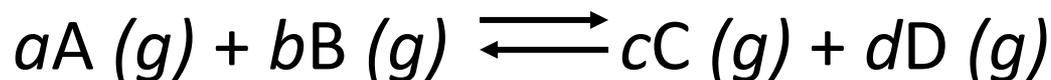


$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

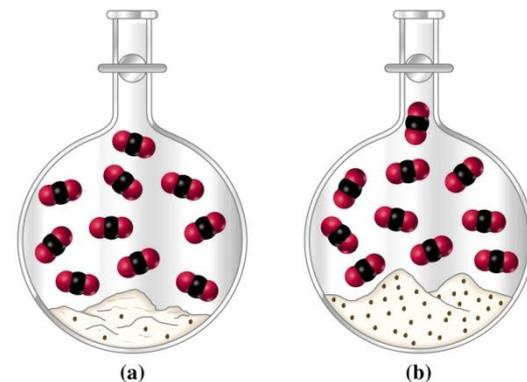
$$K_p = \frac{p^2_{\text{NO}_2}}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

En la mayoría de los casos:

$$K_c \neq K_p$$



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

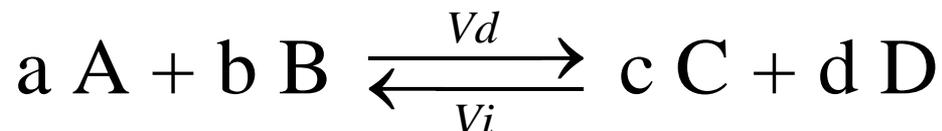


Δn = moles de productos gaseosos – moles de reactantes gaseosos
= $(c + d) - (a + b)$



Ley de acción de masas y constante de equilibrio K_c

Sea un proceso químico representado por la ecuación



Una vez alcanzado el equilibrio, $V_d = V_i$. Esta **relación** se puede expresar de la forma

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



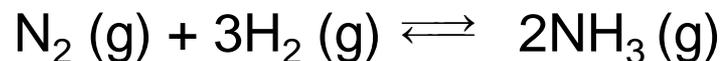
La ecuación anterior es la expresión matemática de **la ley de acción de masas (LAM)**.

Ley de acción de masas y constante de equilibrio K_c

El cociente K_c se denomina **constante de equilibrio**.

- Es un **valor característico** de cada equilibrio y solo cambia con la **temperatura**.
- Es un **valor independiente** de las cantidades **iniciales** de reactivos y productos.
- Las concentraciones que intervienen en la constante de equilibrio se expresan en **mol/L (M)**.

Para la siguiente reacción



La expresión de K_c es

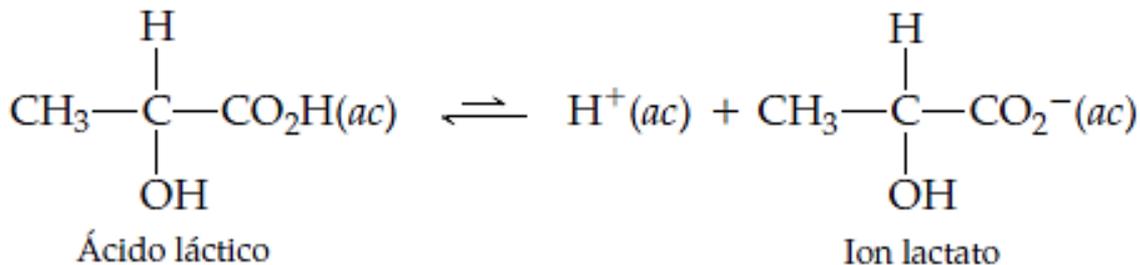
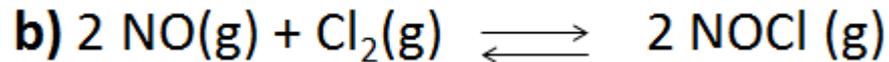
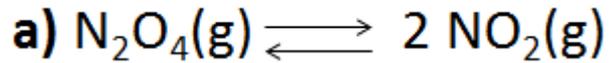
$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$



Solo se incluyen las especies **gaseosas** y/o en **disolución**.

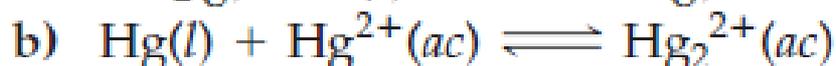
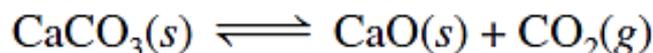
Equilibrios homogéneos.

Se aplica a las reacciones en que todas las especies (reactantes y productos se encuentran en la misma fase.



Equilibrios heterogéneos

Como es de esperar, una *reacción reversible en la que intervienen reactivos y productos en distintas fases conduce a un equilibrio heterogéneo*. Por ejemplo, cuando el carbonato de calcio se calienta en un recipiente cerrado, se establece el siguiente equilibrio:

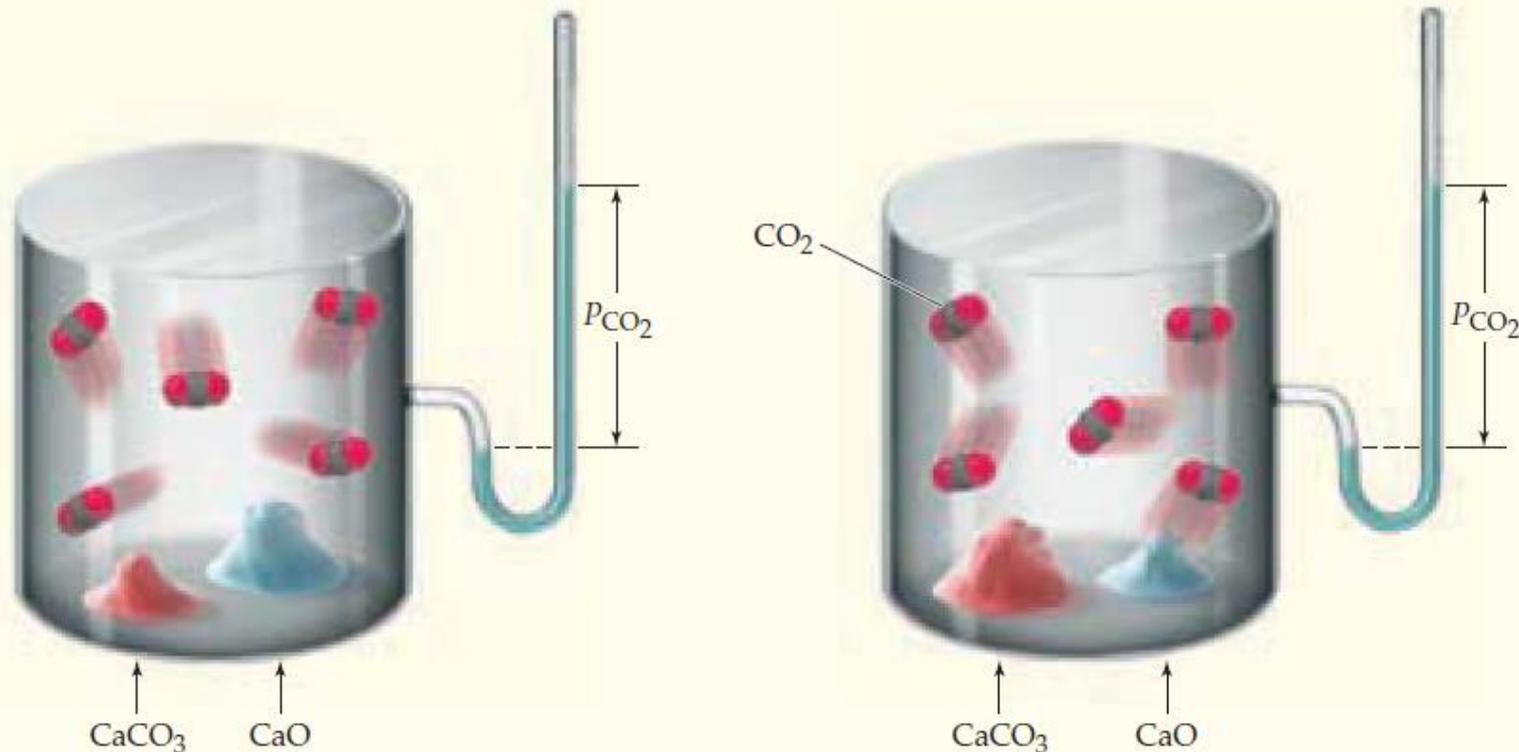


¿Qué componentes se omiten en una expresión de K_c y por qué?

Como regla general, las concentraciones de los sólidos puros y los líquidos puros no se incluyen al escribir una ecuación de equilibrio. Sólo incluiremos las concentraciones de los gases y las concentraciones de los solutos en disolución, porque sólo esas concentraciones se pueden variar.

La concentración de un **sólido** es una propiedad intensiva y **no depende de la cantidad de sustancia presente** , por ejemplo la concentración molar de un sólido es la misma ya sea para un gramo que para una tonelada , **se omite en la expresión de K_c**

Lo mismo ocurre en un **líquido puro** , por ejemplo la concentración del agua líquida es prácticamente constante (55,555 M)



a) Pequeña cantidad de CaCO_3 ;
gran cantidad de CaO

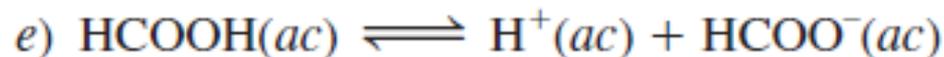
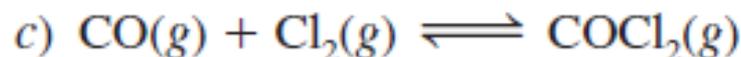
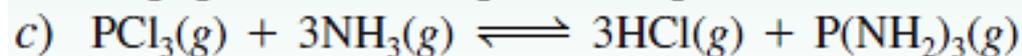
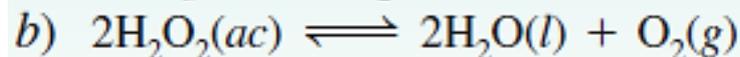
b) Gran cantidad de CaCO_3 ;
pequeña cantidad de CaO

A la misma temperatura, la presión en el equilibrio del CO_2 (medida con un manómetro de tubo cerrado) es igual en a) que en b), independientemente de cuánto CaCO_3 y CaO sólidos estén presentes.

FIGURA 13.3

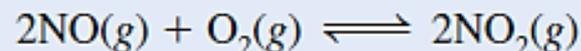
Descomposición térmica del carbonato de calcio: $\text{CaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g)$.

Escriba las expresiones de K_c para las siguientes reacciones químicas



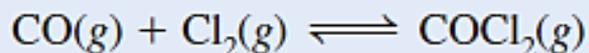
Cálculos de K_c y concentraciones en el equilibrio

Se ha estudiado el siguiente proceso en equilibrio a 230°C :



En un experimento se encontró que las concentraciones de equilibrio de las especies reactivas son $[\text{NO}] = 0.0542 \text{ M}$, $[\text{O}_2] = 0.127 \text{ M}$ y $[\text{NO}_2] = 15.5 \text{ M}$. Calcule la constante de equilibrio (K_c) de la reacción a esta temperatura.

Ejercicio de práctica El cloruro de carbonilo (COCl_2), también llamado fosgeno, se utilizó en la Primera Guerra Mundial como gas venenoso. Las concentraciones de equilibrio a 74°C para la reacción entre monóxido de carbono y cloro molecular que produce cloruro de carbonilo



son $[\text{CO}] = 1.2 \times 10^{-2} \text{ M}$, $[\text{Cl}_2] = 0.054 \text{ M}$ y $[\text{COCl}_2] = 0.14 \text{ M}$. Calcule la constante de equilibrio (K_c).

La síntesis industrial de urea se realiza a través de la siguiente reacción química .

$\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{NH}_3(\text{g}) \leftrightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ Calcular la $[\text{NH}_3]$ en equilibrio si se tienen las siguientes concentraciones : $[\text{CO}_2] = 0,417 \text{ M}$, $[\text{CO}(\text{NH}_2)_2] = 0,542 \text{ M}$, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,072 \text{ M}$ y $K_c = 6,25 \times 10^{-2} \text{ M}^{-2}$

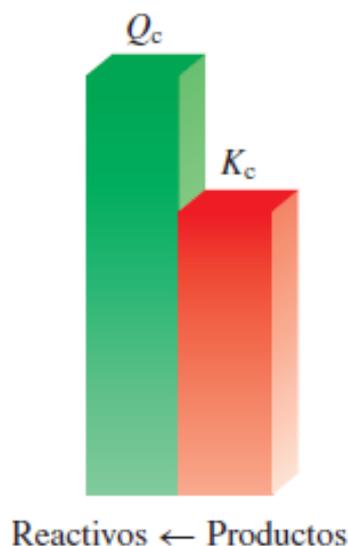
Determine el valor de la $[O_2]$ que debe existir en el equilibrio de la reacción;
 $2SO_3(g) \leftrightarrow 2SO_2(g) + O_2(g)$, si la $[SO_2] = 0,125 \text{ M}$, la $[SO_3] = 2,75 \text{ M}$ y la K_c tiene un valor
De $0,0724 \text{ M}$

¿Qué concentración molar debe tener el NO_2 en el equilibrio; $2\text{NO}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$
si la $[\text{N}_2\text{O}_4] = 5,0 \text{ M}$ y la $K_c = 5 \times 10^6 \text{ M}^{-1}$?

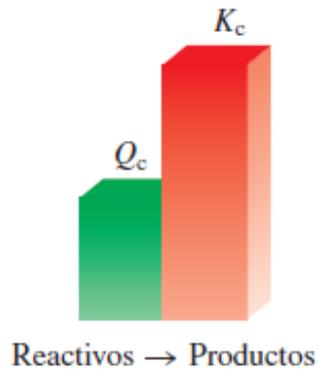
Predicción de la dirección de una reacción

Para las reacciones que no han logrado el equilibrio al realizar la ley de acción de masas se obtiene otro parámetro llamado Q_c (cuociente de reacción) en lugar de K_c y esta nos permite **DETERMINAR LA DIRECCION DE LA REACCION PARA QUE ESTA PUEDA ALCANZAR EL EQUILIBRIO.**

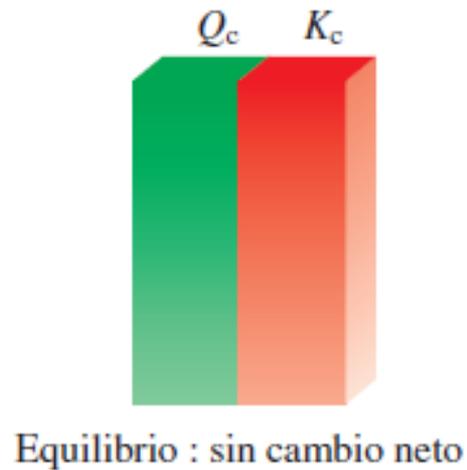
Si $Q_c > K_c$ La reacción se desplazará de producto a reactante (R \leftarrow P) para alcanzar el equilibrio



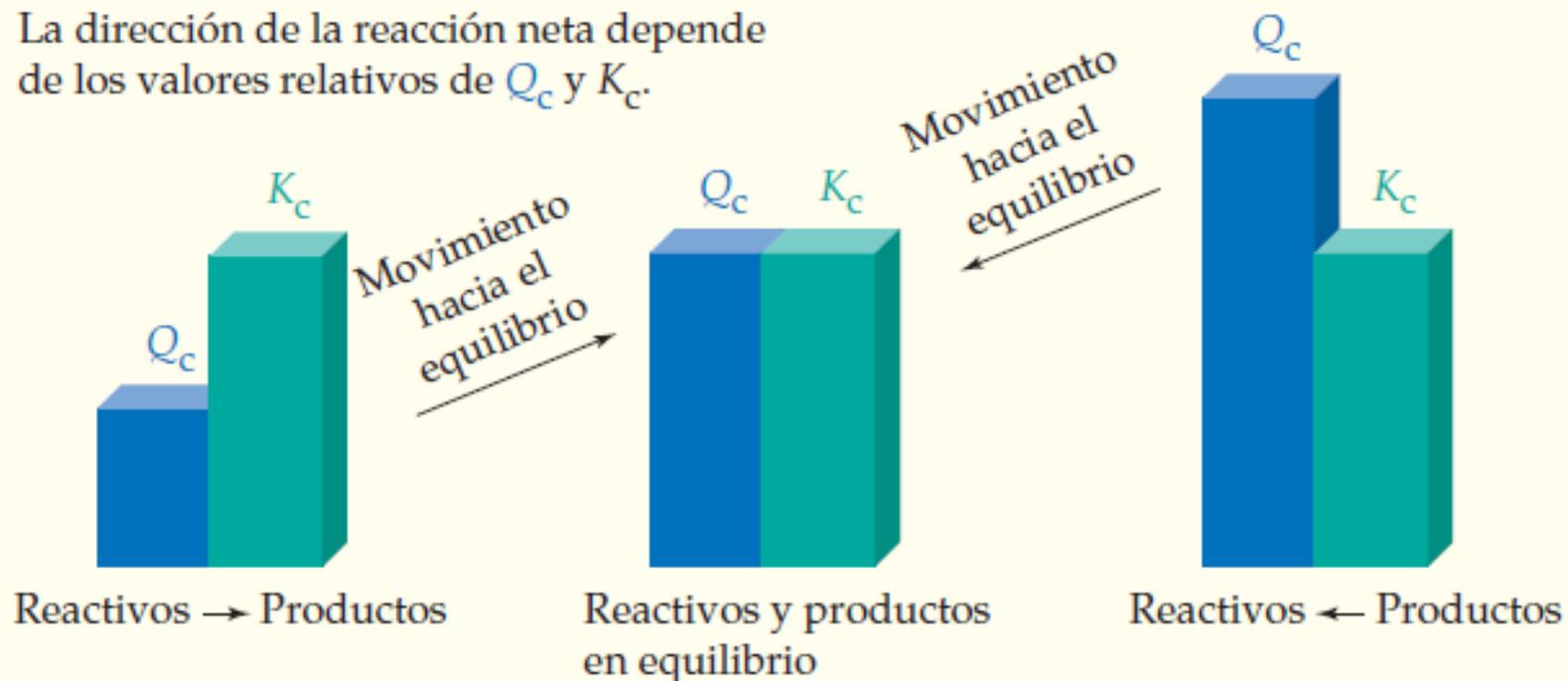
Si $Q_c < K_c$ La reacción se desplazará de R- \rightarrow P para alcanzar el equilibrio



Si $Q_c = K_c$ La reacción está en equilibrio



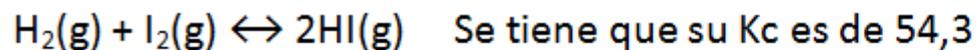
La dirección de la reacción neta depende de los valores relativos de Q_c y K_c .



El movimiento hacia el equilibrio cambia el valor de Q_c hasta quedar igual a K_c , pero el valor de K_c permanece constante.

En un recipiente de 20 L se introduce una mezcla de 1,57 mol de N_2 , 1,92 mol de H_2 y 8,13 mol de NH_3 a $125^\circ C$, a esta temperatura la constante de equilibrio K_c para la reacción $N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3$ es $1,7 \times 10^2$. Determine e interprete el valor de Q_c .

Para la formación de yoduro de hidrógeno a través de la siguiente reacción :



Suponga que en un experimento se colocan 0,243 mol de H_2 , 0,146 mol de I_2 y 1,98 mol de HI en un recipiente de 1 litro ... Determine e interprete el valor de Q_c

En un recipiente de 20.0 L se introduce una mezcla de 1.57 moles de N_2 , 1.92 moles de H_2 y 8.13 moles de NH_3 , a 500 K. A esa temperatura, la constante de equilibrio K_c para la reacción $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ es 1.7×10^2 . ¿Está en equilibrio esa mezcla? Si no lo está, ¿cuál es la dirección de la reacción?

► **PROBLEMA** La constante de equilibrio K_c para la reacción $2 \text{NO}(g) + \text{O}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(g)$ es 6.9×10^5 a 500 K. Se llenó un recipiente de reacción de 5.0 L, a 500 K, con 0.60 moles de NO, 1.0 mol de O_2 y 0.80 moles de NO_2 .

- ¿Está en equilibrio esa mezcla de reacción? Si no lo está, ¿en qué dirección se efectuará la reacción?
- ¿Cuál es la dirección de la reacción si las cantidades iniciales son 5.0×10^{-3} moles de NO, 0.20 moles de O_2 y 4.0 moles de NO_2 ?

Cálculos de K_c a partir de concentración en estado inicial.

Si conocemos la constante de equilibrio para una reacción dada, podemos calcular las concentraciones de la mezcla en equilibrio a partir de las **concentraciones iniciales**. De hecho, es frecuente que solo se proporcionen las concentraciones iniciales de los reactivos. Para resolver este tipo de ejercicios se debe contemplar una **TABLA DE EQUILIBRIO QUIMICO**, que contemple:

El estado inicial (en el cuál están presente solamente los reactivos)

El avance de la reacción (los reactivos se consumen y los productos se forman, se representan como ***-X para reactivos y +X para productos*** y depende del coeficiente estequiométrico)

El estado de equilibrio (que contempla el estado inicial y el avance de la reacción)

Una mezcla de 0.500 moles de H_2 y 0.500 moles de I_2 se coloca en un recipiente de acero inoxidable de 1.00 L a 430°C . La constante de equilibrio K_c para la reacción $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ es de 54.3 a esta temperatura. Calcule las concentraciones de H_2 , I_2 y HI en el equilibrio.

Solución Aplicamos el procedimiento anterior para calcular las concentraciones de equilibrio.

Paso 1: La estequiometría de la reacción es: 1 mol de H_2 reacciona con 1 mol de I_2 para producir 2 moles de HI. Sea x la disminución en la concentración (en mol/L) de H_2 y de I_2 en el equilibrio. De esto, la concentración de HI en el equilibrio debe ser $2x$. Los cambios en las concentraciones se resumen como sigue:

	H_2	+	I_2	\rightleftharpoons	$2HI$
Inicial (M):	0.500		0.500		0.000
Cambio (M):	$-x$		$-x$		$+2x$
Equilibrio (M):	$(0.500 - x)$		$(0.500 - x)$		$2x$

Paso 2: La constante de equilibrio está dada por

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

Al sustituir los valores, tenemos

$$54.3 = \frac{(2x)^2}{(0.500 - x)(0.500 - x)}$$

Tomando la raíz cuadrada de ambos lados de la ecuación se obtiene

$$7.37 = \frac{2x}{0.500 - x}$$

$$x = 0.393 \text{ M}$$

(continúa)

Paso 3: Las concentraciones al equilibrio son

$$[\text{H}_2] = (0.500 - 0.393) \text{ M} = 0.107 \text{ M}$$

$$[\text{I}_2] = (0.500 - 0.393) \text{ M} = 0.107 \text{ M}$$

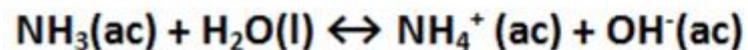
$$[\text{HI}] = 2 \times 0.393 \text{ M} = 0.786 \text{ M}$$

Verificación Puede verificar las respuestas calculando K_c con estas concentraciones de equilibrio. Recuerde que K_c es una constante para una reacción en particular a una determinada temperatura.

Ejercicio de práctica Considere la reacción del ejemplo 14.9. Empezando con una concentración de 0.040 M para HI, calcule las concentraciones de HI, H_2 y I_2 en el equilibrio.

Para la siguiente reacción química : $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$ la K_c es 4,2 Inicialmente se inyectan 0,8 mol de hidrógeno y 0,8 mol de CO_2 gaseosos en un matraz de 5 litros. Determine las concentraciones de cada una de las especies en equilibrio

Se disuelve amoníaco en 5 litros de agua a 25°C para preparar una disolución de NH₃ de concentración inicial 0,0124 M , después que la disolución alcanza el equilibrio la mezcla tiene una concentración de [OH⁻] = 4,64x10⁻⁴ M . Calcule la constante de equilibrio K_c



El fosgeno (COCl_2), gas tóxico usado en la síntesis de una gran variedad de compuestos orgánicos, se descompone de acuerdo a: $\text{COCl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$

Una muestra de COCl_2 de concentración inicial 0,500 M, se calienta a 527°C en un recipiente de reacción. En el equilibrio, la concentración de CO es 0,046 M.

Determine El valor de la constante de equilibrio (K_c) para la reacción a 527°C

En un estudio de descomposición de un haluro de hidrógeno (HI), se llena un matraz de 2 litros con 0,2 mol de HI mediante la siguiente reacción :

$2\text{HI}(\text{g}) \leftrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$ En el equilibrio $[\text{HI}]$ es de 0,078 M, DETERMINE EL VALOR DE K_c

El trióxido de azufre se descompone en un recipiente cerrado mediante la siguiente reacción química $2\text{SO}_3(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$, este recipiente se carga inicialmente con una $[\text{SO}_3]$ de 0,5 M, luego que la reacción alcanza el equilibrio $[\text{SO}_3]$ en el equilibrio es de 0,2 M

Determinar la K_c de la reacción y predecir su desplazamiento

La oxidación atmosférica del óxido nitroso se realiza mediante la siguiente reacción:

$2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ Con concentraciones iniciales de 1M de O_2 y 1M de NO se llega a una concentración en equilibrio de 0,506 M de O_2 . Determine la K_c

Factores que afectan el equilibrio químico

Las variables que se pueden controlar en forma experimental son la concentración, la presión, el volumen y la temperatura. En esta sección estudiaremos cómo influye cada una de estas variables en el sistema de reacción en equilibrio; asimismo, analizaremos el efecto de un catalizador sobre el equilibrio.

Principio de Le Châtelier

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*,³ 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*. El término “perturbación” significa aquí un cambio de concentración, presión, volumen o temperatura que altera el estado de equilibrio de un sistema. El principio de Le Châtelier se utiliza para valorar los efectos de tales cambios.



Henry Louis Le Châtelier (1859-1936). Fue un connotado químico francés. Es conocido por su Principio de equilibrios químicos, también llamado Principio de Le Châtelier, formulado en 1884.

“Si mediante una acción externa se perturba el estado de equilibrio de un sistema, este se desplaza en el sentido que tiende a reducir el cambio”.

Efecto de la concentración

Al aumentar la concentración de los reactivos (manteniendo constantes otras variables del sistema químico en equilibrio), el sistema reaccionará oponiéndose a ese aumento. El equilibrio se desplazará a la derecha favoreciendo la formación de productos y contrarrestando el efecto, hasta que de nuevo se establece el equilibrio.

EJEMPLO RESUELTO 13.12

APLICACIÓN DEL PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER CUANDO HAY CAMBIOS EN LA CONCENTRACIÓN

En un alto horno reaccionan el óxido de hierro(III) con monóxido de carbono; la mena de hierro se reduce y forma hierro metálico de acuerdo con la siguiente reacción:



Aplice el principio de Le Châtelier para determinar la dirección de la reacción neta, cuando se perturba una mezcla en equilibrio:

- Agregando Fe_2O_3
- Eliminando CO_2
- Eliminando CO

► **PROBLEMA 13.16** Considere la siguiente reacción en equilibrio:



Aplice el principio de Le Châtelier para determinar cómo se modifica la concentración de H_2 cuando se perturba el equilibrio:

- a) Agregando CO
- b) Agregando CO_2
- c) Eliminando H_2O
- d) Eliminando CO_2

Considere el siguiente equilibrio: $\text{Ag}^+(ac) + \text{Cl}^-(ac) \rightleftharpoons \text{AgCl}(s)$. Aplique el principio de Le Châtelier para indicar cómo cambiará la cantidad de cloruro de plata sólido cuando el equilibrio se perturbe:

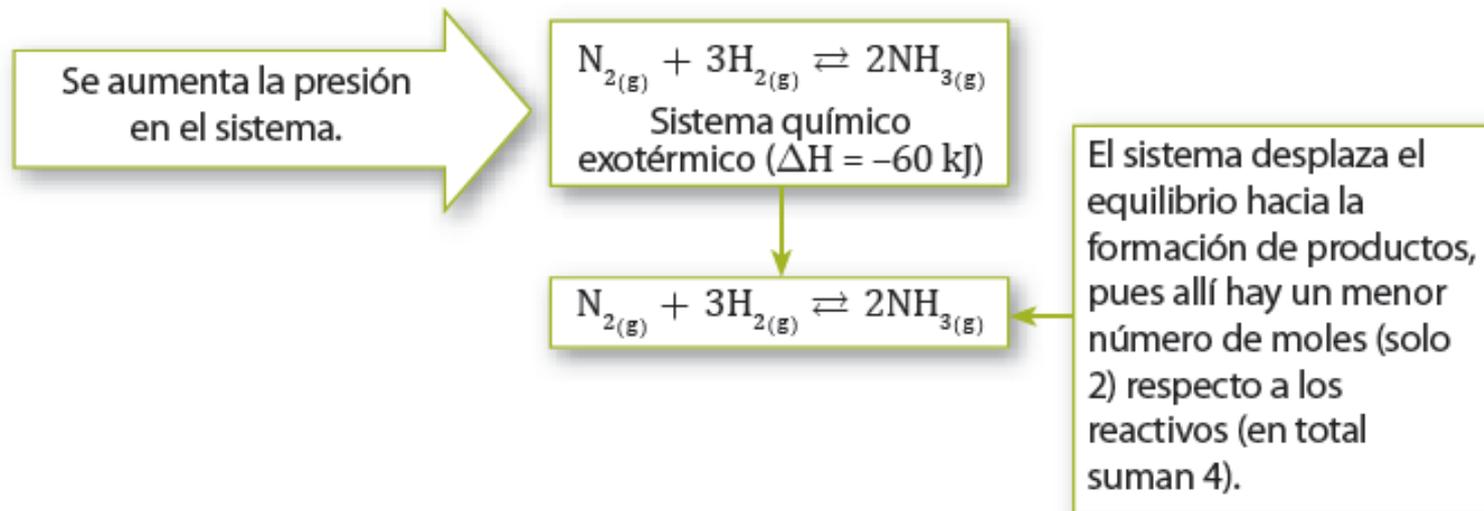
- a) al agregar NaCl
- b) al agregar AgNO_3
- c) al agregar NH_3 , que reacciona con Ag^+ para formar el ion complejo $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$
- d) al eliminar Cl^-

Indique si la concentración de NO_2 aumentará, disminuirá o quedará igual cuando el equilibrio $\text{NO}_2\text{Cl}(g) + \text{NO}(g) \rightleftharpoons \text{NOCl}(g) + \text{NO}_2(g)$ se perturbe:

- a) al agregar NOCl
- b) al agregar NO
- c) al eliminar NO
- d) al agregar NO_2Cl .

Efecto de la presión

En un sistema químico en el que participan sustancias en estado gaseoso, se altera el equilibrio cuando se produce una variación en la presión que lo afecta. Así, un aumento de la presión favorecerá la reacción que implique la disminución de volumen; en cambio, si la presión desciende, se favorecerá la reacción en la que los productos ocupen un volumen mayor que los reactantes. En el siguiente esquema se explica este proceso en la reacción de nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2) gaseosos para formar amoníaco (NH_3), también gaseoso:



Por lo tanto, es importante considerar, que existen tres formas de alterar la presión del sistema gaseoso:

- a. Al agregar o quitar un componente del sistema.
- b. Añadir un gas inerte al sistema. Este hecho solo aumenta la presión global del sistema pero no altera el equilibrio.
- c. Cambiar el volumen del contenedor.

APLICACIÓN DEL PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER POR CAMBIOS DE PRESIÓN Y VOLUMEN

Cuando los siguientes equilibrios se someten a una disminución de la presión, por incremento del volumen de la mezcla, los moles de los productos de reacción ¿aumentan, disminuyen o permanecen igual?

- a) $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
- b) $\text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CaCO}_3(\text{s})$
- c) $3 \text{Fe}(\text{s}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + 4 \text{H}_2(\text{g})$

Cuando cada uno de los siguientes equilibrios se perturba aumentando la presión a consecuencia de disminuir el volumen, los moles de los productos de la reacción ¿aumentan, disminuyen o permanecen constantes?



Para cada uno de los siguientes equilibrios, aplique el principio de Le Châtelier para predecir la dirección de la reacción cuando aumenta el volumen:

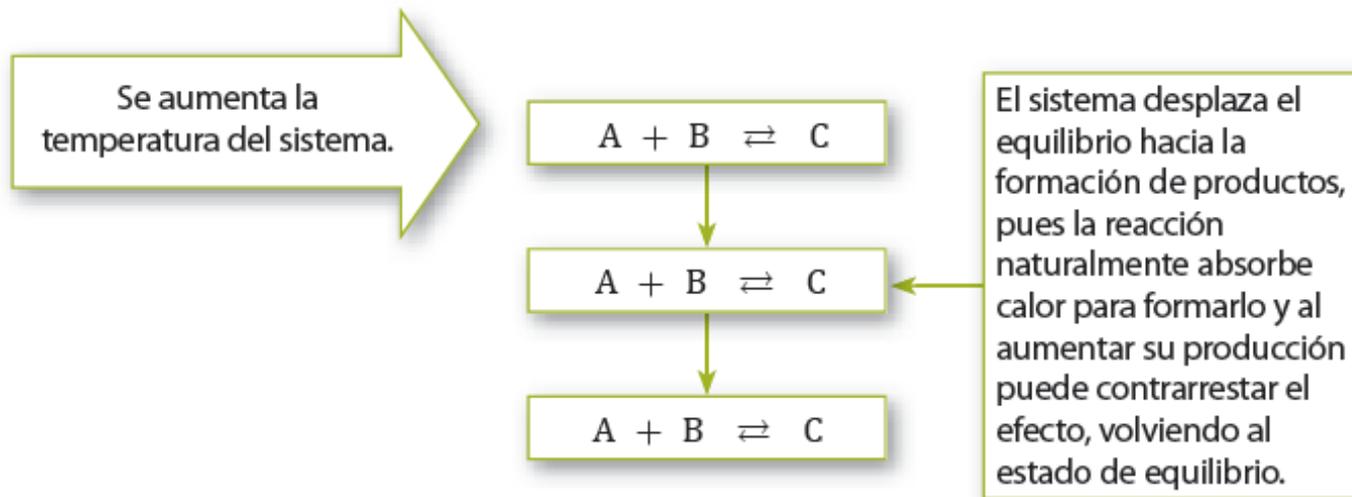


Efecto de la temperatura

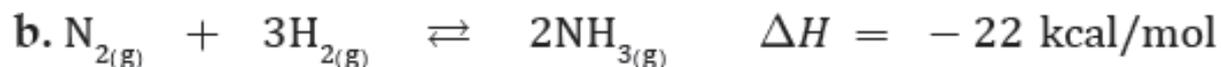
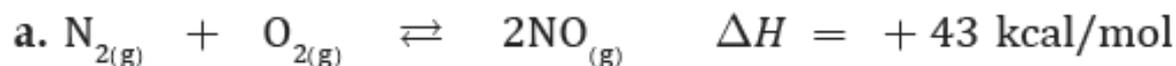
Al aumentar la temperatura de un sistema químico que se encuentra en equilibrio, este se opondrá al cambio, desplazándose en el sentido que absorba calor, es decir, favoreciendo la reacción endotérmica, y viceversa, si disminuye la temperatura, se favorecerá la reacción exotérmica.

Por lo tanto, el calor se puede considerar como producto de una reacción exotérmica y como reactante para una reacción endotérmica. Por ello, al adicionar calor en una reacción exotérmica esta se desplaza hacia la izquierda para consumir el calor añadido. Así mismo, cuando se calienta una reacción endotérmica, el equilibrio se desplaza hacia la derecha, para consumir el calor añadido y formar mayor cantidad de productos.

En el siguiente esquema se explica este proceso.



Considerando lo anteriormente expuesto, predice para cada una de las siguientes reacciones:



- *¿Qué sucede si aumenta la temperatura del sistema?*
- *¿Cómo es el valor de Q respecto al de la k_{eq} en cada caso?*
- *¿Cómo se restablecerá el equilibrio?*

2. Principio de Le Châtelier

Variación en la temperatura

Una variación de la temperatura **modificará** siempre el valor de la constante de equilibrio de un sistema. El equilibrio se desplazará en el sentido que compense dicha variación.



¿Hacia dónde se desplazará el equilibrio al aumentar la temperatura?



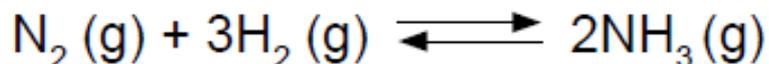
Al ser una reacción endotérmica, podemos situar la **temperatura (T)** en el lado de los reactantes, por lo que un aumento de esta, desplazará el equilibrio hacia los productos.



Los **catalizadores no modifican** la constante de equilibrio; favorecen que se alcance el equilibrio con mayor o menor rapidez, pero no afectan a las concentraciones de las sustancias presentes.



Considerando la siguiente ecuación química :



el equilibrio se puede desplazar hacia la derecha si

- I) se aumenta la presión.
- II) se añade un catalizador positivo.
- III) se retira amoníaco (NH_3).

Es (son) correcta(s)

- A) solo I.
- B) solo II.
- C) solo III.
- D) solo I y III.
- E) I, II y III.

D



Considerando la reacción



la expresión correcta para la constante de equilibrio es

A) $K_{\text{eq}} = \frac{[W][Z]^{\frac{1}{2}}}{[X]^2[Y]^2}$

D) $K_{\text{eq}} = \frac{[W][Z]^{\frac{1}{2}}}{[X]^2[Y]}$

B) $K_{\text{eq}} = \frac{[W][Z]}{[X]^2[Y]}$

E) $K_{\text{eq}} = \frac{[Z]^{\frac{1}{2}}}{[X]^2[Y]}$

C) $K_{\text{eq}} = \frac{[Z]^{\frac{1}{2}}}{[X]^2[Y]^2}$

ALTERNATIVA
CORRECTA

E

Acción de los catalizadores e inhibidores

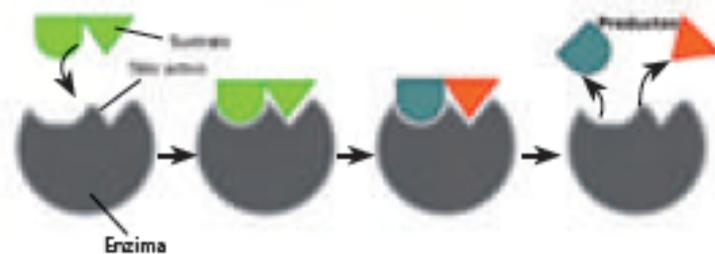
Observa atentamente las siguientes imágenes:

Imagen A



Convertidor catalítico

Imagen B



- *¿Qué sabes respecto a ambas imágenes? ¿Qué crees que tienen en común?*
- *¿Has escuchado antes estas palabras: catalizador e inhibidor? ¿Qué entiendes por ellas?*

Las imágenes que acabas de observar y analizar, tienen en común un comportamiento como catalizadores. En el primer caso, respecto a la reacción de los gases producidos por la combustión de la bencina o el diesel y en el segundo, la acción de las enzimas presentes en nuestro cuerpo (por ejemplo saliva, jugos gástricos) y que aceleran un proceso de reacción.

Los **catalizadores** son sustancias que modifican (aumenta) la rapidez de una reacción química sin sufrir un cambio químico permanente en el proceso, es decir, sin ser parte de los productos obtenidos.

Existen **catalizadores positivos y negativos**. Los catalizadores positivos aumentan la velocidad de la reacción sin ser consumidos en ella y disminuyendo la energía de activación. Los catalizadores negativos o **inhibidores**, aumentan la energía de activación, disminuyendo la velocidad de la reacción.

Ambos catalizadores, no sufren cambio químico permanente en el proceso. El efecto de ambos en una reacción química se presenta en el siguiente perfil de reacción ¿Cuál crees que es la importancia de cada uno?

NI LOS CATALIZADORES NI LOS INHIBIDORES ACTUAN AUMENTANDO O DISMINUYENDO LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO (NO GENERARÁN NI MAS PRODUCTOS NI MAS REACTANTES) SOLO AUMENTARAN O DISMINUIRAN LA VELOCIDAD CON LA CUAL SE PRODUCE UNA REACCION QUIMICA , AUMENTANDO O DISMINUYENDO LA ENERGÍA DE ACTIVACION , QUE ES LA ENERGÍA MINIMA PARA QUE SE PUEDA INICIAR UNA REACCIÓN QUÍMICA

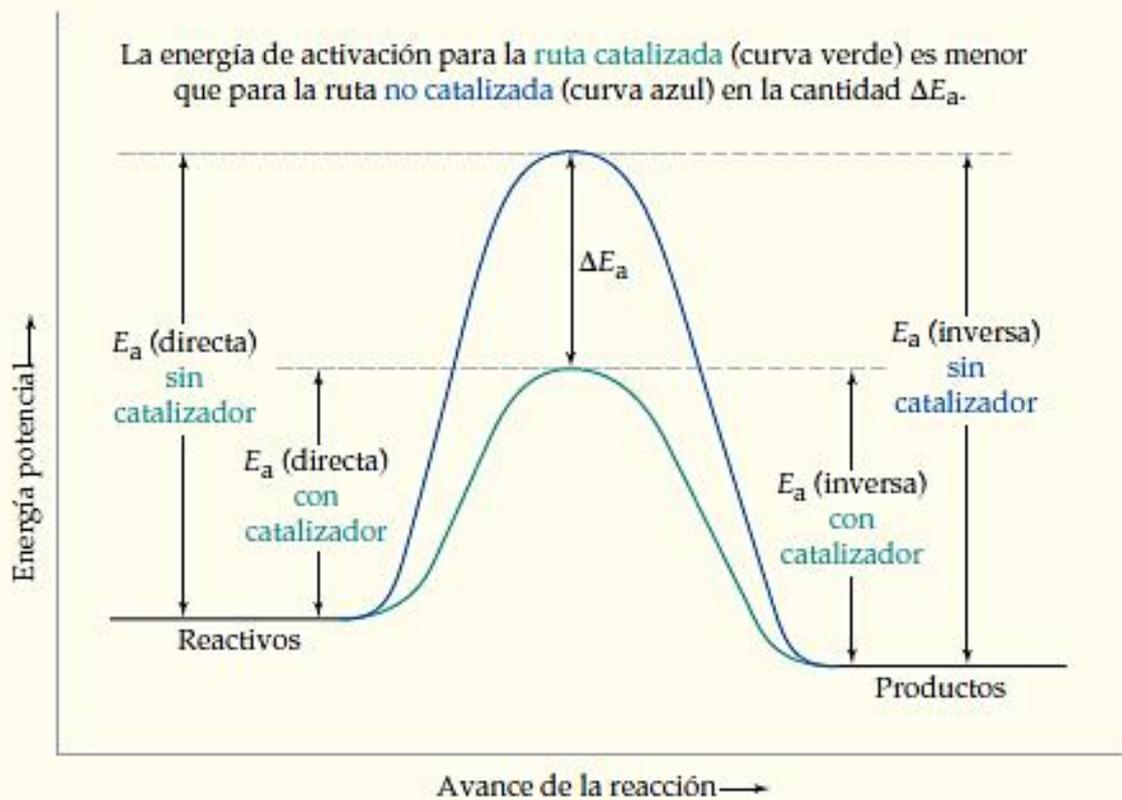


FIGURA 13.14

Perfiles de energía potencial para una reacción cuya energía de activación disminuye ante la presencia de un catalizador.

Como las reacciones directa e inversa pasan por el mismo estado de transición, el catalizador disminuye la barrera de la energía de activación en la misma cantidad para las reacciones directa e inversa. Por consiguiente, el catalizador acelera las reacciones directa e inversa en el mismo factor, pero la composición de la mezcla en equilibrio no se modifica.