

Química General II

UNIDAD 4: Equilibrio Químico

Prof. Myleidi Vera Otero

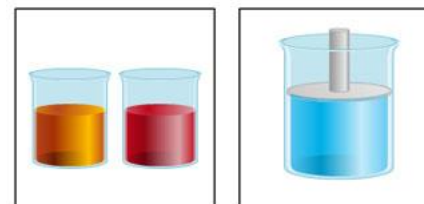
mylevera@udec.cl

Contenidos de la clase

Unidad 4: Equilibrio Químico

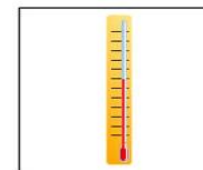
Equilibrio Químico

- Factores que afectan el equilibrio químico.
- Principio de *Le Chatelier*.
- Cambios de volumen, de presión, y de concentraciones.
- Cambio de temperatura
- Efecto de un catalizador



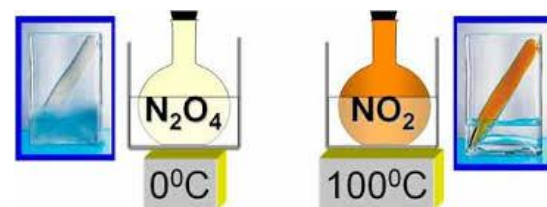
Change in
Concentration

Change in
Pressure



Change in
Temperature

Factores que afectan el equilibrio



Factores que afectan el equilibrio químico

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.



Henry Le Châtelier
(1850-1936)

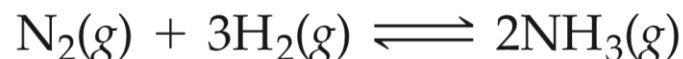
Las perturbaciones pueden ser:

- *Cambios en la concentración de reactivos o productos*
- *Cambios en el volumen y presión del sistema*
- *Cambios en la temperatura del sistema*
- *Efecto de un catalizador*

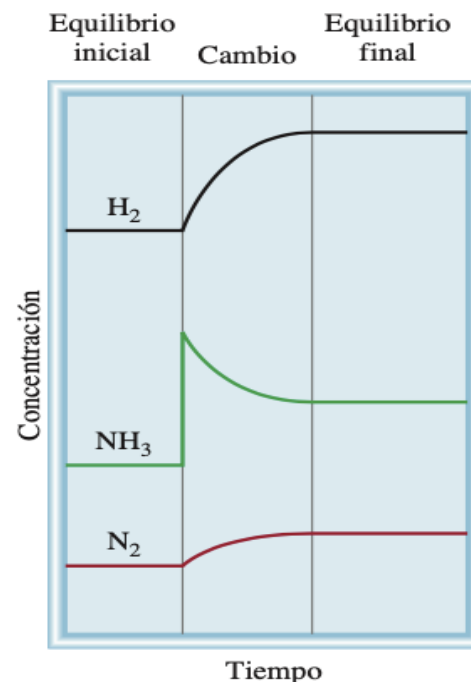
Cambios en la concentración

*Si un sistema químico está en equilibrio y se aumenta la concentración de una sustancia en la mezcla (ya sea un reactivo o un producto), **el sistema reacciona para consumir parte de esa sustancia**. A la inversa, si se disminuye la concentración de una sustancia, **el sistema reacciona para producir parte de esa sustancia**.*

Para el siguiente sistema en equilibrio:



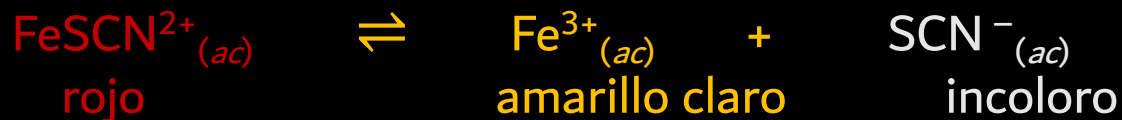
- Adición N_2 → (Productos)
- Eliminación de NH_3 → (Productos)
- Adición de NH_3 ← (Reactivos)



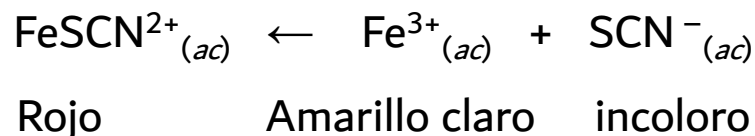
La posición de equilibrio cambia con la finalidad de compensar o disminuir la cantidad de sustancia que se está introduciendo o retirando del sistema en equilibrio

Cambios en la concentración

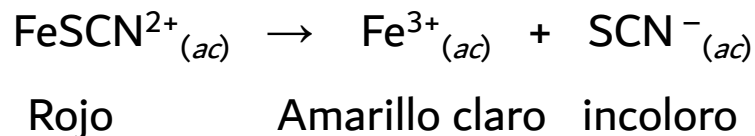
Considere el siguiente sistema en equilibrio:



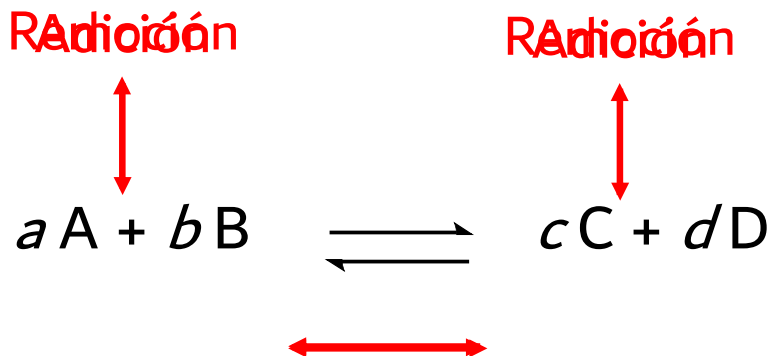
a) ¿Qué sucede cuando agregamos tiocianato de sodio (NaSCN) a esta disolución?



b) Si se consume SCN^{-} en la reacción:



Cambios en la concentración



Cambio

Aumento concentración de producto(s)
Disminución concentración de producto(s)
Aumento concentración de reactante(s)
Disminución concentración de reactante(s)

Desplazamiento del Equilibrio

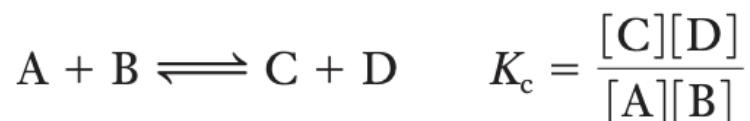
Izquierda
Derecha
Derecha
Izquierda

Cambios en la concentración

Cociente de reacción (Q)

La adición o eliminación de reactivos o *productos provoca el cambio del valor de Q_p* , pero *no modifica* el valor de K_p . Entonces, el equilibrio se restablece reaccionando en la dirección que contraresta este efecto, hasta que Q_p alcance nuevamente el valor inalterado de K_p .

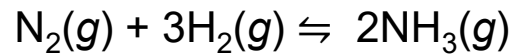
Considere el sistema *en equilibrio* siguiente.



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

Ejemplo

La siguiente reacción en equilibrio se lleva a cabo en un recipiente cerrado a 500 °C, prediga el efecto de los cambios siguientes sobre la cantidad de NH_3 presente en el equilibrio: a) introducción al sistema de más H_2 ; b) eliminación de parte del NH_3 del sistema.



a) Adición de H_2 :

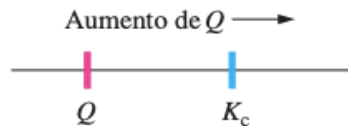
Al inicio, la reacción se encuentra en equilibrio ($Q_c = K_c$). Al añadir más H_2 , *aumenta* $[\text{H}_2]$, lo que hace que *disminuya* el valor de Q_c .

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

$Q_c < K_c$

Para restablecer el equilibrio, la reacción procede hacia la derecha (productos)

Aumenta

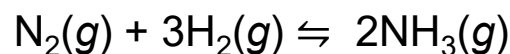


a) Q es menor que K_c , de modo que la reacción procede hacia la derecha, con formación de más productos

Se forma más NH_3

Ejemplo

La siguiente reacción en equilibrio se lleva a cabo en un recipiente cerrado a 500 °C, prediga el efecto de los cambios siguientes sobre la cantidad de NH_3 presente en el equilibrio: a) introducción al sistema de más H_2 ; b) eliminación de parte del NH_3 del sistema.



b) Eliminación de NH_3 :

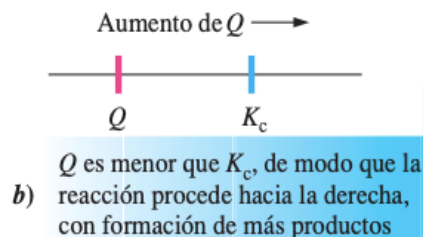
Al inicio, la reacción se encuentra en equilibrio ($Q_c = K_c$). Al eliminar parte del NH_3 , *disminuye* $[\text{NH}_3]$, lo que hace que *disminuya* el valor de Q_c .

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

Disminuye

$Q_c < K_c$

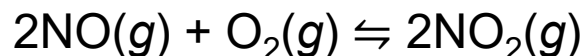
Para restablecer el equilibrio, la reacción procede hacia la derecha (productos).



Se forma más NH_3

Ejercicio

A 430°C, la constante de equilibrio (K_p) para la reacción:



es de 1.5×10^5 . En un experimento, las presiones iniciales de NO, O₂ y NO₂ son de 2.1×10^{-3} atm, 1.1×10^{-2} atm y 0.14 atm, respectivamente. Calcule Q_p y prediga en qué dirección se desplazará la reacción neta para alcanzar el equilibrio.

Cambios en el volumen y la presión del sistema

Los cambios de presión normalmente **no influyen** en las fases condensadas (**sólidas o líquidas**). **A los gases sí les afectan.**

¿Qué pasa si un sistema esta en **equilibrio** y se reduce su volumen?



Aumenta su presión total, el sistema responderá desplazando su posición de equilibrio a fin de reducir la presión.



Un sistema puede reducir su presión disminuyendo el número total de moléculas de gas (menos moléculas de gas ejercen una presión menor).

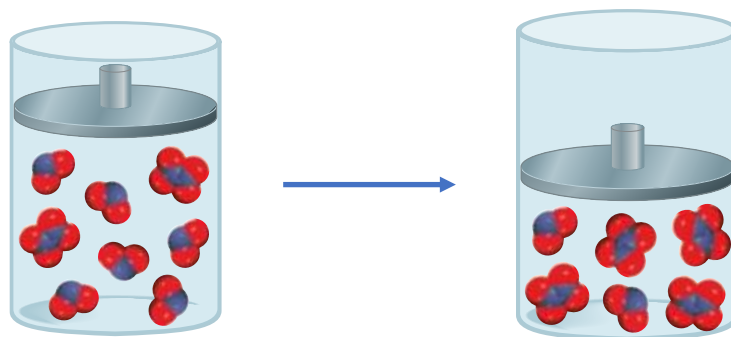
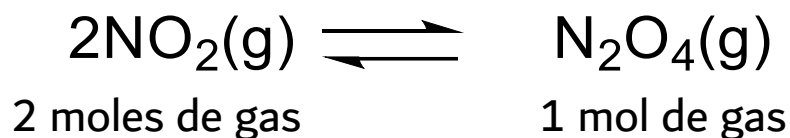


Por tanto, a temperatura constante, reducir el volumen de una mezcla gaseosa en equilibrio provoca que el sistema se desplace en la dirección que reduce el número de moles de gas.

Factores que afectan el equilibrio químico

Cambios en el volumen y la presión del sistema

Reducir el volumen (aumento de presión) de una mezcla gaseosa en equilibrio provoca que el sistema se desplace en *la dirección que mantenga el menor número de moles de gas*.



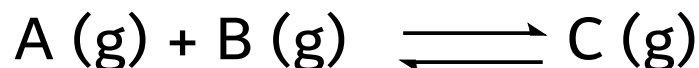
Cambios en el volumen y la presión

En general, en reacciones en las que intervienen reactivos y productos gaseosos, el *principio de LeChatelier* permite predecir los resultados siguientes.

1. 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_p* , 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_p 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 alcance de nuevo el valor de K_c .
2. 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 no cambia por un cambio de volumen (o presión).

Cambios en el volumen y la presión

En conclusión:



Cambio

Desplazamiento del Equilibrio

Aumento presión



Hacia lado con menos moles de gas

Disminución presión



Hacia lado con más moles de gas

Aumento volumen



Hacia lado con más moles de gas

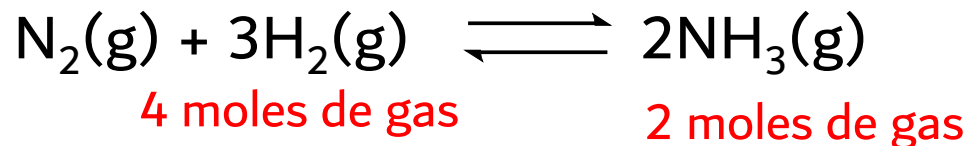
Disminución volumen



Hacia lado con menos moles de gas

Ejercicio

Considere las siguientes reacciones en equilibrio en un recipiente cerrado a 500 °C, prediga el efecto del aumento de presión al disminuir el volumen.

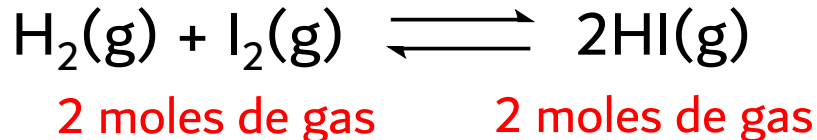


Se forma más NH_3

R. El aumento de presión favorece la reacción en la que se produce la menor cantidad de moles de gas (en este caso, la directa).

Ejercicio

Dada la siguiente reacción en equilibrio, prediga el efecto del aumento de presión al disminuir el volumen.

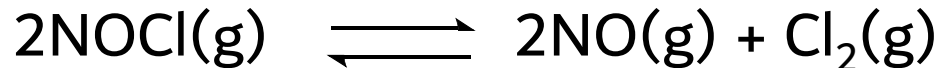


No hay efecto sobre la posición de equilibrio

R. Dado que el número de moles de productos es igual al número de moles de reactivos, el cambio de presión no tiene efecto sobre el equilibrio.

Ejercicio

Para la reacción de equilibrio donde participan cloruro de nitrosilo, óxido nítrico y cloro molecular



Prediga en qué dirección se desplazará la reacción neta como consecuencia de una disminución en la presión (incremento de volumen) del sistema a temperatura constante.

R. Hacia productos

Cambios en la temperatura del sistema

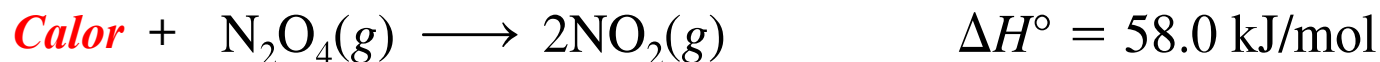
Para evaluar el efecto de la temperatura en los sistemas en equilibrio se considera al *calor* como un agente químico. En una *reacción endotérmica* (que absorbe calor) se considera que el calor es un *reactivo*, y en una *reacción exotérmica* (que libera calor) se considera que es un *producto*:

Conviene tratar el calor como una sustancia mas del sistema.

Endotérmica: Reactivos + *calor* \rightleftharpoons productos $\Delta H > 0 (+)$

Exotérmica: Reactivos \rightleftharpoons productos + *calor* $\Delta H < 0 (—)$

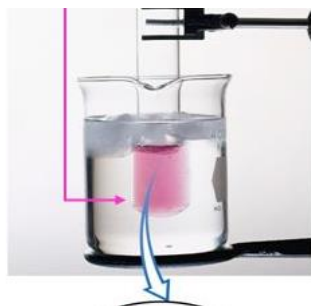
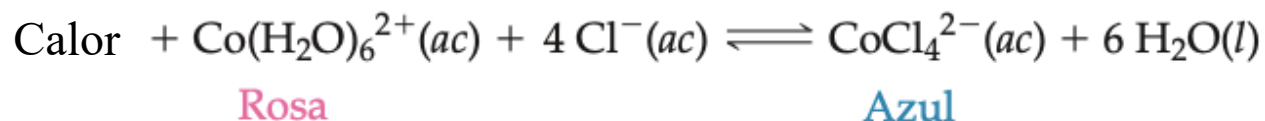
Por ejemplo:



Cuando aumenta la temperatura de un sistema en equilibrio, el sistema reacciona como si se agregara un reactivo a una reacción endotérmica o un producto a una reacción exotérmica. El equilibrio se desplaza en la dirección en que consume al reactivo en exceso (o producto), es decir, el calor.

Cambios en la temperatura del sistema

$\Delta H > 0$, reacción endotérmica



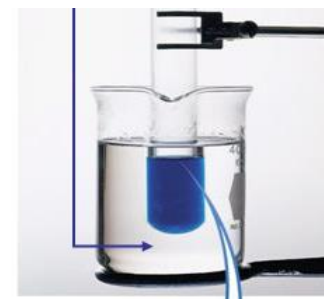
“Eliminar calor”: la reacción se desplaza hacia la izquierda para disminuir la concentración de CoCl_4^{2-} azul y aumentar la concentración de $\text{Co(H}_2\text{O)}_6^{2+}$ rosa.

Enfriar



En equilibrio, están presentes cantidades significativas de $\text{Co(H}_2\text{O)}_6^{2+}$ rosa y CoCl_4^{2-} azul; la disolución es color violeta

Calentar



“Agregar calor”: la reacción se desplaza hacia la derecha para incrementar la concentración de CoCl_4^{2-} azul y disminuir la concentración de $\text{Co(H}_2\text{O)}_6^{2+}$ rosa.

Cambios en la temperatura del sistema

El valor de toda constante de equilibrio cambia con los cambios de temperatura

En una reacción **exotérmica**



$$K_c = \frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactivos}]}$$


Temperatura



Kc disminuye

La reacción procede más hacia la izquierda a mayor temperatura

En una reacción **endotérmica**



$$K_c = \frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactivos}]}$$


Temperatura



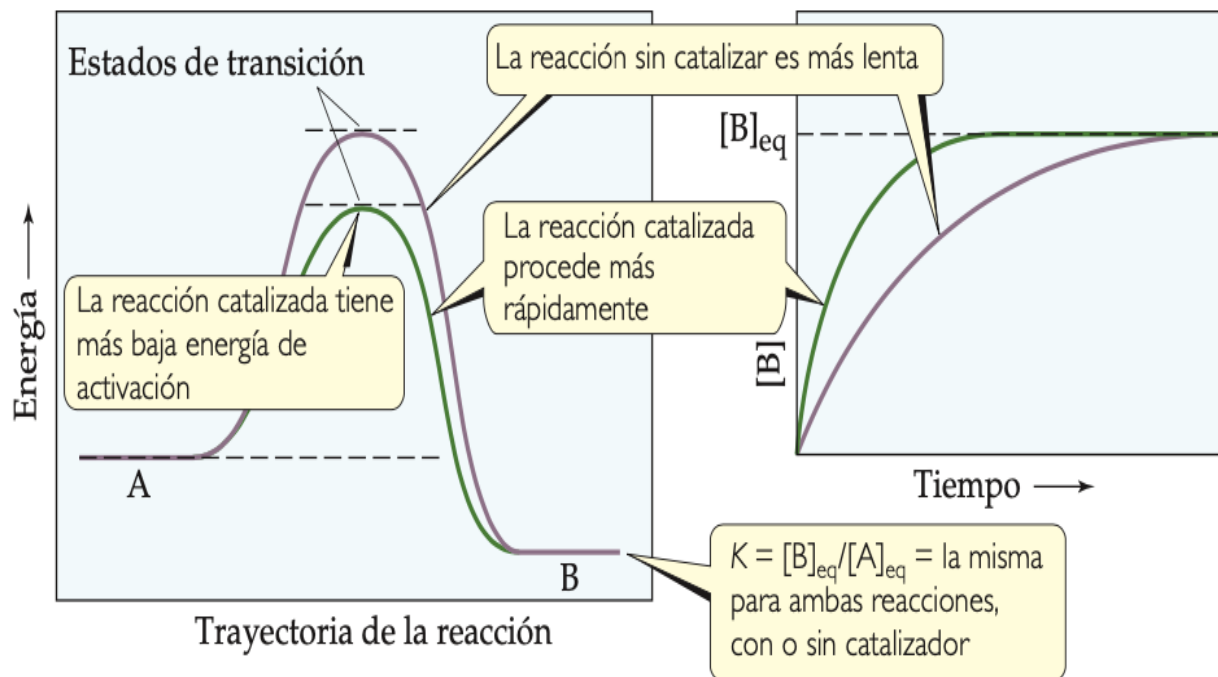
Kc Aumenta

La reacción procede más hacia la derecha a mayor temperatura

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 .

Efecto de un catalizador

La adición de un catalizador a un sistema aumenta la velocidad de la reacción directa e inversa en la misma magnitud, pero no modifica la constante de equilibrio, y tampoco la posición del sistema en equilibrio.



Si un catalizador se añade a una mezcla de reacción que no está en equilibrio, sólo provocará que la mezcla alcance más rápido el equilibrio.

Efecto de un catalizador

- La presencia de un catalizador no modifica la constante de equilibrio, y tampoco desplaza la posición del equilibrio.
- Si un catalizador se añade a una reacción que no está en equilibrio, provocará que la mezcla alcance más rápido el equilibrio.
- El catalizador no se consume ni se transforma

Ejercicio

Considere el equilibrio entre el oxígeno molecular y el ozono:



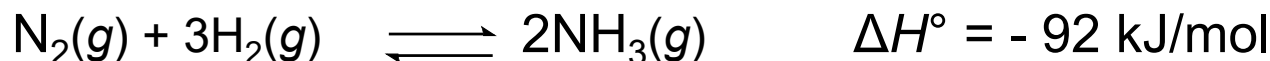
Qué efecto tendría:

- a) aumentar la presión del sistema mediante la disminución del volumen.
- b) agregar O_2 al sistema, a volumen constante.
- c) disminuir la temperatura y
- d) añadir un catalizador

El equilibrio se desplazará *a)* hacia los productos, *b)* hacia los productos y *c)* hacia los reactivos *d)* Un catalizador no tiene efecto sobre el equilibrio.

Ejercicio

Dada la reacción siguiente en equilibrio en un sistema cerrado a 500 °C, prediga el efecto de los cambios siguientes sobre la cantidad de NH_3 presente en el equilibrio:

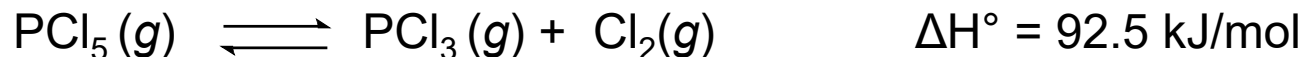


- a) aumento de la temperatura.
- b) disminución de la temperatura.
- c) adición de un poco de catalizador de platino.
- d) ¿Cómo cambiaría el valor de K_c en cada caso?

El equilibrio se desplazará *a)* hacia los reactivos (parte del NH_3 se consume), *b)* hacia los productos (se forma más NH_3), *c)* No tiene efecto sobre la cantidad de NH_3 .

Ejercicio

Considere el siguiente proceso de equilibrio:



Prediga la dirección en la que se desplazará el equilibrio cuando:

- a) la temperatura se eleva
- b) se agrega más cloro gaseoso a la mezcla de reacción
- c) se retira algo de PCl_3 de la mezcla
- d) la presión del gas se incrementa

R. a) Hacia productos; b) Hacia reactivos; c) Hacia productos; d) Hacia reactivos

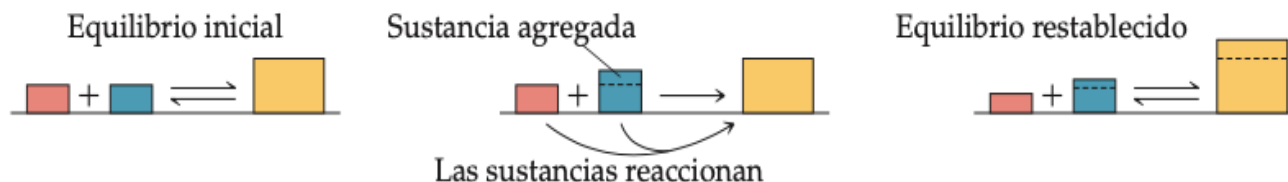
En resumen...

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.

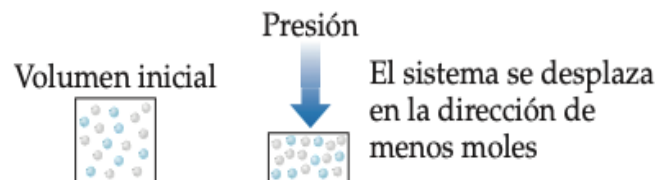
Concentración: Agregar o eliminar un reactivo o producto

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.



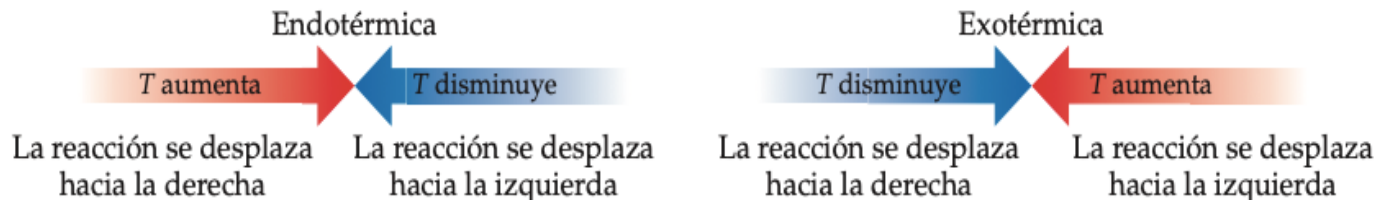
Presión: La presión cambia por un cambio en el volumen

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.



FIN DE LA CLASE 😊

Prof. Myleidi Vera
mylevera@udec.cl