

Equilibrio químico



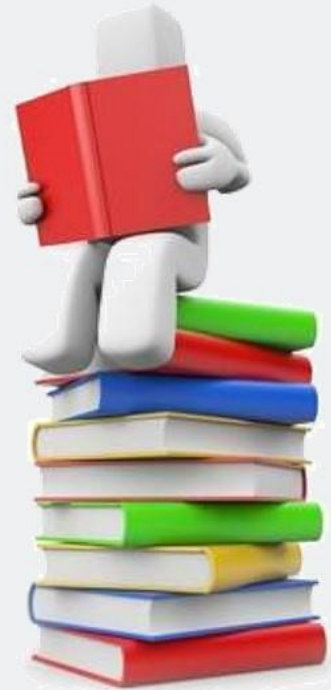
Resultados de aprendizaje

- Escribir constantes de equilibrio y explicar su significado.
- Calcular concentraciones de reacciones en el equilibrio.
- Aplicar el Principio de Le Chatelier.
- Aplicar los factores que afectan el equilibrio químico.



Contenido de la sesión

- Condiciones para que exista un equilibrio.
- Constante de equilibrio y su significado.
- Cálculo de las concentraciones de equilibrio.
- Principio de Le Chatelier.
- Factores que afectan el equilibrio químico.



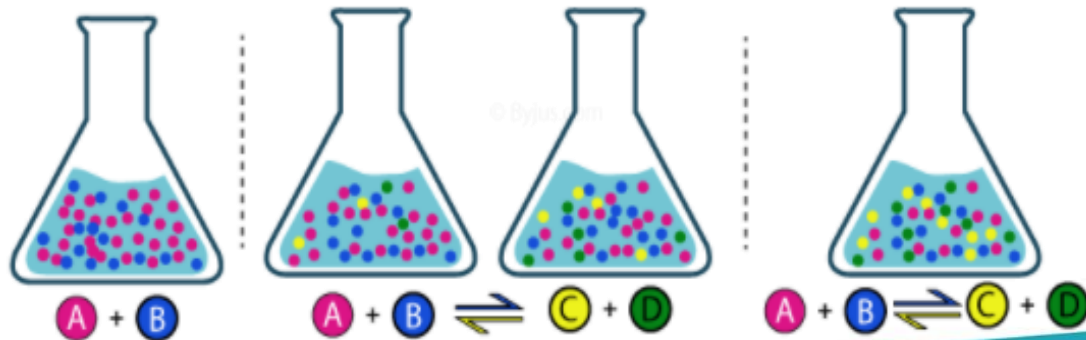


Definiciones básicas



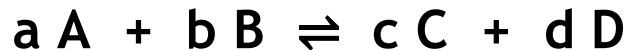
Equilibrio Químico

Pocas reacciones químicas se dan en una sola dirección. La mayoría son **reversibles**, es decir, **al inicio** de un proceso se lleva a cabo la formación de productos **pero luego** estas moléculas producidas reaccionan entre sí formando moléculas de reactivo.



Equilibrio químico

- El equilibrio químico es un proceso reversible y dinámico, que se alcanza cuando las velocidades de las reacciones en un sentido y en otro se igualan. En este momento, las concentraciones de los reactivos y productos permanecen constantes.
- Las reacciones reversibles (\rightleftharpoons) indica que tanto la reacción directa como la reacción inversa ocurren de manera simultánea:

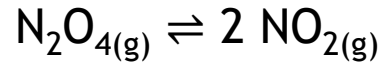




Ejemplo de equilibrio químico y físico

- **Equilibrio Químico:**

Reacción reversible entre moléculas N_2O_4 y NO_2 :



- **Equilibrio Físico:**

Agua líquida en equilibrio con su vapor en un sistema cerrado a temperatura ambiente.



Constante de equilibrio (K_{eq})

La **Ley de acción de masas** establece que para una reacción reversible en equilibrio y a temperatura constante, una relación determinada de concentraciones de reactivos y productos tiene un valor constante **K_{eq}** .

La expresión matemática de la Ley de acción de masas es:

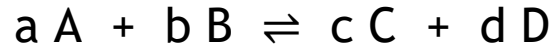
$$K_{eq} = \frac{[\textit{productos}]^{\textit{coeficiente}}}{[\textit{reactantes}]^{\textit{coeficiente}}}$$

donde:

K_{eq} es la constante de equilibrio. No tiene unidades.

Constante de equilibrio (K_c)

Para compuestos en solución o gaseosos (reactantes o productos), la constante de equilibrio se puede expresar en función a las concentraciones molares (K_c). Cuando están presentes líquidos o sólidos puros su concentración molar se considera igual a 1.

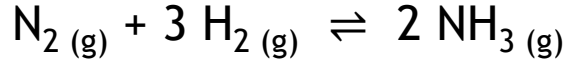


$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

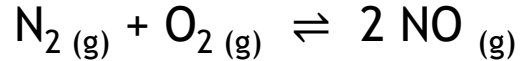
donde:

K_c es la constante de equilibrio en función a las concentraciones molares. No tiene unidades pero la concentración se expresa en mol/L (molaridad).

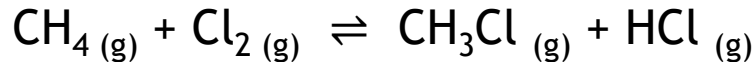
Ejemplos de algunas constantes de equilibrio (K_c).



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2]^1 [\text{H}_2]^3} = 3,6 \times 10^8$$



$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2]^1 [\text{O}_2]^1} = 4,5 \times 10^{-31}$$



$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{Cl}]^1 [\text{HCl}]^1}{[\text{CH}_4]^1 [\text{Cl}_2]^1} = 1,2 \times 10^{18}$$



Constante de equilibrio (K_C)

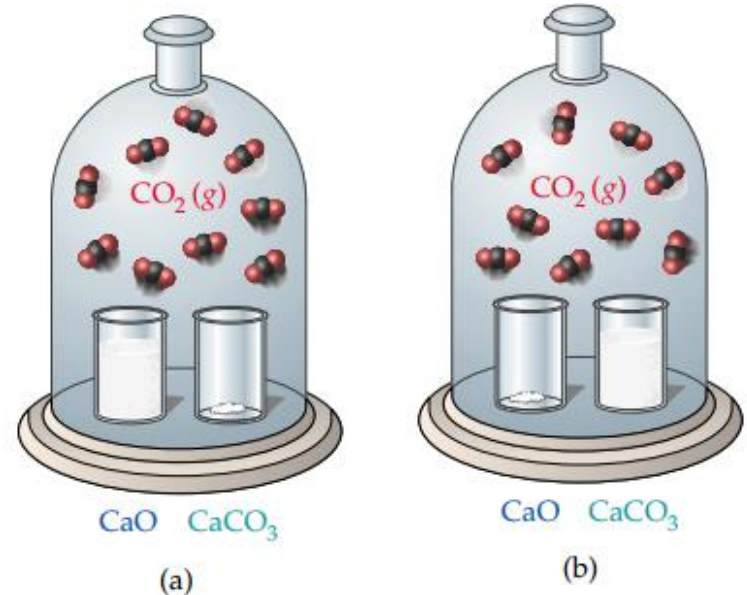
En el siguiente caso: $\text{CaCO}_3 (s) \rightleftharpoons \text{CaO} (s) + \text{CO}_2 (g)$

$$K_C = [\text{CO}_2]$$

¿ Por qué no sería

$$K_C = [\text{CO}_2] [\text{CaO}] / [\text{CaCO}_3]?$$

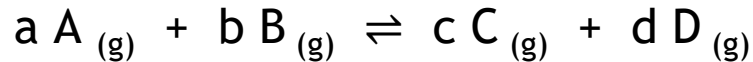
Porque los sólidos puros, los líquidos puros y los disolventes no se incluyen en la expresión de la constante de equilibrio.



Constante de equilibrio (K_p)

Para compuestos gaseosos (reactantes o productos), la constante de equilibrio se puede expresar **en función a las presiones parciales de los gases (K_p)**.

Cuando hay presentes varios gases la suma de las presiones parciales (P) de cada gas presente en el equilibrio es igual a la presión total.



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

donde:

K_p es la constante de equilibrio en función de las presiones parciales.

No tiene unidades pero la Presión parcial se expresa en atmósferas.

En el siguiente caso: $\text{CaCO}_3 (s) \rightleftharpoons \text{CaO} (s) + \text{CO}_2 (g)$

$$K_p = P_{\text{CO}_2}$$

¿ Por qué no seria $K_p = P_{\text{CO}_2} P_{\text{CaO}} / P_{\text{CaCO}_3}$?

Porque solo se ejercen presión los gases.

Para el siguiente caso: $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$ **escriba la expresión de K_p**

En el equilibrio se tendrá $NH_3(g)$, $N_2(g)$ e $H_2(g)$.

$$K_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2}^1 P_{H_2}^3}$$

Como son gases, se pueden expresar en concentración molar (K_c) o como presiones parciales (K_p).

Presión Total = Presión Parcial NH_3 + Presión Parcial N_2 + Presión Parcial H_2

Presión Total = $P_{NH_3} + P_{N_2} + P_{H_2}$

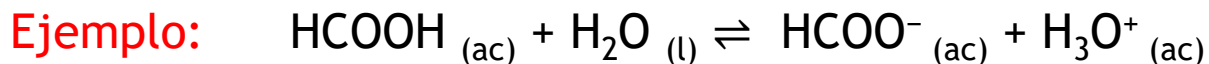
Constante de equilibrio: Ejercicios

Escriba la expresión de la constante de equilibrio en función de K_C y K_P para las siguientes reacciones.

- $2 \text{NO}_{2(g)} + 7 \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(g)} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- $\text{N}_2\text{O}_{5(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)} + 1/2 \text{O}_{2(g)}$
- $2 \text{NO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NOCl}_{(g)}$
- $2 \text{NOCl}_{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$
- $2 \text{NaHCO}_{3(s)} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_{3(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{CO}_{2(g)}$
- $2 \text{HI}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$

Equilibrio homogéneo y heterogéneo

- Si todos los reactivos y productos están en **una sola fase**, el equilibrio es homogéneo.

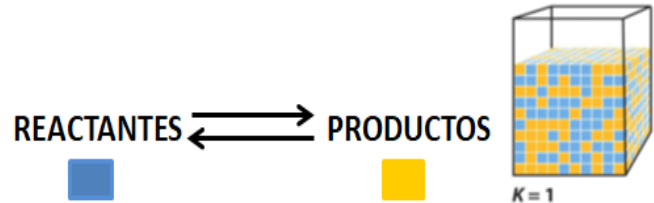
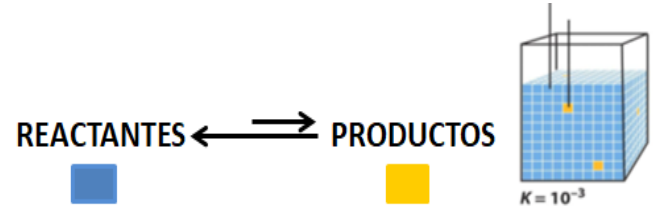


- Si uno o más reactivos o productos están en **fases diferentes**, el equilibrio es heterogéneo.

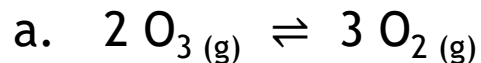


Significado de K

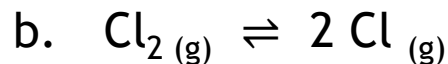
- **Muy pequeña:**
el equilibrio esta desplazado hacia la izquierda
(mayor concentración de reactantes).
- **Cerca de 1:**
hay mezclas de reactantes y productos con
concentraciones significativas.
- **Muy grande:**
el equilibrio esta desplazado hacia la derecha
(mayor concentración de productos).



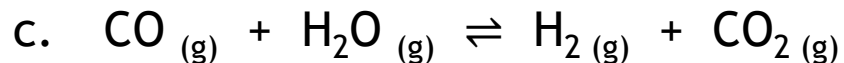
Explique hacia donde está desplazado el equilibrio en las siguientes reacciones:



$$K_C = 2,54 \times 10^{12} \text{ a } 2000^\circ\text{C}$$



$$K_C = 1,4 \times 10^{-38} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

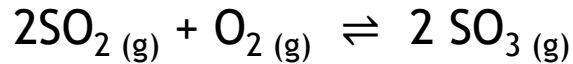


$$K_C = 5,10 \text{ a } 800^\circ\text{C}$$

Constante de equilibrio. Ejemplo 1

Calcule la constante de equilibrio para la siguiente reacción reversible, cuando las concentraciones en el equilibrio a 1000 °C son:

SO₂: 0,34 mol/L ; O₂: 0,17 mol/L ; SO₃: 0,06 mol/L .



$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]^1}$$

$$K_c = \frac{(0,06)^2}{(0,34)^2(0,17)^1} = 0,18$$

Constante de equilibrio. Ejemplo 2

Inicialmente había 2,50 moles de NOCl (cloruro de nitrosilo) en un reactor de 1,50 L a 400°C. Después de haber alcanzado el equilibrio se encontró que la concentración de NOCl era 1,2024 M.

Hallar las concentraciones de las especies en equilibrio y el valor de K_C .



Desarrollo:

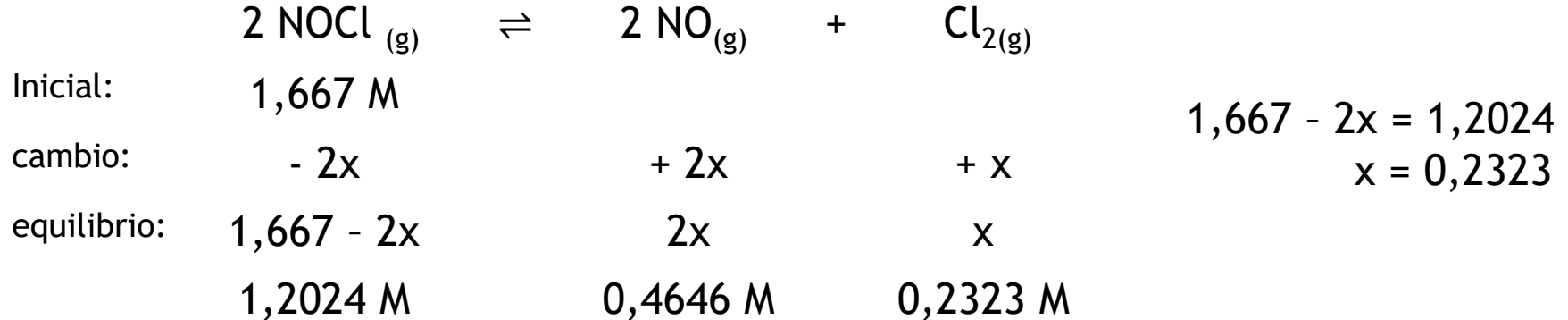
1. Calcular la concentración inicial del NOCl.
2. Calcular las concentraciones en el equilibrio.
3. Calcular la constante de equilibrio.

Constante de equilibrio. Ejemplo 2 desarrollo

1. Cálculo de la concentración inicial del NOCl:

$$M = \frac{2,5 \text{ (mol)}}{1,5 \text{ (L)}} = 1,667 \text{ M}$$

2. Cálculo de las concentraciones en el equilibrio:

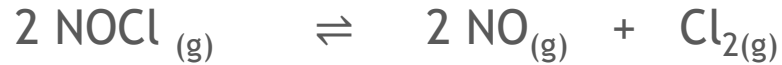


En el equilibrio:

$$[\text{NOCl}] = 1,2024 \text{ M}$$

$$[\text{NO}] = 0,4646 \text{ M}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,2323 \text{ M}$$

3. Cálculo de la constante K_c 

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]^1}{[\text{NOCl}]^2} \quad K_c = \frac{(0,4646)^2 (0,2323)^1}{(1,2024)^2} = 0,03468$$

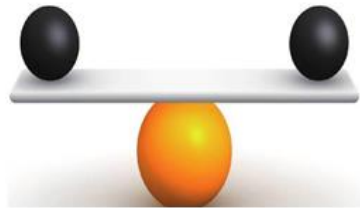


Principio Le Chatelier

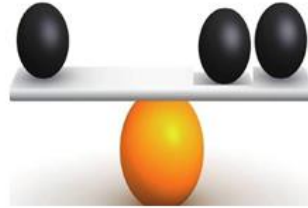


Principio de Le Chatelier

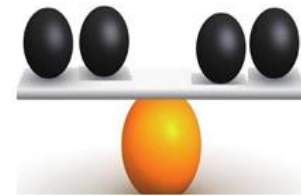
Se establece que: *“Si un sistema en equilibrio se somete a un cambio de condiciones (P , V , T o concentración), éste se desplazará hacia una nueva posición a fin de contrarrestar el efecto que lo perturbó y recuperar el estado de equilibrio”.*



Equilibrio



¿Equilibrio?



¿Nuevo Equilibrio?

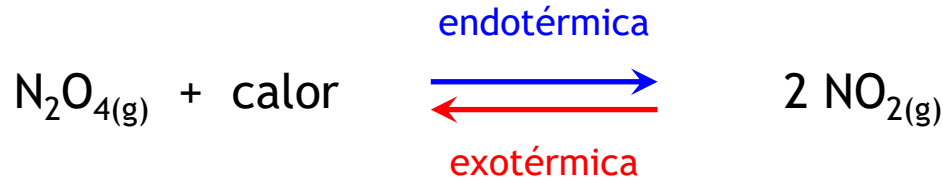
Cambio de Temperatura

La temperatura afecta al equilibrio de la reacción, dependiendo si esta es exotérmica o endotérmica.

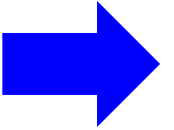
- Si hay un aumento de temperatura, favorece el sentido endotérmico de la reacción.
- Si hay una disminución de la temperatura, favorece el sentido exotérmico de la reacción.

Cambio de Temperatura: Ejemplo

Prediga en que sentido se desplazará el equilibrio para la reacción



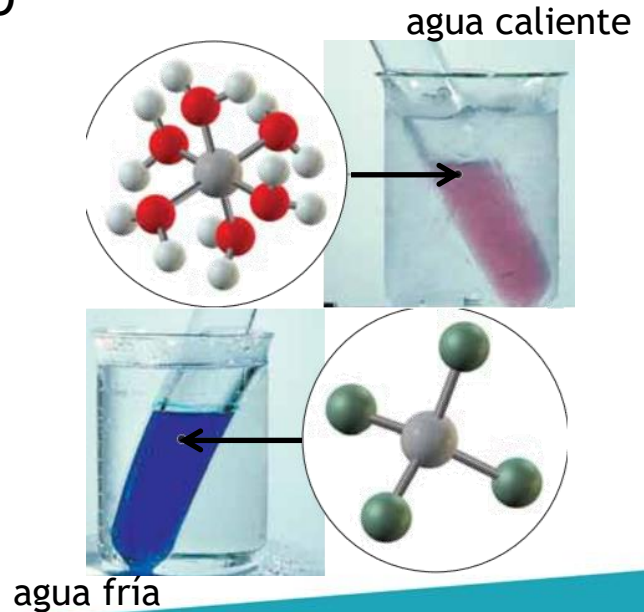
- aumenta la temperatura: El equilibrio se desplaza favoreciendo la reacción endotérmica.
- disminuye la temperatura: El equilibrio se desplaza favoreciendo la reacción exotérmica.



Cambio de Temperatura: Ejemplo

Dada la reacción: $[\text{Co}(\text{OH}_2)_6]^{2+} + 4\text{Cl}^- \rightleftharpoons [\text{CoCl}_4]^{2-} + 6\text{H}_2\text{O}$

Si se sabe que el ion $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ es de color rosado y el ion CoCl_4^{2-} es de color azul, observe la figura y diga si el equilibrio es exotérmico o endotérmico.



Cambios en el Volumen y la Presión

Los cambios de presión pueden afectar al equilibrio de los sistemas homogéneos o heterogéneos en los que intervienen uno o mas gases:

- Si se **aumenta la presión** de un sistema gaseoso en equilibrio, el sistema se desplaza hacia **donde hay menor número de moles**.
- Si se **disminuye la presión** de un sistema gaseoso en equilibrio, el sistema se desplaza hacia **donde hay mayor número de moles**.

La presión y el volumen son inversamente proporcionales, si aumenta la presión el volumen del gas disminuye y si disminuye la presión el volumen del gas aumenta.

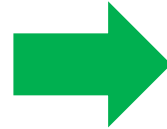


Cambios en el Volumen y la Presión: Ejemplo

Prediga como afecta un cambio en la presión a la reacción $2 \text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_{3(g)}$.

3 mol2 mol

- Aumenta la presión:

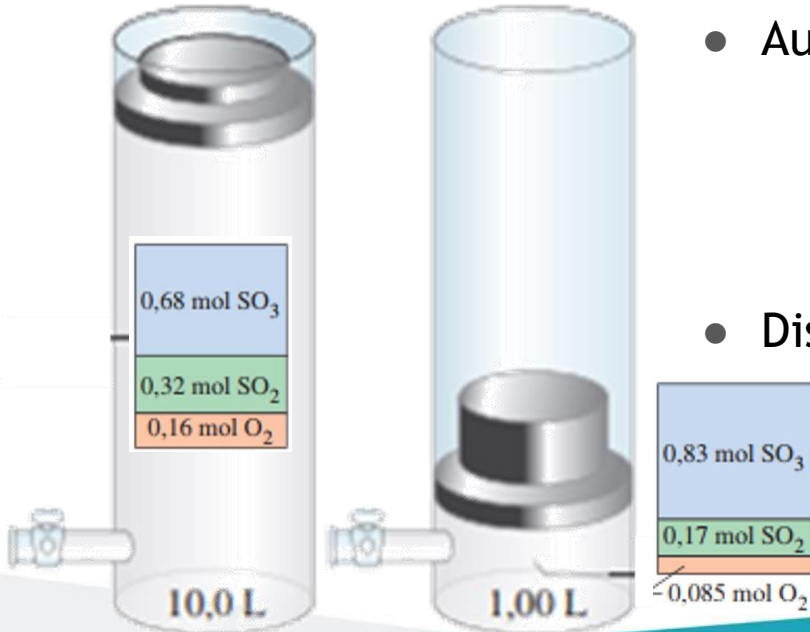


El equilibrio se desplaza hacia donde haya menos moles de gas.

- Disminuye la presión:



El equilibrio se desplaza hacia donde haya más moles de gas.







Cambios en el Volumen y la Presión: Ejemplo

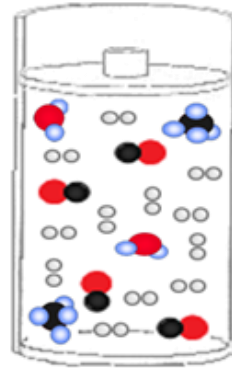
Prediga como afecta un cambio en la presión a la rx: $\text{CO}_{(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_{4(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

4 mol

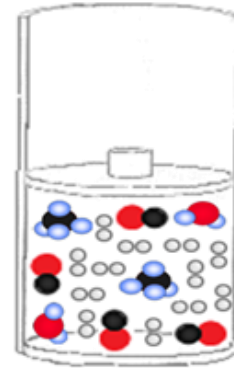
2 mol

- Aumenta la presión: 
Disminuye el volumen, el equilibrio se desplaza hacia la derecha (menor número de moles de gas).

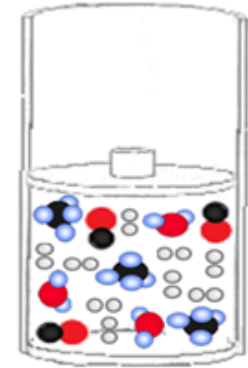
- Disminuye la presión: 
Aumenta el volumen, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda (mayor número de moles de gas).



Gases en equilibrio



Después de la compresión, pero antes de restablecer el equilibrio



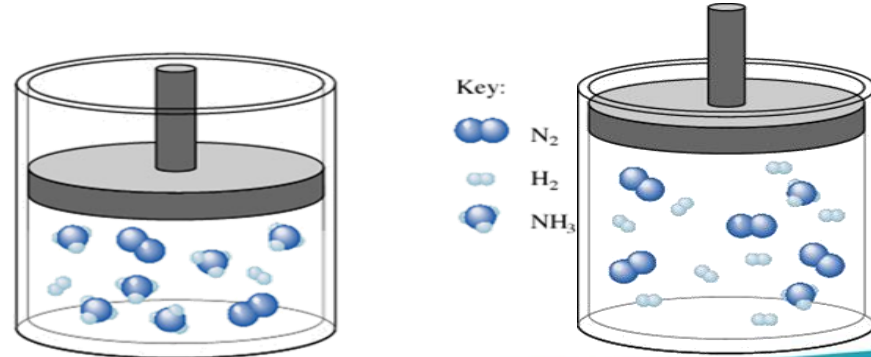
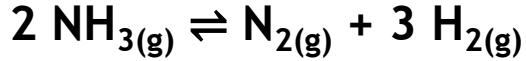
Gases comprimidos en equilibrio

Clave

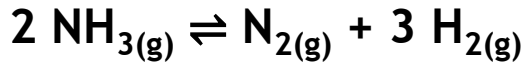






Cambios en el Volumen y la Presión: Ejemplo

Prediga hacia donde se desplazará el equilibrio cuando hay una disminución de presión en el sistema:



Cambios en la concentración

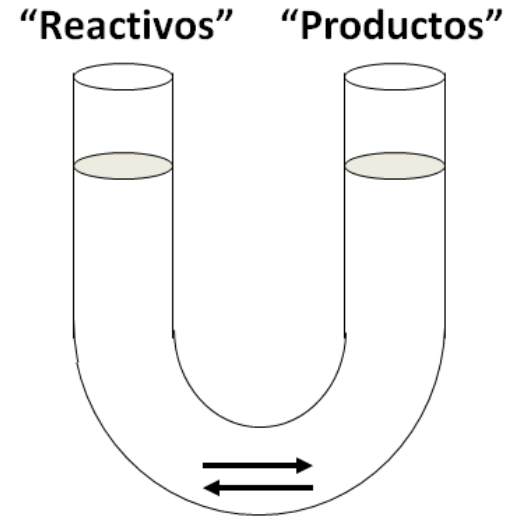


- Si se **incrementa un reactante**, el sistema lo consumirá parcialmente, favoreciendo el **sentido directo** de la reacción. 
- Si **disminuye un reactante**, el sistema formará más reactante, favoreciendo el **sentido inverso** de la reacción. 
- Si se **incrementa un producto**, el sistema lo consumirá parcialmente, favoreciendo el **sentido inverso** de la reacción. 
- Si **disminuye un producto**, el sistema formará más producto, favoreciendo el **sentido directo** de la reacción. 

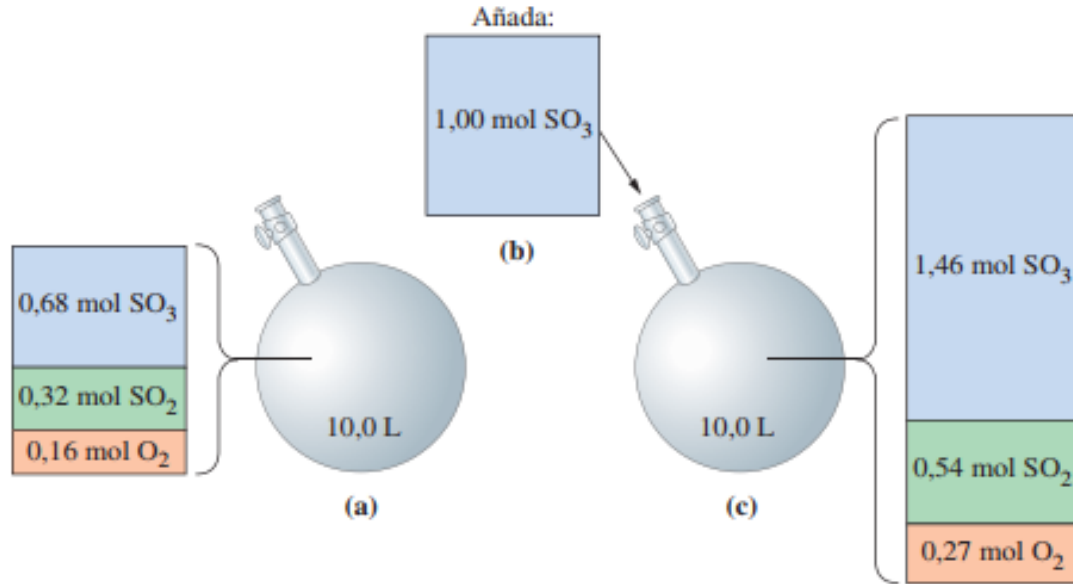
Cambios en la concentración: analogía

Si disminuye el producto (se quita el agua del lado derecho del tubo) la reacción se desplazará hacia la derecha hasta que se restablezca el equilibrio.

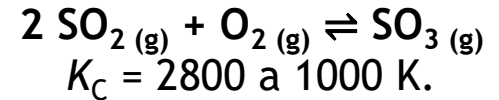
Si se agrega más reactivo (se agrega agua en el lado izquierdo del tubo) la reacción se desplazará hacia la derecha hasta que se restablezca el equilibrio.



Cambios en la concentración: **Ejemplo**



Alteración de las condiciones de equilibrio por modificación de la cantidad de un reactivo:



- (a) Condiciones iniciales de equilibrio.
- (b) Alteración causada por la adición de 1 mol de SO_3 .
- (c) Nuevas condiciones de equilibrio.

Efecto de los catalizadores

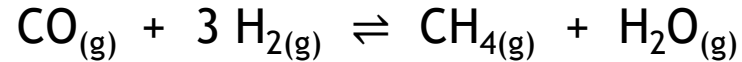
¿Qué ocurre si se agrega un catalizador a un sistema químico en equilibrio?

Un catalizador reduce la barrera de energía de activación entre reactivos y productos.

Un catalizador aumenta la rapidez con la que se alcanza el equilibrio, pero no modifica la composición de la mezcla de equilibrio.

La presencia de un catalizador no influye en el valor de la constante de equilibrio de una reacción **y por tanto no influye en el equilibrio químico.**

¿Qué sucederá, luego de eliminar el vapor de agua, con la variación en la concentración de H_2 ?



En la siguiente reacción: $\text{C}_3\text{H}_{8(g)} + 5 \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 3 \text{CO}_{2(g)} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

Prediga hacia donde se desplazara el equilibrio, cuando:

- a) Se retira oxígeno.
- b) Se adiciona vapor de agua.
- c) Aumenta la concentración de propano.
- d) Disminuye la concentración de dióxido de carbono.

Considere el equilibrio siguiente: $2 \text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{2(g)} + \text{calor}$

Prediga en qué sentido se desplazará el equilibrio cuando:

- a) Se agrega CO.
- b) Se retira O_2 .
- c) Se aumenta la presión total agregando CO_2 .
- d) Se aumenta el volumen.
- e) Se reduce la temperatura.

Resultados de aprendizaje

- Escribir constantes de equilibrio y explicar su significado.
- Calcular concentraciones de reacciones en el equilibrio.
- Aplicar el Principio de Le Chatelier.
- Aplicar los factores que afectan el equilibrio químico.

