Colegio SANTA MARIA La Florida

Departamento de Ciencias
Química – IVº Electivo
Profesora Lidia Alvarado

4° Medio Química Electivo

Nombre:_____ Curso:_____ Fecha: _____

PRINCIPIO DE "LE CHATELIER"

Como hemos visto, el equilibrio químico representa un balance entre las reacciones directa e inversa, es decir, $\mathbf{V_d = V_i}$ **.** Las variaciones en las condiciones experimentales pueden alterar este balance y desplazar la posición del equilibrio, haciendo que se forme mayor o menor cantidad de producto deseado.

La variación de uno o varios de los siguientes factores pueden alterar la condición de equilibrio:

- La concentración
- La presión
- El volumen
- La temperatura

El **principio de Le Chatelier** establece que "**si un sistema en equilibrio se somete a un cambio de condiciones, éste se desplazará hacia una nueva posición a fin de contrarrestar el efecto que lo perturbó y recuperar el estado de equilibrio"**

A continuación analizaremos cada uno de los factores mencionados anteriormente en el efecto que producen al ser modificados en un equilibrio químico:

LA CONCENTRACIÓN

"Sí yo modifico la concentración de cualquiera de las sustancias que participan en la reacción, el equilibrio va a irse hacia donde contrarreste esta alteración de tal forma que se vuelva a mantener el estado de equilibrio y por lo tanto el valor de K_c"

Por ejemplo, si tenemos la siguiente reacción química que representa la formación del amoníaco (NH_3)

$$\mathbf{N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}}$$

La representación de K_c es la siguiente:

$$K_c = (NH_3)^2 / (N_2)(H_2)^3$$

Sí aumentamos la concentración de N_2 o de H_2 , el valor de K_c se va a modificar, por lo que el equilibrio se va desplazar hacia el déficit , es decir, hacia los productos, o sea a mayor producción de NH_3 , Por lo tanto hacia la derecha . Sí por el contrario,sí aumentamos la concentración de NH_3 , se va a desplazar hacia la izquierda, es decir, hacia los reactantes , ya que ellos estaría en menor proporción.

Sí disminuímos la concentración de cualquiera de las sustancias, el equilibrio K_c , se desplazará hacia el déficit, es decir, hacia el mismo sentido de la disminución del reactante o producto según corresponda.

Por ejemplo si disminuyo la concentración de NH_3, el equilibrio se desplazará hacia la derecha , o sea, hacia el mismo lado del déficit, y sí disminuimos la concentración de N_2 o de H_2 , o de ambas, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda.

Veamos a modo de ejemplo :

La siguiente reacción que corresponde a la formación de Acido yodhídrico (HI):

$$\mathbf{H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}}$$

- **Completa (derecha o izquierda)**

  - Si aumento la concentración de H_2 Kc se desplaza hacia la …….
  - Si aumento la concentración de HI Kc se desplaza hacia la ……..
  - Si disminuyo la concentración de HI Kc se desplaza hacia la …….
  - Si disminuyo la concentración de H_2 Kc se desplaza hacia la ……

    (ver respuestas en la guía de ejercicios)

En conclusión:

- **Sí se incrementa un reactivo, el sistema lo consumirá parcialmente, favoreciendo el sentido directo de la reacción** (de reactantes a productos).

- **Sí se incrementa un producto, el sistema lo consumirá parcialmente, favoreciendo el sentido inverso de la reacción** (de productos hacia reactantes)**.**

<u>LA PRESIÓN Y VOLUMEN</u>

La presión y el volumen se analizan a nivel de moles . Recordemos que el número de moles corresponde a los factores estequiométricos de los reactantantes y productos.

Por ejemplo en la siguiente reacción : $\mathbf{CO_{(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)} + H_2O_{(g)}}$

Tenemos en los reactantes un total de 4 moles, recuerda que cuando no hay un factor estequiométrico delante de la sustancia corresponde al valor 1; y en los productos tenemos un total de 2 moles.

Si se **aumenta la presión,** el equilibrio se desplazará hacia donde existe menor cantidad de moles **para disminuir la presión interna,** es decir hacia los productos (2 moles).

Si se **disminuye la presión,** el equilibrio se desplazará hacia donde exista mayor cantidad de moles, es decir, hacia los reactantes (4 moles)

El volumen se analiza a la inversa de la presión, ya que debemos recordar que ambas variables son inversamente proporcionales, o sea, a mayor presión, menor volumen y viceversa.

<u>LA TEMPERATURA</u>

Para analizar este factor debemos tener claro sí mi reacción corresponde a una reacción **endotérmica** o **exotérmica.**

Una reacción exotérmica se puede representar de 2 maneras:

A + B $\rightleftharpoons$ C + D Δ H negativo, menor que cero (Δ H < 0)

O bien

A + B $\rightleftharpoons$ C + D + calor

En cambio sí mi reacción es endotérmica se puede representar de las siguientes maneras:

A + B $\rightleftharpoons$ C + D Δ H positivo , mayor que cero (Δ H > 0)

O bien

A + B + calor $\rightleftharpoons$ C + D

Por lo tanto, si se aumenta la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia el lado opuesto, de tal forma que **se consuma parte de ése exceso de calor ,** mientras que una disminución de la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia donde se **genere parte del calor eliminado,** o sea hacia el mismo lado del déficit.

Por ejemplo en la siguiente reacción exotérmica

A + B $\rightleftharpoons$ C + D + calor

- Sí se aumenta el calor, el equilibrio se desplaza hacia los reactantes
- Sí se disminuye el calor, Kc se desplaza hacia los productos

GUÍA DE APLICACIÓN

Complete sólo indicando el sentido del desplazamiento con una flecha, izquierda, derecha o en caso de la presión puede suceder que no influya, sí es que existe igual cantidad de moles de reactantes y productos.

Esta guía debe ser realizada en una sesión

- ***Ley de Le Chatelier***

1. El glicol se obtiene mediante la siguiente reacción química:

HCHO (g) + CO_2(g) + 2H_2(g) ↔ CH_2OHCH_2OH (g) + calor. Determinar hacia donde se desplazará el equilibrio y si aumenta o disminuye la producción de glicol al modificar los siguientes parámetros:

a) Aumentar la presión
b) Aumento de temperatura
c) Aumento en la concentración de CO_2
d) Disminución en la concentración de de HCHO
e) Aumento de la concentración de glicol
f) Disminución de la temperatura
g) Disminución de la presión

2. Determine hacia donde se desplazará el equilibrio, en cada una de las siguientes situaciones.

a) CO (g) + H_2O (g) ↔ CO_2 (g) , Disminución de la presión total.
b) C(s) + CO_2 (g) + calor ↔ 2 CO (g) , Aumento de la temperatura.
c) $CaCO_3$ (s) ↔ CaO (s) + CO_2 (g) , Eliminación de CO_2.
d) N_2 (g) + 3 H_2 (g) ↔ 2 NH_3 (g) , Aumento de la concentración de NH_3 (g).
e) 2NOBr (g) ↔ 2 NO(g) + Br_2 (g), Disminución de la presión total

3. Para la reacción en estado de equilibrio : **2SO2(g) + O2(g) ↔ 2SO3(g) + 198,4 KJ**. Determinar hacia donde se desplazará en equilibrio en los siguientes casos.

a) Aumento de temperatura
b) Aumento de [SO2]
c) Disminución de [O2]
d) Aumento de [SO3]
e) Aumento de la presión
f) Disminución de [SO3]
g) Disminución de temperatura

Suerte y no olvides realizar cualquier consulta

liditaalvaraado@gmail.com

+56999644784