

# UNIDAD 11. TERMODINÁMICA, CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

## ¿QUÉ FACTORES INTERVIENEN CUANDO SE ALCANZA EL ESTADO FINAL EN UN CAMBIO QUÍMICO?

**Desempeño Esperado:** El estudiante reconoce los efectos termodinámicos de las reacciones, particularmente en cinética y equilibrio químico.

### 1. CINÉTICA QUÍMICA

#### 1.1. INTRODUCCIÓN

El estudio de las reacciones constituye el objeto central de la química. Hasta ahora hemos estudiado la manera como ocurre la formación de moléculas en las reacciones, así como las relaciones cuantitativas de masa y volumen que acompañan a dichas transformaciones, pero no se conoce con qué rapidez y rendimiento ocurren. ¿Una reacción química termina en algún tiempo determinado, ó continúa indefinidamente?

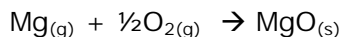
Sin duda, éstas y otras preguntas nos permitirán abordar someramente la velocidad de las reacciones, también conocida como cinética química.

La mayoría de las reacciones no terminan, es decir la conversión de reactivos en productos no es completa, y los productos obtenidos pueden inter actuar para formar reactivos. Finalmente se establece una situación llamada de equilibrio, en donde las reacciones directa e inversa ocurren a la misma velocidad sin que se note un cambio en las concentraciones de las especies involucradas.

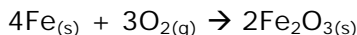
#### 1.2. LAS REACCIONES OCURREN A VELOCIDADES DIFERENTES

Las reacciones químicas tienen lugar a diferente velocidad. Ejemplos:

1. La reacción entre el oxígeno y el magnesio en el flash fotográfico es instantánea.



2. La oxidación de una varilla de hierro tarda varios días.



3. Los cambios químicos que ocurren en la corteza terrestre tienen duración de varios años.

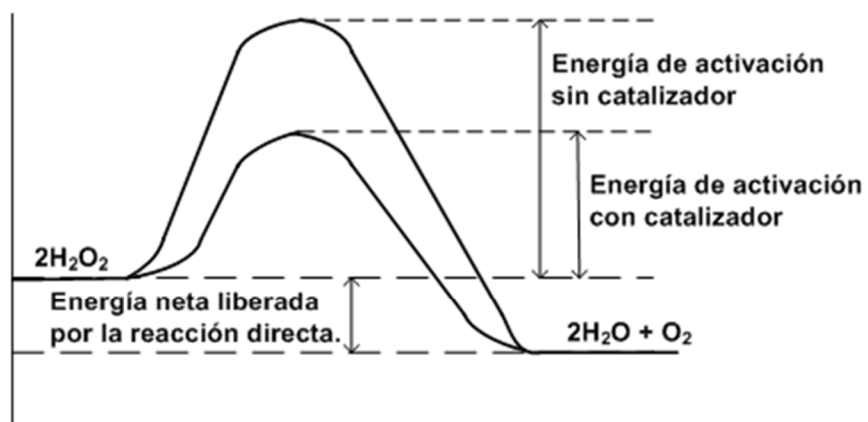
La cinética química es el estudio de la velocidad de las reacciones químicas. La velocidad se define en términos del tiempo necesario para que desaparezca o se transforme una determinada cantidad de sustancia (moles, gramos, etc) reaccionante o se forme uno de los productos. La unidad más utilizada es:

$$\text{Velocidad} = \frac{\text{Cambio de la Concentración de la Sustancia Consumida o Formada}}{\text{Tiempo transcurrido}}$$

$$\text{Velocidad} = \frac{\frac{\text{Moles}}{\text{Litro}}}{\text{Segundo}}$$

### 1.3. TEORÍA DE LOS CHOQUES.

Estudiamos la reacción:  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$



La descomposición del peróxido de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , procede con gran lentitud a temperaturas ordinarias. El uso de un catalizador reduce en forma considerable la energía de activación.

Figura 1

En la reacción del peróxido de hidrógeno en fase gaseosa es necesario que las moléculas de peróxido choquen fuertemente para romper los enlaces covalentes presentes en ellas, la velocidad de reacción es proporcional al número de moléculas que choquen. Si hay muchas moléculas de reactivo los choques entre moléculas de  $\text{H}_2\text{O}_2$  serán más probables y su conversión en  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{O}_2$  será muy rápido. Choques probables: moléculas de  $\text{H}_2\text{O}_2$  contra las paredes del recipiente, entre moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ , entre moléculas de  $\text{O}_2$ . El choque entre moléculas de  $\text{H}_2\text{O}_2$  debe tener la suficiente energía como para romper los enlaces, de lo contrario la reacción no ocurre. La energía extra que se necesita para que un choque sea efectivo se llama energía de activación. Ver figura 1.

### 1.4. FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE LAS REACCIONES.

#### 1.4.1. Naturaleza de las sustancias reaccionantes.

El hidrógeno reacciona violentamente con el cloro bajo determinadas condiciones, pero con el nitrógeno en las mismas condiciones no. El fósforo blanco con el oxígeno del aire reacciona espontáneamente y se inflama, pero con el nitrógeno no. Esta tendencia a reaccionar depende de las distribuciones espaciales, de sus energías de enlace y por su afinidad por las partículas de otras sustancias. Las sustancias moleculares reaccionan más lentamente que las iónicas.

#### 1.4.2. Superficie de contacto.

Mientras más puntos de contacto haya entre las sustancias reaccionantes, la reacción ocurre con más rapidez. Por ésta razón los sólidos para que reaccionen más rápidamente se deben pulverizar. Si éstos se disuelven, el estado de división puede llegar a nivel molecular o atómico, y por tanto la velocidad aumenta. Si en la solución se encuentran iones, su conversión a productos es aún más rápida.

#### 1.4.3. La temperatura.

Un aumento de la temperatura aumenta la velocidad de una reacción. Generalmente por cada 10°C que aumente la temperatura, la velocidad se duplica.

#### 1.4.4. Los catalizadores.

Son sustancias extrañas que cuando están presentes en pequeñas cantidades en una reacción, aceleran o retardan la velocidad de la misma, pudiéndose recuperar químicamente inalteradas, al final de la reacción. Este fenómeno recibe el nombre de catálisis.

#### 1.4.5. La concentración.

Suponiendo que todos los factores estudiados hasta ahora permanezcan constantes, es posible aumentar el número de choques entre las moléculas, aumentando por consiguiente la velocidad de la reacción. El número de choques puede incrementarse de dos maneras: A) Agregando más cantidad de moléculas de los reactivos y B) aumentando la presión, en el caso de reacciones en fase gaseosa.

#### Actividad de Refuerzo 1.

Factores que afectan la velocidad de las reacciones.

Indique cuál de los factores estudiados intervienen en los procesos que se describen a continuación:

- En los climas cálidos los tanques de propano (un combustible gaseoso) se deben almacenar en ambientes protegidos de la luz del sol y cubiertos con mantas húmedas. Explique su respuesta.
- El tubo de escape de los gases de los carros en sus paredes internas contiene granulos metálicos que ayudan a descontaminar el medio ambiente.
- En las fábricas de cemento la piedra caliza es triturada completamente hasta ser reducida a polvo antes de ser llevada a los hornos rotatorios.
- En casi todos los procesos químicos se acostumbra colocar un porcentaje en exceso de reactivo para aumentar el rendimiento de las reacciones.

### 1.5. EXPRESIÓN DE LA VELOCIDAD DE REACCIÓN.

Experimentalmente se ha encontrado que la velocidad de una reacción es proporcional a la concentración de las especies que reaccionan. Así,



En la expresión de velocidad,  $v_d$  es la velocidad de desaparición de A en moles/litro.seg y  $k_d$  constante de la ecuación de velocidad. Por convenio, de aquí en adelante las cantidades encerradas entre corchetes significan concentración en moles/litro.

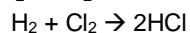
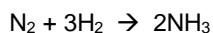
La expresión de velocidad, o ley de velocidad para la reacción



Observe que los exponentes de la ecuación son los coeficientes de la ecuación balanceada. Una reacción es de *orden 1* si la suma de los exponentes en la expresión de velocidad es 1, de orden 2 si la suma es 2, etc.

#### Actividad de Refuerzo 2.

- Escribir la expresión para la velocidad de las reacciones siguientes y diga el orden de las mismas.



2. Se representó en un gráfico el cambio en la concentración de los reactivos (eje Y) con el tiempo (eje X) para la reacción  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ . Analice los gráficos mostrados y diga cuál representa mejor el cambio en la concentración. Ver figura 2.

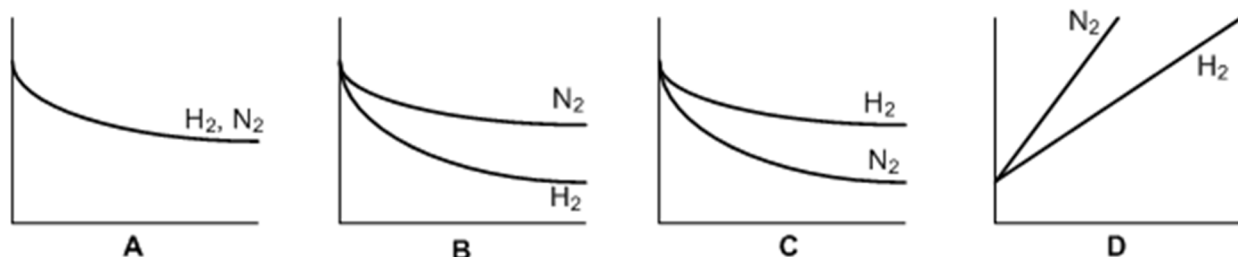


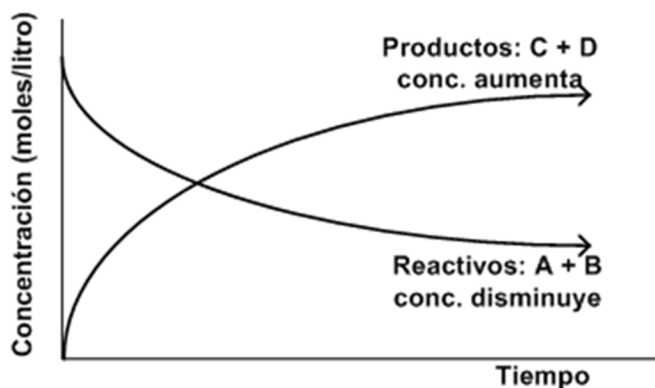
Figura 2. Datos para la actividad de refuerzo 2

3. En cinética química que es el estado de transición o complejo activado.

## 2. EQUILIBRIO QUIMICO

### 2.1. EL ESTADO DE EQUILIBRIO.

Experimentalmente se ha demostrado que las reacciones químicas pueden ocurrir en dos direcciones. En el estado inicial los reactivos se encuentran en concentraciones determinadas, las cuales disminuyen a medida que la reacción progresa; a su vez los productos empiezan a formarse y su concentración aumenta progresivamente, hasta que se llega a un estado en el cual las concentraciones no cambian; este estado se conoce como equilibrio químico.



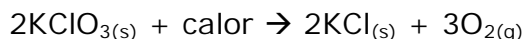
Conforme A reacciona con B, las concentraciones de estas sustancias disminuyen con el tiempo. La concentración de los productos C y D aumentan.

Figura 3

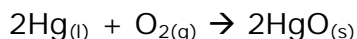
Aplicando la teoría de las colisiones, inicialmente los reactivos interactúan mutuamente con gran energía, disminuyen por lo tanto su concentración rápidamente a medida que el tiempo transcurre; a su vez los productos en la medida que se van formando rápidamente pueden chocar mutuamente y eventualmente superar la barrera de energía (llama de activación) y formar así reactivos. Este proceso no continúa indefinidamente. Llegará un momento en que las

concentraciones de los reactivos y productos no cambian con el tiempo, se ha alcanzado el estado de equilibrio.

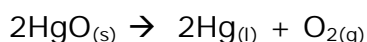
Las reacciones pueden ocurrir entonces en dos direcciones. Estas reacciones se llaman reversibles. Algunas reacciones son irreversibles, es decir transcurren en una dirección, por ejemplo la descomposición del clorato de potasio.



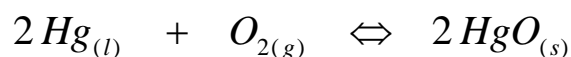
El mercurio se combina con el oxígeno, cuando se calienta suavemente, para dar óxido de mercurio (II).



Sin embargo, el óxido de mercurio (II) se descompone por calentamiento fuerte:



Las dos reacciones anteriores, directas e inversas, alcanzan el equilibrio cuando estas velocidades son iguales. Las reacciones reversibles se representan así:



## 2.2. EQUILIBRIO DINÁMICO.

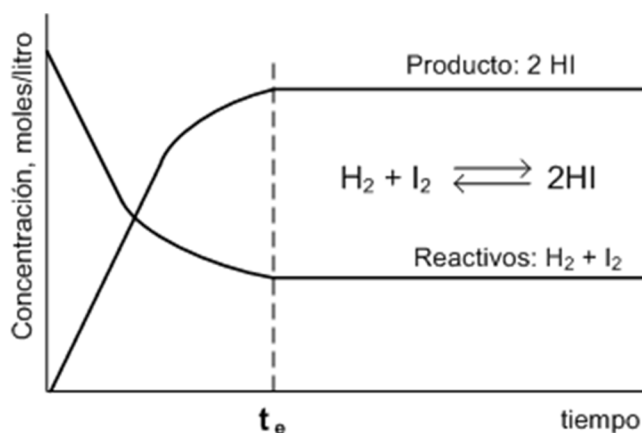
Entonces, un estado de equilibrio químico es aquel en el cual las velocidades de las reacciones opuestas son exactamente iguales. Como en el estado de equilibrio se están efectuando dos reacciones químicas opuestas, a la misma velocidad, el estado de equilibrio químico es un estado de equilibrio dinámico (las moléculas que intervienen no están en reposo absoluto).

Los factores que influyen en la velocidad de las reacciones deben tenerse en cuenta en los equilibrios químicos: la naturaleza de los reactivos químicos, la concentración, la temperatura, la presión (o el volumen) y la catálisis.

## 2.3. LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO.

Considérese la reacción reversible homogénea (fase gaseosa todas las especies) entre las sustancias  $\text{H}_2$  y  $\text{I}_2$  para formar el producto HI. Bajo ciertas condiciones se establece un equilibrio que se puede representar por la ecuación:  $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$ . Ver figura 4.

Al iniciar la reacción, las concentraciones de  $\text{H}_2$  y  $\text{I}_2$  están en el valor máximo, es decir sus concentraciones iniciales, mientras que la concentración de HI es cero. En el momento de mezclar los dos reactivos, no puede haber reacción inversa, pues, no se han formado moléculas de HI. Una vez  $\text{H}_2$  y  $\text{I}_2$  se ponen en contacto la reacción directa se inicia a la máxima velocidad y sus concentraciones disminuyen rápidamente, mientras que la reacción inversa se inicia a velocidad cero, y va aumentando gradualmente a medida que se forman más moléculas de HI. A medida que pasa el tiempo las velocidades de las dos reacciones llegan a ser iguales y se establece un equilibrio químico. En éste instante no hay cambio neto en las concentraciones de reactivos y productos. Estas concentraciones se llaman concentraciones de equilibrio. Ver Figura 4.



El equilibrio se alcanza en el tiempo  $t_e$ . A partir de este momento, las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes. La velocidad de la reacción directa e inversa son iguales y se alcanza un **estado de equilibrio**.

**Figura 4.**

Estudiemos el estado de equilibrio cuantitativamente:

$$\text{Reacción directa: } V_d = k_d[H_2]_{eq}[I_2]_{eq}$$

$$\text{Reacción inversa: } V_i = k_i[HI]_{eq}^2$$

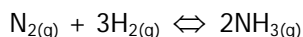
En el estado de equilibrio las dos velocidades son iguales:

$$k_d[H_2]_{eq}[I_2]_{eq} = k_i[HI]_{eq}^2$$

$$K_c = \frac{k_d}{k_i} = \frac{[HI]_{eq}^2}{[H_2]_{eq}^1 [I_2]_{eq}^1}$$

Alcanzado el equilibrio, la relación del producto de las concentraciones de los productos, sobre el producto de las concentraciones de los reactivos, tiene un valor definido a una temperatura dada. Se conoce como constante de equilibrio de la reacción y se representa por el símbolo  $K_c$  (constante de equilibrio en función de concentraciones molares). La expresión anterior se conoce como ley del equilibrio químico y como la ecuación de acción de masas.  $K_c$  cambia con la temperatura, pero en procesos isotérmicos,  $K_c$  permanece constante. Se determina experimentalmente.

**PREGUNTA EXPLICADA # 1.** Escribir la ley de equilibrio para la reacción:



$$K_c = \frac{[NH_3]_{eq}^2}{[N_2]_{eq}^1 [H_2]_{eq}^3}$$

**PREGUNTA EXPLICADA # 2.** CÁLCULO DE LAS CONCENTRACIONES EN EL EQUILIBRIO:

A 490°C la constante de equilibrio para la reacción:  $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$  es 45,9. En un recipiente de 1,0 litro se colocan 1 mol de  $H_2$  y 1,0 mol de  $I_2$ . ¿Cuáles son las concentraciones de las tres especies en el equilibrio?

Los problemas de equilibrio químico se comprenden más fácilmente si los datos del enunciado y los resultados se trabajan en una tabla como la siguiente:

Tabla 1. Datos y Resultados de la pregunta explicada #2

Concentración	Inicial	Reacciona	Produce	Equilibrio
[H <sub>2</sub> ]	1	X	0	1 - X
[I <sub>2</sub> ]	1	X	0	1 - X
[HI]	0	0	2X	2X

$$K_c = \frac{[HI]_{eq}^2}{[H_2]_{eq}^1 [I_2]_{eq}^1} = \frac{[2X]^2}{[1-X][1-X]} = \left[ \frac{2X}{1-X} \right]^2 = 45,9$$

Esta ecuación de orden 2, se resuelve para X. Tiene dos raíces. Algunos pasos se omiten para que el estudiante los recuerde y ponga en práctica al resolverla.

Al resolver la ecuación, se obtiene  $X = 0,772$  moles/litro. La otra raíz no tiene significado físico. ¿Por qué? Concentraciones en el equilibrio:  $[H_2]_{eq} = [I_2]_{eq} = 1 - X = 0,228$  moles/litro.  $[HI]_{eq} = 2X = 2 \times 0,772 = 1,544$  moles/litro.

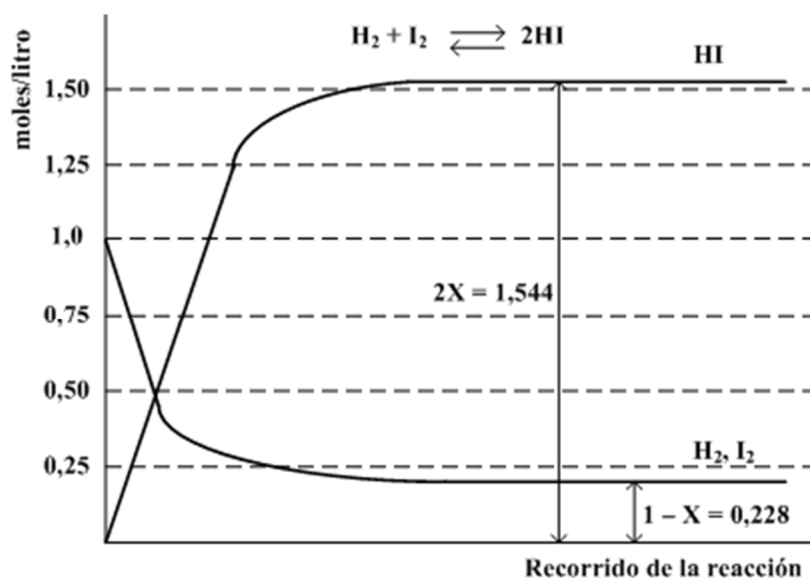


Figura 5. Curva de equilibrio para el ejemplo 1.

Observe la Figura 5 en donde están representados éstos valores.

### Actividad de Refuerzo 3.

1. Resolver el ejemplo anterior tomando como concentraciones iniciales 1 mol/litro para  $H_2$  y 2 moles/litro para el  $I_2$ . Elaborar una figura similar a la Figura 5.
2. En esta actividad se duplicó la concentración inicial del yodo y la del hidrógeno se mantuvo constante. ¿Qué se puede concluir de la concentración de HI? ¿Es válido utilizar ésta estrategia en la industria?

## 2.4. EQUILIBRIO HETEROGÉNEO.

Son aquellos que involucran más de una fase. Por ejemplo, el equilibrio  $2C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$  envuelve dos fases, sólida y gaseosa. La condición de equilibrio será:

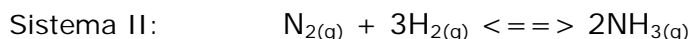
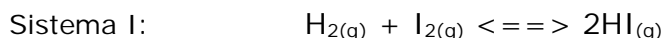
$$K'_c = \frac{[CO_{(g)}]_{eq}^2}{[C_{(s)}]_{eq}^2 [O_{2(g)}]_{eq}^1} \quad K'_c [C_{(s)}]_{eq}^2 = K_c = \frac{[CO_{(g)}]_{eq}^2}{[O_{2(g)}]_{eq}^1}$$

En el equilibrio, las concentraciones de las especies en estado sólido y líquido son constantes. Si se modifican las cantidades, el volumen también se modifica, a diferencia de los gases, por lo tanto las concentraciones se pueden sacar de la expresión de equilibrio así: Al establecer la ley de equilibrio en reacciones heterogéneas, las especies en estado sólido o líquido no se incluyen en la expresión.

## 2.5. DESPLAZAMIENTO DEL EQUILIBRIO.

En los sistemas en equilibrio se efectúan reacciones opuestas a igual velocidad. Cualquier cambio que altere la velocidad de cada reacción afecta el equilibrio. El principio de Le Chatelier establece que, si un sistema en equilibrio se somete a una acción exterior, el equilibrio se desplazará en el sentido que alivie la acción.

Vamos a analizar los dos sistemas siguientes en equilibrio:



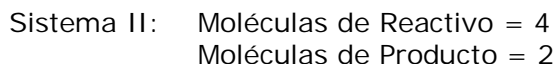
### 2.5.1. SE AUMENTA LA CONCENTRACIÓN DE UNO DE LOS REACTIVOS.

**Sistema I:** Supongamos que se agrega más hidrógeno. ¿Qué efecto producirá éste aumento en los otros componentes del sistema? Según el principio de Le Chatelier, "si un sistema en equilibrio se somete a cualquier causa externa perturbadora, el equilibrio se desplaza en el sentido de oponerse al cambio, restableciendo el equilibrio". En este caso, el equilibrio se desplazará hacia donde se alivie el efecto producido por el aumento de la concentración de  $H_2$ , es decir se desplaza hacia los productos, para disminuir la concentración del hidrógeno agregado. Así, la concentración de  $I_2$  disminuye, la de  $HI$  aumenta.  $K_c$  no cambia en este caso.

### 2.5.2. SE DISMINUYE EL VOLUMEN DEL RECIPIENTE.

Vamos a estudiar el sistema II y se deja como ejercicio el I.

Si el volumen disminuye, las moléculas se acercan más, para aliviar el efecto producido por el cambio de volumen, el equilibrio se desplazará hacia donde el número de moléculas disminuye.

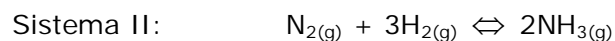
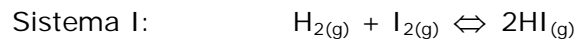


Es decir el equilibrio se desplaza hacia los productos. Disminuye la concentración del  $N_2$  y el  $H_2$ , aumenta la del  $NH_3$ .

### 2.5.3. SE AUMENTA LA PRESIÓN DEL SISTEMA.



De acuerdo con la ley de Boyle, la presión es inversamente proporcional al volumen. Por lo tanto, aumentar la presión equivale a disminuir el volumen. El cambio en el número total de moles de reactivos y productos, en estado gaseoso, produce un cambio en la presión del sistema. Si la presión aumenta, las moléculas se acercan más, para contrarrestar este efecto, el equilibrio se desplaza hacia donde el número de moléculas disminuye. Así, se alivia el efecto producido por el cambio en la presión. Veamos las reacciones que venimos estudiando:



En el sistema I, el número total de moles de reactivo y de producto es igual (2 y 2). Un aumento de la presión no tiene ningún efecto en el sistema.

En el sistema II, tenemos 4 moles de reactivo, 2 moles de producto. Si aumentamos la presión el equilibrio se desplaza hacia los productos, porque hay menos moles que de reactivos.

#### 2.5.4. SE ELEVA LA TEMPERATURA DEL SISTEMA.

De acuerdo al principio de Le Chatelier, un aumento de la temperatura favorece el cambio que consume calor.



El equilibrio se desplaza hacia los productos. Aumenta la producción de X. Kc debe aumentar.



El equilibrio se desplaza hacia los reactivos (de derecha a izquierda la reacción consume calor). Disminuye la concentración del producto. Kc debe disminuir.

#### 2.5.5. SE INTRODUCE UN CATALIZADOR AL SISTEMA.

Los catalizadores no aparecen en la ley de equilibrio. No afectan por lo tanto el sistema en equilibrio. El efecto del catalizador es modificar el tiempo necesario para alcanzar el equilibrio.

### 3. ACTIVIDADES DE MEJORAMIENTO.

- Se colocó un mol de yoduro de hidrógeno en un recipiente a una temperatura de 350° C. Posteriormente el gas fue enfriado rápidamente para impedir un cambio en su composición. Se encontró que la mezcla en equilibrio contiene 0,117 moles de I<sub>2</sub>. ¿Cuál es la constante de equilibrio para la disociación del HI. ( $\text{HI}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$ ). R/ta: 0,0233
- En un recipiente a 1000°K tenemos NH<sub>3</sub>, N<sub>2</sub> Y H<sub>2</sub> en equilibrio. El análisis de su contenido muestra que en el equilibrio la concentración de NH<sub>3</sub> es 0,102 M, la de N<sub>2</sub> es 1,03 M y la de H<sub>2</sub> es 1,62 M. Calcular Kc para la reacción (en fase gaseosa) :  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  . R/ta:  $2,37 \times 10^{-3}$

3. A 500°K el  $\text{PCl}_5$  se descompone en parte dando  $\text{PCl}_3$  y  $\text{Cl}_2$ , todos en fase gaseosa. Se sabe, que si se introduce 1,0 mol de  $\text{PCl}_5$  en un recipiente de 1,0 litro a 500°K, un 13,9% del mismo se descompone en  $\text{PCl}_3$  y  $\text{Cl}_2$ . Calcular  $K_c$  para la descomposición  $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ . *R/ta:* 0,0224
4. Nos dicen que  $K_c$  para la reacción  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  es igual a  $2,37 \times 10^{-3}$  a 1000°K. Si tenemos un sistema en equilibrio a 1000°K con las especies indicadas en fase gaseosa, ¿cuál deberá ser la concentración de  $\text{NH}_3$  si en el equilibrio la de  $\text{N}_2$  es 2M y la de  $\text{H}_2$  es 3 M? . *R/ta:* 0,358 mol/litro
5. Escriba la ley de equilibrio para las siguientes reacciones:
- $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$
  - $x\text{A} + y\text{B} \rightleftharpoons m\text{C} + n\text{D}$
  - $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$
  - $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
  - $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
6. El dióxido de carbono y el hidrógeno se dejan reaccionar hasta que se establece un equilibrio:  $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}$ . La reacción anterior en fase gaseosa. ¿Cuál será el efecto sobre el equilibrio cuando se adiciona  $\text{CO}_2$  a la mezcla?
7. En el proceso Haber para fabricar amoníaco se establece un equilibrio:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g}) + 22 \text{ kcal/mol}$ . Para obtener el máximo rendimiento de  $\text{NH}_3$ , ¿cuáles serán las condiciones óptimas más probables?
8. Para la reacción  $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 115 \text{ Kcal/mol}$   
Prediga el efecto de los cambios indicados en 8.1 y 8.2 teniendo en cuenta las siguientes claves:
- El cambio hace que el equilibrio se desplace hacia la derecha.
  - El cambio hace que el equilibrio se desplace a la izquierda.
  - El cambio no afecta la posición de equilibrio.
- 8.1. Si se aumenta la presión (responda A, B y/o C): \_\_\_
- 8.2. Si se disminuye la temperatura (responda A, B y/o C): \_\_\_
9. Ordenar las siguientes reacciones según su tendencia creciente a proceder hacia la derecha:
- A.  $2\text{HBr} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{HCl} + \text{Br}_2$   $K_c = 6 \times 10^{14}$

- B.  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$   $K_c = 8 \times 10^{25}$   
 C.  $2\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{Cl}_2$   $K_c = 3,1 \times 10^{-17}$   
 D.  $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$   $K_c = 217$

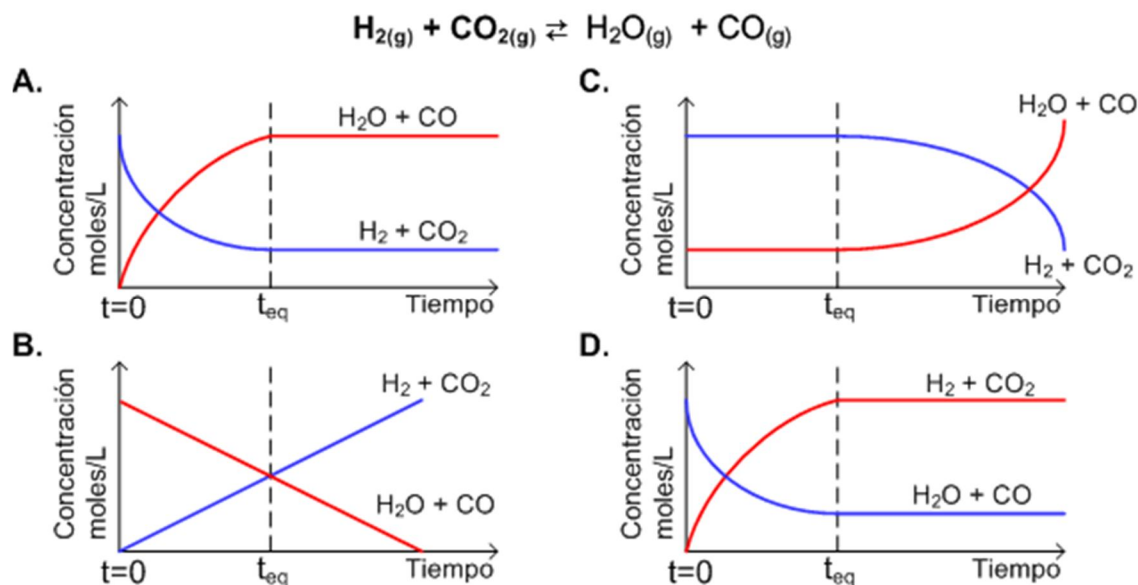
Todas las reacciones anteriores en fase gaseosa.

10. Para la reacción  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$  en fase gaseosa, se encontró que en un vaso de 1,0 litro se alcanza el estado de equilibrio cuando el vaso contiene 0,40 moles de  $\text{SO}_2$ ; 0,60 moles de  $\text{O}_2$  y 1,20 moles de  $\text{SO}_3$ . ¿Cuál es la constante de equilibrio? *Rta. 15*

11. Para la reacción  $\text{A}_{(g)} + 3\text{B}_{(g)} \rightleftharpoons 2\text{C}_{(g)}$  se han introducido 4 moles de A y 8 moles de B en un recipiente de un litro. Cuando se alcanza el equilibrio, el recipiente contiene 4 moles de C. Calcular  $K_c$ . *Rta. 1*

### PREGUNTAS TIPO ICFES EXPLICADAS.

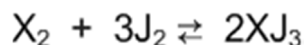
La gráfica que representa el establecimiento del equilibrio dinámico en la reacción siguiente es:



Al empezar la reacción hay muchos reactivos y no hay productos y a medida que transcurre el tiempo, la concentración de los reactivos disminuye porque se van transformando en productos y por lo tanto aumenta la concentración de  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{CO}$  hasta que finalmente tanto la concentración de los reactivos y productos no cambia. La opción correcta es A.

RESPONDA LAS PREGUNTAS 2 y 3 DE ACUERDO CON LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

A  $420^\circ\text{C}$ , dos recipientes rígidos (recipiente 1) y (recipiente 2) de igual capacidad contienen 1 mol del gas  $\text{X}_2$  y 3 moles del gas  $\text{J}_2$  respectivamente (situación 1). Los gases se mezclan en un recipiente idéntico (recipiente 3) donde se produce la siguiente reacción (situación 2).



2. De acuerdo con las situaciones 1 y 2, durante el transcurso de la reacción, es válido afirmar que la presión en el recipiente

- A. 3 es menor que en los recipientes 1 y 2
- B. 3 es igual que en los recipientes 1 y 2
- C. 2 es mayor que en los recipientes 1 y 3
- D. 2 es igual que en los recipientes 1 y 3

*En el recipiente 3 se está llevando a cabo una reacción química que alcanza un estado de equilibrio, en la cual existen tanto reactivos como productos. Recordemos que la presión de un gas es proporcional al número de moles. Por cada mol de  $X_2$  y 3 moles de  $J_2$  se van formando 2 moles de  $XJ_3$ , pero debe quedar algo de  $J_2$  y  $X_2$ . En el recipiente 1 hay 1 mol y en el recipiente 2 hay 3 moles; es decir, la presión es mayor en 2 que en 1. En el recipiente 3 se observa que por 4 moles de reactivo se forman 2 moles de producto. Por lo tanto la opción correcta es C.*

3. De acuerdo con la ecuación anterior, la expresión correcta para calcular la constante de equilibrio ( $K_c$ ) en función de las concentraciones es

En donde [S] representa moles/litro y S puede ser sustancia inicial o final (reactivo o producto).

A.  $\frac{[X_2][3J_2]}{[2XJ_3]}$       B.  $\frac{[XJ_3]^2}{[X_2][J_2]^3}$       C.  $\frac{[XJ_3]^2}{[X_2]+[J_2]^3}$       D.  $\frac{[2XJ_3]}{[X_2][3J_2]}$

*$K_c$  se expresa como el producto de las concentraciones de los productos en el equilibrio (elevados a los respectivos coeficientes de la ecuación balanceada), divididos por el producto de la concentración en el equilibrio de los reactivos (elevados a los respectivos coeficientes en la ecuación balanceada). La opción correcta es B.*