



Le Chatelier Henry (1850 - 1936)

Químico - físico francés, nacido en París, que elaboró un principio muy utilizado a pesar de su dudosa validez. El principio termodinámico que lleva su nombre fue su mayor aportación a la química.

Le Chatelier había recibido durante su juventud la influencia de su padre, ingeniero. En 1877, ingresó en la Escuela de Minas en calidad de profesor. Sus primeros trabajos abordaron el estudio del cemento. Estudió la estructura de las aleaciones, las llamas y la termometría.

Durante la década de 1880 a 1890, elaboró el denominado **principio de Le Chatelier**: si las condiciones (presión, volumen o temperatura) de un sistema químico inicialmente en equilibrio cambian, entonces el equilibrio se desplazará, si es posible, en la dirección que tienda a anular la alteración producida.

Este principio, pronostica la dirección hacia la que se puede forzar un equilibrio químico.

Para la industria, supuso la racionalización y economía de los procesos, pues al variar adecuadamente las condiciones elegidas, se conseguía aumentar sus rendimientos.

Toda reacción química ocurre a una determinada velocidad. Algunas son muy rápidas y otras son extremadamente lentas. La **velocidad de una reacción** describe la rapidez con que se consumen los reactivos o la rapidez con la que se forman los productos.

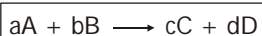
La **cinética química** es el área de la química que se encarga del estudio de las velocidades con las que ocurre una reacción química; los **mecanismos de reacción**, razonamientos especulativos, basados en hechos experimentales, que tratan de explicar cómo ocurre una reacción; y los factores que determinan la velocidad de reacción:

1. La naturaleza de los reactivos.
2. Las concentraciones de los reactivos.
3. La temperatura.
4. La presencia de un catalizador.

LA VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN

Las velocidades de reacción química se suelen expresar determinando como varían las concentraciones de los reactivos o de los productos en determinados intervalos de tiempo.

Consideramos la reacción hipotética.



La velocidad a la cual procede la reacción se puede describir en términos de la velocidad de la cual desaparece un reactivo.

$$\text{Velocidad} = \frac{-\Delta[A]}{\Delta t} \dots\dots\dots (1)$$

O la velocidad a la cual aparece uno de los productos.

$$\text{Velocidad} = \frac{+\Delta[C]}{\Delta t} \dots\dots\dots (2)$$

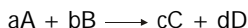
Las concentraciones de los reactivos disminuyen a través del intervalo de tiempo (Δt).

$$\Delta[A] = [A]_{\text{final}} - [A]_{\text{inicial}} \dots\dots (3)$$

$$[A]_{\text{final}} < [A]_{\text{inicial}} \dots\dots\dots (4)$$

Entonces la cantidad $\Delta[A]$ sería negativa. Como las velocidades de reacción son positivos, entonces, cuando se desee medir la velocidad de reacción usando reaccionantes, se le tiene que poner signo negativo, para que así, la velocidad resulte positiva.

Describiremos la velocidad de reacción sobre la base de que es la misma, independientemente del reactivo o producto que queremos medir. Por lo tanto, dividimos cada cambio por su coeficiente en la ecuación ajustada, así para la reacción hipotética:



$$\text{Velocidad de Reacción} = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t} \dots\dots\dots (5)$$

FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN

NATURALEZA DE LOS REACTIVOS

El estado físico de los reactantes es importante en la determinación de la velocidad con la que ocurre una reacción. La gasolina líquida puede arder suavemente, pero los vapores de la gasolina pueden arder explosivamente.

La extensión de la subdivisión de sólidos y líquidos también es importante en la determinación de las velocidades de reacción. Por ejemplo, 10 gramos de una barra metálica de magnesio reacciona lentamente con el ácido clorhídrico diluido, 10 gramos de virutas de magnesio reacciona rápidamente con el ácido clorhídrico diluido, mientras que, 10 gramos de magnesio en polvo reacciona violentamente con el ácido clorhídrico diluido:

A mayor estado de subdivisión de los sólidos, se ofrece mayor área superficial para la reacción.

Otro factor que afecta las velocidades de reacción es la identidad química de los reactivos. Por ejemplo, el sodio metálico, que posee una baja energía de ionización, reacciona rápidamente con el agua a temperatura ambiente; el calcio metálico reacciona lentamente con agua a temperatura ambiente dado que posee una energía de ionización superior.

CONCENTRACIÓN DE LOS REACTIVOS

A mayor concentración de los reaccionantes, mayor es el número de choques moleculares de las moléculas reaccionantes y por tanto, mayor es la probabilidad de que estos choques sean eficaces, aumentando así la velocidad de reacción.

EFFECTO DE LA TEMPERATURA

Al aumentar la temperatura, aumenta la energía cinética media de las moléculas reaccionantes, es decir, las moléculas tienen mayor contenido energético para poder superar la energía de activación, aumentando así la velocidad de reacción.

EFFECTO DE LOS CATALIZADORES

Son especies químicas que aumentan la velocidad de reacción, en razón a que disminuyen la energía de activación, proporcionando mecanismos alternativos con menor energía de activación.

Las características de los catalizadores son:

- * Los catalizadores sólo forman compuestos intermedios para ejercer la acción catalítica, por lo tanto no se consumen en el curso de la misma y se les puede recuperar finalizada la reacción.
- * El catalizador no altera el equilibrio, pues aumenta por igual las velocidades de las reacciones directa e inversa.
- * El catalizador permanece invariable al final de la reacción; en lo que respecta a su composición química, pues en su forma física puede variar.
- * El catalizador no inicia una reacción, sólo aumenta la velocidad.
- * La acción catalítica es específica y es ejercida sin violar las leyes de la estequiometría.
- * Los catalizadores se utilizan en pequeñas cantidades, debido a que la acción catalítica es rápida.

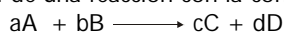
Los catalizadores disminuyen la energía de activación. Ello significa, con la misma energía cinética promedio de las moléculas, una mayor fracción de moléculas ya tienen la suficiente energía para alcanzar el estado de transición, aumentando así la velocidad de reacción.

Los catalizadores llamados inhibidores, aumentan la energía de activación. Ello significa que una menor fracción de moléculas alcanzan el estado de transición en la misma unidad de tiempo, disminuyendo así la velocidad de reacción.

Los catalizadores no pueden disminuir la velocidad de reacción, por tanto, no existen catalizadores negativos.

EXPRESIÓN DE LA LEY DE LA VELOCIDAD

Anteriormente, se aprendió que la velocidad de una reacción es proporcional a la concentración de los reactivos. La ley de la velocidad expresa la relación de la velocidad de una reacción con la concentración. Para la reacción general:

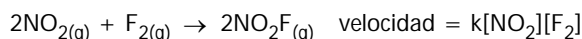
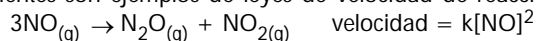


La expresión de la ley de la velocidad tiene la forma: $\text{velocidad} = k[A]^x [B]^y$,

Leyenda:

- [A], [B]:** concentraciones molares de los reactivos (mol/L). Los sólidos y líquidos puros al tener concentración constante, no se consideran para esta ecuación.
- x, y:** exponentes hallados experimentalmente. Pueden ser números enteros, cero o fraccionarios.
- x:** orden de reacción respecto al reactivo A.
- y:** orden de reacción respecto al reactivo B.
- x + y:** orden global de reacción
- k:** constante específica de velocidad. Sus unidades dependen de la expresión de la ley de velocidad.

Los siguientes son ejemplos de leyes de velocidad de reacción observadas experimentalmente:



Nótese que el orden de reacción no coincide necesariamente con los coeficientes de la ecuación química balanceada.

Si la reacción es elemental, es decir, si ocurre en una sola etapa, los órdenes de reacción son los correspondientes coeficientes estequiométricos.

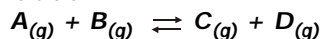
EQUILIBRIO QUÍMICO

El equilibrio se refiere a aquel estado de un sistema en el cual no se produce ningún cambio neto adicional. Cuando A y B reaccionan para formar C y D a la misma velocidad a la que C y D reaccionan para formar A y B, el sistema se encuentra en equilibrio.

La mayoría de las reacciones no llegan a completarse. Esto es, cuando se mezclan los reactivos en cantidades estequiométricas; no se convierten completamente en los productos. Las reacciones que no llegan a completarse y que tienen lugar en ambos sentidos se llaman reacciones reversibles.

Los equilibrios químicos son **equilibrios dinámicos**, esto es, las moléculas individuales están reaccionando constantemente, aunque la composición y propiedades de la mezcla en equilibrio no cambia en el tiempo, mientras no actúe una fuerza externa que perturbe la condición de equilibrio.

Considere la siguiente ecuación hipotética reversible



Esta ecuación puede leerse en ambos sentidos, hacia adelante y hacia atrás. Si A y B se mezclan, reaccionarán para formar C y D. Por otra parte, una parte de C y D, reaccionarán para formar A y B.

Supongamos que colocamos una mezcla de A y B en un recipiente. Reaccionarán para formar C y D y sus concentraciones disminuirán gradualmente a medida que ocurre la reacción hacia la derecha.

Al comienzo del experimento, no puede ocurrir la reacción inversa puesto que C y D no se han formado. Tan pronto como la reacción haya comenzado produce alguna cantidad de C y D y comienza la reacción inversa. La reacción inversa comienza lentamente (puesto que la concentración de C y D es baja) y aumenta gradualmente.

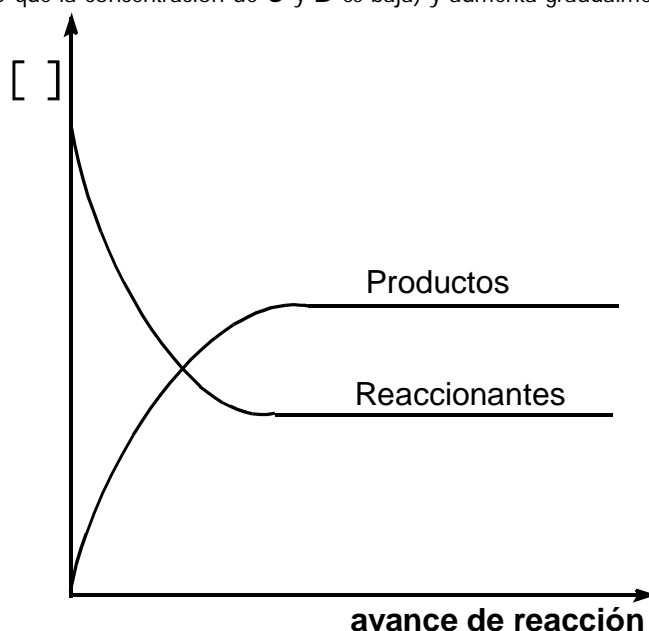


Figura: Variación de la concentración de las sustancias en el curso de la reacción.

LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

En una reacción química reversible en equilibrio, las concentraciones de reactivos y productos son constantes; esto es, no varían. Las velocidades de las reacciones directa e inversa son constantes e iguales. Las velocidades de las reacciones directa e inversa son constantes, y se puede escribir una expresión como la constante de equilibrio, que relaciona a los productos con los reactivos. Para la reacción general:



Aplicando la ley de acción de masas, se establece:

$$V_{\text{directa}} = k_d [A]^a [B]^b \quad (1)$$

$$V_{\text{directa}} = k_i [C]^c [D]^d \quad (2)$$

Como en el equilibrio las velocidades de reacción directa e inversa se igualan, tenemos:

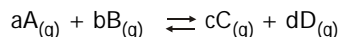
$$\begin{aligned} V_{\text{directa}} &= V_{\text{inversa}} \\ k_d [A]^a [B]^b &= k_i [C]^c [D]^d \end{aligned}$$

a temperatura constante, se define a la constante de equilibrio como:

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

siendo K_{eq} o K_c la constante de equilibrio en función de concentraciones molares. Las cantidades en corchetes son las concentraciones de cada sustancia en moles por litro. Los exponentes **a**, **b**, **c** y **d** son los coeficientes de las sustancias en la ecuación balanceada. Las unidades de K_{eq} no son las mismas para todas las reacciones de equilibrio y generalmente se omiten. Obsérvese que se eleva la concentración de cada sustancia a una potencia igual al coeficiente estequiométrico, deducido de la ecuación balanceada.

Cuando algún reactivo y/o producto de una ecuación química es gas, podemos formular la expresión de equilibrio en términos de presiones parciales, en vez de concentraciones molares. En este caso, la constante de equilibrio se denota como K_p . Para la reacción general.



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

donde P_i es la presión parcial del componente "i" en equilibrio. Por lo general, los valores de K_c y K_p son diferentes. Por ello, es importante indicar cuál de ellas estamos usando por medio de los subíndices.

La expresión general que relaciona K_p y K_c es:

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

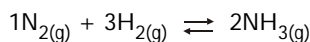
Δn : es la diferencia de coeficientes de productos y reaccionantes. Numéricamente es igual al número de moles de productos gaseosos menos el número de moles de reactivos gaseosos. De la reacción general:

$$\Delta n = (c + d) - (a + b)$$

R: constante universal de los gases ideales.

T: temperatura absoluta (K)

Por ejemplo, para la reacción en equilibrio:



$$\Delta n = 2 - (1 + 3) = -2$$

$$K_p = K_c (RT)^{-2}$$

PRINCIPIO DE LE CHATELIER

El químico francés Henri Le Chatelier (1850-1936) enunció, en 1888, una generalización sencilla, pero de grandes alcances, acerca del comportamiento de los sistemas en equilibrio. Esta generalización, que se conoce como Principio de Le Chatelier, dice: **"Si se aplica un activante a un sistema en equilibrio, el sistema responderá de tal modo que se contrarreste la activación y se restaure el equilibrio bajo un nuevo conjunto de condiciones"**. La aplicación del Principio de Le Chatelier nos ayuda a predecir el efecto de las condiciones variables sobre las reacciones químicas. Examinaremos los efectos de cambios de concentración, temperatura y presión.

PROBLEMAS PROPUESTOS

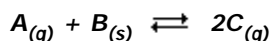
01. Considerar la reacción:



La expresión correcta de la constante de equilibrio es:

- a) $\frac{[C][D]}{[A][B]}$ b) $\frac{[C][D]^2}{[A]^2[B]}$ c) $\frac{[D]^2}{[A]^2[B]}$
 d) $\frac{[C]+[D]^2}{[A]^2+[B]}$ e) $\frac{[A]^2[B]}{[D]}$

02. En una reacción del tipo:



se encuentran en equilibrio 3,0 moles de **C**, 1,0 mol de **A** y 2,0 moles de **B** en un recipiente de 0,50 litros.
 ¿Cuál es el valor de K_c ?

- a) 9,0 b) 4,5 c) 0,67
 d) 6,0 e) 18

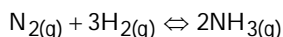
03. ¿Qué ecuación química presenta la constante de equilibrio adimensional?

- a) $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$
 b) $N_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons NH_{3(g)}$
 c) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$
 d) $KClO_{3(s)} \rightleftharpoons KCl_{(s)} + O_{2(g)}$
 e) $CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$

04. La velocidad de la reacción química aumenta cuando:

- a) Disminuye la temperatura.
 b) Disminuye la concentración.
 c) Se deja de agitar.
 d) Aumenta la temperatura.
 e) Se enfría.

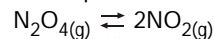
05. En la siguiente reacción:



Indicar la constante de equilibrio correcta.

- a) $\frac{[N_2]^2}{[NH_3]^3[H_2]}$ b) $\frac{[NH_3]^2}{[N_2].[H_2]^3}$
 c) $\frac{[NH_3]^3}{[N_2]^2.[H_2]}$ d) $\frac{[NH_3]}{[N_2].[H_2]^2}$
 e) $\frac{[N_2]^2}{[NH_3].[H_2]^2}$

06. En un experimento a 25°C para la reacción:



Las concentraciones en equilibrio fueron respectivamente 0,60 M y $1,5 \cdot 10^{-3}$ M. Calcular la constante de equilibrio K_c .

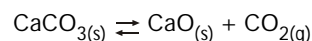
- a) $3,75 \cdot 10^{-6}$ b) $2,5 \cdot 10^{-3}$
 c) $4,17 \cdot 10^{-3}$ d) $2,25 \cdot 10^{-6}$
 e) $2,25 \cdot 10^{-8}$

07. La velocidad de reacción varía con una serie de factores.

- I. Aumenta, cuando aumenta la temperatura.
 II. Aumenta, cuando se aumenta la concentración de las sustancias reaccionantes.
 III. Disminuye, si se adiciona un catalizador.
 Indicar las proposiciones correctas, respecto a la velocidad de reacción:

- a) Sólo I b) II y III c) I y III
 d) I y II e) Sólo II

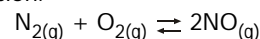
08. Para la reacción:



La expresión correcta para la constante de equilibrio es:

- a) $K_c = [CaO] + [CO_2] / [CaCO_3]$
 b) $K_c = [CO_2]$
 c) $K_c = [CO_2]^2$
 d) $K_c = [CaCO_3] [CaO] [CO_2]$
 e) $K_c = [CO_2] [CaO]$

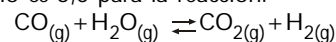
09. Por la reacción:



Las afirmación correcta corresponde a:

- a) $K_p = K_c$ b) $K_c > K_p$ c) $K_p = 2K_c$
 d) $K_p \neq K_c$ e) $K_p = 2K_c$

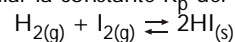
10. A una temperatura determinada, la constante de equilibrio es 5,0 para la reacción:



El análisis químico del equilibrio muestra la presencia de 0,90 mol de CO, 0,25 moles de H_2O y 0,5 mol de H_2 en 5 L. Los moles de CO_2 en el equilibrio son:

- a) 2,25 b) 1,00 c) 0,50
 d) 0,25 e) 0,30

11. A 450°C, las presiones parciales de H_2 , I_2 y HI en equilibrio, son respectivamente: 0,1 atm; 0,1 atm y 0,8 atm. Hallar la constante K_p del proceso:



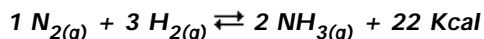
- a) 0,64 b) 2,0 c) 32,25
 d) 64,0 e) 60,0

12. A cierta temperatura, la constante de disociación del HI (g) es $6,25 \cdot 10^{-2}$. Hallar el porcentaje de HI que disocia a esta temperatura.



- a) 33% b) 67% c) 50%
d) 75% e) 25%

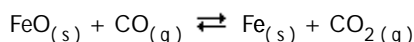
13. Sea la siguiente reacción de síntesis del amoníaco:



Si ha alcanzado el equilibrio, las concentraciones son: $[\text{N}_2] = 3 \text{ M}$, $[\text{H}_2] = 9 \text{ M}$ y $[\text{NH}_3] = 4 \text{ M}$. Determine K_c y la concentración inicial de N_2 .

- a) $7,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}^{-2}$ y 5 M
b) $7,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}^{-2}$ y 3 M
c) $7,3 \cdot 10^3 \text{ M}^{-2}$ y 2 M
d) $7,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}^2$ y 6 M
e) $7,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}^{-2}$ y 15 M

14. La constante de equilibrio de la reacción:

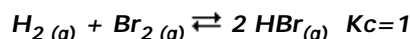


es 0,5. Hallar las concentraciones de $[\text{CO}]$ y $[\text{CO}_2]$ establecido el equilibrio, si las concentraciones iniciales de estas sustancias constituían:

$[\text{CO}]_0 = 0,05 \text{ M}$ y $[\text{CO}_2]_0 = 0,01 \text{ M}$

- | | $[\text{CO}]$ | $[\text{CO}_2]$ |
|----|---------------|-----------------|
| a) | 0,02 M | 0,04 M |
| b) | 0,04 | 0,04 |
| c) | 0,03 | 0,04 |
| d) | 0,04 | 0,02 |
| e) | 0,04 | 0,002 |

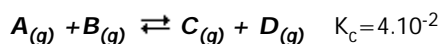
15. Sea la reacción de síntesis de HBr:



Determine el porcentaje en volumen del H_2 en la mezcla en equilibrio sabiendo que la mezcla inicial tiene 2 moles de H_2 y 2 mol Br_2

- a) 29,6% b) 61,4% c) 20,8%
d) 40% e) 33,3%

16. Después de mezclar los gases A y B, se establece el siguiente equilibrio.



Equil: ? ? 0,05M 0,02M

Determine las concentraciones iniciales de A y B respectivamente.

- a) 0,22 M y 0,67 M b) 0,67 M y 0,22 M
c) 0,22 M y 0,07 M d) 0,22 M y 0,16 M
e) 0,07 M y 2,91 M

17. Para la reacción reversible: $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{AB}$ en el equilibrio, las concentraciones molares de A, B y AB son 0,5; 0,5 y 1,0 respectivamente. El valor de la constante de equilibrio K_c , será:

- a) 0,25 b) 1,0 c) 2,0
d) 4,0 e) 0,5

18. Para determinar la constante de equilibrio del yoduro de hidrógeno gaseoso a 425°C , se mezclan yodo gaseoso e hidrógeno, obteniéndose las condiciones iniciales (antes de la reacción) y finales en equilibrio (después de la reacción) que se indican en la siguiente tabla:

Mezcla inicial			Mezcla Final en Equilibrio		
Concentraciones en milimoles/litro			Concentraciones en milimoles/litro		
$[\text{I}_2]$	$[\text{H}_2]$	$[\text{HI}]$	$[\text{I}_2]$	$[\text{H}_2]$	$[\text{HI}]$
7,5098	11,3367	0	0,7378	4,5847	13,544

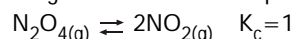
¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio?

- a) 54,4 b) 5,4 c) $\frac{1}{5,4}$
d) $\frac{1}{54,4}$ e) 0

19. Se introducen en un recipiente de 6 L a 1260 K, un mol de agua y un mol/g de CO, el 45% del agua reacciona con el monóxido. Halle la constante de equilibrio (K_c).

- a) 0,82 b) 0,74 c) 0,52
d) 0,67 e) 0,44

20. Se tiene el siguiente sistema en equilibrio:

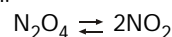


- Un aumento en la presión desplaza el equilibrio hacia la izquierda.
- Al colocar 6 moles de $\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$ en un matraz de 1 L y dejar que reaccionen hasta que se establezca el equilibrio, se halla que se han producido 2 mol de NO_2 .
- Una disminución en la presión hace que aumente la constante de equilibrio.

Es(son) verdadera(s):

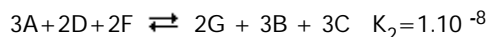
- a) Sólo I b) Sólo II c) Sólo III
d) I y II e) I, II y III

21. En el equilibrio, 400 mL de cloroformo contiene 0,28 moles de N_2O_4 y $1,12 \cdot 10^{-3}$ moles de NO_2 a 8°C . Halle la constante de equilibrio (en mol/L) a esta temperatura para la reacción:



- a) $4 \cdot 10^{-6}$ b) $8,2 \cdot 10^{-5}$ c) $1,02 \cdot 10^{-5}$
d) $1,12 \cdot 10^{-5}$ e) $4 \cdot 10^{-5}$

22. Sean las siguientes reacciones en equilibrio

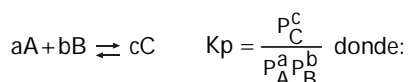


Hallar la constante de equilibrio para la siguiente reacción.



- a) 1.10^4 b) 1.10^8 c) 1.10^2
d) 10 e) 1.10^7

23. Se hacen reaccionar H_2 y I_2 para dar HI gaseoso. ¿De cuál de las siguientes magnitudes dependerá el valor de K_p cuando se haya alcanzado el equilibrio?



K_p = Constante de equilibrio

P = Presiones parciales

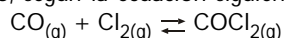
i = A, B, C

- a) La concentración inicial de H_2 .
b) La temperatura.
c) La presión final del sistema.
d) El volumen de la vasija de la reacción.
e) La concentración inicial de HI.

24. Señale el enunciado falso relacionado con la velocidad de una reacción química:

- a) Cambia con el incremento de la temperatura.
b) Depende de la naturaleza de los reactantes.
c) Varía con el empleo de catalizadores.
d) Es menor al inicio de la reacción.
e) Depende de la concentración de los reactantes.

25. Un recipiente de 2 litros de capacidad, a temperatura ambiente (25°C), contiene en equilibrio; 0,8 moles de monóxido de carbono, 0,5 moles de cloro y 1,2 moles de fosgeno, según la ecuación siguiente:

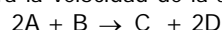


¿Cuál será la constante de equilibrio y sus correspondientes unidades a dicha temperatura?

Asumir comportamiento ideal de los gases.

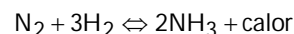
- a) 12 L/mol b) 12 mol/L c) 6 mol/L
d) 6 L/mol e) 8 mol/L

26. Si "V" es la velocidad de una reacción química y "K" es la constante de velocidad de esta reacción. ¿Cuál es la expresión para la velocidad de la siguiente reacción?



- a) $V = K[A][B]$ b) $V = K[C][D]$
c) $V = K[A]^2[B]$ d) $V = K[C][D]^2$
e) $V = K \frac{[A][B]}{[C][D]}$

27. En la reacción reversible exotérmica:



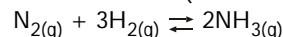
El equilibrio se desplaza a la derecha si se:

- a) Aumenta la temperatura y presión.
b) Aumenta la presión y concentración de reactantes.
c) Aumenta la temperatura y concentración de reactantes.
d) Aumenta la temperatura y el catalizador.
e) Disminuye la presión y aumenta la temperatura.

28. Los tres factores más importantes en el aumento de la velocidad de las reacciones químicas son:

- a) Temperatura, viscosidad, densidad.
b) Presión, volumen, catalizador.
c) Tensión superficial, presión, catalizador.
d) Temperatura, densidad, concentración.
e) Concentración, temperatura, catalizador.

29. En las síntesis del amoníaco (una reacción exotérmica).

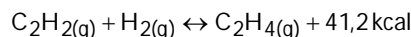


¿Cuál son las condiciones óptimas de temperatura y presión de la síntesis?

P: presión, **T:** temperatura.

- a) La reacción es independiente de T y P.
b) T alta y P baja.
c) T y P bajas.
d) T y P altas.
e) T baja y P alta.

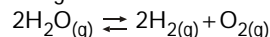
30. ¿Cuál será el efecto sobre el equilibrio de la reacción?



Si se aumenta la presión:

- a) Aumenta la formación de etileno.
b) No se altera el equilibrio.
c) Disminuye la formación de etileno.
d) Aumenta la formación de acetileno.
e) Aumenta la formación de hidrógeno.

31. A altas temperaturas, el agua se descompone parcialmente según:



Si para una determinada cantidad de vapor de agua, en un recipiente cerrado a 3000°C , se encontraron las siguientes presiones parciales en el equilibrio:

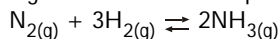
$$P_{H_2O} = 13,36 \text{ atm} ; P_{H_2} = 2,56 \text{ atm y}$$

$$P_{O_2} = 1,28 \text{ atm .}$$

¿Cuál será la constante de equilibrio K_p para la descomposición del agua a 3000°C ?

- a) 0,047 b) 0,240 c) 4,167
d) 9,301 e) 21,270

32. Se tiene el siguiente sistema de equilibrio:

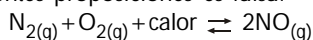


- Si se le agrega más hidrógeno gaseoso, al restablecerse el equilibrio, encontramos más $\text{NH}_{3(g)}$ y menos $\text{N}_{2(g)}$ que originalmente.
- Si se le agrega un catalizador, las cantidades de las sustancias en equilibrio no se verán afectadas.
- Las presiones elevadas favorecen la producción de NH_3 .

Es(son) verdadera(s):

- a) Sólo I b) Sólo II c) Sólo III
d) I y III e) I, II y III

33. En el siguiente sistema de equilibrio, indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:



- Es una reacción endotérmica.
- Las variaciones de presión no alteran el equilibrio.
- $K_p = K_c$.
- La refrigeración del sistema donde se realiza la reacción favorecerá el rendimiento.
- La disminución de la concentración de $\text{NO}_{(g)}$ desplazará la reacción hacia la derecha.

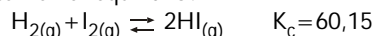
34. La disociación del cloruro de nitrosilo, NOCl , en óxido nítrico NO , y cloro, Cl_2 tiene lugar en un recipiente cerrado a 227°C ; $2\text{NOCl} \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{Cl}_2$. Las concentraciones molares de los tres gases en el punto de equilibrio son: $[\text{ClNO}] = 0,00156\text{M}$; $[\text{NO}] = 0,00586\text{M}$; $[\text{Cl}_2] = 0,00293\text{M}$. Hallar la constante de equilibrio, K_c , a 227°C .

- a) $1,72 \cdot 10^{-5}$ b) $9,77 \cdot 10^{-1}$ c) $1,11 \cdot 10^{-3}$
d) $6,21 \cdot 10^{-2}$ e) $4,13 \cdot 10^{-2}$

35. La constante de equilibrio K_c de la reacción siguiente: $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ es igual a 144 a 25°C . Si se colocan 0,4 mol de A y 0,4 mol de B en un recipiente de 2,0 litros, ¿cuál es la concentración molar en el equilibrio de A y D respectivamente?

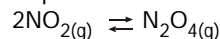
- a) 0,015 y 0,185 b) 0,100 y 0,100
c) 0,035 y 0,165 d) 0,130 y 0,070
e) 0,001 y 0,200

36. En un recipiente de un litro, se mezclan 0,08 mol de $\text{H}_{2(g)}$ con 0,08 mol de $\text{I}_{2(g)}$ a una temperatura dada. ¿Cuál será el número de moles de $\text{HI}_{(g)}$ formado luego de alcanzar el equilibrio?



- a) 0,245 b) 0,127 c) 1,127
d) 0,08 e) 0,04

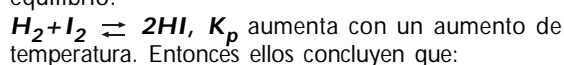
37. Para el siguiente proceso exotérmico:



Indique cuáles son las condiciones que favorecen la formación de N_2O_4 .

- Disminución de la presión y de la temperatura.
- Disminución de la temperatura sabiendo que la variación de presión no afectará el equilibrio.
- Aumento de la presión y disminución de la temperatura.
- Aumento de la presión y de la temperatura.
- Disminución de la presión y aumento de la temperatura.

38. Dos amigos que están preparándose para ingresar a la UNI, encuentran que para el sistema gaseoso en equilibrio:



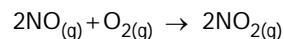
$$\text{I. } K_p = \frac{P_{\text{HI}}^2}{P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{I}_2}}$$

- La reacción es exotérmica.
- La reacción es endotérmica.
- K_p es adimensional.

Es(son) correcta(s):

- a) I y II b) I y IV c) Sólo III
d) III y IV e) I y III

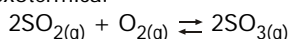
39. Cuántas veces mayor resulta la velocidad de la reacción:



Si el volumen del recipiente en el cual se realiza dicha reacción disminuye a la tercera parte de su valor inicial.

- a) 9 b) 15 c) 21
d) 27 e) 33

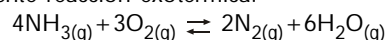
40. Señale la(s) proposición(es) correcta(s) de las mencionadas a continuación, analizando la siguiente reacción exotérmica:



- Si se aumenta la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
- Si se disminuye la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
- Si se aumenta la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
- Las variaciones en la temperatura no influyen en el equilibrio.

- a) I b) II c) III
d) IV e) I y II

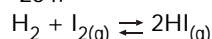
41. Una de las reacciones indeseables en el proceso de fabricación del amoníaco está representada por la siguiente reacción exotérmica:



Tomando exclusivamente los conceptos dados en la principios de equilibrio químico de Le Chatelier, señalar el procedimiento acertado para disminuir el rendimiento de dicha reacción química.

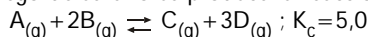
- Aumentar la presión y la temperatura.
- Disminuir la presión y la temperatura.
- Aumentar la presión y bajar la temperatura.
- Aumentar el volumen y bajar la temperatura.
- Disminuir la presión y aumentar la temperatura.

42. Calcular el número de gramos de HI formados al mezclar 508g de I_2 y 6g de H_2 en un recipiente de 1 L y a una temperatura de $443^\circ C$, K_c a esta temperatura es 50; $\overline{M}(I_2) = 254$.



- 114 g
- 229 g
- 344 g
- 458 g
- 932 g

43. En un matraz de 2 L, se introduce una mezcla de A, B, C y D; luego de sellarlo se produce la reacción:

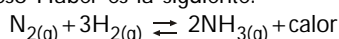


Transcurrido cierto tiempo, el análisis de una pequeña parte de la muestra indica que el número de moles de A, B, C y D son respectivamente: 8,0; 0,5; 0,5 y 4,0. Indicar la(s) afirmación(es) correcta(s):

- La presión total disminuye con el tiempo.
- La mezcla no está en equilibrio, pero lo alcanzará consumiendo C y D.
- La mezcla no está en equilibrio, pero lo alcanzará consumiendo A y B.

- Sólo I
- Sólo II
- Sólo III
- I y III
- I y II

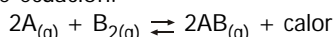
44. De las siguientes variaciones, cuál(es) favorecerá(n) el incremento en la producción de amoníaco, $NH_{3(g)}$. La ecuación que representa la formación de este gas por el proceso Haber es la siguiente:



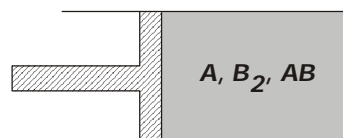
- Aumento de la concentración de N_2 .
- Disminución de la concentración de H_2 .
- Incremento de la temperatura.
- Disminución de la presión del sistema.
- Disminución del volumen del recipiente de reacción.

- Sólo I
- I y III
- I, III y V
- I y V
- II y IV

45. Las sustancias A y B_2 reaccionan de acuerdo a la siguiente ecuación:



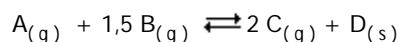
Después de la reacción, los reactantes y el producto se encuentran en equilibrio a una determinada temperatura y presión, en una cámara cilíndrica provista de un émbolo como se ilustra en la figura.



¿Qué ocurrirá si se comprime el sistema desplazando rápidamente el émbolo hacia la derecha?

- No ocurre nada.
- Disminuye la temperatura y aumentan las concentraciones de A y B_2 .
- Sólo aumenta la concentración de B_2 .
- Aumenta la temperatura y la concentración de AB.
- Aumentan proporcionalmente las concentraciones de todos los componentes y la temperatura.

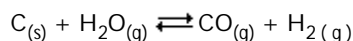
46. Para la reacción:



¿Cuál es la relación entre K_p y K_c ?

- $K_p = K_c(RT)^2$
- $K_c = K_p(RT)^{1/2}$
- $K_p = K_c(RT)^{-1}$
- $K_c = K_p(RT)^2$
- $K_c = K_p(RT)^{-1/2}$

47. ¿Cuál(es) de las siguiente(s) modificación(es) favorece la producción de monóxido de carbono en la reacción:



$\Delta H = 131 \text{ kJ/mol}$

- Aumentar la temperatura de reacción.
- Disminuir la presión del sistema.
- Añadir carbono.
- Aumentar la concentración del hidrógeno.

- I y II
- I y III
- III
- III y IV
- I, II, III

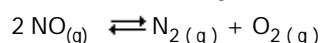
48. Se tiene las siguientes proposiciones:

- Un aumento de temperatura hace que la posición de equilibrio de una reacción exotérmica cambie a la izquierda, mientras que el de una reacción endotérmica se desplace a la derecha.
- Si mantenemos la temperatura constante, aumentando la presión sobre un sistema en equilibrio, este se desplaza en la dirección del mayor número de moles de reactivos o productos gaseosos.
- Un catalizador hace desplazar el equilibrio de una reacción hacia la derecha.

Es(son) verdadera(s):

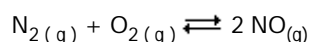
- Sólo I
- Sólo II
- Sólo III
- I y II
- II y III

49. Para la reacción en fase gaseosa:



$\Delta H^\circ = -43,5 \text{ kcal/mol}$

Por lo tanto, para el sistema:



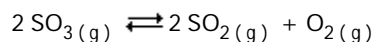
¿Cuál de las afirmaciones es válida?

- a) K_c es independiente de T.
 b) K_c aumenta al aumentar T.
 c) K_c disminuye al aumentar T.
 d) No se puede predecir la variación de K.
 e) K_c aumenta al aumentar la presión.
50. Dadas las siguientes reacciones hipotéticas y sus respectivas constantes de equilibrio:
- $$A + B \rightleftharpoons C + H \quad K_1$$
- $$C + B \rightleftharpoons I + H \quad K_2$$
- Calcular la constante de equilibrio para la reacción siguiente en función de K_1 y K_2 .
- $$I + 2H \rightleftharpoons A + 2B \quad K_3$$
- a) $K_3 = (K_1 + K_2)^2$ b) $K_3 = 1/(K_1 + K_2)$
 c) $K_3 = K_1 \cdot K_2$ d) $K_3 = 1/(K_1 \cdot K_2)$
 e) $K_3 = 1/(K_1 \cdot K_2)^{-1}$
51. El monóxido de dicloro gaseoso se disocia según la siguiente ecuación:
- $$\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$$
- Cada mol de COCl_2 genera 0,25 mol de $\text{CO}(\text{g})$ a temperatura ambiental constante y presión de 1 atmósfera. Hallar K_p
- a) 0,001 b) 0,005 c) 0,987
 d) 0,067 e) 0,333
52. En la reacción en fase gaseosa:
- $$2\text{NO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$$
- $\Delta H^\circ = -43,5 \text{ kcal/mol}$
 ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es válida para dicha reacción?
- a) K_c es independiente de T.
 b) K_c aumenta al incrementarse T.
 c) K_c disminuye al aumentar T.
 d) K_c no varía al añadir NO.
 e) K_c disminuye al refrigerar el sistema.
53. Determine la alternativa incorrecta:
- a) La velocidad de una reacción describe la rapidez con que se consumen los reactivos o la rapidez con la que se forman los productos.
 b) Todas las reacciones químicas son lentas.
 c) La cinética química estudia las velocidades de las reacciones químicas y sus mecanismos.
 d) La concentración de los reactivos influye en la velocidad de reacción.
 e) La velocidad de reacción depende de la temperatura.

54. Para la reacción a 1 000 K :

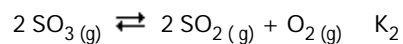
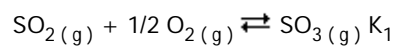


Calcular K_p para :



- a) $1,78 \cdot 10^{-4}$ b) $3,56 \cdot 10^{-4}$ c) 0,292
 d) 1,08 e) 0,735
55. A 713 K la constante de equilibrio K_p de la reacción:
- $$\text{Sb}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Sb}(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{S}(\text{g})$$
- es igual 0,429. Se requiere determinar a qué es igual la fracción molar del hidrógeno en la fase gaseosa.
- a) 0,57 b) 0,22 c) 0,41
 d) 0,36 e) 0,65
56. ¿Qué factor no influye en la velocidad de reacción?
- a) La presencia de un catalizador.
 b) Las concentraciones de los reactivos.
 c) La temperatura.
 d) La naturaleza de los reactantes.
 e) La densidad de los reactantes.
57. Se tiene un sistema en equilibrio en el cual sucede la reacción :
- $$\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$$
- donde $K_1 = 0,082$ (a 900 K)
 $K_2 = 0,329$ (a 1 000 K)
 Marque lo correcto:
- a) Cuando se adiciona a 900 K cloro, la temperatura aumenta.
 b) La descomposición de COCl_2 es favorecida al disminuir la temperatura.
 c) Cuando se duplica la presión de equilibrio, manteniendo la temperatura en 1 000 K , K_2 se eleva al cuadrado.
 d) La adición de un catalizador favorecerá la producción de cloro a ambas temperaturas .
 e) Cuando en un recipiente de 1 litro se coloca 1 mol de cada sustancia y la temperatura se eleva a 900 K, al establecerse el equilibrio habrá disminuido la concentración de COCl_2 .
58. En un recipiente cerrado, se coloca yoduro de hidrógeno $\text{HI}(\text{g})$ y se calienta hasta 423°C. Una vez establecido el equilibrio, la concentración de este gas es de 4,015 mol/L. Determinar la concentración de hidrógeno H_2 en el equilibrio (en mol/L) a dicha temperatura. La ecuación química del proceso es:
- $$2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}), \quad K_c = 0,018$$
- a) 0,54 b) 0,27 c) 0,29
 d) 0,35 e) 0,40

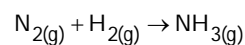
59. El dióxido de azufre (SO_2) tiene muchas aplicaciones: para la conservación de carnes, vino y cerveza; como agente de blanqueo para productos alimenticios; en la industria de la pulpa y del papel; e incluso en la industria del curtido, entre otros. Considere los dos equilibrios gaseosos en los que participa el SO_2 y las correspondientes constantes de equilibrio a 25°C .



¿Cuál de las siguientes relaciones es la que corresponde a los valores de las constantes de equilibrio?

- a) $K_2 = K_1$ b) $K_2 = K_1^2$ c) $K_2 = 1 / K_1^2$
 d) $K_2^2 = K_1$ e) $K_2 = 1 / K_1$

60. En el siguiente sistema:



hacia donde se desplazará el equilibrio ante el aumento del N_2 .

- a) \uparrow b) \downarrow c) \longrightarrow
 d) \longleftarrow e) \nearrow

Claves

01.	<i>b</i>
02.	<i>e</i>
03.	<i>c</i>
04.	<i>d</i>
05.	<i>b</i>
06.	<i>a</i>
07.	<i>d</i>
08.	<i>b</i>
09.	<i>a</i>
10.	<i>a</i>
11.	<i>d</i>
12.	<i>a</i>
13.	<i>a</i>
14.	<i>d</i>
15.	<i>e</i>
16.	<i>c</i>
17.	<i>d</i>
18.	<i>a</i>
19.	<i>d</i>
20.	<i>a</i>
21.	<i>d</i>
22.	<i>c</i>
23.	<i>b</i>
24.	<i>d</i>
25.	<i>d</i>
26.	<i>c</i>
27.	<i>b</i>
28.	<i>e</i>
29.	<i>e</i>
30.	<i>a</i>

31.	<i>a</i>
32.	<i>e</i>
33.	<i>e</i>
34.	<i>e</i>
35.	<i>a</i>
36.	<i>b</i>
37.	<i>c</i>
38.	<i>d</i>
39.	<i>d</i>
40.	<i>c</i>
41.	<i>a</i>
42.	<i>d</i>
43.	<i>e</i>
44.	<i>d</i>
45.	<i>d</i>
46.	<i>b</i>
47.	<i>e</i>
48.	<i>a</i>
49.	<i>b</i>
50.	<i>d</i>
51.	<i>d</i>
52.	<i>c</i>
53.	<i>b</i>
54.	<i>c</i>
55.	<i>a</i>
56.	<i>e</i>
57.	<i>b</i>
58.	<i>b</i>
59.	<i>c</i>
60.	<i>c</i>