

Cinética Química y Equilibrio.

(Química General. de. Everest)

PARTE 1. Cinética Química.

Introducción.

De todo lo estudiado hasta ahora sobre energía de los procesos químicos y de espontaneidad de los mismos, nada se puede inferir sobre la rapidez en la que estos se producen.

Esto es de vital importancia en química ya que de nada sirve determinar si se va a producir o no una reacción sin saber si la velocidad de la misma nos permitirá ver el proceso o si será o no útil en el terreno de la industria o la investigación.

La cinética química tiene por objeto el estudio de la velocidad con que transcurren los procesos químicos y la influencia que diversos factores (temperatura, naturaleza de los reactivos, acción de catalizadores...) ejercen sobre ellos.

Velocidad de reacción.

En cinética química se relaciona la cantidad de reactivo que se transforma con el tiempo empleado en ello.

Velocidad de reacción de una sustancia es el número de moles de esa sustancia transformados en la unidad de tiempo.

Esta definición exige medir la velocidad de reacción en mol/s.

Se observa que 20,4 Kg de agua oxigenada se descomponen, reduciéndose a la mitad, en 100 s. ¿Cuál es la velocidad de este proceso? [3 mol/s]

Normalmente se sigue el criterio de considerar negativas a las cantidades de sustancias transformadas (desaparecen reactivos) y positivas a las cantidades de sustancias obtenidas (aparecen o se transforman productos). Según este criterio, la velocidad de transformación del agua oxigenada en el problema anterior sería: -3 mol/s

En general la velocidad con que transcurre un proceso químico no suele ser constante. Por eso conviene explicitar una velocidad instantánea correspondiente a cada intervalo de tiempo, dt. Dado que la velocidad de una reacción depende de la concentración de los reactivos definiremos:

Velocidad instantánea de reacción es la variación, en un instante determinado, de la concentración de cada una de las sustancias que intervienen en el proceso.

La expresión matemática sería:

$$v = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \frac{\Delta [c]}{\Delta t} = \frac{d[c]}{dt}$$

La velocidad de reacción se expresaría entonces en mol/l.s

Para un proceso genérico $A + B \Rightarrow C + D$, la velocidad de reacción referida a cada una de las sustancias vendrá dada por:

$$v_a = -\frac{d[A]}{dt} \quad v_b = -\frac{d[B]}{dt} \quad v_c = +\frac{d[C]}{dt} \quad v_d = +\frac{d[D]}{dt}$$

Como puede observarse estas definiciones proporcionan diferentes valores según la sustancia a la que se refiera.

Por ejemplo en la reacción de formación del agua, $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \Rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$, por cada mol de oxígeno que desaparece se consumen 2 moles de hidrógeno, por lo que la velocidad de desaparición del hidrógeno será el doble que la del oxígeno.

Con el fin de evitar que su valor dependa del reactivo o del producto que se elija, definiremos la velocidad de reacción como:

la derivada, respecto al tiempo, de la concentración de cualquier reactivo o producto, dividida entre su respectivo coeficiente estequiométrico y convertida en un número positivo.

Orden de reacción.

Experimentalmente se observa que la velocidad de reacción es directamente proporcional al producto de las concentraciones de los reactivos, elevada, según los casos a exponentes enteros o fraccionarios.

Para un proceso del tipo: $aA + bB + cC + \dots \Rightarrow \text{productos}$

podríamos decir que:

$$v = k[A]^\alpha[B]^\beta[C]^\gamma \dots$$

Estos exponentes, que pueden ser enteros o fraccionarios, no tienen por que coincidir con los coeficientes estequiométricos. Cada uno de los exponentes indica el orden de reacción respecto al reactivo al que afecta. La suma de todos los órdenes de reacción de cada uno de los reactivos es el orden total de la reacción.

El valor de estos exponentes sólo pueden obtenerse a partir de estudios experimentales

Se observa experimentalmente que en una reacción determinada al duplicar la concentración del reactivo A, la velocidad de reacción es cuatro veces mayor. ¿Cuál es el orden de esa reacción respecto a dicho reactivo? [n=2]

Ecuación de velocidad y factor de velocidad.

$$v = k[A]^{\alpha}[B]^{\beta}[C]^{\gamma} \dots$$

recibe el nombre de ecuación de velocidad. La constante k que interviene en ella se denomina coeficiente de velocidad, constante de velocidad o factor de velocidad. Su valor es independiente de las concentraciones de los reactivos; en cambio varía muchísimo con la temperatura. Las unidades de k depende del orden de la reacción.

Deducir las unidades de k en una reacción de primer orden. [1/s]

Deducir las unidades de k en una reacción general de orden n. [$\text{mol}^{1-n} \cdot \text{l}^{n-1} \cdot \text{s}^{-1}$]

En una reacción del tipo $aA+bB \Rightarrow \text{Productos}$, estudiada experimentalmente en el laboratorio, se obtuvieron los siguientes valores de concentraciones y velocidades:

<i>Experiencia</i>	<i>[A] mol/l</i>	<i>[B] mol/l</i>	<i>Velocidad (mol/l s)</i>
1	0,02	0,01	0,00044
2	0,02	0,02	0,00176
3	0,04	0,02	0,00352
4	0,04	0,04	0,01408

Calcular:

El orden de reacción respecto a A y respecto a B, y el orden total.

La constante de velocidad.

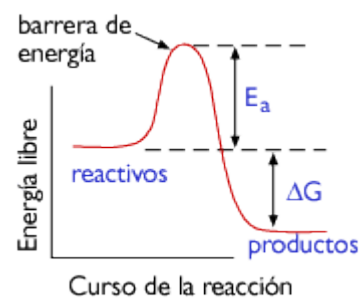
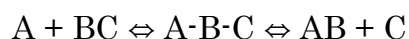
La ecuación de velocidad.

Teoría cinética de las colisiones.

La teoría cinética de la colisiones, establecida por Lewis en 1918, intenta dar una explicación al porqué de los procesos y justificar con ella la acción de los factores que afectan a la velocidad de reacción, especialmente la temperatura.

Según la teoría de Lewis para que dos sustancias reaccionen entre sí es necesario que estén en contacto y que sus moléculas, átomos o iones, al moverse desordenadamente como consecuencia de la agitación térmica, choquen unos contra otros. Estas colisiones no siempre son eficaces. Lo serán tanto más, cuanto mayor sea el desorden existente, el número de partículas y la temperatura. Las partículas adquirirán entonces la suficiente energía (energía de activación) para romper los enlaces que unen sus átomos o grupos atómicos, quedando estos libres (complejo activado)

Complejo activado.



Factores que influyen en la velocidad de reacción.

Para que dos sustancias reaccionen es necesario que rompan sus enlaces antes de formar nuevos enlaces. Por ello una mayor eficacia en los choques entre las moléculas incidirá en un aumento de la velocidad de reacción. Los factores que contribuyen a aumentar esta eficacia y por lo tanto la velocidad son:

- La naturaleza de los reactivos.
 - Las sustancias covalentes dan lugar a reacciones lentas.
 - Las sustancias iónicas disueltas suelen reaccionar rápidamente a temperatura ordinaria.
- El grado de división de los reactivos.

Para que la reacción transcurra con eficacia es preciso que la superficie de contacto, es preciso que la superficie de contacto de los reactivos sea máxima. Los gases y los líquidos reaccionan más rápidamente que los sólidos, y éstos, cuanto más finamente estén divididos, reaccionan también más rápidamente.

- La concentración.
- La presión.

Cuando se trata de reacciones entre sustancias gaseosas.

- La temperatura.

Se admite que, hasta cierto límite, la velocidad de reacción se duplica cada 10°C de aumento de temperatura.

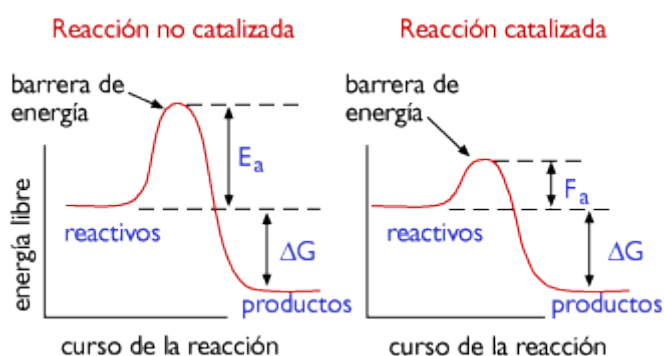
Catálisis.

Existen sustancias cuya presencia en una reacción, incluso cuando actúan en cantidades muy pequeñas, modifican sensiblemente la velocidad de la misma. Tales sustancias se denominan catalizadores y la acción que ejercen, catálisis. Los catalizadores no experimentan alteración de manera permanente.

La catálisis es positiva si aumenta la velocidad de reacción, y negativa en caso contrario. Los catalizadores presentan las siguientes características:

- Su composición química no se altera en las reacciones en las que intervienen.
- Pequeñas cantidades de catalizador son suficientes para producir la transformación de grandes cantidades de reactivos.
- Los catalizadores no son capaces de provocar reacciones que sin ellos no hubieran tenido lugar.

Actualmente la catálisis se interpreta suponiendo que el catalizador toma parte activa en la reacción, originándose un complejo activado distinto, más lábil y menos energético, que el que se formaría en ausencia del catalizador.



La variación de entalpía, es la misma tanto si ésta está catalizada o no, al igual que le sucede a ΔG . Por tanto, si la reacción es espontánea, lo será con o sin catalizador, lo mismo podemos decir sobre si la reacción no es espontánea.

PROBLEMAS.

1. A una cierta temperatura la constante de velocidad correspondiente a la reacción $\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightleftharpoons 2\text{HF}$ vale $k = 7,5 \text{ mol}^{-1} \text{ l s}^{-1}$. Calcula la velocidad de formación del fluoruro de hidrógeno en un momento en que las concentraciones de hidrógeno y de flúor son, respectivamente, $0,1 \text{ mol/l}$ y $0,2 \text{ mol/l}$.

2. En ciertas condiciones la velocidad de formación del agua viene dada por la ecuación:

$$v = k[\text{H}_2]^2[\text{O}_2]$$

Indicar:

- 2.1. El orden de la reacción.
 - 2.2. Las unidades de la constante de velocidad.
3. En una reacción $a\text{A} + b\text{B} \rightarrow \text{productos}$, estudiada experimentalmente en el laboratorio, se observa que si se duplica la concentración inicial de A, manteniendo constante la de B, la velocidad de inicial de la reacción queda multiplicada por 8, mientras que si se triplica la concentración de B, manteniendo constante la de A, la velocidad de la reacción también se triplica. Calcular, basándote en estos datos, el orden de la reacción.
 4. La reacción $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{AB}$ es de primer orden respecto a A y a B. Cuando la concentración de A es $0,2 \text{ M}$ y la de B $0,8 \text{ M}$, la velocidad de formación de AB es de $5,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l s}$.
 - 4.1. Calcula el valor de la constante de velocidad.
 - 4.2. ¿Cuánto valdrá la velocidad de reacción en el momento en que $[\text{A}] = 0,1 \text{ moles/l}$ y $[\text{B}] = 0,4 \text{ moles/l}$?
 5. Supongamos la reacción $\text{A} \rightarrow \text{B} + \text{C}$. La concentración de A varía con el tiempo de la siguiente forma:
 - 5.1. ¿Cuál es la velocidad media de reacción en los primeros 5 segundos?
 - 5.2. ¿Y entre los segundos 5 y 15?

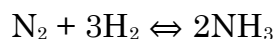
$[\text{A}] \text{ (M)}$	$T \text{ (s)}$
0,50	0
0,48	5
0,41	10
0,30	15

6. Una reacción exotérmica ¿se verificará a elevada velocidad? Razonad la respuesta.
7. ¿Podrá darse el caso de dos reacciones, una exotérmica y otra endotérmica, que tengan la misma energía de activación?
8. Representar en un diagrama entálpico el camino de una reacción endotérmica rápida y de otra exotérmica que sea más lenta que la anterior.

PARTE 2. Equilibrio Químico.

Introducción.

Existen muchas reacciones en las que los productos obtenidos son capaces de reaccionar mutuamente entre sí para regenerar las sustancias de partida.

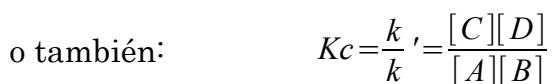


A este tipo de reacciones se las denomina reversibles.

Al comienzo de una reacción reversible, como las concentraciones de reactivo son altas la velocidad de la reacción directa, reactivos para formar productos, será alta. A medida que transcurre la reacción la velocidad de la reacción directa disminuye mientras aumenta la de la reacción inversa, productos para formar reactivos. Llega el momento en que ambas velocidades se igualan y por tanto las concentraciones de sustancias se mantienen constantes.

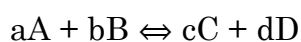
Cuando se cumple esta circunstancia se dice que existe equilibrio químico. El hecho de conseguir el equilibrio no supone en modo alguno que ya no exista reacción entre las sustancias. Las dos reacciones, directa e inversa, se siguen produciendo, pero con igual velocidad en los dos sentidos. El equilibrio químico es un equilibrio dinámico.

Ley de acción de masas.



K_c se denomina constante de equilibrio referida a las concentraciones, depende de la temperatura a la que se verifique el proceso.

Si consideramos una reacción reversible dada por:



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

que es la expresión matemática de la llamada ley de acción de masas.

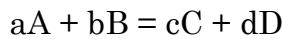
En un recipiente se introducen 2,94 moles de yodo y 8,1 moles de hidrógeno, estableciéndose el equilibrio cuando se han formado 5,60 moles de yoduro de hidrógeno. A la temperatura de la experiencia todas las sustancias son gases diatómicos. Calcula: a) Las cantidades de yodo e hidrógeno que han reaccionado; b) La constante de equilibrio de la reacción. [2,80 moles; 42,26]

La constante K_c de equilibrio del problema anterior es 50 cuando la temperatura de la reacción es de 448°C. ¿Cuánto yoduro de hidrógeno se formará al calentar a esa temperatura 1 mol de yodo y 2 moles de hidrógeno? [1,869 moles]

Estudio termodinámico del equilibrio.

Sistemas Gaseosos.

Supongamos de nuevo un proceso:



en la que todas las sustancias son gaseosas y transcurra a presión y temperatura constante.

Designaremos como P_A ..., las presiones parciales de cada sustancias en el equilibrio.

$$\Delta G^0 = -RT \cdot L \frac{P_C^C P_D^D}{P_A^A P_B^B}$$

Al cociente:

$$\frac{P_C^C P_D^D}{P_A^A P_B^B}$$

se le designa con el signo K_p , o constante de equilibrio referida a presiones, cuyo valor depende únicamente de la naturaleza de las sustancias y de la temperatura.

En consecuencia:

$$\Delta G^0 = -RT \cdot LK_p$$

y por tanto:

$$K_p = e^{-\frac{\Delta G^0}{RT}}$$

Las presiones parciales de H_2 , I_2 y HI , en el equilibrio a 400°C, son, respectivamente, 0,150, 0,384 y 1,850 atm. Calcular la K_p para el proceso $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$. [59,42]

Como la presión parcial que ejerce cada sustancia puede deducirse de:

$$P = n/V \cdot RT$$

$$P = M \cdot RT$$

En consecuencia:

$$K_p = \frac{P_C^C P_D^D}{P_A^A P_B^B} = \frac{[C]^C (RT)^C [D]^D (RT)^D}{[A]^A (RT)^A [B]^B (RT)^B} = \frac{[C]^C [D]^D}{[A]^A [B]^B} \cdot (RT)^{(c+d)-(a+b)} = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

La disociación del dióxido de nitrógeno en monóxido de nitrógeno y oxígeno se realiza en un recipiente cerrado a 327°C. Las concentraciones de los tres gases en el equilibrio son 0,0146, 0,00382 y 0,00191 mol/l, respectivamente. Calcula las constantes K_c y K_p a esa temperatura. [0,01144; 0,0802]

A 21°C la constante de disociación para $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ es 4,48. Calcula la concentración de NO_2 en equilibrio con 0,36 mol/l de N_2O_4 a 21°C [1,27]

¿En qué condiciones coincidirán los valores de K_p y K_c ? [$\Delta n=0$]

La presión parcial de cada componente puede expresarse en función de la presión total.

$$P_x = \chi_x \cdot P$$

donde χ representa la fracción molar de cada componente y P la presión total de la mezcla. En consecuencia:

$$K_p = K_c \cdot P^{\Delta n}$$

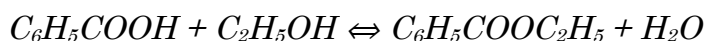
Sistemas líquidos.

Podríamos establecer que en una reacción del tipo $aA + bB = cC + dD$, para el estado de equilibrio que:

$$\Delta G^0 = -RT \cdot L \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = -(RT) \cdot LK_c$$

$$K_c = e^{-\frac{\Delta G^0}{RT}}$$

Sea el equilibrio:

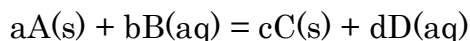


Cuando a cierta temperatura se mezclan 1 mol de ácido y 1 mol de alcohol, se obtiene solamente medio mol de éster. a) Calcula la constante de equilibrio K_c a esa temperatura; b) Determinar la composición de equilibrio si se mezclan inicialmente 6 moles de ácido benzoico y 4 moles de etanol. [1; 3,6-1,6-2,4-2,4]

Sistemas sólido-líquido:

Mientras exista sólido durante el proceso, su concentración puede considerarse como constante, y por tanto, puede englobarse en la propia constante K_c .

Para un proceso



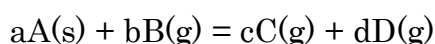
tendremos:

$$K'_c = \frac{[D]^d}{[B]^b}$$

la mayor o menor cantidad de sustancia sólida presente en la reacción no influye para nada en el valor de la constante de equilibrio.

Sistemas sólido-gas

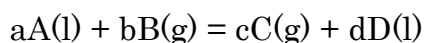
Si la sustancia sólida se encuentra en exceso, su concentración puede considerarse como constante.



$$K_p = \frac{P_C^c P_D^d}{P_B^b} \quad K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[B]^b}$$

Sistemas líquido-gas

Si el líquido es puro y se encuentra en exceso, su concentración también se considera constante.



$$K_p = \frac{P_C^c}{P_B^b} \quad K_c = \frac{[C]^c}{[B]^b}$$

Cociente de reacción.

La expresión

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

donde los valores de presiones parciales son los existentes en cualquier momento, se conoce normalmente con el nombre de cociente de reacción, y su valor, comparado con el de K_p , permite deducir el estado de equilibrio del proceso y pronosticar su evolución.

- Si $Q = K_c$, la reacción está en equilibrio.
- Si $Q > K_c$, la reacción evoluciona hacia la izquierda.
- Si $Q < K_c$, la reacción evoluciona hacia la derecha.

Factores que influyen en el equilibrio. Ley de Le Chatelier.

El estado de equilibrio de una reacción química puede modificarse variando alguno de los factores siguientes: concentración, presión y temperatura. Le Chatelier y Braun, en 1885 y 1886, respectivamente, enunciaron una ley que permite predecir cualitativamente la influencia de factores externos en un estado de equilibrio.

Siempre que se modifiquen las condiciones de un sistema en equilibrio se produce un desplazamiento del mismo en el sentido que restablezca las condiciones iniciales.

Por tanto:

- Si se elimina alguno de los productos obtenidos en la reacción, los reactivos reaccionarán entre sí para originar más producto. El sistema evolucionará hacia la derecha.
- Si se aumenta la concentración de alguna de las especies participantes en el proceso, este evolucionará haciendo que disminuya la cantidad de la sustancia añadida.
- Si se aumenta la presión, la reacción se desplaza en el sentido de originar aquellas sustancias que ocupen menor volumen.
- Si se disminuye la presión, la reacción se desplaza en el sentido de originar aquellas sustancias que ocupen mayor volumen.
- Si se aumenta la temperatura, la reacción se desplaza en el sentido en el que absorba calor.
- Si se disminuye la temperatura, la reacción se desplaza en el sentido en el que desprenda calor.

En la reacción: $2CO(g) + O_2(g) = 2CO_2(g)$. a) ¿Cómo afecta al equilibrio un aumento en la concentración de CO_2 ? b) ¿Y un aumento en la presión total?

Sea la reacción: $NO(g) + CO_2(g) = CO(g) + NO_2(g)$. a) ¿Cómo afectará al equilibrio un aumento en la presión parcial de NO_2 ? b) ¿Y un aumento de la presión total exterior?

Influencia de los catalizadores.

El efecto de un catalizador se reduce a modificar la velocidad de reacción. La acción de un catalizador se limita, no a modificar al equilibrio, sino a conseguir que éste se alcance más rápidamente.

PROBLEMAS

1. A cierta temperatura y en un recipiente de 1 litro se encuentran en equilibrio 8 gramos de O_2 , 8 gramos de SO_2 y 40 gramos de SO_3 . Calcula el valor de la constante de equilibrio K_c correspondiente a la reacción $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$ [64]
2. A 2000 K se encuentran en equilibrio en un recipiente de 2 litros 2,90 g de H_2 , 0,1145 moles de CO_2 , 1,539 g de agua y 8,55 moles de CO . Calcula los valores de K_c , K_p y K_x para la reacción $H_{2(g)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)} + CO_{(g)}$ [Todas 4,40]
3. A 2000 K la constante de equilibrio K_c correspondiente a la reacción $2O_3 \rightleftharpoons 3O_2$ vale $2,54 \cdot 10^{12}$. Calcula el valor de K_p . [$4,17 \cdot 10^{14}$]
4. Al analizar una mezcla en equilibrio de nitrógeno, hidrógeno y amoníaco, contenida en el interior de un matraz a 1000 K, obtenemos los siguientes resultados: $[N_2]=1,03$ mol/l; $[H_2]=1,62$ mol/l; $[NH_3]=0,102$ mol/l. Calcula, a dicha temperatura, los valores de las constantes de equilibrio K_c correspondientes a la reacción $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$. [$2,38 \cdot 10^{-3}$]
5. Se observa que en un recipiente de 2 litros a 1000 K existen, una vez alcanzado el equilibrio, 2 moles de nitrógeno, 3 moles de hidrógeno y una cierta cantidad de amoníaco. ¿Cuál es esta? La K_c para la reacción $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ es $2,37 \cdot 10^{-3}$ a 1000 K. [3,04 g]
6. En un recipiente cerrado de $72,6$ cm³ de capacidad introducimos 3,00 g de pentacloruro de fósforo. ¿Cuál será la composición de la mezcla gaseosa en equilibrio a 760 K, sabiendo que a dicha temperatura la constante K_c correspondiente a la reacción $PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$ es 33,3. [0,00118; 0,1972; 0,1972]
7. Si se introduce un mol de SO_3 en un recipiente de 1 litro, al alcanzarse el equilibrio se han formado 0,60 moles de SO_2 . Calcula el valor de K_c correspondiente al proceso: $2SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$. [0,675]
8. Si en un recipiente de 2 litros se hacen reaccionar 0,5 moles de H_2 , con 0,5 moles de I_2 , al alcanzarse el equilibrio se forman 0,78 moles de HI . Halla el valor de K_c para el proceso $2HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$. [$1,99 \cdot 10^{-2}$]
9. En un matraz de 1 litro se introducen 0,1 moles de pentacloruro de fósforo y se calienta a 250 °C. A esa temperatura el grado de disociación de pentacloruro en tricloruro y cloro es de 0,48. Calcula:
 - a) La presión en el interior del matraz. [6,347 atm]
 - b) El número de moles de cada componente en el equilibrio. [0,052; 0,048; 0,048]
 - c) El valor de K_c . [0,044]

10. Calentando a 100°C en un recipiente cerrado una mezcla de 3 moles de $\text{CO}_{2(g)}$ y 1 mol de $\text{H}_{2(g)}$, se alcanza el equilibrio cuando se han formado 0,8 moles de $\text{CO}_{(g)}$ e igual cantidad de vapor de agua. Calcula el valor de la constante de equilibrio K_c . [1,45]
11. A una cierta temperatura el valor de la constante K_c para la reacción $\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$ es 0,045. Si a esa temperatura introducimos 1 mol de pentacloruro en un recipiente de 1 litro, halla las concentraciones de cada una de las sustancias presentes en el equilibrio. [0,81; 0,19; 0,19]
12. Se introdujo en un recipiente de 10 litros 1 mol de $\text{PCl}_{5(g)}$. Hallar la constante del equilibrio de disociación del $\text{PCl}_{5(g)}$ según el equilibrio del ejercicio anterior, sabiendo que una vez alcanzado el mismo quedan 0,3 moles de reactivo. [0,163]
13. La constante de equilibrio de la reacción $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(g)}$ es $K_c=800$ a 800°C. Calcular el valor de K_p a dicha temperatura. [9,09]
14. A 27°C y 1 atm de presión la constante correspondiente al equilibrio de disociación del N_2O_4 ($\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$) vale $K_p = 0,17$.
- Halla el grado de disociación del tetraóxido.[20%]
 - Halla el grado de disociación a 27°C y 2 atm de presión.[14,4%]
15. Sabiendo que a 35°C la constante K_p para el equilibrio anterior vale 0,32, calcula la presión a la que el tetraóxido se encuentra disociado en un 40%. [0,42 atm]
16. Hallar el volumen de un recipiente que contiene 1 g de N_2O_4 a la temperatura de 45°C y a 2 atm. Sabemos que $K_p = 0,672$ y $K_c = 0,02577$. [0,181 litros]
17. A 150°C y 200 atm el amoníaco se disocia en un 30% en sus elementos. ($2\text{NH}_{3(g)} = \text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)}$). Halla K_c y K_p . [0,55; 660,2]
18. En un recipiente se introduce hidrogenocarbonato de sodio y se calienta a 120°C. Cuando se alcanza el equilibrio la presión es de 1720 mm de Hg. Hallar K_c y K_p para el proceso: $2\text{NaHCO}_{3(s)} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_{3(s)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$. [1,28; 0,00123]
19. ¿Qué efecto producirá un aumento de presión en los siguientes procesos?
- $2\text{A}_{(g)} + \text{B}_{(g)} = 2\text{C}_{(g)}$
 - $\text{A}_{(g)} = 2\text{C}_{(g)}$
 - $\text{A}_{(g)} + \text{B}_{(g)} = \text{C}_{(g)} + \text{D}_{(g)}$
 - $\text{A}_{(g)} + \text{B}_{(g)} = \text{C}_{(g)}$