

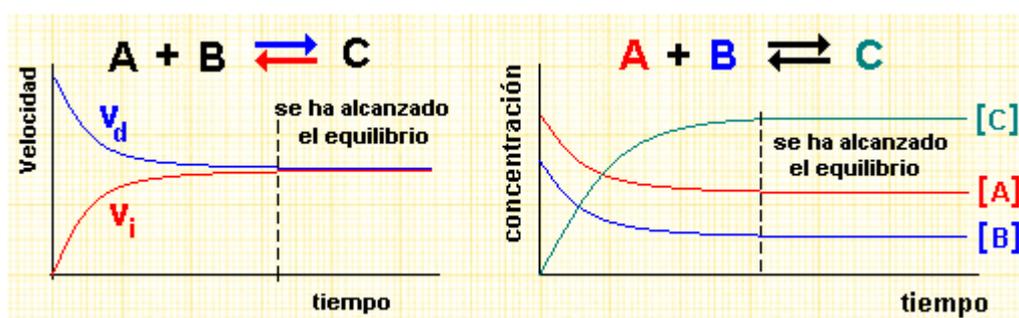
## **7.- EL EQUILIBRIO QUÍMICO**

<b>7.1.- <u>Reacciones químicas reversibles y equilibrio.</u></b> .....	<b>178</b>
<b>7.2.- <u>Las constantes de equilibrio.</u></b> .....	<b>179</b>
7.2.1.- La función de Gibbs y las constantes de equilibrio. ....	179
7.2.2.- Ley de acción de masas. ....	181
7.2.3.- Equilibrios de sistemas heterogéneos. ....	182
7.2.4.- Magnitud de las constantes de equilibrio. ....	182
7.2.5.- Dirección de una reacción. ....	183
<b>7.3.- <u>Factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio.</u></b> .....	<b>184</b>
7.3.1.- Principio de Le Chatelier. ....	184
7.3.2.- Efecto de la temperatura. ....	185
7.3.3.- Efecto de la presión. ....	186
7.3.4.- Efecto de la concentración. ....	186
7.3.5.- Efecto de los catalizadores. ....	186
<b>7.4.- <u>Problemas y cuestiones.</u></b> .....	<b>187</b>

## 7.1.- Reacciones químicas reversibles y equilibrio.

Hasta ahora hemos estudiado las reacciones como si fueran totalmente desplazadas hacia la derecha, considerando que uno de los reactivos se agota al final (reactivo limitante); sin embargo, en la realidad, muy pocas reacciones se comportan de esta manera. Lo más habitual es que el proceso directo no llegue a completarse, porque el proceso inverso, conforme se vaya formando más cantidad de productos va adquiriendo más relevancia, reaccionando entre sí para volver a dar los reactivos.

Inicialmente la velocidad del proceso directo es máxima, pero a medida que la concentración de reactivos va disminuyendo, también lo hace su velocidad, sin embargo, la velocidad del proceso inverso (inicialmente nula si no hay productos), va creciendo conforme la concentración de productos va aumentando. Llega un momento en el que las velocidades del proceso directo y la del proceso inverso se igualan, es decir, con la misma velocidad que los reactivos desaparecen para formar productos, los productos reaccionan entre ellos para volver a dar los reactivos, y entonces, aunque la reacción se sigue produciendo, no se observan cambios globales. Al final se obtiene una mezcla de reactivos y productos en unas concentraciones molares constantes. Decimos entonces que la reacción ha alcanzado el equilibrio químico ( $\Delta G = 0$ ).



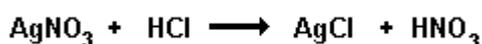
El estudio de estas reacciones reversibles (en las que tanto los procesos directo e inverso tienen lugar) y del estado de equilibrio que alcanzan, nos ha permitido determinar las concentraciones de todas las sustancias presentes en dicho equilibrio y los factores que favorecen el desplazamiento del equilibrio en el sentido que nos interesa.

Este tipo de procesos reversibles se representan con una doble flecha ( $\rightleftharpoons$ ), por ejemplo:



Debemos insistir en el aspecto importante: las reacciones directa e inversa continúan produciéndose incluso después de alcanzarse el equilibrio químico. Se trata de un equilibrio dinámico.

Existen reacciones irreversibles en las que es casi imposible detectar el equilibrio ya que las cantidades de reactivos al final del proceso es prácticamente insignificante, por ejemplo:



## 7.2.- Las constantes de equilibrio.

### 7.2.1.- La función de Gibbs y las constantes de equilibrio.

Analicemos la siguiente reacción:



Se puede demostrar, aunque escapa del contenido de este curso, que:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

donde  $\Delta G^\circ = G_p^\circ - G_r^\circ$  que tiene un valor constante y estándar. Dicha ecuación es sólo válida para gases.

Cuando se alcanza el equilibrio  $\Delta G = 0$ , luego:

$$0 = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

$$-\frac{\Delta G^\circ}{R \cdot T} = \ln \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

y quitando logaritmos:

$$e^{-\frac{\Delta G^\circ}{R \cdot T}} = \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b} = K_p$$

$K_p$  es una constante que nos define el equilibrio sólo válida para una temperatura determinada:

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

$K_p$  puede expresarse en función de las concentraciones con la ayuda de la ecuación de los gases perfectos:

$$P_A = \frac{n_A}{V} \cdot R \cdot T = [A] \cdot R \cdot T$$

Sustituyendo en la expresión de  $K_p$ :

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

si  $(c+d)-(a+b) = \Delta n$  (suma de los coeficientes de los productos gaseosos menos la suma de los coeficientes de los reactivos gaseosos de la reacción):

$$K_p = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

luego:

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

y la relación que existe entre ambas constantes es:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

$$K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$$

Si  $\Delta n = 0$  (no hay variación en el n° de moles gaseosos), entonces:

$$\mathbf{K_p = K_c}$$

### 7.2.2.- La ley de acción de masas.

La idea fundamental sobre las constantes de equilibrio puede deducirse con los datos de la siguiente tabla referidos al equilibrio del proceso de descomposición del tetraóxido de dinitrógeno ( $N_2O_4$ ) en dióxido de nitrógeno ( $NO_2$ ) según la siguiente ecuación química:



vamos a establecer varias veces este equilibrio **a la misma temperatura** pero con distintas concentraciones iniciales tanto de reactivos como de compuestos y medir las concentraciones de las dos especies cuando se alcance el equilibrio. Los datos que se obtienen son:

Concentraciones iniciales (M)		Concentraciones en el equilibrio (M)		$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$
$[N_2O_4]_o$	$[NO_2]_o$	$[N_2O_4]_{eq}$	$[NO_2]_{eq}$	
0,670	0,000	0,643	0,055	$4,65 \cdot 10^{-3} M$
0,446	0,000	0,424	0,044	$4,66 \cdot 10^{-3} M$
0,500	0,030	0,491	0,048	$4,61 \cdot 10^{-3} M$
0,600	0,040	0,594	0,052	$4,60 \cdot 10^{-3} M$

Observa que, si la temperatura no cambia, independientemente de las concentraciones iniciales de las especies que intervienen en la reacción, el valor de la constante de equilibrio es el mismo. Por otro lado, comprobamos que los exponentes a los que están elevadas las concentraciones, coinciden con sus coeficientes estequiométricos. En general, como ya hemos visto antes, para una reacción general del tipo:



se debe cumplir que:

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

Esta expresión matemática se conoce como la **ley de acción de masas**. El valor de  $K_c$  (o  $K_p$ ) es independiente de las concentraciones iniciales de reactivos y productos y **sólo depende de la temperatura**. Si la temperatura cambia, también lo hará el valor de la constante de equilibrio.

La ley de acción de masas (o también llamada del equilibrio químico) sólo se cumple para disoluciones diluidas o para gases a bajas presiones. Si en las reacciones intervienen sustancias con altas concentraciones o gases a presiones altas, las cantidades de sustancia deben multiplicarse por unos factores correctores denominados coeficientes de actividad.

### 7.2.3.- Equilibrios de sistemas heterogéneos.

Los equilibrios heterogéneos son los que tienen lugar con más de una fase, por ejemplo:



Aplicando la ley de acción de masas a dicho equilibrio:

$$K'_c = \frac{[\text{CaO}] \cdot [\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]}$$

se puede aumentar la concentración de dióxido de carbono con sólo añadir un poco más de cantidad de carbonato sódico en el recipiente de volumen constante (por lo que aumentará la presión), pero al añadir más cantidad de sólido, también aumentará su volumen por lo cual su concentración prácticamente permanece constante a lo largo de todo e equilibrio. De forma general, la concentración molar de cualquier sustancia pura sólida o líquida permanece constante, por ello, se incluyen en las constantes de equilibrio. En el ejemplo anterior, la constante de equilibrio sería:

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

lo mismo ocurre para  $K_p$ :

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

y como  $\Delta n = 1$  (sólo se cuentan los compuestos gaseosos):

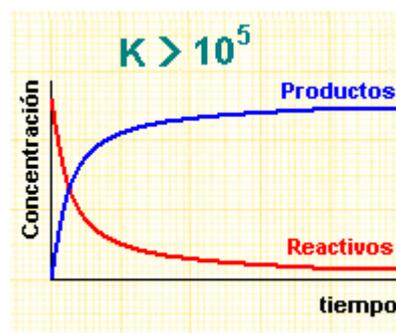
$$K_p = K_c \cdot (RT)$$

Como conclusión, debemos decir que **en la expresión de la constante de equilibrio, no se incluyen ni los sólidos ni los líquidos puros.**

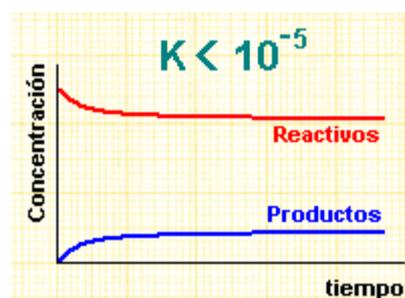
### 7.2.4.- Magnitud de la constante de equilibrio.

Las constantes de equilibrio se pueden utilizar como medida orientativa del avance de una reacción, es decir, en qué medida los reactivos se van a transformar en productos. Vamos a analizar tres casos posibles:

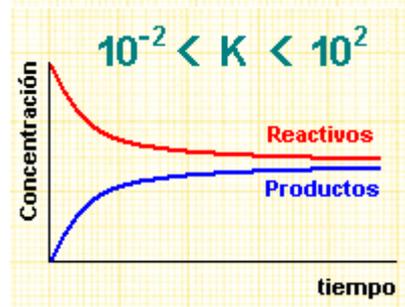
a) Si  $K$  es muy grande, del orden de  $10^5$  o mayor, cuando se alcance el equilibrio, a partir de los reactivos iniciales, se habrá producido una conversión casi completa de los reactivos en los productos de la reacción.



b) Si  $K$  es muy pequeña, del orden de  $10^{-5}$  o menor, cuando se alcance el equilibrio, únicamente se habrán transformado en productos una fracción muy pequeña de los reactivos presentes inicialmente.



c) Para valores de la constante de equilibrio  $K$  comprendidos entre estos extremos, especialmente si  $0,01 < K < 100$ , los reactivos y los productos se encontrarán en el equilibrio en proporciones comparables, aunque esto depende en gran medida de la estequiometría de la reacción.



Hay que insistir en que, la constante de equilibrio nos da una idea de la extensión de la reacción, hasta donde avanza, pero no nos informa en absoluto acerca de su velocidad, es decir, lo rápido que se produce. Puede que una reacción que tenga una constante muy alta, que esté muy desplazada hacia la derecha, tarde un año en alcanzar el equilibrio transformando la práctica totalidad de sus reactivos en productos.

### 7.2.5.- Dirección de una reacción.

Si en un proceso químico, inicialmente solo tenemos reactivos, estaremos seguros de que el equilibrio se alcanzará desplazándose hacia la derecha, es decir, hacia la formación de productos, ya que la reacción inversa, inicialmente no se podrá dar. Si por el contrario, inicialmente sólo tenemos productos, la reacción tendrá que desplazarse hacia la izquierda para alcanzar el equilibrio, es decir, los productos reaccionarán para dar los reactivos. Pero, ¿qué ocurre si inicialmente tenemos tanto reactivos como productos?, ¿hacia dónde se desplazará la reacción para alcanzar el equilibrio?.

Hay una forma de averiguarlo muy fácilmente, y es calculando una magnitud denominada **cociente de reacción Q** que es la misma expresión que la constante de equilibrio pero donde las concentraciones no son las de equilibrio. Una vez determinada, sólo tenemos que comparar su valor con el de la constante de equilibrio, y pueden darse tres situaciones:

- si  $Q < K$ , la relación entre los productos y reactivos debe aumentar, por lo que el equilibrio deberá desplazarse hacia el lado de los productos, es decir, hacia la derecha.
- Si  $Q > K$ , la relación entre productos y reactivos debe disminuir, por lo que el equilibrio deberá desplazarse hacia el lado de los reactivos, es decir, hacia la izquierda.
- Si  $Q = K$ , el sistema está en equilibrio, por lo que las concentraciones de productos y reactivos ya no se modificarán si no cambian las condiciones de operación.

Vamos a verlo con un ejemplo: Supongamos en un recipiente cerrado de medio litro de capacidad, tenemos una mezcla gaseosa de 1 moles de hidrógeno, 1 moles de yodo y 0,5 moles de yoduro de hidrógeno a 300 ° C. La ecuación química del proceso será la siguiente:



cuya constante de equilibrio a dicha temperatura toma el valor de  $K = 52$ .

Para averiguar el sentido en el que se desplazará la reacción, en primer lugar calcularemos las concentraciones de todas las especies y posteriormente el cociente de reacción:

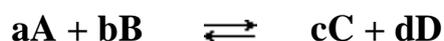
$$\left. \begin{aligned} [\text{I}_2] &= \frac{n}{V} = \frac{1}{0,5} = 2 \text{ M} \\ [\text{H}_2] &= \frac{n}{V} = \frac{1}{0,5} = 2 \text{ M} \\ [\text{HI}] &= \frac{n}{V} = \frac{0,5}{0,5} = 1 \text{ M} \end{aligned} \right\} \rightarrow Q_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{I}_2] \cdot [\text{H}_2]} = \frac{1^2}{2 \cdot 2} = \frac{1}{4} = 0,25$$

El cociente de reacción toma el valor de 0,25, menor que el valor de la constante de equilibrio a la temperatura de operación que es de 52. Cuando se alcance el equilibrio el cociente de reacción debe valer lo mismo que la constante de equilibrio, por lo que como inicialmente es inferior, deberá aumentar. Para que una fracción aumente, debe hacerlo su numerador y disminuir el denominador, por lo que tendrá que aumentar la concentración de yoduro de hidrógeno y disminuir la de yodo e hidrógeno, por lo que el equilibrio se desplazará hacia la formación de productos, es decir, hacia la derecha. Estamos, por tanto, en condiciones de afirmar que, cuando se alcance el equilibrio habrá más cantidad de yoduro de hidrógeno de la que había inicialmente.

### **7.3.- Factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio.**

#### **7.3.1.- Principio de Le Chatelier.**

Dada la reacción:



si una vez alcanzado el equilibrio modificamos alguna de las variables que en él influyen como la presión, la temperatura, la concentración de productos y reactivos, etc., el sistema evolucionará hacia otro estado de equilibrio tendiendo a reducir el efecto de esta acción. Esto es lo que dice el **principio de Le Chatelier**.

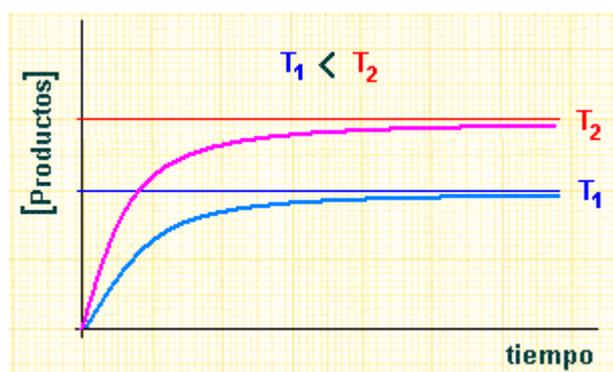
Vamos a ver cómo se modifica el equilibrio por efecto de la temperatura, presión, concentración y catalizadores.

### 7.3.2.- Efecto de la Temperatura.

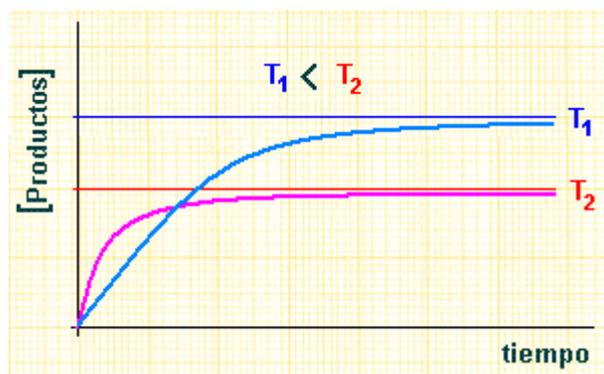
Si la reacción es endotérmica (necesita calor), al aumentar la temperatura se favorecerá que el equilibrio se desplace hacia la derecha (formación de productos), para así reducir la perturbación que hemos provocado disminuyendo la temperatura (ya que la reacción absorbe calor); y por el contrario, si la reacción es exotérmica se favorecerá que el equilibrio se desplace hacia la formación de reactivos (hacia la izquierda), es decir, disminuirá la concentración de los productos.

Si representamos a dos temperaturas distintas las curvas que dan la concentración de productos en función del tiempo:

- Para una reacción endotérmica ( $T_2 > T_1$ ):



- Para una reacción exotérmica ( $T_2 > T_1$ ):



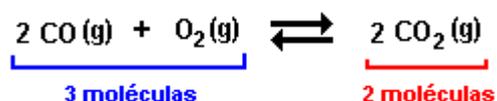
Hay que señalar que en el caso de una reacción exotérmica, la concentración de productos alcanzada en el equilibrio es menor si se aumenta la temperatura como ya hemos indicado, pero la velocidad de reacción aumenta.

### 7.3.3.- Efecto de la Presión.

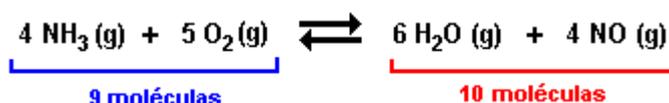
Sólo afecta a aquellas reacciones en las que intervienen gases.

Al aumentar la presión el equilibrio se desplaza en el sentido adecuado para reducir esa presión.

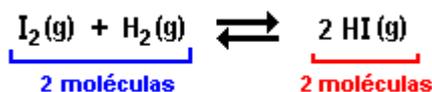
Como la presión es proporcional al número de moléculas, el aumento de presión modificará el equilibrio en el sentido de disminuir el número total de moles, lo que contrarresta ese aumento de presión. Si la presión disminuye ocurrirá todo lo contrario. Vamos a verlo con algunos ejemplos:



si aumenta la presión el equilibrio se desplaza hacia la derecha y si disminuye hacia la izquierda.



en este caso ocurrirá todo lo contrario que en el primero.



en este caso la presión no influye para nada.

### 7.3.4.- Efecto de la concentración.

Si aumentamos la concentración de los reactivos, el equilibrio se desplazará de tal forma que se tienda a reducir ese aumento de concentración, es decir se desplazará hacia la derecha (formación de productos).

Si, por el contrario, aumentamos la concentración de los productos, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda (formación de reactivos).

### 7.3.5.- Efecto de los catalizadores.

El catalizador no varía para nada la concentración de los productos en el equilibrio, tan sólo conseguirá que las concentraciones que se tengan que alcanzar en dicho equilibrio, lo hagan más rápidamente, es decir, aumenta la velocidad de la reacción, tal y como ya vimos en el tema anterior.

**7.4.- Problemas y cuestiones.**

- 340.- A una determinada temperatura, se añaden a un recipiente vacío 746 gr de  $I_2$  y 16'2 gr de  $H_2$ . Se deja alcanzar el equilibrio y entonces se comprueba que se han formado 721 gr de HI. Calcular  $K_p$  y  $K_c$  para el proceso de formación de HI.
- 341.- Se introducen 0'02 moles de  $CaCO_3$  en un recipiente de 1 litro, y éste se calienta hasta 1170 °K. Determinar la composición de equilibrio sabiendo que la reacción:
- $$CaCO_3 (s) \rightleftharpoons CaO (s) + CO_2 (g) \quad \text{posee una } K_p = 1'0 \text{ atm.}$$
- 342.- Determinaciones experimentales han permitido conocer que si se calienta amoniaco puro a 673 K y 0'934 atm, se halla disociado en un 40% en  $N_2$  y  $H_2$ . Determinar:
- La presión parcial de cada uno de los gases cuando se alcance el equilibrio.
  - Los moles de cada gas en el equilibrio (suponer que el peso total de la mezcla es de 100 gr).
  - El volumen de la mezcla.
  - El valor de  $K_p$  a 673 K.
- 343.- La constante  $K_p$  para la reacción de descomposición del  $N_2O_4 (g)$  en  $NO_2 (g)$  a 308 K, vale 0'32 atm. Calcular la presión a la que el  $N_2O_4$  se encuentra disociado en un 25%
- 344.- La constante  $K_c$  para la reacción del etanol ( $CH_3CH_2OH$ ) con el ácido acético ( $CH_3COOH$ ) para dar acetato de etilo ( $CH_3COOCH_2CH_3$ ) y agua, vale 4. ¿Cuántos gr de acetato de etilo se formarán al mezclar 1'3 moles de etanol con 1'33 moles de ácido acético?.
- 345.- A 630 °C y 1 atm de presión, la densidad del  $SO_3$  es de 0'927 gr/l. Calcular el grado de disociación,  $K_p$  y  $K_c$  para la reacción:
- $$2 SO_3 (g) \rightleftharpoons 2 SO_2 (g) + O_2 (g)$$
- 346.- En un recipiente de 250 cc, se mezclan 16 gr de S con la cantidad estequiométrica de Hidrógeno a 25 °C. A esa temperatura, la constante de equilibrio para la reacción:
- $$S (s) + H_2 (g) \rightleftharpoons H_2S (g)$$
- tiene el valor de  $K_p = 6'32 \cdot 10^{-5}$ . Determinar la cantidad de ácido sulfhídrico formada.
- 347.- En la síntesis de Haber, una mezcla de nitrógeno e hidrógeno en la proporción 1:3 tiene a 723 K y 50 atm la siguiente composición en el equilibrio: 9'6% de  $NH_3$  ; 28'2% de  $N_2$  y 62'2% de  $H_2$ . Determina el valor de  $K_p$ .
- 348.- En la reacción de formación del HI,  $K_p = 54'4$  a 355 °C. Determinar el porcentaje de  $I_2$  que se convertirá en HI al mezclar 0'2 moles de  $I_2$  con 0'2 moles de  $H_2$  a la citada temperatura.
- 349.- Si en el problema anterior la cantidad de  $H_2$  se aumenta hasta 2 moles, ¿cuál será el nuevo porcentaje de  $I_2$  reaccionado? ¿Se podría predecir a priori si sería mayor o menor?

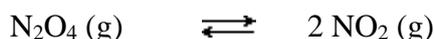
- 350.- A 248 °C y 1 atm, se ha determinado que si se utiliza una muestra inicial de 0'5 moles de  $\text{SbCl}_5$ , la mezcla de equilibrio contiene un 42'8% de  $\text{Cl}_2$ . Calcular  $K_p$  para la reacción:
- $$\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$$
- 351.- El  $\text{CO}_2$ , se disocia parcialmente a 2000 K según la reacción:
- $$2 \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$$
- Experimentalmente se encuentra que reacciona sólo un 1'6% del dióxido de carbono presente inicialmente. Calcular:
- el valor de  $K_p$  suponiendo una presión parcial de  $\text{CO}_2$  en el equilibrio de una atm.
  - la presión total en estas condiciones.
- 352.- Se sabe que la reacción:  $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$  tiene una  $K_p = 3'4$  a 1000 K. Cuando se alcanza el equilibrio la presión de  $\text{SO}_3$  respecto a la de  $\text{SO}_2$  es de 1'25. Calcular las presiones parciales de los gases presentes en la mezcla y la presión total del sistema cuando se alcance el equilibrio.
- 353.- El equilibrio  $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$  tiene una constante de 0'63 a 986 °C. Determina la presión parcial de cada uno de los gases en el equilibrio si una mezcla del 12% de  $\text{CO}$ , 22% de  $\text{H}_2\text{O}$ , 30% de  $\text{CO}_2$  y 36% de  $\text{H}_2$  se calienta a 986 °C bajo una presión de 1 atm.
- 354.- 9 moles de  $\text{CO}$  y 15 de  $\text{Cl}_2$  se colocan en un recipiente de 3 litros. En el equilibrio:
- $$\text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{g})$$
- se encuentra que hay 6'3 moles de  $\text{Cl}_2$  en la mezcla. Determina el valor de la constante de equilibrio  $K_c$ .
- 355.- 12 moles de  $\text{SO}_2$  y 8 de  $\text{NO}_2$  se colocan en un recipiente de 2 litros. Al alcanzarse el equilibrio según la reacción:
- $$\text{SO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$$
- se determina que la concentración de  $\text{NO}_2$  es de 1 M. Calcula el valor de  $K_c$  en esas condiciones.
- 356.- En la reacción:
- $$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$$
- la constante de equilibrio  $K_c$  es de 2 M. Se introduce en un recipiente de 1 litro, 1 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4$  dejando que se alcance el equilibrio.
- ¿Qué concentración de  $\text{NO}_2$  se obtendrá?
  - ¿Y si el volumen fuese de 10 litros?
- 357.- En un recipiente cerrado de 5 litros de capacidad, se introducen 0'158 moles de  $\text{I}_2$  y 4'89 de  $\text{H}_2$  a 500 °C de temperatura. Determinar la cantidad de  $\text{HI}$  formado sabiendo que la constante de equilibrio toma el valor de 50 a la citada temperatura.
- 358.- Calentando a 200 °C una cantidad de pentacloruro de fósforo en un vaso de 10 litros, se establece un equilibrio que contiene 0'26 moles de pentacloruro de fósforo ( $\text{PCl}_5$ ), 0'35 moles de tricloruro de fósforo ( $\text{PCl}_3$ ) y 0'35 moles de cloro ( $\text{Cl}_2$ ). Calcula el valor de la constante de equilibrio  $K_c$ .

359.- Tenemos la siguiente reacción en equilibrio:



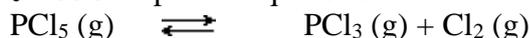
que contiene 3'6 moles de  $\text{H}_2$ , 13'5 moles de  $\text{N}_2$  y 1 mol de  $\text{NH}_3$ . La presión total es de 2 atm. Calcular las presiones parciales de cada uno de los gases en dicho equilibrio y el valor de  $K_p$ .

360.- Calcular las concentraciones en el equilibrio que se alcanza al introducir 0'1 moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  en un erlenmeyer de 2 litros de capacidad a 25 °C, teniendo presente que la reacción:



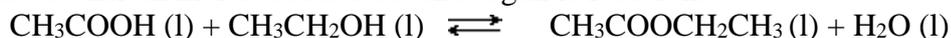
tiene de  $K_c = 0'0058 \text{ M}$  a dicha temperatura.

361.- Dado que, a 760 °C,  $K_c = 33'3 \text{ M}$  para el equilibrio:



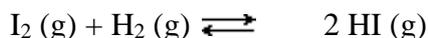
¿Cuál será el estado de equilibrio que alcanzará el sistema si inyectamos 1'5 gr de  $\text{PCl}_5$  y 15 gr de  $\text{Cl}_2$  en un volumen de un litro?

362.- Se desea obtener un mol de acetato de etilo según la reacción:



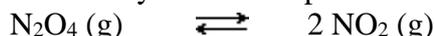
Calcular las cantidades mínimas, en moles, de reactivos en partes iguales que deben utilizarse inicialmente. Para la citada reacción,  $K = 4$  a 20 °C.

363.- Si se calientan 46 gr de  $\text{I}_2$  y 1 gr de  $\text{H}_2$  hasta alcanzar el equilibrio a 450 °C según la reacción:



la mezcla en el equilibrio contiene 1'9 gr de  $\text{I}_2$ . ¿Cuántos moles de cada gas existirán en el equilibrio?; ¿cuánto vale su constante de equilibrio a 450 °C?

364.- Calcular el % de disociación del  $\text{N}_2\text{O}_4$  a 27 °C y 0'7 atm de presión sabiendo que  $K_c = 0'17 \text{ M}$  y la reacción:



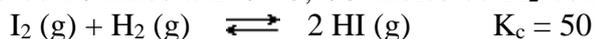
365.- Dada la reacción:



Si el bromuro de nitrosilo está disociado en un 34% a 25 °C y 25 atm de presión, calcular el valor de  $K_p$  a dicha temperatura.

366.- A 374 K,  $K_p$  para la reacción:  $\text{SO}_2\text{Cl}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$  vale 2'4 atm. Si introducimos 6'4 gr de  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  en un tubo de un litro, ¿cual será la presión de  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$  si no se ha disociado nada?; ¿cuáles serán las presiones parciales de todos los gases cuando se alcance el equilibrio?

367.- Al hacer reaccionar en un recipiente de 10 litros a 240 °C, 0'5 moles de  $\text{H}_2$  con 0'5 moles de  $\text{I}_2$  según la reacción:

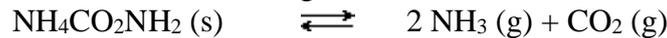


a) ¿Cuál es el valor de  $K_p$ ?

b) ¿Cuál es el valor de la presión total en el recipiente cuando se alcance el equilibrio?

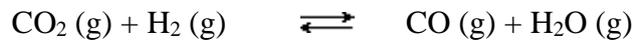
c) ¿Cuántos moles habrán de  $\text{I}_2$  en el equilibrio?

368.- El carbamato de amonio se disocia según la reacción:



A 25 °C, la presión total de los gases en el equilibrio es de 0'116 atm. Calcular  $K_p$ .

369.- Dada la reacción:



cuya constante a 1000 K vale  $K = 0'719$ . calcular:

- La composición volumétrica de equilibrio a dicha temperatura partiendo de cantidades equimolares de los reactivos.
- La presión parcial de cada uno de los componentes en el equilibrio, si la presión total es de 10 atm.
- ¿qué efecto tendrá sobre el equilibrio un aumento de la presión?

370.- Cuando el óxido de mercurio(II) se calienta en un recipiente cerrado, en el que se ha hecho el vacío, se disocia en mercurio y oxígeno hasta alcanzarse una presión total que a 380 °C es de 141 mmHg. Calcular:

- las presiones parciales de cada uno de los gases cuando se alcance el equilibrio a esa temperatura.
- las concentraciones de los mismos.
- el valor de  $K_c$ .

371.- A 400 °C y 50 atm de presión total la síntesis del amoniaco sobre catalizador adecuado y partiendo de cantidades estequiométricas de hidrógeno y nitrógeno, conduce a un porcentaje volumétrico de amoniaco en el equilibrio del 15%. Calcular:

- la composición volumétrica del sistema en el equilibrio.
- las presiones parciales en el equilibrio de cada gas.
- el valor de  $K_c$ .

372.- En un cilindro provisto con un pistón se tiene una mezcla en equilibrio de  $\text{COCl}_2$ ,  $\text{CO}$  y  $\text{Cl}_2$ , cuyas concentraciones respectivas son 20M, 2M y 2M.

- Predecir de forma cualitativa qué sucederá si se reduce el volumen a la mitad.
- Comprobar la predicción realizada en el apartado anterior si la temperatura permanece constante.

373.- A 1000 K y presión 30 atm en el equilibrio:



el 17% de los gases presentes son de  $\text{CO}_2$ . ¿Cuál será el nuevo % si la presión la reducimos a 20 atm?

374.- Sea el sistema en equilibrio:



Predecir el efecto que producirá sobre el equilibrio cada una de las siguientes operaciones, explicándolo:

- Aumento del volumen del recipiente.
- Disminución de la temperatura.
- Adición de  $\text{Xe} (\text{g})$ .

375.- A una temperatura determinada se produce la reacción:



- a) Se mezclan 0'4 moles de Xe con 0'8 moles de F<sub>2</sub> en un recipiente de 2 litros. Cuando se alcanza el equilibrio, el 60% de todo el Xe se ha convertido en F<sub>4</sub>Xe. Hallar K<sub>c</sub>.
- b) Se mezclan 0'4 moles de Xe con "y" de F<sub>2</sub> en el mismo recipiente. Cuando se alcanza el equilibrio, el 75% de todo el Xe se ha convertido en F<sub>4</sub>Xe. Hallar el valor de "y".

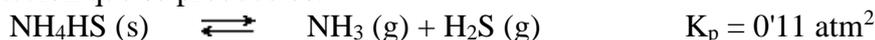
376.- Una mezcla de nitrógeno e hidrógeno en proporción 1:3 se calienta a 400 °C y se comprime hasta 50 atm. En estas condiciones, se obtiene un 15'11 % de amoniaco. Hallar K<sub>p</sub> para el equilibrio:



377.- En un recipiente que contiene amoniaco a una presión de 0'5 atm se colocan 5 gr de bisulfuro amónico.

- a) Hallar la presión total en el recipiente una vez alcanzado el equilibrio.
- b) Hallar la fracción molar de cada uno de los gases en el equilibrio.
- c) ¿Cual hubiese sido el resultado de los dos apartados anteriores si en lugar de introducir 5 gr de bisulfuro amónico se hubiesen introducido 10 gr?

DATOS: la reacción que se produce es:



378.- Considerar el equilibrio:



indicar cómo afectará al equilibrio cada una de las siguientes operaciones explicando las respuestas:

- a) Aumento de la presión.
- b) Aumento de la temperatura.
- c) Adición de un gas inerte que no participe en la reacción, por ejemplo argón.
- d) Adición de hidrógeno.

379.- A temperatura ambiente, en el aire atmosférico, la relación molar entre Nitrógeno: Oxígeno : Argón es de 78'08 : 20'94 : 0'98 (ignorar la presencia de otros gases). A la temperatura de 2500 °C, la constante de equilibrio para la reacción:



vale  $K = 2'07 \cdot 10^{-3}$ . Hallar la fracción molar del NO a dicha temperatura.

380.- Se ha realizado la reacción  $\text{N}_2\text{O}_4\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2\text{(g)}$  varias veces, con distintas cantidades, siempre a 134 °C. Una vez alcanzado el equilibrio las concentraciones de las dos substancias en cada muestra fueron:

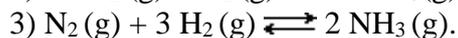
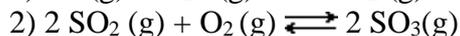
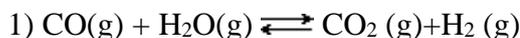
muestra n°	1	2	3
[N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ] (moles/l)	0,29	0,05	?
[NO <sub>2</sub> ] (moles/l)	0,74	?	0,3

Completa la tabla con los valores que faltan.

381.- a) Una mezcla en equilibrio para la reacción  $2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{S}_2(\text{g})$  contiene 1,0 moles de  $\text{H}_2\text{S}$ ; 0,20 moles de  $\text{H}_2$  y 0,80 moles de  $\text{S}_2$  en un recipiente de 2 l. Calcula  $K_c$  a la temperatura de la mezcla.

b) Otra mezcla a la misma temperatura contiene en un recipiente igual, 0,1 moles de  $\text{H}_2$  y 0,4 moles de  $\text{S}_2$ , calcula cuántas moles de  $\text{H}_2\text{S}$  habrá en la mezcla.

382.- Dadas las siguientes ecuaciones:



Escribe la relación entre  $K_c$  y  $K_p$  para cada una.

383.- Un recipiente contiene una mezcla de  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$  y  $\text{NH}_3$  en equilibrio. La presión total en el recipiente es 2,8 atm, la presión parcial del  $\text{H}_2$  es 0,4 atm y la del  $\text{N}_2$ , 0,8 atm. Calcula  $K_p$  para la reacción en fase gaseosa  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$  a la temperatura de la mezcla.

384.- Se mezclan 0,84 moles de  $\text{PCl}_5$  y 0,18 moles de  $\text{PCl}_3$  en un recipiente de 1 litro. Cuando se alcanza el equilibrio existen 0,72 moles de  $\text{PCl}_5$ . Calcula  $K_c$  a la temperatura del sistema para la reacción  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ .

385.- La siguiente mezcla es un sistema en equilibrio: 3,6 moles de hidrógeno, 13,5 moles de nitrógeno y 1 mol de amoníaco a una presión total de 2 atm y a una temperatura de  $25^\circ\text{C}$ . Se pide:

a) la presión parcial de cada gas;

b)  $K_c$  y  $K_p$  para la reacción:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$  a  $25^\circ\text{C}$ .

386.- La constante de equilibrio para la reacción  $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{g})$  es  $K_c = 5 (\text{mol/l})^{-1}$  a cierta temperatura. Se tienen las siguientes mezclas en respectivos recipientes, todos de 1 litro:

Sistema	1	2	3
Moles de $\text{Cl}_2$	5	2	1
Moles de $\text{CO}$	2	2	1
Moles de $\text{COCl}_2$	20	20	6

¿Está cada uno de estos sistemas en equilibrio? Si no, ¿en qué sentido evolucionarán?

387.- Cuando se mezclan 1 mol de  $\text{N}_2$  y 3 moles de  $\text{H}_2$  a cierta temperatura y a una presión constante de 10 atm se obtienen 0,4 moles de  $\text{NH}_3$  en el equilibrio. Se pide:

a) los moles de cada gas en el equilibrio;

b) la presión parcial de cada gas en el equilibrio;

c)  $K_p$  para la reacción  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$  a la misma temperatura

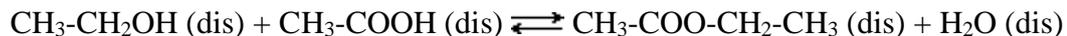
388.- Si se calientan 46 g de yodo y 1 g de hidrógeno a  $450^\circ\text{C}$ , la mezcla en equilibrio contiene 1,9 g de yodo. Se pide:

a) moles de cada gas en la mezcla en equilibrio;

b)  $K_c$  para la reacción  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$  a  $450^\circ\text{C}$ .

- 389.- A 500 K el  $\text{PCl}_5$  se descompone parcialmente dando  $\text{PCl}_3$  y  $\text{Cl}_2$ . Se sabe que si se introduce 1 mol de  $\text{PCl}_5$  en un recipiente de 1 l y se calienta hasta 500 K, un 14 % del mismo se descompone según la ecuación  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ . Calcula  $K_c$  para dicha reacción a dicha temperatura.
- 390.- Si 1 mol de etanol se mezcla con 1 mol de ácido acético a la temperatura ambiente, la mezcla en equilibrio contiene  $2/3$  mol de acetato de etilo. Se pide:  
a)  $K_c$  para la reacción:  
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(\text{dis}) + \text{CH}_3\text{-COOH}(\text{dis}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3(\text{dis}) + \text{H}_2\text{O}(\text{dis})$   
b) cuántos moles de éster habrá en el equilibrio si se mezclan 3 moles de etanol y 1 mol de ácido acético.
- 391.- La constante de equilibrio para la reacción  $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$  es 4 a cierta temperatura. Se introducen 0,6 moles de  $\text{CO}$  y 0,6 moles de vapor de agua en un recipiente de 2 l a esa temperatura. Calcula el número de moles de  $\text{CO}_2$  en el equilibrio.
- 392.- Se introducen 0,1 moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  en un recipiente de 2 litros y se calienta hasta  $25^\circ\text{C}$ . Sabiendo que  $K_c$  para la reacción  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$  es 0,006 mol/l a  $25^\circ\text{C}$ , obtén las concentraciones en la mezcla en equilibrio.
- 393.- Para la reacción  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ ,  $K = 50$  a  $450^\circ\text{C}$ . En un recipiente de un litro se introduce 1 mol de  $\text{H}_2$ , 1 mol de  $\text{I}_2$  y 2 moles de  $\text{HI}$ : determina a) en qué sentido se producirá reacción; b) los moles de cada gas habrá cuando se alcance el equilibrio.
- 394.-  $K_p$  para la reacción  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$  tiene un valor de 66 atm a  $134^\circ\text{C}$ . Se introduce 1 mol de  $\text{N}_2\text{O}_4$  en un recipiente y se calienta hasta  $134^\circ\text{C}$ . en el equilibrio la presión es 10 atm. Calcula cuántos moles de  $\text{NO}_2$  habrá en la mezcla en equilibrio.
- 395.- La reacción:  $\text{CH}_3\text{-(CH}_2)_2\text{-CH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH(CH}_3)_3(\text{g})$  tiene una constante de equilibrio de 2,5 a cierta temperatura. Si inicialmente se introduce 1 mol de butano y 0,2 moles de metil-propano, calcula el porcentaje de butano que se convierte en metilpropano.
- 396.- Un recipiente de un litro contiene una mezcla en equilibrio según la reacción:  
 $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ .  
Las concentraciones de equilibrio son 0,2, 0,1 y 0,4 moles/l, respectivamente.  
a) Calcula  $K_c$ .  
b) Se añade, sin modificar el volumen, 0,1 moles de  $\text{Cl}_2$ , calcula la concentración de  $\text{PCl}_5$  cuando de nuevo se alcance el equilibrio.
- 397.- Se encontró que la composición de equilibrio para la siguiente reacción  
 $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$   
era 0,1; 0,1; 0,4 y 0,1 moles, respectivamente, en un matraz de 1 litro. Se añadieron a la mezcla en equilibrio (sin modificar el volumen) 0,3 moles de  $\text{H}_2$ . Calcula la nueva concentración de  $\text{CO}_2$  una vez restablecido el equilibrio.

398.- Se desea obtener 1 mol de acetato de etilo a partir de etanol y acético según la reacción:



La constante de equilibrio tiene un valor de 4 a 20 °C. Calcula las cantidades de reactivos que se han de mezclar en proporción estequiométrica.

399.- El óxido de mercurio(II) se descompone reversiblemente al calentarse, en vapor de mercurio y oxígeno. Cuando esta operación se realiza en recipiente cerrado, en el que previamente se ha hecho el vacío, se alcanza una presión total en el equilibrio de 150 mm de Hg a 400 °C. Determina el valor de la constante de equilibrio  $K_p$  a dicha temperatura para la reacción:



400.- En un recipiente cerrado se coloca una cantidad de carbamato de amonio que se descompone según la reacción:  $\text{NH}_4(\text{NH}_2\text{-COO}) \text{ (s)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 \text{ (g)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$ . Una vez alcanzado el equilibrio a 20 °C, la presión en el recipiente ha aumentado en 0,08 atm. Calcula  $K_c$  para dicha reacción.

401.- A 1000°C la presión de  $\text{CO}_2$  en equilibrio con CaO y  $\text{CaCO}_3$  es 0,039 atm

a) Determina  $K_p$  para la reacción  $\text{CaCO}_3\text{(s)} \rightleftharpoons \text{CaO (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$ ;

b) si se introduce  $\text{CaCO}_3$  en un recipiente que contiene  $\text{CO}_2$  a una presión de 0,5 atm ¿se produce reacción?;

c) ¿cuál será la presión final?;

d) ¿Y si la presión del  $\text{CO}_2$  en el recipiente fuera de 0,01 atm?.

402.- El sulfato de hierro(II) se descompone según:  $2 \text{FeSO}_4 \text{ (s)} \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)} + \text{SO}_2 \text{ (g)} + \text{SO}_3 \text{ (g)}$ . Cuando se realiza la descomposición a 929 °C en un recipiente cerrado, inicialmente vacío, la presión en el equilibrio es 0,9 atm;

a) determina  $K_p$  a dicha temperatura;

b) determina la presión en el equilibrio si el  $\text{FeSO}_4$  se introdujera en un matraz a 929 °C que contuviera inicialmente  $\text{SO}_2 \text{ (g)}$  a una presión de 0,6 atm.

403.- Se tienen los siguientes sistemas en equilibrio:



Prediga, justificando la respuesta, en qué sentido se producirá reacción si

1) añadimos  $\text{CO}_2$  sin modificar el volumen;

2) eliminamos  $\text{CO}_2$  (haciéndolo reaccionar con NaOH) sin modificar el volumen.

404.- En un cilindro provisto de un pistón se tiene una mezcla en equilibrio según la reacción:



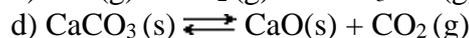
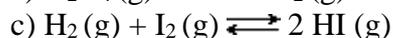
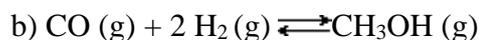
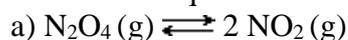
que contiene en un volumen de 1 litro las cantidades siguientes: 20 moles de  $\text{COCl}_2$ , 2 moles de CO y 2 moles de  $\text{Cl}_2$ .

a) calcula  $K_c$ .

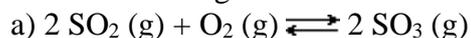
b) predice en qué sentido se producirá reacción si se disminuye el volumen a la mitad

c) calcula la composición de la mezcla cuando de nuevo se alcance el equilibrio.

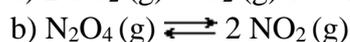
405.- Indica, justificando la respuesta, cuál será el efecto de un aumento de la presión (disminución del volumen) a temperatura constante en cada uno de los siguientes sistemas en equilibrio?



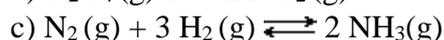
406.- Considera las siguientes reacciones:



$$\Delta H = -197 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = +94 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = -22 \text{ kJ}$$

Explica en qué sentido se producirá reacción si, una vez alcanzado el equilibrio, se eleva la temperatura a volumen y presión constantes.

407.- Cuando el dióxido de estaño se calienta en presencia de hidrógeno, se produce la reacción siguiente:  $\text{SnO}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$  Si los reactivos se calientan en un recipiente cerrado a  $500^\circ\text{C}$ , se llega al equilibrio con unas concentraciones de  $\text{H}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  de  $0,25 \text{ moles.l}^{-1}$ , de cada uno. a) Calcula  $K_c$ . b) Se añade  $0,25 \text{ moles.l}^{-1}$  de  $\text{H}_2$  al recipiente, ¿Cuáles serán las concentraciones de  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{H}_2$  cuando se restablezca el equilibrio? c) ¿Pueden encontrarse en equilibrio un mol de  $\text{H}_2$  y dos moles de  $\text{H}_2\text{O}$  a la misma temperatura? Justifica la respuesta.

408.- Considerar el siguiente equilibrio:  $\text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{g})$   $\Delta H^\circ = -75 \text{ kJ}$ . Predecir cómo se modificará el equilibrio cuando se realicen los siguientes cambios:

a) disminución de la temperatura;

b) adición de  $\text{C}(\text{s})$ ;

c) disminución de la presión de  $\text{H}_2$ ;

d) disminución del volumen de la vasija donde tiene lugar la reacción.

409.- Cuando el cloruro amónico se calienta a  $275^\circ\text{C}$  en un recipiente cerrado de 1 litro, se descompone dando lugar a cloruro de hidrógeno gaseoso y amoníaco gaseoso alcanzándose el equilibrio. La constante  $K_p = 1,04 \cdot 10^{-2} \text{ atm}^2$ . ¿Cuál será la masa de cloruro amónico que queda sin descomponer cuando se alcanza el equilibrio si en la vasija se introducen 0,980 g de sal sólida?

410.- En la obtención del ácido sulfúrico, una etapa importante es la correspondiente a la oxidación del dióxido de azufre gaseoso para formar el trióxido según la reacción:



a) ¿Cómo se modificará el equilibrio al elevar la temperatura? ¿Cambiará la constante de equilibrio?

b) ¿Qué sucederá si se duplica el volumen de la vasija de reacción?

411.- Considere el equilibrio:  $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$   $\Delta H^\circ = -197 \text{ kJ}$ . Indique cómo variará la concentración de  $\text{SO}_3$  en los casos siguientes:

a) al pasar de  $25^\circ\text{C}$  a  $500^\circ\text{C}$ . b) al aumentar la presión total del sistema a temperatura constante. c) al añadir un catalizador al medio. d) al reducir el volumen del recipiente a la mitad.

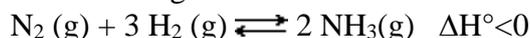
- 412.- Formule la expresión de  $K_p$  para cada una de las siguientes ecuaciones químicas:  
1)  $\text{SO}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$       2)  $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$   
Compare ambas expresiones y comente las analogías y diferencias. ¿Cuál es la relación existente entre  $K_p$  y  $K_c$  para cada una de estas ecuaciones químicas?
- 413.- Considere el equilibrio:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$   $\Delta H^\circ = -92,4 \text{ kJ}$  que se desarrolla en un recipiente de volumen fijo. Indique cómo afectará a dicho equilibrio cada una de las operaciones siguientes: a) Aumento de la presión. b) Aumento de la temperatura. c) Adición de un gas inerte que no participe en la reacción, por ejemplo argón. d) Adición de hidrógeno. Explique su respuesta.
- 414.- En un recipiente de 1,3 litros de capacidad se tiene 2,6 g de tetróxido de dinitrógeno a  $27^\circ\text{C}$ . Cuando se alcanza el equilibrio, la presión en el recipiente es de 0,6 atm. Calcular el grado de disociación del equilibrio:  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ .
- 415.- A 600 K se introduce en un matraz 1 mol de  $\text{CO}_2$  y C en exceso, la presión total en el interior del recipiente es de 1 atm. Cuando se alcanza el equilibrio manteniendo constante la temperatura, la presión total en el recipiente es 1,5 atm. Calcular: a)  $K_p$  a 600 K para el equilibrio  $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$ ; b) número de moles de  $\text{CO}_2$  y CO presentes en el equilibrio.
- 416.- Analizada una muestra de un gas encerrado en un recipiente de 5 litros a una temperatura de 600 K que se encontraba en equilibrio químico, se observó que estaba compuesto por amoníaco, nitrógeno e hidrógeno en concentraciones  $5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ , 0,02 M y 0,02 M, respectivamente. A partir de estos datos, obtener los valores de las constantes de equilibrio  $K_p$  y  $K_c$  para la reacción:  
$$3 \text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$$
- 417.- Se introduce una muestra de pentacloruro de fósforo en un frasco a una temperatura de  $427^\circ\text{C}$ . El pentacloruro se disocia parcialmente produciendo cloro y tricloruro de fósforo:  
$$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{PCl}_3(\text{g})$$
  
Si las presiones parciales del cloro y del pentacloruro son, respectivamente, 0,5 y 0,4 atm, calcular los valores de  $K_c$  y  $K_p$ , así como las fracciones molares de los componentes de la mezcla en equilibrio.
- 418.- A cierta temperatura se analiza la mezcla en equilibrio  
$$\text{SO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$$
  
que está contenida en un matraz y se determina que contiene 0,6 moles de  $\text{SO}_3$ , 0,45 moles de NO, 0,15 moles de  $\text{SO}_2$  y 0,3 moles de  $\text{NO}_2$ .  
a) Calcula  $K_c$ .  
b) Si se añaden a temperatura y volumen constantes 0,3 moles de  $\text{SO}_3$ , calcúlese la composición de la mezcla de gases, cuando se restablezca el equilibrio.
- 419.- Se introduce en un matraz de 2 litros una mezcla de 2 moles de gas  $\text{Br}_2$ , y 2 moles de  $\text{Cl}_2$ . A cierta temperatura se produce la reacción:  $\text{Br}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{BrCl}(\text{g})$ . Cuando se establece el equilibrio se determina que se ha gastado el 9,8% de bromo. Calcúlese la constante de equilibrio para la reacción.

420.- Escribir la constante de equilibrio para la reacción:



y discutir en qué sentido se desplazará el equilibrio al producirse separadamente los siguientes cambios: a) aumento de la temperatura a presión y volumen constantes; b) aumento de la presión total; c) aumento de la presión parcial de  $\text{H}_2$ .

421.- En la formación de amoníaco según la reacción



indicar qué sucederá cuando:

- la temperatura aumente a presión y volumen constante;
- aumenta la presión total;
- aumenta la presión del hidrógeno;
- se añade un catalizador.

422.- En una vasija de 200 ml en la que se encuentra azufre sólido, se introducen 1 gramo de hidrógeno y 3,2 g de  $\text{H}_2\text{S}$ . Se calienta el sistema a 380 K con lo que se establece el equilibrio  $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{S}(\text{s})$   $K_c = 7,0 \cdot 10^{-2}$ . Hallar la presión parcial de ambos gases en el equilibrio.

423.- El bromuro amónico es un sólido cristalino que se descompone endotérmicamente según el siguiente equilibrio:



- Explicar si, una vez alcanzado el equilibrio, la presión del  $\text{HBr}(\text{g})$  y la cantidad de  $\text{NH}_4\text{Br}(\text{s})$  aumenta, disminuye o no se modifica, en cada uno de los siguientes casos:
  - Cuando se introduce  $\text{NH}_3(\text{g})$ .
  - Al duplicar el volumen del recipiente.
- Deducir si el valor de la constante de equilibrio  $K_c$  a 400 °C será mayor, menor o igual que a 25 °C.

424.- En un recipiente de volumen fijo se introduce, a 250 °C, una cierta cantidad de pentacloruro de fósforo que se descompone según la reacción:



En el equilibrio existen 0,53 moles de cloro y 0,32 moles de pentacloruro de fósforo.

- ¿Cuál es el volumen del recipiente si  $K_c$  vale  $4,1 \cdot 10^{-2}$  M?
- Si se duplica el volumen del recipiente manteniendo constante la temperatura ¿cuál sería la composición del gas en equilibrio?

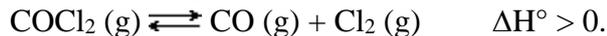
425.- El carbonato de calcio se descompone según la siguiente ecuación termoquímica:



Se calienta el carbonato de calcio.

- en un crisol cerrado; ¿se descompondrá en su totalidad?
- en un crisol abierto; ¿se descompondrá totalmente? Explicar lo que sucede en ambos casos.

426.- Considera la descomposición del fosgeno:



- a) Si a temperatura constante se duplica el volumen de la vasija ¿Aumentará, disminuirá o no se modificará?
- la cantidad de CO en la mezcla;
  - La constante de equilibrio;
  - La presión parcial de  $\text{COCl}_2$ .
- b) Si a presión constante y volumen constante se enfría la vasija de reacción, ¿Cómo se modifica la cantidad de CO?.

427.- Para la reacción en equilibrio a 25 °C:  $2 \text{ICl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{I}_2(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g})$  la constante  $K_p$  vale 0,24 cuando la presión se expresa en atmósferas. En un recipiente de dos litros en el que se ha hecho el vacío se introducen 2 moles de  $\text{ICl}(\text{s})$ .

- ¿Cuál es la concentración de  $\text{Cl}_2(\text{g})$  cuando se alcance el equilibrio?
- ¿Cuántos gramos de  $\text{ICl}(\text{s})$  quedarán en el equilibrio?.

428.- A 200°C y un volumen V, la siguiente reacción endotérmica está en equilibrio



Deduzca y justifique si la concentración de  $\text{NH}_3$  aumentará, disminuirá o permanecerá constante, cuando se alcance de nuevo el equilibrio después de:

- introducir  $\text{NH}_3(\text{g})$
- introducir  $\text{NH}_4\text{HS}(\text{s})$ .
- Aumentar la temperatura a presión y volumen constante;
- duplicar el volumen del recipiente.

429.- En un recipiente de 2 litros, que contiene inicialmente 3 gramos de dióxido de estaño y 0,1 gramos de hidrógeno se calienta hasta 500 °C, con lo que se establece el equilibrio cuando la presión parcial del hidrógeno es de 0,975 atm.

- Calcular la constante de equilibrio:  $\text{SnO}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- Razonar si, una vez alcanzado el equilibrio, se reduce el volumen a la mitad se duplicarán o no las concentraciones gaseosas finales.