En la tabla adjunta se recogen los valores, a distintas temperaturas, de la constante del equilibrio químico:

$$2SO_3(g) \rightleftarrows 2SO_2(g) + O_2(g)$$

T (º K)	298	400	600	800	1000
K_p	$2'82 \cdot 10^{-25}$	$1'78 \cdot 10^{-16}$	$1'98 \cdot 10^{-8}$	$1'29 \cdot 10^{-3}$	$2'64 \cdot 10^{-1}$

a) Justifique si la reacción anterior es endotérmica o exotérmica.
b) Explique cómo afecta al equilibrio un aumento de la presión, manteniendo constante la temperatura.
c) Calcule, a 298 ºK, la constante K_p, del equilibrio: $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2SO_3(g)$
QUÍMICA. 2000. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Endotérmica. Ya que al aumentar la temperatura aumenta K_c y el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

b) Al aumentar la presión el volumen debe disminuir, luego el equilibrio de desplaza hacia la izquierda.

c) $K_p = \dfrac{1}{2'82 \cdot 10^{-25}} = 3'54 \cdot 10^{24}$

A 613º K, el valor de K_c para la reacción: $Fe_2O_3(s) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2Fe(s) + 3H_2O(g)$ es 0'064. Si en el equilibrio anterior, la presión parcial del hidrógeno es de una atmósfera, calcule:
a) La concentración de hidrógeno.
b) La presión total.
QUÍMICA. 2000. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) $P_{H_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = c \cdot R \cdot T \Rightarrow c = \frac{P_{H_2}}{R \cdot T} = \frac{1}{0'082 \cdot 613} = 0'019 \text{ M}$

b) Como $\Delta n = 0$, entonces: $K_c = K_p = 0'064 = \frac{(P_{H_2O})^3}{(P_{H_2})^3} = \frac{(P_{H_2O})^3}{1} \Rightarrow P_{H_2O} = 0'4 \text{ at}$

$$P_T = P_{H_2} + P_{H_2O} = 1 + 0'4 = 1'4 \text{ at}$$

Suponga el siguiente sistema en equilibrio: $UO_2(s) + 4\,HF(g) \rightleftarrows UF_4(g) + 2\,H_2O(g)$.
Explique hacia dónde se desplaza el equilibrio cuando:
a) Se adiciona $UO_2(s)$ al sistema.
b) Se elimina $HF(g)$
c) Se aumente la capacidad del recipiente de reacción.
QUÍMICA. 2000. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice que: "Si sobre un sistema en equilibrio se introduce una modificación, el sistema evolucionará en el sentido en que se oponga a tal cambio".

a) Si se adiciona $UO_2(s)$, el equilibrio no se modifica, ya que es un sólido.

b) Si se elimina $HF(g)$, el equilibrio tiende a aumentar su concentración, desplazándose hacia la izquierda.

c) Si se aumenta la capacidad del recipiente, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

Dada la reacción: $CO(g) + NO_2(g) \rightleftarrows CO_2(g) + NO(g)$

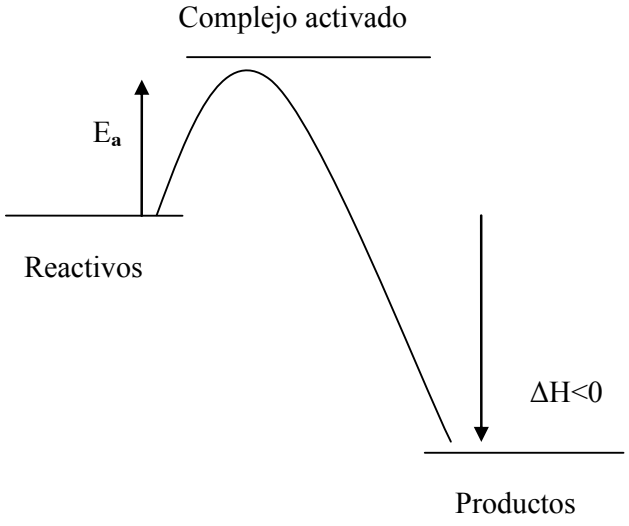
a) Dibuje el diagrama de entalpía teniendo en cuenta que las energías de activación para la reacción directa e inversa son 134 kJ/mol y 360 kJ/mol.

b) Justifique si la reacción directa es exotérmica o endotérmica.

QUÍMICA. 2000. RESERVA 1. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



b) Es exotérmica ya que: $\Delta H = 134 - 360 = -226$ kJ

Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) La velocidad de una reacción aumenta al disminuir la temperatura a la que se realiza.
b) La velocidad de una reacción aumenta al disminuir la energía de activación.
c) La velocidad de una reacción disminuye al disminuir las concentraciones de los reactivos.
QUÍMICA. 2000. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Al aumentar la temperatura aumenta la velocidad de reacción.

b) Verdadera.

c) Verdadera.

En un recipiente de 2 litros se introduce una cierta cantidad de $NaHCO_3$, se extrae el aire existente en el mismo, se cierra y se caliente a 400 ºC, produciéndose la reacción de descomposición siguiente: $2\,NaHCO_3(s) \rightleftarrows Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$

Una vez alcanzado el equilibrio, la presión dentro del recipiente es de 0'962 atm. Calcula:

a) La constante de equilibrio K_p de esa reacción.

b) La cantidad de $NaHCO_3$ que se ha descompuesto expresada en moles y en gramos.

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; Na = 23

QUÍMICA. 2000. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Como el número de moles de $CO_2(g)$ y de $H_2O(g)$ que se forman son los mismos, se cumple que: $P_{CO_2} = P_{H_2O} = \frac{0'962}{2} = 0'481$ at , luego:

$$K_p = P_{CO_2} \cdot P_{H_2O} = 0'481 \cdot 0'481 = 0'231 \text{ at}^2$$

b) Los moles que desaparecen de $NaHCO_3$ son los mismos que aparecen de $CO_2(g)$ o de $H_2O(g)$:

$$0'481 = \frac{n \cdot 0'082 \cdot 673}{2} \Rightarrow n = 0'017 \text{ moles } NaHCO_3 = 1'428 \text{ g de } NaHCO_3$$

En un recipiente se introduce una cierta cantidad de $SbCl_5$ y se calienta a 182 ºC, alcanzando la presión de una atmósfera y estableciéndose el equilibrio: $SbCl_5(g) \rightleftarrows SbCl_3(g) + Cl_2(g)$
Sabiendo que en las condiciones anteriores el $SbCl_5$ se disocia en un 29'2%. Calcule:
a) Las constantes de equilibrio K_c y K_p
b) La presión total necesaria para que, a esa temperatura, el $SbCl_5$ se disocie en un 60%
Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$
QUÍMICA. 2000. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

	$SbCl_5$	$\rightleftarrows$	$SbCl_3$	+	Cl_2
inicial	n		0		0
equilibrio	$n(1-\alpha)$		$n\alpha$		$n\alpha$

El número total de moles es: $n_T = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$.

$$P_{SbCl_3} = P_{Cl_2} = \frac{n \cdot \alpha}{n \cdot (1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'292}{1'292} \cdot 1 = 0'226 \text{ at}$$

$$P_{SbPCl_5} = \frac{n \cdot (1-\alpha)}{n \cdot (1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'708}{1'292} \cdot 1 = 0'548 \text{ at}$$

$$K_p = \frac{P_{SbCl_3} \cdot P_{Cl_2}}{P_{SbCl_5}} = \frac{0'226 \cdot 0'226}{0'548} = 0'093 \text{ at}$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0'093 \cdot (0'082 \cdot 455)^{-1} = 2'49 \cdot 10^{-3}$$

b)

$$K_p = \frac{\left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right) \cdot \left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right)}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} P_T\right)} = \frac{\alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2} \Rightarrow 0'093 = \frac{0'6^2 \cdot P_T}{1-0'6^2} \Rightarrow P_T = 0'165 \text{ at}$$

A 523 ºK las concentraciones de PCl_5 ,PCl_3 y Cl_2 en equilibrio para la reacción:

$$PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

son 0'809 M, 0'190 M y 0'190 M, respectivamente. Calcule a esa temperatura:
a) Las presiones parciales de las tres especies en el equilibrio.
b) La constante K_p de la reacción.
QUÍMICA. 2000. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

	PCl_5	$\rightleftarrows$	PCl_3	+	Cl_2
inicial	n		0		0
equilibrio	$n(1-\alpha)$		$n\alpha$		$n\alpha$

El número total de moles es: $n_T = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$.

$$P_{PCl_3} = P_{Cl_2} = c \cdot R \cdot T = 0'190 \cdot 0'082 \cdot 523 = 8'15 \text{ at}$$

$$P_{PCl_5} = c \cdot R \cdot T = 0'809 \cdot 0'082 \cdot 523 = 34'69 \text{ at}$$

b)

$$K_p = \frac{P_{PCl_3} \cdot P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}} = \frac{8'15 \cdot 8'15}{34'69} = \frac{0'5^2 \cdot 2}{1-0'5^2} = 1'91 \text{ at}$$

Para el equilibrio $I_2(g)+H_2(g) \rightleftarrows 2HI(g)$, la constante de equilibrio K_c es 54'8 a la temperatura de 425º C. Calcule: a) Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio si se calientan, a la citada temperatura, 0'60 moles de HI y 0'10 moles de H_2 en un recipiente de un litro de capacidad. b) El porcentaje de disociación del HI.
QUÍMICA. 2000. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

	$2HI$	$\rightleftarrows$	I_2	+	H_2
inicial	0'6		0		0'1
equilibrio	$0'6-2x$		x		$0'1+x$

$$K_c=\frac{[I_2]\cdot[H_2]}{[HI]^2}=\frac{x\cdot(0'1+x)}{(0'6-2x)^2}=\frac{0'1x+x^2}{0'36+4x^2-2'4x}=\frac{1}{54'8}\Rightarrow x=0'037$$

Luego, las concentraciones en el equilibrio serán:

$$[HI]=0'526\ M$$

$$[I_2]=0'037\ M$$

$$[H_2]=0'137\ M$$

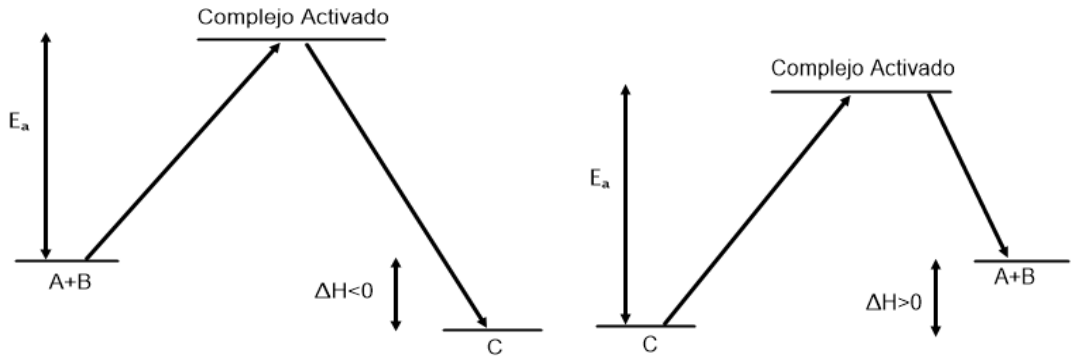
b) El grado de disociación del HI, se calcula como el cociente entre el número de moles disociados y el número de moles totales del mismo compuesto:

$$\alpha=\frac{2x}{0'6}=\frac{0'074}{0'6}=0'123=12'3\%$$

Para una reacción hipotética: $A+B \rightarrow C$, en unas condiciones determinadas, la energía de activación de la reacción directa es 31 kJ, mientras que la energía de activación de la reacción inversa es 42 kJ. a) Represente, en un diagrama energético, las energías de activación de la reacción directa e inversa. b) La reacción directa, ¿es exotérmica o endotérmica? Razone la respuesta. c) Indique cómo influirá en la velocidad de reacción la utilización de un catalizador. QUÍMICA. 2001. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



b) La reacción directa es exotérmica, ya que desprende 11 kJ.

c) Los catalizadores son sustancias que hacen variar la velocidad de una reacción sin que ellos sufran ningún cambio químico permanente. Si aumenta la velocidad de reacción es un catalizador positivo y, si la retarda, es un catalizador negativo. Lo que hacen es modificar la energía de activación. Los catalizadores sólo modifican la velocidad de una reacción que se produzca espontáneamente, nunca pueden provocar una reacción que no se realice por sí sola.

Dado el equilibrio: $H_2O(g) + C(s) \rightleftarrows CO(g) + H_2(g) \quad \Delta H > 0$

Señale, razonadamente, cuál de las siguientes medidas produce un aumento de la concentración de monóxido de carbono: a) Elevar la temperatura. b) Retirar vapor de agua de la mezcla en el equilibrio. c) Introducir H_2 en la mezcla en equilibrio.

QUÍMICA. 2001. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice que: "Si sobre un sistema en equilibrio se introduce una modificación, el sistema evolucionará en el sentido en que se oponga a tal cambio".

Como el signo de la entalpía de la reacción es positivo, se deduce que la reacción, de izquierda a derecha, es endotérmica. Por lo que:

a) Si se eleva la temperatura, el sistema evolucionará en el sentido en que se absorba calor, es decir, en que sea endotérmica, que es tal y como está escrita, aumentando la concentración de monóxido de carbono, que es lo pretendido.

b) Al ir retirando vapor de agua, el equilibrio se desplaza hacia donde se genere más vapor, esto es, hacia la izquierda, disminuyendo la concentración de monóxido de carbono. Luego no es una medida adecuada.

c) Si se introduce hidrógeno, el equilibrio tiende a consumirlo, desplazándose hacia la izquierda, por lo que en vez de conseguir más monóxido de carbono, se conseguiría menos.

Se introduce una mezcla de 0'5 moles de H_2 y 0'5 moles de I_2 en un recipiente de 1 litro y se calienta a la temperatura de 430º C. Calcule: a) Las concentraciones de H_2, I_2 y HI en el equilibrio, sabiendo que, a esa temperatura, la constante de equilibrio K_c es 54'3 para la reacción: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g)$

b) El valor de la constante K_p a la misma temperatura.

QUÍMICA. 2001. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	H_2	+	I_2	$\rightarrow$	$2HI$
inicial	0'5		0'5		0
equilibrio	$0'5-x$		$0'5-x$		$2x$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\cdot[I_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{1}\right)^2}{\left(\frac{0'5-x}{1}\right)\cdot\left(\frac{0'5-x}{1}\right)} = \frac{4x^2}{0'25+x^2-x} = 54'3 \Rightarrow x = 0'39$$

$$[HI] = 2\cdot 0'39 = 0'78$$

$$[H_2] = [I_2] = 0'5 - 0'39 = 0'11$$

b) Como $\Delta n = 0 \Rightarrow K_c = K_p = 54'3$.

Al calentar bicarbonato de sodio, $NaHCO_3$, en un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio:

$$2\,NaHCO_3(s) \rightleftarrows Na_2CO_3(s) + H_2O(g) + CO_2(g)$$

Indique razonadamente, cómo se afectaría la posición del equilibrio si permaneciendo constante la temperatura: a) Se retira CO_2 del sistema. b) Se adiciona H_2O al sistema. c) Se retira parte de $NaHCO_3$ del sistema.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice que: "Si sobre un sistema en equilibrio se introduce una modificación, el sistema evolucionará en el sentido en que se oponga a tal cambio".

a) Si se retira CO_2, el equilibrio tiende a aumentar su concentración, desplazándose hacia la derecha.

b) Si se adiciona H_2O, el equilibrio tiende a consumirla, desplazándose hacia la izquierda.

c) Si se retira $NaHCO_3$, el equilibrio no se ve afectado, ya que es un sólido.

En la reacción: $Br_2(g) \rightleftarrows 2\,Br(g)$
la constante de equilibrio K_c, a 1200º C, vale $1'04 \cdot 10^{-3}$
a) Si la concentración inicial de bromo molecular es 1 M, calcule la concentración de bromo atómico en el equilibrio. b) ¿Cuál es el grado de disociación del Br_2?
QUÍMICA. 2001. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	Br_2	$\rightleftarrows$	$2\,Br$
inicial	1		0
equilibrio	$1-x$		$2x$

$$K_c = \frac{[Br]^2}{[Br_2]} = \frac{(2x)^2}{1-x} = 1'04 \cdot 10^{-3} \Rightarrow x = 0'016$$

$$[Br] = 2 \cdot 0'016 = 0'032$$

b) $\alpha = 0'016$.

La siguiente tabla presenta la variación de la constante de equilibrio con la temperatura para la síntesis del amoniaco según la reacción:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2NH_3(g)$$

Temperatura(º C)	**25**	**200**	**300**	**400**	**500**
K_c	$6 \cdot 10^5$	0'65	0'011	$6'2 \cdot 10^{-4}$	$7'4 \cdot 10^{-5}$

Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) La reacción directa es endotérmica. b) Un aumento de la presión sobre el sistema en equilibrio favorece la obtención de amoniaco.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Ya que el aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica y vemos que en esta reacción al aumentar la temperatura la constante de equilibrio disminuye.

b) Cierta. Ya que si aumenta la presión el volumen debe disminuir, luego se favorece la obtención de amoníaco.

En un recipiente de 10 litros se introducen 2 moles de compuesto A y 1 mol del compuesto B. Se calienta a 300º C y se establece el siguiente equilibrio: $A(g) + 3B(g) \rightleftarrows 2C(g)$
Sabiendo que cuando se alcanza el equilibrio el número de moles de B es igual al de C. Calcule: a) Las concentraciones de cada componente en el equilibrio. b) El valor de las constantes de equilibrio K_c y K_p a esa temperatura.
Datos : R = 0'082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.
QUÍMICA. 2001. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	A	+	3 B	→	2 C
inicial	2		1		0
equilibrio	$2-x$		$1-3x$		$2x$

Como, en el equilibrio, el número de moles de B es igual al número de moles de C, tenemos:

$$1-3x = 2x \Rightarrow 1 = 5x \Rightarrow x = \frac{1}{5} = 0'2$$

Por lo tanto, el número de moles de cada componente en el equilibrio será:

moles de $A = 2 - x = 2 - 0'2 = 1'8$

moles de $B = 1 - 3x = 1 - 0'6 = 0'4$

moles de $C = 2x = 0'4$

b)

$$K_c = \frac{\left(\frac{0'4}{10}\right)^2}{\left(\frac{1'8}{10}\right)\cdot\left(\frac{0'4}{10}\right)^3} = 138'88$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 138'88 \cdot (0'082 \cdot 573)^{-2} = 0'062$$

A 200º C y 2 atmósferas el PCl_5 se encuentra disociado en un 50%, según el siguiente equilibrio:

$$PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

Calcule: a) La presión parcial de cada gas en el equilibrio. b) Las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

	PCl_5	$\rightleftarrows$	PCl_3	+	Cl_2
inicial	n		0		0
equilibrio	$n(1-\alpha)$		$n\alpha$		$n\alpha$

El número total de moles es: $n_T = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$.

$$P_{PCl_3} = P_{Cl_2} = \frac{n \cdot \alpha}{n \cdot (1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'5}{1'5} \cdot 2 = 0'66 \text{ at}$$

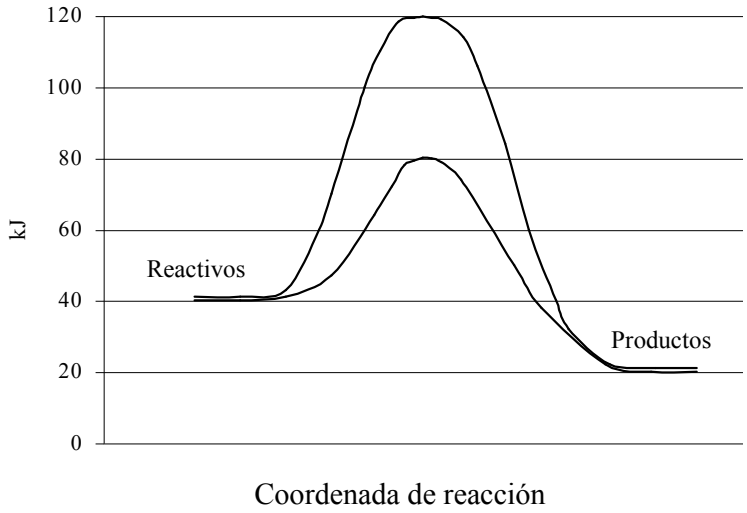
$$P_{PCl_5} = \frac{n \cdot (1-\alpha)}{n \cdot (1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'5}{1'5} \cdot 2 = 0'66 \text{ at}$$

b)

$$K_p = \frac{\left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right) \cdot \left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right)}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} P_T\right)} = \frac{\alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2} = \frac{0'5^2 \cdot 2}{1-0'5^2} = 0'66 \text{ at}$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0'66 \cdot (0'082 \cdot 473)^{-1} = 0'017$$

La figura muestra dos caminos posibles para una cierta reacción. Uno de ellos corresponde a la reacción en presencia de un catalizador:



a) ¿Cuál es el valor de la energía de activación de la reacción catalizada?
b) ¿Cuál es el valor de la entalpía de la reacción?
c) ¿Qué efecto producirá un aumento de la temperatura en la velocidad de la reacción?
QUÍMICA. 2001. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) 40 kJ

b) -20 kJ

c) Aumenta.

En un recipiente de 2 litros que se encuentra a 25º C, se introducen 0'5 gramos de N_2O_4 en estado gaseoso y se produce la reacción: $N_2O_4(g) \rightleftarrows 2NO_2(g)$
Calcule: a) La presión parcial ejercida por el N_2O_4 en el equilibrio. b) El grado de disociación del mismo.
Datos: $K_p = 0'114$. Masas atómicas: N = 14; O = 16.
QUÍMICA. 2001. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

	N_2O_4	$\rightleftarrows$	$2NO_2$
inicial	n		0
equilibrio	$n\cdot(1-\alpha)$		$2\cdot n\cdot\alpha$

moles totales en el equilibrio: $n\cdot(1+\alpha)$

$$K_p = \frac{P_{NO_2}{}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{\left(\frac{2\cdot 0'05\cdot\alpha}{0'05\cdot(1+\alpha)}P_T\right)^2}{\left(\frac{0'05\cdot(1-\alpha)}{0'05\cdot(1+\alpha)}P_T\right)} = \frac{4\alpha^2 P_T}{1-\alpha^2} = 0'114$$

$$P_T = \frac{n\cdot(1+\alpha)\cdot R\cdot T}{V} = \frac{5'4\cdot 10^{-3}\cdot(1+\alpha)\cdot 0'082\cdot 298}{2} = 0'066\cdot(1+\alpha)$$

Resolviendo el sistema formado por las dos ecuaciones, nos queda:

$$\left.\begin{array}{l}\frac{4\alpha^2 P_T}{1-\alpha^2} = 0'114\\ P_T = 0'066\cdot(1+\alpha)\end{array}\right\} \Rightarrow \alpha = 0'48$$

$P_T = 0'066\cdot(1+\alpha) = 0'098$ at

$$P_{N_2O_4} = \frac{5'4\cdot 10^{-3}\cdot(1-\alpha)}{5'4\cdot 10^{-3}\cdot(1+\alpha)}P_T = \frac{5'4\cdot 10^{-3}\cdot 0'52}{5'4\cdot 10^{-3}\cdot(1+0'48)}\cdot 0'098 = 0'034 \text{ at}$$

Para el siguiente equilibrio: $PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g) \quad \Delta H > 0$
Indique, razonadamente, el sentido en que se desplaza el equilibrio cuando: a) Se agrega cloro gaseoso a la mezcla en equilibrio. b) Se aumenta la temperatura. c) Se aumenta la presión del sistema.
QUÍMICA. 2001. RESERVA 4. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice que: "Si sobre un sistema en equilibrio se introduce una modificación, el sistema evolucionará en el sentido en que se oponga a tal cambio".

Como el signo de la entalpía de la reacción es positivo, se deduce que la reacción, de izquierda a derecha, es endotérmica. Por lo que:

a) Si se introduce cloro, el equilibrio tiende a consumirlo, desplazándose hacia la izquierda.

b) Si se eleva la temperatura, el sistema evolucionará en el sentido en que se absorba calor, es decir, en que sea endotérmica, que es tal y como está escrita, luego se desplaza hacia la derecha.

c) Si se aumenta la presión total cloro, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

Para la reacción: $2NO(g) \rightleftarrows N_2(g)+O_2(g) \quad \Delta H^0 = -182kJ$

Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) La constante de equilibrio aumenta al adicionar NO. b) Una disminución de temperatura favorece la obtención de N_2 y O_2.

QUÍMICA. 2001. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice que: "Si sobre un sistema en equilibrio se introduce una modificación, el sistema evolucionará en el sentido en que se oponga a tal cambio".

Como el signo de la entalpía de la reacción es negativo, se deduce que la reacción, de izquierda a derecha, es exotérmica. Por lo que:

a) Falsa: la constante de equilibrio permanece constante pese a que se modifiquen concentraciones, puesto que la constante de equilibrio sólo varía con la temperatura.

b) Verdadera. Si se disminuye la temperatura, el sistema evolucionará en el sentido en que se desprenda calor, es decir, en que sea exotérmica, que es tal y como está escrita, aumentando la concentración de los dos productos de reacción

En un recipiente de 1L, a 2000º K, se introducen $6'1\cdot10^{-3}$ moles de CO_2 y una cierta cantidad de H_2, produciéndose la reacción:

$$H_2(g)+CO_2(g) \rightleftarrows H_2O(g)+CO(g)$$

Si cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 6 atm, calcule: a) Los moles iniciales de H_2. b) Los moles en el equilibrio de todas las especies químicas presentes.

Datos: $R = 0'082\ atm\cdot L\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1}$. $K_c = 4'4$

QUÍMICA. 2001. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	$H_2(g)$	+	$CO_2(g)$	$\rightleftarrows$	$H_2O(g)$	+	$CO(g)$
inicial	n		$6'1\cdot10^{-3}$		0		0
equilibrio	$n-x$		$6'1\cdot10^{-3}-x$		x		x

$$n_T = n + 6'1\cdot10^{-3}$$

$$P_T = \frac{n_T\cdot R\cdot T}{V} \Rightarrow 6 = \frac{(n+6'1\cdot10^{-3})\cdot0'082\cdot2000}{1} \Rightarrow n = 0'03$$

b)

$$K_c = \frac{x^2}{(0'3-x)\cdot(6'1\cdot10^{-3}-x)} = 4'4 \Rightarrow x = 5'88\cdot10^{-3}$$

$$\text{moles}\, H_2 = 0'024$$

$$\text{moles}\, CO_2 = 2'2\cdot10^{-4}$$

$$\text{moles}\, H_2O = \text{moles}\, CO = 5'88\cdot10^{-3}$$

En un matraz vacío se introducen igual número de moles de H_2 y N_2 que reaccionan según la ecuación: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2NH_3(g)$

Justifique si, una vez alcanzado el equilibrio, las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Hay doble número de moles de amoniaco de los que había inicialmente de N_2.

b) La presión parcial de nitrógeno será mayor que la presión parcial de hidrógeno.

c) La presión total será igual a la presión de amoniaco elevada al cuadrado.

QUÍMICA. 2002. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falso. Habrá doble número de moles de amoníaco de los que han desaparecido de hidrógeno pero no de los que inicialmente había.

b) Verdadero. Por cada mol que se consume de nitrógeno, se consumen tres de hidrógeno. Si inicialmente se introduce igual número de moles de ambos, cuando se llegue al equilibrio habrá más moles de nitrógeno que es del que menos se gasta, y, si hay más moles de nitrógeno, su presión parcial será mayor.

c) Falso. La presión total será la suma de las presiones parciales de los tres gases en equilibrio: amoníaco, nitrógeno e hidrógeno.

Al calentar $PCl_5(g)$ a 250° C, en un reactor de 1 litro de capacidad, se descompone según:

$$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

Si una vez alcanzado el equilibrio, el grado de disociación es 0'8 y la presión total es 1 atm, calcule:

a) El número de moles de PCl_5 iniciales.

b) La constante K_p a esa temperatura.

Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

QUÍMICA. 2002. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	PCl_5	$\rightleftarrows$	PCl_3	+	Cl_2
inicial	n		0		0
equilibrio	$n(1-\alpha)$		$n\alpha$		$n\alpha$

El número total de moles es: $n_T = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$.

Aplicando la fórmula: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, tenemos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot 1 = n \cdot (1 + 0'8) \cdot 0'082 \cdot 523 \Rightarrow n = 0'013$$

b)

$$K_p = \frac{\left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right) \cdot \left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right)}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} P_T\right)} = \frac{\alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2} = \frac{0'8^2 \cdot 1}{1-0'8^2} = 1'77 \text{ at}$$

El nitrógeno y el hidrógeno reaccionan según la siguiente ecuación química:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2NH_3(g) \quad \Delta H < 0$$

Indique, razonadamente, qué ocurrirá cuando una vez alcanzado el equilibrio:

a) Se añade N_2

b) Se disminuye la temperatura

c) Se aumenta el volumen del reactor, manteniendo constante la temperatura.

QUÍMICA. 2002. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El Principio de Le Chatelier dice que si en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los factores externos (temperatura, presión o concentración), el sistema evoluciona de forma que se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación. Atendiendo a él, se pueden razonar las tres cuestiones anteriores:

a) Si se añade nitrógeno, para consumir el que se adiciona, el sistema evoluciona desplazando el equilibrio hacia la derecha, hacia la formación de amoníaco.

b) Una disminución de la temperatura favorece el sentido exotérmico de la reacción, ya que el sistema tenderá a generar calor para contrarrestar la bajada de temperatura. Se desplaza por tanto hacia la derecha.

c) Un aumento de volumen del reactor provoca una disminución de la presión en el interior del mismo y el sistema evoluciona aumentando dicha presión. Para ello se desplazará hacia la izquierda porque por cada 2 moles de gas que desaparecen de los productos, aparecen cuatro de reactivos. Aumenta el número de moles gaseosos y, por lo tanto, aumenta la presión.

En un recipiente de 10 L se hacen reaccionar, a 450º C, 0'75 moles de H_2 y 0'75 moles de I_2, según la ecuación: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g)$
Sabiendo que a esa temperatura $K_c = 50$, calcule en el equilibrio:
a) El número de moles de H_2, I_2 y de HI.
b) La presión total en el recipiente y el valor de K_p.
Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.
QUÍMICA. 2002. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	H_2	+	I_2	$\rightarrow$	$2HI$
inicial	0'75		0'75		0
equilibrio	$0'75 - x$		$0'75 - x$		$2x$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\cdot[I_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{10}\right)^2}{\left(\frac{0'75-x}{10}\right)\cdot\left(\frac{0'75-x}{10}\right)} = \frac{4x^2}{0'5625 + x^2 - 1'5x} = 50 \Rightarrow x = 0'585$$

moles de H_2 = moles de $I_2 = 0'75 - 0'585 = 0'165$

moles de $HI = 2 \cdot 0'585 = 1'17$

b) Como $\Delta n = 0 \Rightarrow K_c = K_p = 50$, y el valor de la presión se puede calcular con el número total de moles (que será el mismo que inicialmente por ser $\Delta n = 0$), con la ecuación de los gases ideales:

$$P_T \cdot 10 = 1'5 \cdot 0'082 \cdot 723 \Rightarrow P_T = 8'89 \text{ atm}$$

Sea el sistema en equilibrio: $CaCO_3(s) \rightleftarrows CaO(s) + CO_2(g)$
Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) La presión total del reactor será igual a la presión parcial del CO_2 .
b) K_p es igual a la presión parcial del CO_2 .
c) K_p y K_c son iguales.
QUÍMICA. 2002. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Verdadero porque el único gas existente en el reactor es el dióxido de carbono.

b) Verdadero por la misma razón.

c) Falso. Para que así fuese, la variación del número de moles de sustancias gaseosas tendría que ser cero, pero en este caso vale 1, por lo que $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = K_c \cdot RT$

En un recipiente de 1 L y a una temperatura de 800° C, se alcanza el siguiente equilibrio:

$$CH_4(g) + H_2O(g) \rightleftarrows CO(g) + 3H_2(g)$$

Calcule:

a) Los datos que faltan en la tabla:

	[CH_4]	**[H_2O]**	**[CO]**	**[H_2]**
Moles iniciales	**2'00**	**0'50**		**0'73**
Variación en el nº de moles al alcanzar el equilibrio		**−0'40**		
Nº de moles en el equilibrio			**0'40**	

b) La constante de equilibrio K_p.

Dato: R = 0'082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

QUÍMICA. 2002. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

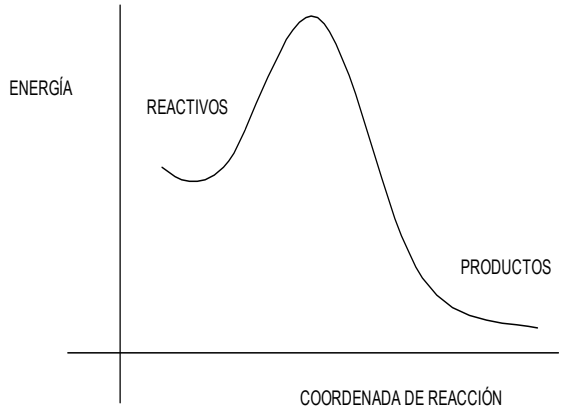
a) Dado que de agua se consume lo mismo que de metano, la variación de moles de metano será la misma que la de agua (−0,40) y también será esta la cantidad de moles que aparecen de monóxido y de hidrógeno, aunque de hidrógeno habrá más que de monóxido en el equilibrio, ya que había una cantidad inicial que habrá que sumársela a la que aparece. Así, la tabla quedará:

	[CH_4]	[H_2O]	[CO]	[H_2]
Moles iniciales	2'00	0'50		0'73
Variación en el nº de moles al alcanzar el equilibrio	−0'40	−0'40		
Nº de moles en el equilibrio	1'60	0'1	0'40	1'93

b)

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = \frac{0'40 \cdot 1'93^3}{1'60 \cdot 0'10} \cdot (0'082 \cdot 1073)^2 = 1'39 \cdot 10^5 \text{ at}^2$$

En la figura se muestra el diagrama de energía para una hipotética reacción química. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
a) La reacción directa es exotérmica.
b) La energía de activación de la reacción directa es mayor que la energía de activación de la reacción inversa.
c) La energía de la reacción química es igual a la diferencia entre las energías de activación de la reacción inversa y directa.



QUÍMICA. 2002. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Verdadero: la entalpía de los productos es inferior a la de los reactivos y se desprenderá energía en la reacción.

b) Falso. En la figura se puede apreciar que E_{a1} (energía de activación de la reacción directa) es menor que E_{a2} (energía de activación de la reacción inversa).

c) Falso. La energía de la reacción química es igual a la diferencia entre las energías de activación de la reacción directa e inversa, $\Delta H = E_{a1} - E_{a2}$

Una muestra de 6'53 g de NH_4HS se introduce en un recipiente de 4 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, y se descompone a 27º C según la ecuación:

$$NH_4HS(s) \rightleftarrows NH_3(g) + H_2S(g)$$

Una vez establecido el equilibrio la presión total en el interior del recipiente es 0'75 atm. Calcule:

a) Las constantes de equilibrio K_c y K_p.

b) El porcentaje de hidrógenosulfuro de amonio que se ha descompuesto.

Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: H = 1, N = 14; S = 32.

QUÍMICA. 2002. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Se trata de un equilibrio heterogéneo en el que los únicos gases son los que aparecen en los productos y como aparece la misma cantidad de cada uno, la presión parcial de cada uno de ellos será la mitad de la total.

$$P_{NH_3} = P_{H_2S} = \frac{0'75}{2} = 0'375$$

$$K_P = P_{NH_3} \cdot P_{H_2S} = 0'375 \cdot 0'375 = 0'14\ at^2$$

$$K_c = K_P (RT)^{-\Delta n} = \frac{0'14}{(0'082 \cdot 300)^2} = 2'31 \cdot 10^{-4}\ (mol/L)^2$$

b) Los moles que desaparecen de NH_4HS son los mismos que aparecen de amoníaco o de sulfuro de hidrógeno:

$$0'375 = \frac{n \cdot 0'082 \cdot 300}{4} \Rightarrow n = 0'061\ moles\ NH_4HS = 3'11\ g\ de\ NH_4HS$$

$$\frac{3'11\ g}{6'53\ g\ muestra} \cdot 100 = 47'6\%$$

A 25º C el valor de la constante K_p es 0'114 para la reacción en equilibrio:

$$N_2O_4(g) \rightleftarrows 2NO_2(g)$$

En un recipiente de un litro de capacidad se introducen 0'05 moles de N_2O_4 a 25º C. Calcule, una vez alcanzado el equilibrio:

a) El grado de disociación del N_2O_4 .

b) Las presiones parciales de N_2O_4 y de NO_2 .

Dato: R = 0'082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

QUÍMICA. 2002. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

	N_2O_4	$\rightleftarrows$	$2NO_2$
inicial	0'05		0
equilibrio	$0'05 \cdot (1-\alpha)$		$2 \cdot 0'05 \cdot \alpha$

moles totales en el equilibrio: $0'05 \cdot (1+\alpha)$

$$K_p = \frac{{P_{NO_2}}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{\left(\frac{2 \cdot 0'05 \cdot \alpha}{0'05 \cdot (1+\alpha)} P_T\right)^2}{\left(\frac{0'05 \cdot (1-\alpha)}{0'05 \cdot (1+\alpha)} P_T\right)} = \frac{4\alpha^2 P_T}{1-\alpha^2} = 0'114$$

$$P_T = \frac{n \cdot (1+\alpha) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'05 \cdot (1+\alpha) \cdot 0'082 \cdot 298}{1} = 1'222 \cdot (1+\alpha)$$

Resolviendo el sistema formado por las dos ecuaciones, nos queda:

$$\left.\begin{array}{l} \frac{4\alpha^2 P_T}{1-\alpha^2} = 0'114 \\ P_T = 1'222 \cdot (1+\alpha) \end{array}\right\} \Rightarrow \alpha = 0'142$$

b) $P_T = 1'222 \cdot (1+\alpha) = 1'4$ at

$$P_{NO_2} = \frac{2 \cdot 0'05 \cdot \alpha}{0'05 \cdot (1+\alpha)} P_T = \frac{2 \cdot 0'05 \cdot 0'142}{0'05 \cdot (1+0'142)} \cdot 1'4 = 0'348 \text{ at}$$

$$P_{N_2O_4} = \frac{0'05 \cdot (1-\alpha)}{0'05 \cdot (1+\alpha)} P_T = \frac{0'05 \cdot 0'858}{0'05 \cdot (1+0'142)} \cdot 1'4 = 1'052 \text{ at}$$

Para la reacción: $CO_2(g) + C(s) \rightleftarrows 2CO(g)$
$K_p = 10$, a la temperatura de 815º C. Calcule, en el equilibrio:
a) Las presiones parciales de CO_2 y CO a esa temperatura, cuando la presión total en el reactor es de 2 atm.
b) El número de moles de CO_2 y de CO, si el volumen del reactor es de 3 litros.
Dato: R = 0'082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.
QUÍMICA. 2002. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

	$CO_2(g)$ +	C(s)	$\rightleftarrows$	$2CO(g)$
inicial	n			0
equilibrio	$n \cdot (1-\alpha)$			$2 \cdot n \cdot \alpha$

moles totales en el equilibrio: $n \cdot (1+\alpha)$

$$K_p = \frac{P_{CO}{}^2}{P_{CO_2}} = \frac{\left(\frac{2 \cdot n \cdot \alpha}{n \cdot (1+\alpha)} P_T\right)^2}{\left(\frac{n \cdot (1-\alpha)}{n \cdot (1+\alpha)} P_T\right)} = \frac{4\alpha^2 P_T}{1-\alpha^2} \Rightarrow 10 = \frac{4\alpha^2 \cdot 2}{1-\alpha^2} \Rightarrow \alpha = 0'75$$

$$P_{CO} = \frac{2 \cdot n \cdot \alpha}{n \cdot (1+\alpha)} P_T = \frac{2 \cdot \alpha}{(1+\alpha)} P_T = \frac{2 \cdot 0'75 \cdot 2}{1'75} = 1'71 \text{ at}$$

$$P_{CO_2} = \frac{n \cdot (1-\alpha)}{n \cdot (1+\alpha)} P_T = \frac{(1-\alpha)}{(1+\alpha)} P_T = \frac{0'25 \cdot 2}{1'75} = 0'29 \text{ at}$$

b) Aplicamos la fórmula: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$\text{moles de } CO_2 \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0'29 \cdot 3}{0'082 \cdot 1088} = 9'75 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{moles de } CO \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1'71 \cdot 3}{0'082 \cdot 1088} = 0'058$$

Para la reacción en equilibrio: $SO_2Cl_2(g) \rightleftarrows SO_2(g) + Cl_2(g)$
la constante $K_p = 2'4$, a 375º K.
A esta temperatura, se introducen 0'050 moles de SO_2Cl_2 en un recipiente cerrado de 1 litro de capacidad. En el equilibrio, calcule:
a) Las presiones parciales de cada uno de los gases presentes.
b) El grado de disociación del SO_2Cl_2 a esa temperatura.
Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.
QUÍMICA. 2003. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

	SO_2Cl_2	$\rightleftarrows$	SO_2	+	Cl_2
inicial	n		0		0
equilibrio	$n(1-\alpha)$		$n\alpha$		$n\alpha$

El nº total de moles será: $n_T = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 2'4 \cdot (0'082 \cdot 375)^{-1} = 0'078$$

$$0'078 = \frac{[SO_2] \cdot [Cl_2]}{[SO_2Cl_2]} = \frac{\left(\frac{n\alpha}{1}\right) \cdot \left(\frac{n\alpha}{1}\right)}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{1}\right)} = \frac{0'05 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow \alpha = 0'693$$

$$P_T \cdot V_T = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow P_T \cdot 1 = 0'05(1+\alpha) \cdot 0'082 \cdot 375 \Rightarrow P_T = 1'5375 \cdot (1+0'693) = 2'60$$

$$P_{SO_2} = P_{Cl_2} = \frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'693 \cdot 2'60}{1'693} = 1'06$$

$$P_{SO_2Cl_2} = \frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'307 \cdot 2'60}{1'693} = 0'47$$

a) Describa el efecto de un catalizador sobre el equilibrio químico.
b) Defina cociente de reacción Q_c .
c) Diferencie entre equilibrio homogéneo y heterogéneo.
QUÍMICA. 2003. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) La presencia de un catalizador en un equilibrio no modifica el estado del mismo ni el valor de la constante de equilibrio por lo que equilibrio no se desplazará en ningún sentido. Sólo aumenta la velocidad de reacción, haciendo que la misma alcance antes el equilibrio.

b) El cociente de reacción responde a la misma expresión de la constante de equilibrio pero en él, las concentraciones no corresponden a las de equilibrio, sino a las de un instante cualquiera en el transcurso de la reacción.

c) Un equilibrio es homogéneo cuando todas las sustancias que intervienen en la reacción (reactivos y productos) se encuentran en la misma fase y heterogéneo cuando hay distintas fases entre ellas.

Para la reacción en equilibrio: $SnO_2(s) + 2\ H_2(g) \rightleftarrows Sn(s) + 2\ H_2O(g)$
a 750º C, la presión total del sistema es 32'0 mm de Hg y la presión parcial del agua 23'7 mm de Hg. Calcule:
a) El valor de la constante K_p para dicha reacción, a 750º C.
b) El número de moles de vapor de agua y de hidrógeno presentes en el equilibrio, sabiendo que el volumen del reactor es de dos litros.
Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.
QUÍMICA. 2003. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Como los dos únicos gases que existen en el equilibrio son el hidrógeno y agua, si la presión parcial del agua es 27'3 mm Hg, la del hidrógeno será la total menos la del agua:

32 mm Hg – 23'7 mm Hg = 8'3 mm Hg.

Conocidas las presiones, se sustituye en la expresión de K_p:

$$K_p = \frac{P_{H_2O}{}^2}{P_{H_2}{}^2} = \frac{\left(\frac{23'7}{760}\right)^2}{\left(\frac{8'3}{760}\right)^2} = 8'15$$

b) Aplicando la ecuación de los gases ideales para cada uno de los dos:

$$n_{H_2O} = \frac{P_{H_2O} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{23'7}{760} \cdot 2}{0'082 \cdot 1023} = 7'43 \cdot 10^{-4}\ \text{moles}$$

$$n_{H_2} = \frac{P_{H_2} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{8'3}{760} \cdot 2}{0'082 \cdot 1023} = 2'6 \cdot 10^{-4}\ \text{moles}$$

En un recipiente de 5 litros se introducen 1'84 moles de nitrógeno y 1'02 moles de oxígeno. Se calienta el recipiente hasta 2000º C estableciéndose el equilibrio:

$$N_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2\ NO(g)$$

En estas condiciones reacciona el 3% del nitrógeno existente. Calcule:

a) El valor de K_c a dicha temperatura.

b) La presión total en el recipiente, una vez alcanzado el equilibrio.

Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

QUÍMICA. 2003. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

	N_2	+	O_2	$\rightleftarrows$	$2\,NO$
inicial	1'84		1'02		0
equilibrio	$1'84 - 0'0552$		$1'02 - 0'0552$		$2 \cdot 0'0552$

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2] \cdot [O_2]} = \frac{\left(\frac{0'1104}{5}\right)^2}{\left(\frac{1'7848}{5}\right) \cdot \left(\frac{0'9648}{5}\right)} = 7'15 \cdot 10^{-3}$$

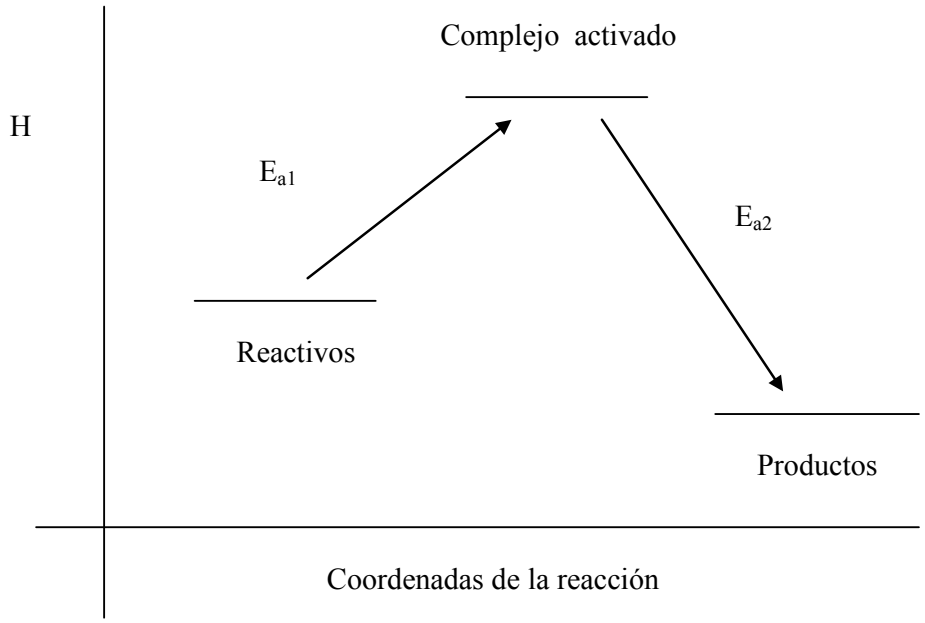
b)

$$P_T = \frac{2'86 \cdot 0'082 \cdot 2273}{5} = 106'61\ at$$

a) Dibuje el diagrama entálpico de la reacción: $CH_2 = CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3CH_3$
sabiendo que la reacción directa es exotérmica y muy lenta, a presión atmosférica y temperatura ambiente.
b) ¿Cómo se modifica el diagrama entálpico de la reacción anterior por efecto de un catalizador positivo?
c) Justifique si la reacción inversa sería endotérmica o exotérmica.
QUÍMICA. 2003. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



b) Un catalizador positivo aumenta la velocidad de reacción al rebajar la energía de activación.

c) Forzosamente ha de ser exotérmica, puesto que la energía de activación de la reacción inversa es mayor que la de la reacción directa.

En un recipiente de 5 litros se introducen 0'28 moles de N_2O_4 a 50ºC. A esa temperatura el N_2O_4 se disocia según: $N_2O_4(g) \rightleftarrows 2NO_2(g)$
Al llegar al equilibrio, la presión total es de 2 atm. Calcule:
a) El grado de disociación del N_2O_4 a esa temperatura.
b) El valor de K_p a 50ºC.
Dato: R = 0'082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.
QUÍMICA. 2003. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	N_2O_4	$\rightleftarrows$	$2\,NO_2$
inicial	0'28		0
equilibrio	$0'28 \cdot (1-\alpha)$		$2 \cdot 0'28 \cdot \alpha$

moles totales en el equilibrio: $0'28 \cdot (1+\alpha)$

$$2 = \frac{n \cdot (1+\alpha) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'28 \cdot (1+\alpha) \cdot 0'082 \cdot 323}{5} \Rightarrow \alpha = 0'348$$

b)

$$K_p = \frac{P_{NO_2}{}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{4 \cdot (0'348)^2 \cdot 2}{1-(0'348)^2} = 1'10 \text{ at}$$

Dado el equilibrio: $2SO_2(g)+O_2(g) \rightleftarrows 2SO_3(g) \quad \Delta H<0$

a) Explique cómo aumentaría el número de moles de SO_3, sin adicionar ni eliminar ninguna de las sustancias presentes en el equilibrio.

b) Escriba la expresión de K_p.

c) Razone cómo afectaría al equilibrio la presencia de un catalizador.

QUÍMICA. 2003. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Disminuyendo la temperatura (el equilibrio aumenta la temperatura generando calor, o sea, desplazándose hacia la derecha, hacia la formación de SO_3) o aumentando la presión (de esta forma el equilibrio se desplazará para tratar de disminuir la presión, o sea, hacia el lado donde menos número de moles gaseosos haya, esto es, a la derecha, formando más cantidad de SO_3) y también retirando el SO_3 formado (el equilibrio lo repondrá formando más cantidad).

b)

$$K_p = \frac{(P_{SO_3})^2}{(P_{SO_2})^2 \cdot P_{O_2}}$$

c) De ninguna forma. El catalizador sólo influye en la velocidad de reacción pero desplaza el equilibrio en ningún sentido.

A 1200º C el valor de la constante K_c es $1'04 \cdot 10^{-3}$ para el equilibrio: $Br_2(g) \rightleftarrows 2Br(g)$
Si la concentración inicial de bromo molecular es 1 M, calcule:
a) El tanto por ciento de Br_2 que se encuentra disociado.
b) La concentración de bromo atómico en el equilibrio.
QUÍMICA. 2003. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	Br_2	$\rightleftarrows$	$2\,Br$
inicial	c		0
equilibrio	$c \cdot (1-\alpha)$		$2 \cdot c \cdot \alpha$

$$K_c = \frac{[Br]^2}{[Br_2]} = \frac{(2c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{4c\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow 1'04 \cdot 10^{-3} = \frac{4 \cdot 1 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow \alpha = 0'016$$

b)

$$[Br] = 2c\alpha = 2 \cdot 1 \cdot 0'016 = 0'032 \text{ M}$$

Dados los equilibrios:

$$3\ F_2(g) + Cl_2(g) \rightleftarrows 2\ ClF_3(g)$$

$$H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftarrows 2\ HCl(g)$$

$$2\ NOCl(g) \rightleftarrows 2\ NO(g) + Cl_2(g)$$

a) Indique cuál de ellos no se afectará por un cambio de volumen, a temperatura constante.
b) ¿Cómo afectará a cada equilibrio un incremento en el número de moles de cloro?
c) ¿Cómo influirá en los equilibrios un aumento de presión en los mismos?
Justifique las respuestas.
QUÍMICA. 2003. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Un cambio de volumen (o de presión) sólo afectará a aquellos equilibrios en los que el número de moles de sustancias gaseosas es diferente en reactivos y productos para poder contrarrestar con su desplazamiento (aumentando o disminuyendo dicho número de moles de sustancias gaseosas) la perturbación exterior que se le produzca. No afectará al segundo equilibrio ya que no hay variación en el número de moles.

b) Desplazándose el mismo en el sentido en el cual se consuman parte de los moles añadidos según el Principio de Le Chatelier, o sea, hacia la derecha en los dos primeros y hacia la izquierda en el tercero.

c) Como ya se ha dicho en el apartado a, en el segundo equilibrio no afectará un cambio de presión. En la primera reacción se desplazará a la derecha disminuyendo el número de moles de gas y, por tanto, la presión en el reactor y al contrario en el tercero.

El cloruro de amonio se descompone según la reacción:

$$NH_4Cl(s) \rightleftarrows NH_3(g) + HCl(g)$$

En un recipiente de 5 litros, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 2'5 g de cloruro de amonio y se calientan a 300º C hasta que se alcanza el equilibrio. El valor de K_p a dicha temperatura es $1'2 \cdot 10^{-3}$. Calcule:

a) La presión total de la mezcla en equilibrio.

b) La masa de cloruro de amonio sólido que queda en el recipiente.

Datos: R = 0'082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; N = 14; Cl = 35'5.

QUÍMICA. 2003. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) La presión total de la mezcla será la suma de las presiones parciales de los dos únicos gases que existen en el equilibrio: amoníaco y cloruro de hidrógeno que serán iguales pues de ambos se produce la misma cantidad. Sustituyendo en la expresión de K_P:

$$K_P = P_{NH_3} \cdot P_{HCl} = \left(\frac{P_T}{2}\right)^2 = 1'2 \cdot 10^{-3} \Rightarrow P_T = 0'069 \text{ at}$$

b) De cada uno de los productos se puede calcular los moles que se han formado aplicando la ecuación de los gases ideales, ya que se conoce su presión, temperatura y volumen:

$$\text{moles de } NH_3 = \text{moles de } HCl : n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0'0345 \cdot 5}{0'082 \cdot 573} = 3'67 \cdot 10^{-3}$$

Los moles que quedan de NH_4Cl sin reaccionar son:

$$\frac{2'5}{53'5} - 3'67 \cdot 10^{-3} = 0'043 \text{ moles} = 0'043 \cdot 53'5 = 2'3 \text{ gramos}$$

Se ha comprobado experimentalmente que la reacción $2\,A + B \rightarrow C$ es de primer orden respecto al reactivo A y de primer orden respecto al reactivo B.
a) Escriba la ecuación de velocidad.
b) ¿Cuál es el orden total de la reacción?
c) ¿Qué factores pueden modificar la velocidad de la reacción?
QUÍMICA. 2004. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) $v = k \cdot [A] \cdot [B]$.

b) 1 + 1 = 2.

c) Pueden influir varios factores:
- La temperatura.
- La concentración de los reactivos.
- la naturaleza y el estado físico de los reactivos.
- La presión.
- La presencia de un catalizador.

En un recipiente de 10 litros a 800º K, se introducen 1 mol de CO(g) y 1 mol de $H_2O(g)$. Cuando se alcanza el equilibrio representado por la ecuación:

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftarrows CO_2(g) + H_2(g)$$

el recipiente contiene 0'655 moles de CO_2 y 0'655 moles de H_2.

Calcule:

a) Las concentraciones de los cuatro gases en el equilibrio.

b) El valor de las constantes Kc y Kp para dicha reacción a 800º K.

Dato: R = 0'082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

QUÍMICA. 2004. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	$CO(g)$	+	$H_2O(g)$	$\rightleftarrows$	$CO_2(g)$	+	$H_2(g)$
inicial	1		1		0		0
equilibrio	$1-x$		$1-x$		x		x

$$\left[CO_2\right] = \left[H_2\right] = \frac{x}{10} = \frac{0'655}{10} = 0'0655 \text{ M}$$

$$\left[CO\right] = \left[H_2O\right] = \frac{1-x}{10} = \frac{0'345}{10} = 0'0345 \text{ M}$$

b) Como $\Delta n = 0 \Rightarrow K_c = K_p$, luego:

$$K_c = K_p = \frac{\frac{0'0655}{10} \cdot \frac{0'0655}{10}}{\frac{0'0345}{10} \cdot \frac{0'0345}{10}} = 3'6$$

Considérese el siguiente sistema en equilibrio:

$$SO_3(g) \rightleftarrows SO_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \qquad \Delta H > 0$$

Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
a) Al aumentar la concentración de oxígeno, el equilibrio no se desplaza porque no puede variar la constante de equilibrio.
b) Al aumentar la presión total el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
c) Al aumentar la temperatura el equilibrio no se modifica.
QUÍMICA. 2004. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falso. La constante no varía porque se aumente la concentración de oxígeno, pero precisamente porque no puede variar es por lo que el equilibrio debe desplazarse hacia el sentido en se consuma parte del oxígeno añadido y eso se consigue desplazando el equilibrio hacia la izquierda, hacia la formación de SO_3.

b) Verdadero. Cuando se aumenta la presión en el equilibrio, éste se desplaza hacia el lado en que se consiga disminuirla, o sea, hacia el lado donde menos moles de sustancias gaseosas existan, esto es, hacia la izquierda, hacia la formación de SO_3.

c) Falso. Al aumentar la temperatura, aumenta también el valor de la constante de equilibrio porque la reacción es endotérmica, y se desplazará en el sentido en que se consuma parte de la energía calorífica comunicada, o sea, hacia la derecha, hacia la aparición de SO_2 y O_2.

En un recipiente de 10 litros de capacidad se introducen 2 moles del compuesto A y 1 mol del compuesto B. Se calienta a 300ºC y se establece el siguiente equilibrio:

$$A(g) + 3B(g) \rightleftarrows 2C(g)$$

Cuando se alcanza el equilibrio, el número de moles de B es igual al de C. Calcule:
a) El número de moles de cada componente en el equilibrio.
b) El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.
QUÍMICA. 2004. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	A	+	3 B	→	2 C
inicial	2		1		0
equilibrio	2 – x		1 – 3x		2x

Como, en el equilibrio, el número de moles de B es igual al número de moles de C, tenemos:

$$1 - 3x = 2x \Rightarrow 1 = 5x \Rightarrow x = \frac{1}{5} = 0'2$$

Por lo tanto, el número de moles de cada componente en el equilibrio será:

$$\text{moles de A} = 2 - x = 2 - 0'2 = 1'8$$

$$\text{moles de B} = 1 - 3x = 1 - 0'6 = 0'4$$

$$\text{moles de C} = 2x = 0'4$$

b)

$$K_c = \frac{\left(\frac{0'4}{10}\right)^2}{\left(\frac{1'8}{10}\right) \cdot \left(\frac{0'4}{10}\right)^3} = 138'88$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 138'88 \cdot (0'082 \cdot 573)^{-2} = 0'062$$

El yoduro de amonio sólido se descompone en amoniaco y yoduro de hidrógeno, gases, según la ecuación:

$$NH_4I(s) \rightleftarrows NH_3(g) + HI(g)$$

A 673º K la constante de equilibrio K_p es 0'215.

En un matraz de 5 litros se introducen 15 g de NH_4I sólido y se calienta a esa temperatura hasta que se alcanza el equilibrio. Calcule:
a) La presión total dentro del matraz, en el equilibrio.
b) La masa de NH_4I que queda sin descomponer una vez alcanzado el equilibrio.

Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; N = 14; I = 127.
QUÍMICA. 2004. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Cuando se llegue al equilibrio se habrá producido la misma cantidad de amoníaco que de ioduro de hidrógeno, de forma que sus presiones parciales serán las mismas.

$$K_p = P_{NH_3} \cdot P_{HI} = (P_{NH_3})^2 = 0'215 \Rightarrow P_{NH_3} = \sqrt{0'215} = 0'464$$

$$P_T = P_{NH_3} + P_{HI} = 0'464 + 0'464 = 0'928 \text{ at}$$

b) Conociendo la presión de cualquiera de los dos gases, podemos calcular el número de moles que hay del mismo en el equilibrio, que será también el número de moles que se han disociado de yoduro amónico. Si se le restan a los que inicialmente había, podremos saber los que quedan sin descomponer.

$$0'464 \cdot 5 = n \cdot 0'082 \cdot 673 \Rightarrow n = \frac{0'464 \cdot 5}{0'082 \cdot 673} = 0'042 \text{ moles}$$

Moles iniciales de $NH_4I \Rightarrow n = \frac{15}{145} = 0'103$ moles

Moles que quedan sin descomponer de $NH_4I \Rightarrow 0'103 - 0'042 = 0'061$ moles $= 0'061 \cdot 145 = 8'85$ g

Para el siguiente sistema en equilibrio: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g) \quad \Delta H < 0$

a) Indique razonadamente cómo afectará al equilibrio un aumento de la temperatura.

b) Establezca la relación existente entre K_c y K_p para este equilibrio.

c) Si para la reacción directa el valor de K_c es 0'016 a 800º K, ¿cuál será el valor de K_c para la reacción inversa, a la misma temperatura?

QUÍMICA. 2004. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Al aumentar la temperatura, se suministra energía al equilibrio y éste se desplazará en el sentido en que se consuma calor, o sea, hacia la descomposición del HI. (Izquierda).

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

Como en este equilibrio no varía el número de moles, $\Delta n = 0$, entonces: $K_p = K_c$.

c)

$$K_c(\text{inversa}) = \frac{1}{K_c(\text{directa})} = \frac{1}{0'016} = 62'5$$

En un recipiente de 4 litros, a una cierta temperatura, se introducen las cantidades de HCl, O_2 y Cl_2 indicadas en la tabla, estableciéndose el siguiente equilibrio:

$$4\,HCl(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2\,H_2O(g) + 2\,Cl_2(g)$$

	HCl	**O_2**	**H_2O**	**Cl_2**
Moles iniciales	**0'16**	**0'08**	**0**	**0'02**
Moles en equilibrio	**0'06**			

Calcule:
a) Los datos necesarios para completar la tabla.
b) El valor de k_c a esa temperatura.
QUÍMICA. 2004. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	$4\,HCl$	$+\ O_2$	$\rightleftarrows$	$2\,H_2O$	$+\ 2\,Cl_2$
inicial	0'16	0'08		0	0'02
equilibrio	$0'16-4x$	$0'08-x$		$2x$	$0'02+2x$

Como en el equilibrio tenemos 0'06 moles de HCl, se cumple que:

$$0'06 = 0'16 - 4x \Rightarrow x = 0'025$$

Por lo tanto, los datos que faltan en la tabla serán:

Moles $O_2 = 0'055$

Moles $H_2O = 0'05$

Moles $Cl_2 = 0'07$

b)

$$K_c = \frac{\left(\frac{0'05}{4}\right)^2 \cdot \left(\frac{0'07}{4}\right)^2}{\left(\frac{0'06}{4}\right)^4 \cdot \left(\frac{0'055}{4}\right)} = 68'74$$

Para el siguiente sistema en equilibrio: $SnO_2(s) + 2H_2(g) \rightleftarrows 2H_2O(g) + Sn(s)$ el valor de la constante K_p a 900º K es 1'5 y a 1100º K es 10. Razone si para conseguir una mayor producción de estaño deberá:
a) Aumentar la temperatura.
b) Aumentar la presión.
c) Adicionar un catalizador.
QUÍMICA. 2004. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Al aumentar la temperatura, ha aumentado también el valor de la constante de equilibrio, lo que indica que el proceso es endotérmico. Si una vez alcanzado el equilibrio calentamos, éste se desplazará en el sentido en que se consuma la energía aportada, o sea, en el sentido endotérmico, hacia la derecha.

b) Dado que el número de moles de sustancias gaseosas es el mismo ($\Delta n = 0$), una variación de la presión no influirá en el equilibrio.

c) El catalizador hace que se consiga antes el equilibrio porque aumenta la velocidad de reacción, pero no provoca un desplazamiento del equilibrio en sentido alguno.

La ecuación de velocidad: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$, corresponde a la reacción química: $A + B \rightarrow C$.
a) Indique si la constante k es independiente de la temperatura.
b) Razone si la reacción es de primer orden con respecto de A y de primer orden con respecto de B, pero de segundo orden para el conjunto de la reacción.
QUÍMICA. 2005. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. La constante k depende de la temperatura.

b) Falsa. Es de segundo orden con respecto de A y de primer orden con respecto de B.

El NO_2 y el SO_2 reaccionan según la ecuación:

$$NO_2(g) + SO_2(g) \rightleftarrows NO(g) + SO_3(g)$$

Una vez alcanzado el equilibrio, la composición de la mezcla contenida en un recipiente de 1 litro de capacidad es: 0'6 moles de SO_3, 0'4 moles de NO, 0'1 moles de NO_2 y 0'8 moles de SO_2. Calcule:

a) El valor de K_p, en esas condiciones de equilibrio.

b) La cantidad de moles de NO que habría que añadir al recipiente, en las mismas condiciones, para que la cantidad de NO_2 fuera de 0'3 moles.

QUÍMICA. 2005. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Como $\Delta n = 0$, se cumple que $K_p = K_c$, luego:

$$K_p = K_c = \frac{0'4 \cdot 0'6}{0'1 \cdot 0'8} = 3$$

b)

	$NO_2(g)$	+ $SO_2(g)$	$\rightleftarrows$	$NO(g)$	+ $SO_3(g)$
inicial	0'1	0'8		0'1 + a	0'6
equilibrio	0'1 + x	0'8 + x		0'1 + a − x	0'6 − x

$$0'1 + x = 0'3 \Rightarrow x = 0'2$$

$$K_c = 3 = \frac{(0'2 + a) \cdot 0'4}{0'3 \cdot 1} \Rightarrow a = 2'05 \text{ moles de NO}$$

En la siguiente tabla se presentan los valores de la constante de equilibrio y la temperatura, para la síntesis del amoniaco: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2NH_3(g)$

Temperatura ºC	25	200	300	400	500
K_c	$6'0 \cdot 10^5$	0'65	$1'1 \cdot 10^{-2}$	$6'2 \cdot 10^{-4}$	$7'4 \cdot 10^{-5}$

Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) La reacción directa es endotérmica.
b) Un aumento de la presión favorece la obtención de amoniaco.
QUIMICA. 2005. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. La reacción es exotérmica, ya que al aumentar la temperatura disminuye K_c.

b) Cierta. Al aumentar la presión el volumen tiende a disminuir y se favorece la obtención de amoniaco.

Cuando se calienta el pentacloruro de fósforo se disocia según:

$$PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

A 250ºC, la constante K_p es igual a 1'79. Un recipiente de 1'00 dm^3, que contiene inicialmente 0'01 mol de PCl_5 se calienta hasta 250ºC. Una vez alcanzado el equilibrio, calcule:

a) El grado de disociación del PCl_5 en las condiciones señaladas.

b) Las concentraciones de todas las especies químicas presentes en el equilibrio.

Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

QUIMICA. 2005. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	PCl_5	$\rightleftarrows$	PCl_3	+	Cl_2
inicial	n		0		0
equilibrio	$n(1-\alpha)$		$n\alpha$		$n\alpha$

El número total de moles es: $n_T = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$.

$$P_T = \frac{n \cdot (1+\alpha) \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'01 \cdot (1+\alpha) \cdot 0'082 \cdot 523}{1} = 0'429 \cdot (1+\alpha)$$

$$K_p = 1'79 = \frac{\left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right) \cdot \left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right)}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} P_T\right)} = \frac{\alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2} = \frac{\alpha^2 \cdot 0'429(1+\alpha)}{1-\alpha^2} = \frac{0'429\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow \alpha = 0'833$$

b)

$$\left[PCl_3\right] = \left[Cl_2\right] = \frac{n\alpha}{V} = \frac{0'01 \cdot 0'833}{1} = 8'33 \cdot 10^{-3}$$

$$\left[PCl_5\right] = \frac{n(1-\alpha)}{V} = \frac{0'01 \cdot 0'167}{1} = 1'67 \cdot 10^{-3}$$

Considérese el siguiente sistema en equilibrio:

$$2NO(g) \rightleftarrows N_2(g) + O_2(g) \qquad \Delta H^0 = -182\ kJ$$

Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) La constante de equilibrio, K_c, aumenta al añadir NO. b) K_c aumenta con la temperatura. c) Una disminución de temperatura favorece la formación de $N_2(g)$ y $O_2(g)$.

QUIMICA. 2005. RESERVA 2 EJERCICIO 3 OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. La constante de equilibrio no depende de las concentraciones.

b) Falsa. Ya que al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y disminuye K_c.

c) Cierta. Al disminuir la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la derecha ya que se favorece la reacción exotérmica.

A 298º K se establece el equilibrio siguiente: $NH_4HS(s) \rightleftarrows NH_3(g) + H_2S(g)$
Sabiendo que la capacidad del recipiente es 100 litros y que a esa temperatura $K_p = 0'108$, calcule: a) La presión total ejercida por la mezcla gaseosa, una vez alcanzado el equilibrio. b) La cantidad de sólido que quedará sin reaccionar si la cantidad inicial de hidrogenosulfuro de amonio es 102 g. Datos: R = 0'082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; S = 32; N = 14.
QUIMICA. 2005. RESERVA 2 EJERCICIO 5 OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Se trata de un equilibrio heterogéneo en el que los únicos gases son los que aparecen en los productos y como aparece la misma cantidad de cada uno, sus presiones parciales son iguales.

$$K_P = P_{NH_3} \cdot P_{H_2S} = (P_{NH_3})^2 \Rightarrow P_{NH_3} = \sqrt{K_p} = \sqrt{0'108} = 0'328 \text{ at}$$

$$P_T = P_{NH_3} + P_{H_2S} = 0'328 + 0'328 = 0'656 \text{ at}$$

b) Los moles que desaparecen de NH_4HS son los mismos que aparecen de amoníaco o de sulfuro de hidrógeno:

$$0'328 = \frac{n \cdot 0'082 \cdot 298}{100} \Rightarrow n = 1'34 \text{ moles } NH_4HS = 68'34 \text{ g de } NH_4HS$$

Luego, quedan sin reaccionar: $102 - 68'34 = 33'66$ gramos

El etano, en presencia de un catalizador, se transforma en eteno e hidrógeno, estableciéndose el siguiente equilibrio:

$$C_2H_6(g) \rightleftarrows C_2H_4(g) + H_2(g)$$

A 900º K, la constante de equilibrio K_p es $5'1\cdot10^{-2}$. A la presión total de 1 atm, calcule: a) El grado de disociación del etano. b) La presión parcial del hidrógeno.
QUIMICA. 2005. RESERVA 4 EJERCICIO 6 OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	C_2H_6	$\rightleftarrows$	C_2H_4	+	H_2
inicial	n		0		0
equilibrio	$n(1-\alpha)$		$n\alpha$		$n\alpha$

El número total de moles es: $n_T = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$.

$$K_p = 5'1\cdot10^{-2} = \frac{\left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)}P_T\right)\cdot\left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)}P_T\right)}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)}P_T\right)} = \frac{\alpha^2\cdot P_T}{1-\alpha^2} = \frac{\alpha^2\cdot 1}{1-\alpha^2} \Rightarrow \alpha = 0'22$$

b)

$$P_{H_2} = \frac{n\alpha}{n(1+\alpha)}P_T = \frac{0'22}{1'22}\cdot 1 = 0'18 \text{ at}$$

Dado el siguiente sistema en equilibrio: $\mathbf{SO_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightleftarrows SO_3(g) \quad \Delta H = -197'6\,Kj}$

a) Explique tres formas de favorecer la formación de $\mathbf{SO_3(g)}$**.**

b) Deduzca la relación entre las constantes $\mathbf{K_c}$ **y** $\mathbf{K_p}$**, para esta reacción.**

QUÍMICA. 2005. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Como la reacción es exotérmica, una disminución de la temperatura favorece que el equilibrio se desplace hacia la derecha y, por lo tanto, aumenta la formación de SO_3.

Aumentando la presión, de esta forma el equilibrio se desplazará para tratar de disminuir la presión, o sea, hacia el lado donde menos número de moles gaseosos haya, esto es, a la derecha, formando más cantidad de SO_3.

Retirando el SO_3 formado, el equilibrio lo repondrá formando más cantidad.

b) Como $\Delta n = -\frac{1}{2}$, aplicando la fórmula, tenemos:

$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = K_p(RT)^{\frac{1}{2}}$$

A 1000º K se establece el siguiente equilibrio: $I_2(g) \rightleftarrows 2I(g)$
Sabiendo que cuando la concentración inicial de I_2 es 0'02 M, su grado de disociación es 2'14 % , calcule: a) El valor de K_c a esa temperatura. b) El grado de disociación del I_2, cuando su concentración inicial es $5 \cdot 10^{-4}$ M.
QUÍMICA. 2005. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	$I_2(g)$	$\rightleftarrows$	$2I(g)$
inicial	c		0
equilibrio	$c \cdot (1-\alpha)$		$2 \cdot c \cdot \alpha$

$$K_c = \frac{[I]^2}{[I_2]} = \frac{(2c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{4c\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{4 \cdot 0'02 \cdot 0'0214^2}{1-0'0214} = 3'74 \cdot 10^{-5}$$

b)

$$K_c = 3'74 \cdot 10^{-5} = \frac{(2c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{4c\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{4 \cdot 5 \cdot 10^{-4} \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow \alpha = 0'127$$

A 670º K, un recipiente de un litro contiene una mezcla gaseosa en equilibrio de 0'003 moles de hidrógeno, 0'003 moles de yodo y 0'024 moles de yoduro de hidrógeno, según:

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g)$$

En estas condiciones, calcule:

a) El valor de K_c y K_p.

b) La presión total en el recipiente y las presiones parciales de los gases de la mezcla.

Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$

QUÍMICA. 2006. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]} = \frac{\left(\frac{0'024}{1}\right)^2}{\frac{0'003}{1} \cdot \frac{0'003}{1}} = 64$$

$$\text{Como } \Delta n = 0 \Rightarrow K_c = K_p = 64$$

b)

$$P_T \cdot 1 = 0'03 \cdot 0'082 \cdot 670 \Rightarrow P_T = 1'65 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = P_{I_2} = \frac{0'003}{0'03} \cdot 1'65 = 0'165 \text{ atm}$$

$$P_{HI} = \frac{0'024}{0'03} \cdot 1'65 = 1'32 \text{ atm}$$

Considere el siguiente sistema en equilibrio: $SO_3(g) \rightleftarrows SO_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \quad \Delta H > 0$

Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
a) Al aumentar la concentración de oxígeno el equilibrio no se desplaza, porque no puede variar la constante de equilibrio.
b) Un aumento de la presión total provoca el desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda.
c) Al aumentar la temperatura el equilibrio no se modifica.
QUÍMICA. 2006. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falso. La constante no varía porque se aumente la concentración de oxígeno, pero precisamente porque no puede variar es por lo que el equilibrio debe desplazarse hacia el sentido en se consuma parte del oxígeno añadido y eso se consigue desplazando el equilibrio hacia la izquierda, hacia la formación de SO_3.

b) Verdadero. Cuando se aumenta la presión en el equilibrio, éste se desplaza hacia el lado en que se consiga disminuirla, o sea, hacia el lado donde menos moles de sustancias gaseosas existan, esto es, hacia la izquierda, hacia la formación de SO_3.

c) Falso. Al aumentar la temperatura, aumenta también el valor de la constante de equilibrio porque la reacción es endotérmica, y se desplazará en el sentido en que se consuma parte de la energía calorífica comunicada, o sea, hacia la derecha, hacia la aparición de SO_2 y O_2.

Un recipiente de un litro de capacidad, a 35 ºC, contiene una mezcla gaseosa en equilibrio de 1'251 g de NO_2 y 5'382 g de N_2O_4 , según: $2\ NO_2 \rightleftarrows N_2O_4$

Calcule:

a) Los valores de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

b) Las presiones parciales de cada gas y la presión total en el equilibrio.

Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: N = 14; O = 16.

QUÍMICA. 2006. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

$$K_c = \frac{\left[N_2O_4\right]}{\left[NO_2\right]^2} = \frac{\frac{5'382}{92}}{\left(\frac{1'251}{46}\right)^2} = 79'09$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 79'09 \cdot (0'082 \cdot 308)^{-1} = 3'13$$

b) moles totales en el equilibrio: $0'0271 + 0'0585 = 0'0856$

$$P_T = \frac{0'0856 \cdot 0'082 \cdot 308}{1} = 2'16 \text{ at}$$

$$P_{NO_2} = \frac{0'0271}{0'0856} \cdot 2'16 = 0'683 \text{ at}$$

$$P_{N_2O_4} = \frac{0'0585}{0'0856} \cdot 2'16 = 1'476 \text{ at}$$

Considérese el siguiente sistema en equilibrio: $MX_5(g) \rightleftarrows MX_3(g) + X_2(g)$

A 200 ºC la constante de equilibrio K_c vale 0'022. En un momento dado las concentraciones de las sustancias presentes son: $[MX_5] = 0'04$ M, $[MX_3] = 0'40$ M y $[X_2] = 0'20$ M.

a) Razone si, en esas condiciones, el sistema está en equilibrio. En el caso en que no estuviera en equilibrio ¿cómo evolucionaría para alcanzarlo?

b) Discuta cómo afectaría un cambio de presión al sistema en equilibrio.

QUÍMICA. 2006. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

$$K_c = \frac{[MX_3]\cdot[X_2]}{[MX_5]} = \frac{0'40\cdot 0'20}{0'04} = 2 \neq 0'022 \Rightarrow \text{ No está en equilibrio.}$$

El sistema se desplazara hacia la izquierda para que aumente la concentración de MX_5 y disminuya la de MX_3 y X_2.

b) Si aumenta la presión el volumen debe disminuir, luego el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

Al calentar pentacloruro de fósforo a 250 ºC, en un reactor de 1 litro de capacidad, se descompone según:

$$PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

Si una vez alcanzado el equilibrio, el grado de disociación es 0'8 y la presión total de una atmósfera, calcule:

a) El número de moles de PCl_5 iniciales.

b) La constante K_p a esa temperatura.

Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

QUÍMICA. 2006. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	PCl_5	$\rightleftarrows$	PCl_3	+	Cl_2
inicial	n		0		0
equilibrio	$n(1-\alpha)$		$n\alpha$		$n\alpha$

El número total de moles es: $n_T = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$.

Aplicando la fórmula: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, tenemos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot 1 = n \cdot (1 + 0'8) \cdot 0'082 \cdot 523 \Rightarrow n = 0'013$$

b)

$$K_p = \frac{\left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right) \cdot \left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right)}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} P_T\right)} = \frac{\alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2} = \frac{0'8^2 \cdot 1}{1-0'8^2} = 1'77 \text{ at}$$

Para el sistema: $SnO_2(s) + 2H_2(g) \rightleftarrows 2H_2O(g) + Sn(s)$, el valor de la constante K_p es 1'5 a 900º K y 10 a 1100º K. Razone si para conseguir una mayor producción de estaño deberá:
a) Aumentar la temperatura.
b) Aumentar la presión.
c) Añadir un catalizador.
QUÍMICA. 2006. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Si aumentamos la temperatura, vemos que la constante de equilibrio aumenta, luego el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta la producción de estaño.

b) Si aumentamos la presión, el equilibrio no se modifica ya que el número de moles de gases en los dos términos es el mismo.

c) El catalizador no modifica el equilibrio.

Se establece el siguiente equilibrio: $C(s) + CO_2(g) \rightleftarrows 2CO(g)$

A 600 ºC y 2 atmósferas, la fase gaseosa contiene 5 moles de dióxido de carbono por cada 100 moles de monóxido de carbono, calcule:

a) Las fracciones molares y las presiones parciales de los gases en el equilibrio.

b) Los valores de K_c y K_p a esa temperatura.

Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

QUÍMICA. 2006. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) $X_{CO} = \frac{100}{105} = 0'952$

$X_{CO_2} = \frac{5}{105} = 0'048$

$P_{CO} = 0'952 \cdot 2 = 1'904$ at

$P_{CO_2} = 0'048 \cdot 2 = 0'096$ at

b)

$$K_p = \frac{P_{CO}{}^2}{P_{CO_2}} = \frac{(1'904)^2}{0'096} = 37'76 \text{ at}$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 37'76 \cdot (0'082 \cdot 873)^{-1} = 0'527$$

La reacción: $A + 2B \rightarrow 2C + D$ es de primer orden con respecto a cada uno de los reactivos.
a) Escriba la ecuación de velocidad.
b) Indique el orden total de la reacción.
c) Indique las unidades de la constante de velocidad.
QUÍMICA. 2006. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) $v = k \cdot [A] \cdot [B]$

b) El orden total de la reacción es 2.

c) $k = \dfrac{v}{[A] \cdot [B]} = \dfrac{mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{(mol \cdot L^{-1}) \cdot (mol \cdot L^{-1})} = mol^{-1} \cdot L \cdot s^{-1}$

En un recipiente de 10 litros de capacidad se introducen 2 moles del compuesto A y 1 mol del compuesto B. Se calienta a 300 ºC y se establece el siguiente equilibrio:

$$A(g) + 3B(g) \rightleftarrows 2C(g)$$

Cuando se alcanza el equilibrio, el número de moles de B es igual al de C. Calcule:
a) El número de moles de cada componente en la mezcla.
b) El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$

QUÍMICA. 2006. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	A	+	3 B	→	2 C
inicial	2		1		0
equilibrio	2 – x		1 – 3x		2x

Como, en el equilibrio, el número de moles de B es igual al número de moles de C, tenemos:

$$1 - 3x = 2x \Rightarrow 1 = 5x \Rightarrow x = \frac{1}{5} = 0'2$$

Por lo tanto, el número de moles de cada componente en el equilibrio será:

$$\text{moles de A} = 2 - x = 2 - 0'2 = 1'8$$

$$\text{moles de B} = 1 - 3x = 1 - 0'6 = 0'4$$

$$\text{moles de C} = 2x = 0'4$$

b)

$$K_c = \frac{\left(\frac{0'4}{10}\right)^2}{\left(\frac{1'8}{10}\right) \cdot \left(\frac{0'4}{10}\right)^3} = 138'88$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 138'88 \cdot (0'082 \cdot 573)^{-2} = 0'062$$

Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) Para una reacción exotérmica, la energía de activación de la reacción directa es menor que la energía de activación de la reacción inversa.
b) La velocidad de la reacción no depende de la temperatura.
c) La acción de un catalizador no influye en la velocidad de reacción.
QUÍMICA. 2007. JUNIO EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) La frase es correcta; en una reacción exotérmica la entalpía de los reactivos es mayor que la entalpía de los productos. La entalpía del complejo activado es mayor que ambas. La energía de activación es la diferencia entre la energía del complejo activado y la energía de los reactivos (o productos) y esta diferencia es menor para reactivos que para productos.

b) Esto no es cierto, el factor determinante de la velocidad de una reacción es la temperatura ya que la mayor o menor velocidad de reacción depende de que se produzcan choques favorables entre las moléculas y el número de estos choques aumentará con la temperatura porque aumenta la velocidad media de las moléculas.

c) Es falso, precisamente un catalizador lo que hace es aumentar la velocidad de la reacción sin intervenir de forma directa en los procesos químicos que ocurren. Esto se consigue, en la mayoría de los casos, disminuyendo la energía de activación.

En un recipiente de un litro de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 6 g de PCl_5. Se calienta a 250º y se establece el siguiente equilibrio:

$$PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

Si la presión total en el equilibrio es 2 atmósferas, calcule:
a) El grado de disociación del PCl_5.

b) El valor de la constante K_p a esa temperatura.

Datos: R = 0'082 $atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: P = 31; Cl = 35'5
QUÍMICA. 2007. JUNIO EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	$PCl_5(g)$	$\rightleftarrows$	$PCl_3(g)$	+	$Cl_2(g)$
inicial	n		0		0
equilibrio	$n(1-\alpha)$		$n\alpha$		$n\alpha$

El número total de moles en el equilibrio será: $n_T = n(1-\alpha)+n\alpha+n\alpha = n(1+\alpha)$. Se debe de cumplir que:

$$P_T \cdot V_T = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow 2 \cdot 1 = \frac{6}{208'5} \cdot (1+\alpha) \cdot 0'082 \cdot 523 \Rightarrow \alpha = 0'62$$

b)

$$K_p = \frac{P_{PCl_3} \cdot P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}} = \frac{\left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} \cdot P_T\right) \cdot \left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} \cdot P_T\right)}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} \cdot P_T\right)} = \frac{\alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2} = \frac{0'62^2 \cdot 2}{1-0'62^2} = 1'24$$

Dado el equilibrio: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2NH_3(g) \quad \Delta H^0 = -92'22 kJ$

Justifique la influencia sobre el mismo de:

a) Un aumento de la presión total.

b) Una disminución de la concentración de N_2**.**

c) Una disminución de la temperatura.

QUÍMICA. 2007. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Hacia la derecha. Ya que si aumenta la presión el volumen debe disminuir.

b) Hacia la izquierda. Ya que si disminuye la concentración de nitrógeno, para que no varíe la constante, debe disminuir la concentración de amoniaco.

c) Hacia la derecha. Ya que la disminución de temperatura favorece la reacción exotérmica.

El cloruro de nitrosilo se forma según la reacción: $2NO(g) + Cl_2(g) \rightleftarrows 2NOCl(g)$.
El valor de K_c es $4'6 \cdot 10^4$ a 298 ºK. Cuando se alcanza el equilibrio a esa temperatura, en un matraz de 1'5 litros hay 4'125 moles de $NOCl$ y 0'1125 moles de Cl_2. Calcule:
a) La presión parcial de NO en el equilibrio.
b) La presión total del sistema en el equilibrio.
Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.
QUÍMICA. 2007. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

	$2\,NO(g)$	+	$Cl_2(g)$	$\rightleftarrows$	$2\,NOCl(g)$
equilibrio	$\frac{x}{1'5}$		$\frac{0'1125}{1'5}$		$\frac{4'125}{1'5}$

$$K_C = \frac{[NOCl]^2}{[NO]^2 \cdot [Cl_2]} \Rightarrow 4'6 \cdot 10^4 = \frac{\left(\frac{4'125}{1'5}\right)^2}{\left(\frac{x}{1'5}\right)^2 \left(\frac{0'1125}{1'5}\right)} \Rightarrow x = 0'07$$

a) $P_{NO} = \frac{nRT}{V} = \frac{0'07 \cdot 0'082 \cdot 298}{1'5} = 1'14$ atm

b) $P_T = \frac{nRT}{V} = \frac{4'3075 \cdot 0'082 \cdot 298}{1'5} = 70'17$ atm

El hidrogenosulfuro de amonio, NH_4SH se descompone a temperatura ambiente según:

$$NH_4SH(s) \rightleftarrows NH_3(g) + H_2S(g)$$

El valor de K_p es 0'108, a 25 ºC. En un recipiente, en el que se ha hecho el vacío, se introduce una muestra de NH_4SH a esa temperatura, calcule:

a) La presión total en el equilibrio.

b) El valor de K_c a esa temperatura.

Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

QUÍMICA. 2007. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

$$K_P = 0'108 = P_{NH_3} \cdot P_{H_2S} = \left(P_{NH_3}\right)^2 \Rightarrow P_{NH_3} = \sqrt{0'108} = 0'328\ atm$$

a) $P_T = P_{NH_3} + P_{H_2S} = 2 \cdot 0'328 = 0'656\ atm$

b) $K_C = K_P \left(RT\right)^{-\Delta n} = 0'108\left(0'082 \cdot 298\right)^{-2} = 1'8 \cdot 10^{-4}$

En un recipiente cerrado se establece el equilibrio:

$$2C(s) + O_2(g) \rightleftarrows 2CO(g) \quad \Delta H^0 = -221\ kJ$$

Razone cómo varía la concentración de oxígeno:
a) Al añadir C(s).
b) Al aumentar el volumen del recipiente.
c) Al elevar la temperatura.
QUÍMICA. 2007. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) El equilibrio es heterogéneo, lo que significa que el equilibrio se establece entre los compuestos gaseosos, por lo tanto al añadir carbono sólido el equilibrio no se modifica y la concentración de oxígeno no varía.

b) Al aumentar el volumen del recipiente la presión disminuye, por lo tanto el equilibrio se desplaza en el sentido en que aumenta el número de moles, es decir, hacia la derecha, con lo que disminuye la concentración de oxígeno.

c) El aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica, con lo cual el equilibrio se desplaza hacia la izquierda aumentando la concentración de oxígeno.

En un recipiente vacío se introduce cierta cantidad de $NaHCO_3$ y a 120ºC se establece el siguiente equilibrio: $2NaHCO_3(s) \rightleftarrows Na_2CO_3(s) + H_2O(g) + CO_2(g)$
Si la presión en el equilibrio es 1720 mm de Hg, calcule:
a) Las presiones parciales de CO_2 y H_2O en el equilibrio.
b) Los valores de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.
Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.
QUÍMICA. 2007. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

$$P_T = \frac{1720}{760} = P_{H_2O} + P_{CO_2} \Rightarrow P_{H_2O} = P_{CO_2} = \frac{2'263}{2} = 1'13\ atm$$

b) $K_P = P_{H_2O} \cdot P_{CO_2} = \left(P_{H_2O}\right)^2 = (1'13)^2 = 1'27$

$$K_C = K_P \cdot (RT)^{-\Delta n} = 1'27(0'082 \cdot 393)^{-2} = 1'22 \cdot 10^{-3}$$

Considérese el siguiente sistema en equilibrio: $CO_2(g) + C(s) \rightleftarrows 2CO(g)$

a) Escriba las expresiones de las constantes K_c y K_p.

b) Establezca la relación entre ambas constantes de equilibrio.

QUÍMICA. 2007. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Por ser un sistema heterogéneo, en las constantes de equilibrio sólo intervienen las sustancias gaseosas, siendo las expresiones correspondientes a cada constante de equilibrio las siguientes:

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} \quad \text{y} \quad K_p = \frac{P_{CO}{}^2}{P_{CO_2}}$$

b) $K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = K_p(RT)^{-1}$

En un matraz, en el que se ha practicado previamente el vacío, se introduce cierta cantidad de $NaHCO_3$ y se calienta a 100 º C. Sabiendo que la presión en el equilibrio es 0'962 atm, calcule:

a) La constante K_p para la descomposición del $NaHCO_3$, a esa temperatura, según:

$$2NaHCO_3(s) \rightleftarrows Na_2CO_3(s) + H_2O(g) + CO_2(g)$$

b) La cantidad de $NaHCO_3$ descompuesto si el matraz tiene una capacidad de 2 litros.

Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: $H = 1$; $C = 12$; $O = 16$; $Na = 23$

QUÍMICA. 2007. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$P_T = 0'962 = P_{H_2O} + P_{CO_2} \Rightarrow P_{H_2O} = P_{CO_2} = \frac{0'962}{2} = 0'481\ atm$$

a) $K_P = P_{H_2O} \cdot P_{CO_2} = \left(P_{H_2O}\right)^2 = (0'481)^2 = 0'231$

b) Calculamos los moles de agua.

$$n_{H_2O} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0'481 \cdot 2}{0'082 \cdot 373} = 0'031$$

$$0'031\ \text{moles de } H_2O \cdot \frac{2\ \text{moles de } NaHCO_3}{1\ \text{mol de } H_2O} \cdot \frac{84\ g}{1\ \text{mol de } NaHCO_3} = 5'208\,g\ \text{de } NaHCO_3$$

Para el proceso Haber:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2NH_3(g)$$

el valor de K_p es $1'45 \cdot 10^{-5}$, a 500ºC. En una mezcla en equilibrio de los tres gases, a esa temperatura, la presión parcial de H_2 es 0'928 atmósferas y la de N_2 es 0'432 atmósferas. Calcule:

a) La presión total en el equilibrio.

b) El valor de la constante K_c.

Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 1 EJERCICIO 6 OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$$

$$K_p = \frac{P_{NH_3}{}^2}{P_{N_2} \cdot P_{H_2}{}^3} \Rightarrow P_{NH_3} = \sqrt{1'45 \cdot 10^{-5} \cdot 0'432 \cdot (0'928)^3} = 2'23 \cdot 10^{-3}\ \text{atm}$$

$$P_T = P_{NH_3} + P_{N_2} + P_{H_2} = 2'23 \cdot 10^{-3} + 0'432 + 0'928 = 1'362\ \text{atm}$$

b)

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 1'45 \cdot 10^{-5} \cdot (0'082 \cdot 773)^2 = 0'058\ \text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2$$

Al calentar cloruro de amonio en un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio:

$$NH_4Cl(s) \rightleftarrows HCl(g) + NH_3(g)$$

Justifique cómo afectará a la posición del equilibrio:
a) Una disminución de la presión total.
b) La extracción de amoniaco del recipiente.
c) La adición de NH_4Cl sólido.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 2 EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier establece que si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio.

a) Si se disminuye la presión total, el volumen debe aumentar, luego el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

b) Si se extrae amoniaco, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

c) No ocurre nada, ya que el cloruro amónico es sólido y no altera el cociente de reacción.

El óxido de mercurio (II) contenido en un recipiente cerrado se descompone a 380ºC según:

$$2HgO(s) \rightleftarrows 2Hg(g) + O_2(g)$$

Sabiendo que a esa temperatura el valor de K_p es 0'186, calcule:

a) Las presiones parciales de O_2 y de Hg en el equilibrio.

b) La presión total en el equilibrio y el valor de K_c a esa temperatura.

Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 2 EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Como el óxido de mercurio se encuentra en estado sólido, entonces: $K_p = P_{Hg}{}^2 \cdot P_{O_2}$.

Como en el equilibrio hay doble número de moles de mercurio que de oxigeno, la presión del mercurio será el doble, luego:

$$K_p = (2P_{O_2})^2 \cdot P_{O_2} = 4P_{O_2}{}^3 \Rightarrow P_{O_2} = \sqrt[3]{\frac{K_p}{4}} = \sqrt[3]{\frac{0'186}{4}} = 0'36 \text{ atm}$$

$$P_{Hg} = 2 \cdot P_{O_2} = 2 \cdot 0'36 = 0'72 \text{ atm}$$

b)

$$P_T = P_{Hg} + P_{O_2} = 0'72 + 0'36 = 1'08 \text{ atm}$$

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 0'186 \cdot (0'082 \cdot 653)^{-3} = 1'21 \cdot 10^{-6} \text{ mol}^3 \cdot L^{-3}$$

Escriba las expresiones de las constantes K_c y K_p y establezca la relación entre ambas para los siguientes equilibrios:

a) $\mathbf{CO(g) + Cl_2(g) \rightleftarrows COCl_2(g)}$

b) $\mathbf{2HgO(s) \rightleftarrows 2Hg(l) + O_2(g)}$

QUÍMICA. 2008. RESERVA 3 EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Para el equilibrio: $CO(g) + Cl_2(g) \rightleftarrows COCl_2(g)$

$$K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO]\cdot[Cl_2]}$$

$$K_p = \frac{P_{COCl_2}}{P_{CO}\cdot P_{Cl_2}}$$

$$K_c = K_p\cdot(RT)^{-\Delta n} = K_p\cdot(RT)^{1}$$

b) Para el equilibrio: $2HgO(s) \rightleftarrows 2Hg(l) + O_2(g)$

$$K_c = [O_2]$$

$$K_p = P_{O_2}$$

$$K_c = K_p\cdot(RT)^{-\Delta n} = K_p\cdot(RT)^{-1}$$

En un matraz de 7'5 litros, en el que se ha practicado previamente el vacío, se introducen 0'50 moles de H_2 y 0'50 moles de I_2 y se calienta a 448ºC, estableciéndose el siguiente equilibrio:

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g)$$

Sabiendo que el valor de K_c es 50, calcule:

a) La constante K_p a esa temperatura.

b) La presión total y el número de moles de cada sustancia presente en el equilibrio.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 3 EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Como $\Delta n = 0 \Rightarrow K_c = K_p = 50$.

b) El valor de la presión se puede calcular con el número total de moles (que será el mismo que inicialmente por ser $\Delta n = 0$), con la ecuación de los gases ideales:

$$P_T \cdot 7'5 = 1 \cdot 0'082 \cdot 721 \Rightarrow P_T = 7'88 \text{ atm}$$

	H_2	+	I_2	$\rightarrow$	$2HI$
inicial	0'5		0'5		0
equilibrio	$0'5 - x$		$0'5 - x$		$2x$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\cdot[I_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{7'5}\right)^2}{\left(\frac{0'5-x}{7'5}\right)\cdot\left(\frac{0'5-x}{7'5}\right)} = \frac{4x^2}{(0'5-x)^2} = 50 \Rightarrow x = 0'39$$

moles de H_2 = moles de $I_2 = 0'5 - 0'39 = 0'11$

moles de $HI = 2 \cdot 0'39 = 0'78$

Dado el equilibrio: $4HCl(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2H_2O(g) + 2Cl_2(g) \quad \Delta H^0 = -115kJ$

Razone el efecto que tendrá sobre éste cada uno de los siguientes cambios:
a) Aumentar la temperatura.
b) Aumentar la presión total.
c) Añadir un catalizador.
QUÍMICA. 2008. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice: "Si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio".

a) Un aumento de la temperatura desplazará la reacción en el sentido en que se consuma calor, es decir, en sentido endotérmico. Luego, se desplazará hacia la izquierda produciéndose más cloruro de hidrógeno y oxígeno.

b) Si se aumenta la presión total, el equilibrio tratara de compensar este aumento desplazándose hacia donde menos moles de sustancias gaseosas existan. Es decir, hacia la derecha.

c) Si se realiza la reacción en presencia de un catalizador se conseguirá que ésta transcurra más rápidamente pero no desplazará el equilibrio en ningún sentido.

Dado el equilibrio: $2HI(g) \rightleftarrows H_2(g) + I_2(g)$

Si la concentración inicial de HI es 0'1 M y cuando se alcanza el equilibrio, a 520ºC, la concentración de H_2 es 0'01 M, calcule:

a) La concentración de I_2 y de HI en el equilibrio.

b) El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	$2\,HI$	$\rightleftarrows$	H_2	+	I_2
inicial	0'1		0		0
equilibrio	$0'1-2x$		x		x

La concentración en el equilibrio de $\left[H_2\right]=x=0'01$, luego:

$$\left[HI\right]=0'1-2\cdot 0'01=0'08$$

$$\left[H_2\right]=\left[I_2\right]=0'01$$

b)

$$K_c=\frac{\left[H_2\right]\cdot\left[I_2\right]}{\left[HI\right]^2}=\frac{(0'01)\cdot(0'01)}{(0'08)^2}=0'0156$$

Como $\Delta n=0\Rightarrow K_c=K_p=0'0156$.

A una hipotética reacción química, A + B → C, le corresponde la siguiente ecuación de velocidad: $v = k \cdot [A] \cdot [B]$. Indique:

a) El orden de la reacción respecto de A.

b) El orden total de la reacción.

c) Las unidades de la constante de velocidad.

QUÍMICA. 2008. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) El orden de la reacción respecto al reactivo A es el exponente al que está elevado la concentración del reactivo A en la ecuación de velocidad, es decir, 1.

b) El orden total de la reacción es la suma de los exponentes a los que están elevadas las concentraciones de los reactivos en la ecuación de velocidad, es decir, 2.

c)

$$k = \frac{v}{[A] \cdot [B]} = \frac{mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{mol \cdot L^{-1} \cdot mol \cdot L^{-1}} = mol^{-1} \cdot L \cdot s^{-1}$$

En un recipiente de 200 mL de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0'40 g de N_2O_4. Se cierra el recipiente, se calienta a 45ºC y se establece el siguiente equilibrio:

$$N_2O_4(g) \rightleftarrows 2NO_2(g)$$

Sabiendo que a esa temperatura el N_2O_4 se ha disociado un 41'6%, calcule:

a) El valor de la constante K_c.

b) El valor de la constante K_p.

Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: N = 14 ; O = 16

QUÍMICA. 2008. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	N_2O_4	$\rightleftarrows$	$2NO_2$
inicial	n		0
equilibrio	$n(1-\alpha)$		$2n\alpha$

moles totales en el equilibrio: $n(1+\alpha)$

$$K_c = \frac{\left[NO_2\right]^2}{\left[N_2O_4\right]} = \frac{\left(\frac{2n\alpha}{v}\right)^2}{\frac{n(1-\alpha)}{v}} = \frac{4n\alpha^2}{v(1-\alpha)} = \frac{4 \cdot \frac{0'40}{92}(0'416)^2}{0'2(1-0'416)} = 0'025\ mol/L$$

b)

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 0'025 \cdot (0'082 \cdot 318)^1 = 0'65\ atm$$

Para el proceso: $2NO(g) + 2H_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$

La ecuación de velocidad es $v = k \cdot [NO]^2 \cdot [H_2]$.

a) Indique el orden de la reacción con respecto a cada uno de los reactivos.
b) ¿Cuál es el orden total de la reacción?.
c) Deduzca las unidades de la constante de velocidad.
QUÍMICA. 2009. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) El orden de reacción con respecto al NO es 2 y con respecto a H_2 es 1.

b) El orden de reacción total es 3 = orden de reacción con respecto al NO + orden de reacción con respecto a H_2.

c) Deducir las unidades de k

$$k = \frac{v}{[NO]^2 \cdot [H_2]} = \frac{mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{mol^2 \cdot L^{-2} \cdot mol \cdot L^{-1}} = mol^{-2} \cdot L^2 \cdot s^{-1}$$

A 30º C y 1 atm el N_2O_4 se encuentra disociado en un 20% según el siguiente equilibrio:

$$N_2O_4(g) \rightleftarrows 2NO_2(g)$$

Calcule:

a) El valor de las constantes K_p y K_c, a esa temperatura.

b) El porcentaje de disociación a 30º C y 0'1 atm de presión total.

Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$

QUÍMICA. 2009. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	N_2O_4	$\rightleftarrows$	$2NO_2$
inicial	n		0
equilibrio	$n(1-\alpha)$		$2n\alpha$

moles totales en el equilibrio: $n(1+\alpha)$

$$K_p = \frac{P_{NO_2}{}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{\left(\frac{2n\alpha}{n(1+\alpha)}P_T\right)^2}{\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)}P_T} = \frac{4\alpha^2 P_T}{1-\alpha^2} = \frac{4\cdot(0'2)^2\cdot 1}{1-(0'2)^2} = 0'166\ at$$

$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = 0'166\cdot(0'082\cdot 303)^{-1} = 6'68\cdot 10^{-3}$$

b)

$$0'166 = \frac{4\alpha^2\cdot 0'1}{1-\alpha^2} \Rightarrow \alpha = 0'5415 = 54'15\%$$

Considere el siguiente sistema general en equilibrio:

$$a\,A(g) + b\,B(g) \rightleftarrows c\,C(g) + d\,D(g) \quad \Delta H < 0$$

a) Indique razonadamente en qué caso serán iguales los valores de las constantes K_C y K_P.

b) Justifique cómo afectará al sistema la continua eliminación del producto C formado.

c) Razone cómo afectará al sistema una disminución de la temperatura manteniendo el volumen constante.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Serán iguales cuando $\Delta n = 0$, es decir, cuando $c + d = a + b$

b) Según el principio de Le Chatelier, si se disminuye la cantidad de C, el equilibrio se desplaza hacia la derecha para restablecer las condiciones del equilibrio.

c) La disminución de temperatura favorece la reacción exotérmica, luego el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

En un matraz de 2 L, en el que se ha practicado previamente el vacío, se introducen 0'40 moles de $COCl_2$ y se calienta a 900ºC, estableciéndose el siguiente equilibrio:

$$\mathbf{COCl_2(g) \rightleftarrows CO(g) + Cl_2(g)}$$

Sabiendo que a esa temperatura el valor de K_C es 0'083, calcule:

a) Las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio.
b) El grado de disociación del fosgeno en esas condiciones.
QUÍMICA. 2009. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	$COCl_2(g)$	$\rightleftarrows$	$CO(g)$	+	$Cl_2(g)$
inicialmente	0'4		0		0
equilibrio	$0'4-x$		x		x

$$K_C = 0'083 = \frac{[CO]\cdot[Cl_2]}{[COCl_2]} = \frac{\frac{x}{2}\cdot\frac{x}{2}}{\frac{0'4-x}{2}} \Rightarrow x \simeq 0'188$$

$$[CO] = [Cl_2] = \frac{x}{2} = \frac{0'188}{2} = 0'094$$

$$[COCl_2] = \frac{0'4-x}{2} = \frac{0'188}{2} = 0'106$$

b)

	$COCl_2(g)$	$\rightleftarrows$	$CO(g)$	+	$Cl_2(g)$
inicialmente	c		0		0
equilibrio	$c(1-\alpha)$		$c\alpha$		$c\alpha$

$$K_C = 0'083 = \frac{[CO]\cdot[Cl_2]}{[COCl_2]} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0'2\alpha^2}{(1-\alpha)} \Rightarrow \alpha \simeq 0'47 = 47\%$$

Otra forma: $1\cdot\frac{0'188}{0'4 \text{ moles}} = 0'47 = 47\%$

Escriba la expresión de la constante K_C, para cada uno de los siguientes equilibrios:

a) $2H_2O(g) + 2SO_2(g) \rightleftarrows 2H_2S(g) + 3O_2(g)$

b) $2HBr(g) \rightleftarrows H_2(g) + Br_2(l)$

c) $CaCO_3(s) \rightleftarrows CaO(s) + CO_2(g)$

QUÍMICA. 2009. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) $K_C = \dfrac{[H_2S]^2 \cdot [O_2]^3}{[H_2O]^2 \cdot [SO_2]^2}$

b) $K_C = \dfrac{[H_2]}{[HBr]^2}$

c) $K_C = [CO_2]$

El proceso Deacon tiene lugar según: $4HCl(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2Cl_2(g) + 2H_2O(g)$
A 390ºC se mezclan 0'080 moles de HCl y 0'100 moles de O_2 y cuando se establece el equilibrio hay 0'034 moles de Cl_2 y la presión total es 1 atm. Calcule:
a) La constante K_P a esa temperatura.
b) El volumen del recipiente que contiene la mezcla.
Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.
QUÍMICA. 2009. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	$4HCl(g)$	$+\ O_2(g)$	$\rightleftarrows\ 2Cl_2(g)$	$+\ 2H_2O(g)$
inicial	0'08	0'1	0	0
equilibrio	$0'08-4x$	$0'01-x$	$2x$	$2x$

Por el enunciado sabemos que: $2x = 0'034 \Rightarrow x = 0'017$. Luego, los moles en el equilibrio de cada sustancia serán:

	$4HCl(g)$	$+\ O_2(g)$	$\rightleftarrows\ 2Cl_2(g)$	$+\ 2H_2O(g)$
equilibrio	0'012	0'083	0'034	0'034

$$K_P = \frac{P_{Cl_2}^2 \cdot P_{H_2O}^2}{P_{HCl}^4 \cdot P_{O_2}} = \frac{\left(\frac{0'034}{0'163}\cdot 1\right)^2 \cdot \left(\frac{0'034}{0'163}\cdot 1\right)^2}{\left(\frac{0'012}{0'163}\cdot 1\right)^4 \cdot \left(\frac{0'083}{0'163}\cdot 1\right)} = 126'8$$

b)

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0'163 \cdot 0'082 \cdot 663}{1} = 8'86\ L$$

En un recipiente de 2 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 2 moles de CuO. Se cierra el recipiente, se calienta a 1024ºC y se establece el siguiente equilibrio: $4CuO(s) \rightleftarrows 2Cu_2O(s) + O_2(g)$

Sabiendo que el valor de la constante K_P, es 0'49 a esa temperatura, calcule:

a) La concentración molar de oxígeno en el equilibrio.

b) Los gramos de CuO que hay en el equilibrio.

Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: Cu = 63'5; O = 16.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

	$4CuO(s)$	$\rightleftarrows$	$2Cu_2O(s)$	+	$O_2(g)$
inicial	n		0		0
equilibrio	$n-4x$		$2x$		x

$$K_P = P_{O_2} = 0'49 \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{0'49 \cdot 2}{0'082 \cdot 1297} = 9'21 \cdot 10^{-3}$$

$$\left[O_2\right] = \frac{9'21 \cdot 10^{-3}}{2} = 4'6 \cdot 10^{-3}\ M$$

b) Por definición: $n - 4x = 2 - 4 \cdot 9'21 \cdot 10^{-3} = 1'963$ moles $= 1'963 \cdot 79'5 = 156'05$ g CuO

Considere el siguiente sistema en equilibrio:

$$I_2(g) + 5CO_2(g) \rightleftarrows 5CO(g) + I_2O_5(s) \quad \Delta H = +1175\ kJ$$

Justifique el efecto que tendrá sobre los parámetros que se indican el cambio que se propone:

Cambio	Efecto sobre
a) Aumento de la temperatura	K_C
b) Adición de $I_2O_5(s)$	**Cantidad de I_2**
c) Aumento de la presión	**Cantidad de CO**

QUÍMICA. 2009. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) El aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica, es decir, el equilibrio se desplaza hacia la derecha, con lo cual la constante de equilibrio aumenta.

b) El equilibrio no se modifica ya que es un sólido y no interviene en la constante de equilibrio.

c) Si se aumenta la presión el volumen debe disminuir, luego el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta la cantidad de CO.

En un recipiente de 1 litro de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0'1 mol de NO, 0'05 moles de H_2 y 0'1 mol de agua. Se calienta el matraz y se establece el equilibrio: $2NO(g) + 2H_2(g) \rightleftarrows N_2(g) + 2H_2O(g)$

Sabiendo que cuando se establece el equilibrio la concentración de NO es 0'062 M, calcule:

a) La concentración de todas las especies en el equilibrio.

b) El valor de la constante K_C a esa temperatura.

QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	$2\,NO(g)$	$+\ 2\,H_2(g)$	$\rightleftarrows$	$N_2(g)$	$+\ 2\,H_2O(g)$
inicial	0'1	0'05		0	0'1
equilibrio	$0'1-x$	$0'05-x$		$\frac{x}{2}$	$0'1+x$

Como conocemos la concentración de NO en el equilibrio:

$$[NO] = 0'062 = \frac{0'1-x}{1} \Rightarrow x = 0'1 - 0'062 = 0'038$$

Luego, la concentración de todas las especies en el equilibrio será:

$$[NO] = 0'062\,M$$
$$[H_2] = 0'05 - 0'038 = 0'012\,M$$
$$[N_2] = \frac{0'038}{2} = 0'019\,M$$
$$[H_2O] = 0'1 + 0'038 = 0'138\,M$$

b) Calculamos el valor de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[N_2]\cdot[H_2O]^2}{[NO]^2\cdot[H_2]^2} = \frac{0'019\cdot 0'138^2}{0'062^2\cdot 0'012^2} = 653'68$$

En un recipiente de 1 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0'37 moles de metanol. Se cierra el recipiente, y a 20 ºC y se establece el siguiente equilibrio:

$$\mathbf{CH_3OH(g) \rightleftarrows 2H_2(g) + CO(g)}$$

Sabiendo que la presión total en el equilibrio es 9'4 atmósferas, calcule:

a) El valor de las constantes K_p y K_c, a esa temperatura.

b) El grado de disociación en las condiciones del equilibrio.

Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$

QUÍMICA. 2010. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

	CH_3OH	$\rightleftarrows$	$2H_2$	+	CO
inicial	0'37		0		0
equilibrio	$0'37 - x$		$2x$		x

El número total de moles es: $n_T = 0'37 - x + 2x + x = 0'37 + 2x$.

Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 9'4 \cdot 1 = (0'37 + 2x) \cdot 0'082 \cdot 293 \Rightarrow x = \frac{\frac{9'4}{0'082 \cdot 293} - 0'37}{2} = 0'01\ mol/L$$

$$K_c = \frac{[H_2]^2 \cdot [CO]}{[CH_3OH]} = \frac{(0'02)^2 \cdot (0'01)}{0'36} = 1'1 \cdot 10^{-5}\ mol^2/L^2$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 1'1 \cdot 10^{-5} (0'082 \cdot 293)^2 = 6'35 \cdot 10^{-3}\ atm^2$$

b) El grado de disociación, si se expresa en porcentaje, es el tanto por ciento disociado, luego:

$$\alpha = \frac{0'01\ \text{moles disociados}}{0'37\ \text{moles iniciales}} \cdot 100 = 2'7\%$$

Se sabe que, en ciertas condiciones, la reacción $N_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow N_2O$ es de primer orden respecto al oxígeno y de segundo orden respecto al nitrógeno. En esas condiciones:
a) Escriba la ecuación de velocidad.
b) Indique cuál es el orden total de la reacción.
c) ¿Qué unidades tiene la constante de velocidad?
QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) La ecuación es: $v = k \cdot [N_2]^{\alpha} \cdot [O_2]^{\beta} = k \cdot [N_2]^2 \cdot [O_2]$

b) Por definición, el orden total es la suma de los órdenes parciales: $2+1=3$

c) Sin más que despejar de la ecuación: $k = \frac{v}{[N_2]^2 \cdot [O_2]} = \frac{mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{(mol \cdot L^{-1})^3} = mol^{-2} \cdot L^2 \cdot s^{-1}$

En un recipiente de 1 L, a 20 ºC, se introducen 51 g de NH_4HS. Transcurrido un tiempo las concentraciones son 0'13 M para cada gas. Sabiendo que a esa temperatura el valor de K_c es 0'2 para el equilibrio: $NH_4HS(s) \rightleftarrows H_2S(g) + NH_3(g)$

a) Demuestre que el sistema no se encuentra en equilibrio y calcule la concentración de cada especie una vez alcanzado el mismo.

b) Calcule la cantidad en gramos de NH_4HS que queda una vez alcanzado el equilibrio.

Masas atómicas: N = 14 ; H = 1 ; S = 32

QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos el cociente de reacción:

$$Q = \left[NH_3\right] \cdot \left[H_2S\right] = (0'13)^2 = 0'0169 < K_c \Rightarrow \text{El sistema no está en equilibrio}$$

Como $Q < K_c$, el equilibrio se desplazará hacia la derecha hasta que:

$$\left[NH_3\right] \cdot \left[H_2S\right] = K_c \Rightarrow \left[NH_3\right] = \left[H_2S\right] = \sqrt{K_c} = \sqrt{0'2} = 0'447 \text{ M}$$

b) Con la concentración de cada gas se calcula los moles que han aparecido de cada uno de ellos, que serán los mismos que han desparecido de hidrógenosulfuro de amonio:

$$0'447 \text{ moles de } NH_3 \text{ aparecidos} = 0'447 \text{ moles de } NH_4HS \text{ consumidos}$$

$$0'447 \text{ moles de } NH_4HS \cdot \frac{51 \text{ g } NH_4HS}{1 \text{ mol } NH_4HS} = 22'79 \text{ g } NH_4HS$$

Cuando se llegue al equilibrio, quedarán, por tanto: $51 - 22'79 = 28'21 \text{ g } NH_4HS$

A 25º C y 1 atmósfera, se establece el equilibrio:

$$N_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2NO(g) \quad \Delta H = -180'2\ kJ$$

Razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:
a) La constante de equilibrio se duplica si se duplica la presión.
b) La reacción se desplaza hacia la izquierda si se aumenta la temperatura.
c) Si se aumenta la concentración de NO la constante de equilibrio aumenta.
QUÍMICA. 2010. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El Principio de Le Châtelier, establece que "si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio". Basándonos en él:

a) Falso. La constante de equilibrio sólo depende de la temperatura. La variación de presión no influye en nada ya que número de moles gaseosos es el mismo en los reactivos y en los productos, luego: $\Delta n = 0$.

b) Verdadero. Un aumento de temperatura desplazará la reacción en el sentido en que se consuma calor, o sea, en sentido endotérmico. Se desplazará hacia la izquierda produciéndose más nitrógeno y oxígeno.

c) Falso. La constante de equilibrio sólo depende de la temperatura. Si se aumenta la concentración de monóxido, el equilibrio reaccionará consumiendo dicho aumento y por tanto se desplazará hacia la izquierda produciéndose más nitrógeno y oxígeno.

En un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio:

$$2\ HgO(s) \rightleftarrows 2\ Hg(l) + O_2(g) \quad \Delta H > 0$$

a) Escriba las expresiones de las constantes K_c y K_p.

b) ¿Cómo afecta al equilibrio un aumento de la presión parcial de oxígeno?

c) ¿Qué le ocurrirá al equilibrio cuando se aumente la temperatura?

QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Como el óxido de mercurio y el mercurio son, respectivamente, sustancias puras en estado sólido y líquido, sólo el oxígeno aparecerá en las expresiones de ambas constantes.

$$K_c = [O_2] \ ; \ K_p = P_{O_2}$$

b) Según el Principio de Le Chatelier, que sostiene que si en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los factores que influyen en el mismo (temperatura, presión o concentración), el sistema evoluciona de forma que se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación. Al aumentar la presión, el sistema evoluciona tratando de disminuir la misma, esto se consigue desplazando el equilibrio hacia donde menos moles de sustancia gaseosa existan, o sea, a la izquierda, para que, de esta forma, se den menos choques moleculares con las paredes del reactor y disminuya la presión.

c) El aumento de la temperatura favorece el sentido endotérmico de la reacción por lo que se desplazará hacia la derecha para consumir la energía comunicada.

En un matraz de 20 L, a 25 ºC, se encuentran en equilibrio 2,14 mol de N_2O_4 y 0,50 mol de NO_2 según: $N_2O_4(g) \rightleftarrows 2\,NO_2(g)$

a) Calcule el valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

b) ¿Cuál es la concentración de NO_2 cuando se restablece el equilibrio después de introducir dos moles adicionales de N_2O_4, a la misma temperatura?

QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

$$K_c = \frac{\left[NO_2\right]^2}{\left[N_2O_4\right]} = \frac{\left(\frac{0'5}{20}\right)^2}{\left(\frac{2'14}{20}\right)} = 5'84 \cdot 10^{-3}\ \text{mol/L}$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 5'84 \cdot 10^{-3}(0'082 \cdot 298)^1 = 0'142\ \text{atm}$$

b) Si se añaden 2 moles de N_2O_4, el equilibrio se desplaza a la derecha, consumiendo parte del N_2O_4 añadido y formando NO_2. Si llamamos x a lo que reacciona:

	$N_2O_4(g) \rightleftarrows$	$2\ NO_2(g)$
inicialmente	$4'14$	$0'50$
equilibrio	$4'14 - x$	$0'50 + 2x$

Sustituyendo en la expresión del constante de equilibrio:

$$5'84 \cdot 10^{-3} = \frac{\left(\frac{0'5 + 2x}{20}\right)^2}{\left(\frac{4'14 - x}{20}\right)} = \frac{\frac{0'25 + 4x^2 + 2x}{20}}{4'14 - x} \Rightarrow x = 0'092\ \text{moles}$$

Por lo tanto, las concentraciones en equilibrio serán:

$$\left[NO_2\right] = \frac{0'05 + 2 \cdot 0'092}{20} = 0'034\ \text{mol/L}$$

$$\left[N_2O_4\right] = \frac{4'14 - 0'092}{20} = 0'202\ \text{mol/L}$$

Al calentar yodo en una atmósfera de dióxido de carbono, se produce monóxido de carbono y pentóxido de diyodo: $I_2(g) + 5CO_2(g) \rightleftarrows 5CO(g) + I_2O_5(s) \quad \Delta H = 1.175\ kJ$

Justifique el efecto que tendrán los cambios que se proponen:

a) Disminución del volumen sobre el valor de la constante K_C**.**

b) Adición de I_2 **sobre la cantidad de CO.**

c) Reducción de la temperatura sobre la cantidad de CO_2**.**

QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El Principio de Le Châtelier, establece que "si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio". Basándonos en él:

a) No tiene ningún efecto ya que la constante de equilibrio sólo depende de la temperatura.

b) Si se adiciona I_2, el equilibrio se desplaza hacia la derecha, por lo tanto, aumenta la cantidad de CO.

c) La reducción de temperatura favorece la reacción exotérmica, luego, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y aumenta la cantidad de CO_2

En un recipiente de 2 L se introducen 2'1 mol de CO_2 y 1'6 mol de H_2 y se calienta a 1800 ºC. Una vez alcanzado el siguiente equilibrio:

$$CO_2(g) + H_2(g) \rightleftarrows CO(g) + H_2O(g)$$

Se analiza la mezcla y se encuentra que hay 0'9 mol de CO_2. Calcule:

a) La concentración de cada especie en el equilibrio.

b) El valor de las constantes K_C y K_P a esa temperatura.

QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	$CO_2(g)$	+ $H_2(g)$	$\rightleftarrows$ $CO(g)$	+ $H_2O(g)$
inicialmente	2'1	1'6	0	0
equilibrio	$2'1-x$	$1'6-x$	x	x

Según el enunciado $2'1-x=0'9 \Rightarrow x=1'2$.

Luego, la concentración en el equilibrio de cada especie es:

$$[CO]=[H_2O]=\frac{1'2}{2}=0'6 \text{ mol/L}$$

$$[H_2]=\frac{1'6-1'2}{2}=0'2 \text{ mol/L}$$

$$[CO_2]=\frac{2'1-1'2}{2}=0'45 \text{ mol/L}$$

b)

$$K_C=\frac{[CO]\cdot[H_2O]}{[CO_2]\cdot[H_2]}=\frac{0'6\cdot 0'6}{0'2\cdot 0'45}=4$$

Como $\Delta n=0$, entonces: $K_C=K_P$

La ecuación de velocidad $v = k[NO]^2[O_2]$ corresponde a la reacción:

$$2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$$

Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Se puede considerar que, durante el transcurso de la reacción química, la velocidad de la reacción permanece constante?

b) ¿Cuál es el orden total de la reacción?

c) ¿Qué factores pueden modificar la velocidad de esta reacción?

QUÍMICA. 2011. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) No. La velocidad varía con las concentraciones de los reactivos, que van disminuyendo a medida que transcurre la reacción, por tanto, no permanece constante.

b) El orden total de la reacción es la suma de los exponentes de las concentraciones de los reactivos en la ecuación de velocidad: 2 + 1 = 3.

c) Los factores que influyen en la velocidad de una reacción son: naturaleza de los reactivos, estado físico de los mismos, concentración de éstos, temperatura y la presencia de un catalizador. Como la reacción dada es en fase gaseosa entre sustancias covalentes y no hay catalizador, sólo se podrían modificar:

- La concentración de los reactivos que, como se aprecia en la ecuación de velocidad, aumentarían la velocidad si dichas concentraciones aumentasen.

- La temperatura. Experimentalmente, Arrhenius dedujo la relación existente entre la constante de la ecuación de velocidad y la temperatura: $k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$
  Al aumentar la temperatura, aumenta el valor de k y por tanto de la velocidad de reacción.

Cuando se mezclan 0'40 moles de gas xenón con 0'80 moles de gas flúor en un recipiente de 2 litros a cierta temperatura, se observa que el 60 % del xenón reacciona con el flúor formando XeF_4 gaseoso.

a) Calcule el valor de K_c a esa temperatura, para la reacción: $Xe(g) + 2F_2(g) \rightleftarrows XeF_4(g)$

b) ¿Cuántos moles de F_2 se deben añadir a la cantidad inicial para que la conversión sea del 75 %?

QUÍMICA. 2011. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	Xe	+	$2F_2$	$\rightleftarrows$	XeF_4
inicial	$0'4$		$0'8$		
reaccionan	$0'4\cdot 0'6$		$0'48$		
equilibrio	$0'16$		$0'32$		$0'24$

$$K_c = \frac{\left[XeF_4\right]}{\left[Xe\right]\cdot\left[F_2\right]^2} = \frac{\frac{0'24}{2}}{\frac{0'16}{2}\cdot\left(\frac{0'32}{2}\right)^2} = 58'59$$

b)

	Xe	+	$2F_2$	$\rightleftarrows$	XeF_4
inicial	$0'4$		n		
reaccionan	$0'4\cdot 0'75$		$0'6$		
equilibrio	$0'1$		$n-0'6$		$0'3$

Como la constante de equilibrio no varia, tenemos que:

$$58'59 = \frac{\left[XeF_4\right]}{\left[Xe\right]\cdot\left[F_2\right]^2} = \frac{\frac{0'3}{2}}{\frac{0'1}{2}\cdot\left(\frac{n-0'6}{2}\right)^2} \Rightarrow n = 1'05$$

Como inicialmente ya teníamos 0'8 moles de flúor, solamente tenemos que añadir

$$n = 1'05 - 0'8 = 0'25 \text{ moles de flúor}$$

En un recipiente de 1 litro de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0'1 mol de $SbCl_3$, 0'1 mol de Cl_2 y 1 mol de $SbCl_5$. A 200 ºC se establece el equilibrio: $SbCl_5(g) \rightleftarrows SbCl_3(g) + Cl_2(g)$

Sabiendo que a esa temperatura K_c vale $2'2 \cdot 10^{-2}$:

a) Determine si el sistema está en equilibrio y, si no lo está, el sentido en el que va a evolucionar.

b) La composición del sistema en equilibrio.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Si calculamos: $\frac{[SbCl_3]\cdot[Cl_2]}{[SbCl_5]} = \frac{\frac{0'1}{1}\cdot\frac{0'1}{1}}{\frac{1}{1}} = 0'01 < K_c$, luego no está en equilibrio. El equilibrio se desplazará hacia la derecha.

b)

	$SbCl_5$	$\rightleftarrows$	$SbCl_3$	+	Cl_2
inicial	1		0'1		0'1
equilibrio	$1-x$		$0'1+x$		$0'1+x$

$$K_c = 0'022 = \frac{[SbCl_3]\cdot[Cl_2]}{[SbCl_5]} = \frac{\frac{0'1+x}{1}\cdot\frac{0'1+x}{1}}{\frac{1-x}{1}} \Rightarrow x = 0'045$$

Luego, las concentraciones en el equilibrio son:

$$[SbCl_5] = 1 - 0'045 = 0'955 \text{ mol/L}$$

$$[SbCl_3] = [Cl_2] = 0'1 + 0'045 = 0'145 \text{ mol/L}$$

La descomposición del HgO sólido a 420 ºC se produce según:

$$2HgO(s) \rightleftarrows 2Hg(s) + O_2(g)$$

En un matraz en el que previamente se ha hecho el vacío, se introduce una cierta cantidad de HgO y se calienta a 420 ºC. Sabiendo que la presión total en el equilibrio es 0'510 atmósferas, calcule:

a) El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

b) La cantidad de HgO expresada en gramos que se ha descompuesto si el matraz tiene una capacidad de 5 litros.

Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: Hg = 200'6; O = 16.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) a. Como el mercurio y el óxido de mercurio se encuentran en estado sólido:

$$K_p = P_{O_2} = P_T = 0'510 \text{ atm}$$

A partir de K_p, calculamos K_c:

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n} = 0'510 \cdot (0'082 \cdot 693)^{-1} = 8'97 \cdot 10^{-3}$$

b) Calculamos el número de moles de oxígeno desprendidos:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0'510 \cdot 5}{0'082 \cdot 693} = 0'045$$

Por cada mol obtenido de oxígeno se descomponen 2 moles de HgO, por tanto:

$$0'045 \text{ moles } O_2 \cdot \frac{2 \text{ moles HgO}}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{216'6 \text{ g HgO}}{1 \text{ mol HgO}} = 19'5 \text{ g HgO}$$

Considere el siguiente sistema en equilibrio: $3O_2(g) \rightleftarrows 2O_3(g)$ $\Delta H^0 = 284$ kJ

Razone cuál sería el efecto de:

a) Aumentar la presión del sistema disminuyendo el volumen.

b) Añadir O_2 a la mezcla en equilibrio.

c) Disminuir la temperatura.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El Principio de Le Châtelier, establece que "si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio". Basándonos en él:

a) Al aumentar la presión disminuyendo el volumen el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

b) Si añadimos O_2 a la mezcla en equilibrio, este se desplaza hacia la derecha.

c) La disminución de la temperatura favorece la reacción exotérmica. Luego, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

En una vasija de 10 L mantenida a 270ºC y previamente evacuada se introducen 2'5 moles de pentacloruro de fósforo y se cierra herméticamente. La presión en el interior comienza entonces a elevarse debido a la disociación térmica del pentacloruro:

$$\mathbf{PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)}$$

Cuando se alcanza el equilibrio la presión es de 15'6 atm.
a) Calcule el número de moles de cada especie en el equilibrio.
b) Obtenga los valores de K_c y K_p.

Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$

QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	$PCl_5(g)$	$\rightleftarrows$	$PCl_3(g)$	+	$Cl_2(g)$
inicialmente	2'5		0		0
equilibrio	$2'5(1-\alpha)$		$2'5\alpha$		$2'5\alpha$

Calculamos el número total de moles en el equilibrio

$$n_T = 2'5(1-\alpha) + 2'5\alpha + 2'5\alpha = 2'5(1+\alpha).$$

Como conocemos la presión total, tenemos que:

$$P \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \Rightarrow 15'6 \cdot 10 = 2'5(1+\alpha) \cdot 0'082 \cdot 543 \Rightarrow \alpha = 0'4$$

Luego, los moles de cada especie en el equilibrio son:

$$n_{PCl_5} = 2'5(1-\alpha) = 2'5 \cdot 0'6 = 1'5 \text{ moles}$$
$$n_{PCl_3} = n_{Cl_2} = 2'5 \cdot \alpha = 2'5 \cdot 0'4 = 1 \text{ mol}$$

b)

$$K_C = \frac{[Cl_2] \cdot [PCl_3]}{[PCl_5]} = \frac{\frac{1}{10} \cdot \frac{1}{10}}{\frac{1'5}{10}} = 0'066$$

$$K_P = K_C (RT)^{\Delta n} = 0'066 \cdot (0'082 \cdot 543)^1 = 2'97$$

A la temperatura de 60 ºC la constante de equilibrio para la reacción de disociación:

$$N_2O_4(g) \rightleftarrows 2NO_2(g)\ ,\ K_p = 2'49\ .$$

Determine:

a) El valor de Kc.

b) El grado de disociación del citado compuesto a la misma temperatura cuando la presión del recipiente es de 1 atm.

Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

QUIMICA. 2012. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) $K_p = K_c\,(RT)^{\Delta n} = 2'49 = K_c \cdot (0'082 \cdot 333)^{1} \Rightarrow K_c = 0'091$

b)

	N_2O_4	$\rightleftarrows$	$2\,NO_2$
inicial	n		0
equilibrio	$n \cdot (1-\alpha)$		$2 \cdot n \cdot \alpha$

moles totales en el equilibrio: $n \cdot (1+\alpha)$

$$K_p = \frac{P_{NO_2}{}^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{\left(\frac{2 \cdot n \cdot \alpha}{n \cdot (1+\alpha)} P_T\right)^2}{\left(\frac{n \cdot (1-\alpha)}{n \cdot (1+\alpha)} P_T\right)} = \frac{4\alpha^2 P_T}{1-\alpha^2} = \frac{4\alpha^2 \cdot 1}{1-\alpha^2} = 2'49 \Rightarrow \alpha = 0'62$$

El metanol se prepara industrialmente según el proceso siguiente:

$$CO(g) + 2H_2(g) \rightleftarrows CH_3OH(g) \quad \Delta H^0 < 0$$

Razona como afecta al rendimiento de la reacción:

a) Aumentar la temperatura.

b) Retirar del reactor el $CH_3OH(g)$.

c) Aumentar la presión.

QUIMICA. 2012. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice que: "Si sobre un sistema en equilibrio se introduce una modificación, el sistema evolucionará en el sentido en que se oponga a tal cambio".

Como el signo de la entalpía de la reacción es negativo, se deduce que la reacción, de izquierda a derecha, es exotérmica. Por lo que:

a) Si se eleva la temperatura, el sistema evolucionará en el sentido en que se absorba calor, es decir, en que sea endotérmica, por lo tanto, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y disminuye el rendimiento de la reacción.

b) Al retirar $CH_3OH(g)$, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta el rendimiento de la reacción.

c) Si aumentamos la presión el volumen tiene que disminuir, luego, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta el rendimiento de la reacción.

El cianuro de amonio se descompone según el equilibrio: $NH_4CN(s) \rightleftarrows NH_3(g) + HCN(g)$

Cuando se introduce una cantidad de cianuro de amonio en un recipiente de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío, se descompone en parte y cuando se alcanza el equilibrio a la temperatura de 11 ºC la presión es de 0'3 atm. Calcule:

a) Los valores de K_c y K_p para dicho equilibrio.

b) La cantidad máxima de cianuro de amonio que puede descomponerse a 11 ºC en un recipiente de 2L.

Datos: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14.

QUIMICA. 2012. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Se trata de un equilibrio heterogéneo en el que los únicos gases son los que aparecen en los productos y como aparece la misma cantidad de cada uno, la presión parcial de cada uno de ellos será la mitad de la total.

$$P_{NH_3} = P_{HCN} = \frac{0'3}{2} = 0'15$$

$$K_P = P_{NH_3} \cdot P_{HCN} = 0'15 \cdot 0'15 = 0'0225\ at^2$$

$$K_c = K_P (RT)^{-\Delta n} = \frac{0'0225}{(0'082 \cdot 284)^2} = 4'15 \cdot 10^{-5}\ (mol/L)^2$$

b) Los moles que desaparecen de NH_4CN son los mismos que aparecen de amoníaco o de cianuro de hidrógeno:

$$0'15 = \frac{n \cdot 0'082 \cdot 284}{2} \Rightarrow n = 0'013\ \text{moles}\ NH_4CN = 0'572\ \text{g de}\ NH_4CN$$

Dado el sistema de equilibrio representado por la siguiente ecuación:

$$NH_4HS(s) \rightleftarrows NH_3(g) + H_2S(g)$$

Indique, razonadamente, cómo varían las concentraciones de las especies participantes en la reacción en cada uno de los siguientes casos, manteniendo la temperatura y el volumen del reactor constante:

a) Se añade una cantidad de $NH_4HS(s)$.

b) Se añade una cantidad de $NH_3(g)$.

c) Se elimina una cantidad de $H_2S(g)$.

QUIMICA. 2012. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice que: "Si sobre un sistema en equilibrio se introduce una modificación, el sistema evolucionará en el sentido en que se oponga a tal cambio".

a) No ocurre nada. El equilibrio no se desplaza en ningún sentido ya que es un sólido.

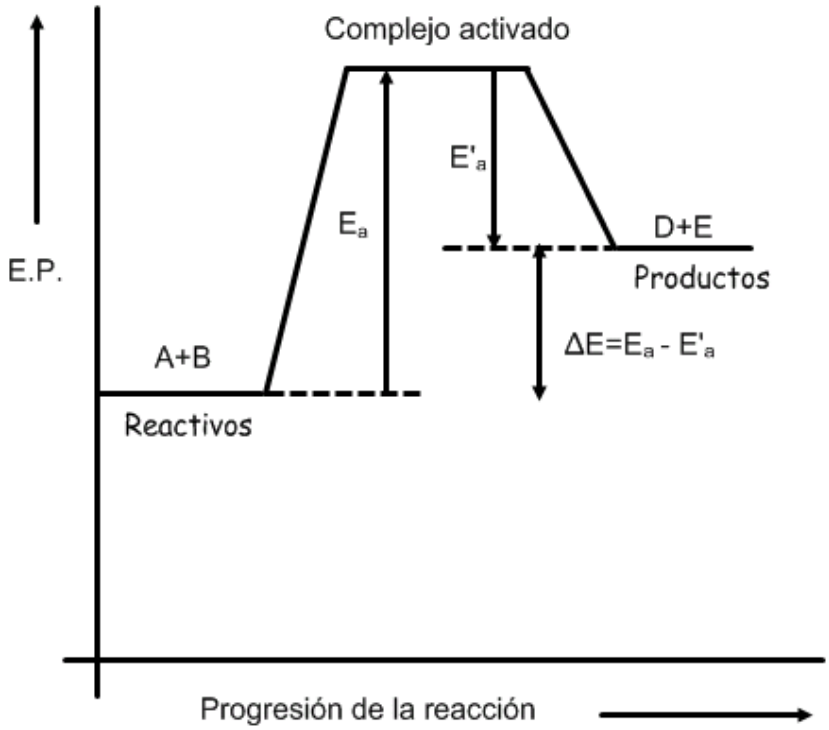
b) Al añadir $NH_3(g)$, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

c) Al eliminar $H_2S(g)$, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

En una reacción endotérmica: a) Dibuja el diagrama entálpico de la reacción. b) ¿Cuál es mayor, la energía de activación directa o la inversa? c) ¿Cómo afectará al diagrama anterior la adición de un catalizador?
QUIMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Una reacción es endotérmica cuando se suministra calor a los reactivos para formar los productos. El diagrama entálpico es:



b) Como vemos en el diagrama, la energía de activación directa, E_a, es mayor que la inversa, E'_a.

c) Los catalizadores, si son positivos, sólo actúan disminuyendo la energía de activación, por lo que, al aumentar el número de moléculas con energía cinética igual a la de activación, se incrementa la velocidad de reacción. Por lo tanto, el complejo activado disminuye su energía potencial situándose más bajo en el diagrama, haciendo más pequeña tanto la energía de activación directa como la inversa.

En un recipiente que tiene una capacidad de 4L, se introducen 5 moles de $COBr_2(g)$ y se calienta hasta una temperatura de 350 K. Si la constante de disociación del $COBr_2(g)$ para dar $CO(g)$ y $Br_2(g)$ es $K_c = 0'190$. Determine: a) El grado de disociación y la concentración de las especies en equilibrio. b) A continuación, a la misma temperatura, se añaden 4 moles de CO al sistema. Determine la nueva concentración de todas las especies una vez alcanzado el equilibrio.
QUIMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	$COBr_2$	$\rightleftarrows$	CO +	Br_2
inicial	5		0	0
equilibrio	$5\cdot(1-\alpha)$		5α	5α

$$K_c = \frac{[CO]\cdot[Br_2]}{[COBr_2]} = \frac{\left(\frac{5\alpha}{4}\right)^2}{\frac{5\cdot(1-\alpha)}{4}} = 0'190 \Rightarrow 25\alpha^2 + 3'8\alpha - 3'8 = 0 \Rightarrow \alpha = 0'321$$

$$[CO] = [Br_2] = \frac{5\alpha}{4} = \frac{5\cdot 0'321}{4} = 0'401\ M$$

$$[COBr_2] = \frac{5\cdot(1-\alpha)}{4} = \frac{5\cdot(1-0'321)}{4} = 0'85\ M$$

b)

	$COBr_2$	$\rightleftarrows$	CO +	Br_2
inicial	3'395		5'605	1'605
equilibrio	$3'395+x$		$5'605-x$	$1'605-x$

$$K_c = \frac{[CO]\cdot[Br_2]}{[COBr_2]} = \frac{\left(\frac{5'605-x}{4}\right)\cdot\left(\frac{1'605-x}{4}\right)}{\left(\frac{3'395+x}{4}\right)} = 0'190 \Rightarrow x = 0'91$$

$$[CO] = \frac{5'605-0'91}{4} = 1'17\ M$$

$$[Br_2] = \frac{1'605-0'91}{4} = 0'17\ M$$

$$[COBr_2] = \frac{3'395+0'91}{4} = 1'07\ M$$

Para la reacción: A(g) $\rightarrow$ B(g) + C(g) el valor de la constante de velocidad a una cierta temperatura es $1{,}5\cdot10^{-3}\ \mathrm{L\cdot mol^{-1}\cdot s^{-1}}$
a) ¿Cuál es el orden de la reacción?.
b) ¿Cuál es la ecuación de velocidad?.
c) A esa misma temperatura, ¿cuál será la velocidad de la reacción cuando la concentración de A sea 0,242 M?
QUÍMICA. 2013. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) La ecuación de velocidad para esta reacción es: $v = k\cdot[A(g)]^n$.

Para determinar el orden de la reacción, analizamos las unidades en la ecuación de la velocidad:

$$v = k\cdot[A(g)]^n \Rightarrow \frac{mol}{L\cdot s} = \frac{L}{mol\cdot s}\cdot\frac{mol^n}{L^n} \Rightarrow \frac{mol^2}{L^2} = \frac{mol^n}{L^n} \Rightarrow n = 2$$

Luego, el orden de la reacción es 2.

b) La ecuación de velocidad para esta reacción es: $v = 1'5\cdot10^{-3}\cdot[A(g)]^2$

c) A la misma temperatura la constante de velocidad es la misma, luego:

$$v = 1'5\cdot10^{-3}\cdot[A(g)]^2 = 1'5\cdot10^{-3}\cdot[0'242]^2 = 8'78\cdot10^{-5}\ mol\cdot L^{-1}\cdot s^{-1}$$

A 350ºK la constante de equilibrio K_c de la reacción de descomposición del bromuro de carbonilo vale 0,205: $COBr_2(g) \rightleftarrows CO(g) + Br_2(g)$. Si en un recipiente de 3L se introducen 3,75 moles de bromuro de carbonilo y se calienta hasta alcanzar esa temperatura:
a) ¿Cuáles son las concentraciones de todas las especies en el equilibrio?.
b) ¿Cuál es el grado de disociación del bromuro de carbonilo en esas condiciones?.
QUÍMICA. 2013. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a y b)

	$COBr_2(g)$	$\rightleftarrows$	$CO(g)$ +	$Br_2(g)$
inicialmente	c		0	0
equilibrio	$c(1-\alpha)$		$c\alpha$	$c\alpha$

Calculamos la concentración:

$$c = \frac{3'75}{3} = 1'25 .$$

$$K_C = \frac{[Br_2]\cdot[CO]}{[COBr_2]} \Rightarrow 0'205 = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{1'25\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow \alpha = 0'33$$

Calculamos las concentraciones de todas las especies en el equilibrio:

$$[Br_2] = [CO] = c\cdot\alpha = 1'25\cdot 0'33 = 0'4125 \text{ M}$$

$$[COBr_2] = c\cdot(1-\alpha) = 1'25\cdot(1-0'33) = 0'8375 \text{ M}$$

Una mezcla gaseosa de 1 L, constituida inicialmente por 7,94 mol de gas dihidrógeno (H_2) y 5,30 mol de gas diyodo (I_2), se calienta a 445 ºC, formándose en el equilibrio 9,52 mol de yoduro de hidrógeno gaseoso.

a) Calcule el valor de la constante de equilibrio K_c, a dicha temperatura.

b) Si hubiésemos partido de 4 mol de gas dihidrógeno y 2 mol de gas diyodo, ¿cuántos moles de yoduro de hidrógeno gaseoso habría en el equilibrio?

QUÍMICA. 2013. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	H_2	+	I_2	→	$2HI$
inicial	7'94		5'3		0
equilibrio	$7'94-x$		$5'3-x$		$2x$

Como nos dicen que: $2x = 9'52 \Rightarrow x = 4'76$. Por lo tanto:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\cdot[I_2]} = \frac{\left(\frac{9'52}{1}\right)^2}{\left(\frac{3'18}{1}\right)\cdot\left(\frac{0'54}{1}\right)} = 52'77$$

b)

	H_2	+	I_2	→	$2HI$
inicial	4		2		0
equilibrio	$4-x$		$2-x$		$2x$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\cdot[I_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{1}\right)^2}{\left(\frac{4-x}{1}\right)\cdot\left(\frac{2-x}{1}\right)} = 52'77 \Rightarrow 48'77x^2 - 316'62x + 422'16 = 0 \Rightarrow x = 1'87$$

Luego, los moles de yoduro de hidrógeno en el equilibrio serán: $2x = 2\cdot 1'87 = 3'74$ moles

Para la siguiente reacción en equilibrio: $2BaO_2(s) \rightleftarrows 2BaO(s) + O_2(g) \quad \Delta H > 0$

a) Escriba la expresión de las constantes de equilibrio K_c y K_p.

b) Justifique en qué sentido se desplazará el equilibrio si se eleva la temperatura.

c) Justifique cómo evoluciona el equilibrio si se eleva la presión a temperatura constante.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Para el equilibrio: $2BaO_2(s) \rightleftarrows 2BaO(s) + O_2(g) \quad \Delta H > 0$

$$K_c = [O_2]$$

$$K_p = P_{O_2}$$

b) El aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica, luego, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

c) Si aumenta la presión el volumen debe disminuir, luego, se desplaza hacia la izquierda.

A 298º K se establece el siguiente equilibrio químico: $2NO(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2NO_2(g)$ $\Delta H < 0$.

Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) La relación entre K_c y K_p es $K_p = K_c \cdot R \cdot T$.

b) Si se aumenta la temperatura K_c aumenta.

c) El equilibrio se puede desplazar en el sentido de los productos con la adición de un catalizador adecuado.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa, ya que la relación entre K_c y K_p viene dada por la fórmula: $K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n}$ y, en nuestro caso $\Delta n = -1$, luego, la relación es: $K_c = K_p \cdot R \cdot T$

b) Falsa, ya que al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y disminuye K_c

c) Falsa. El catalizador sólo influye en la velocidad de reacción pero no desplaza el equilibrio en ningún sentido.

Se introduce una cantidad de $NaHCO_3$ sólido en un recipiente de 2 L a 100ºC y se establece el siguiente equilibrio: $2NaHCO_3(s) \rightleftarrows Na_2CO_3(s) + H_2O(g) + CO_2(g)$. Si el valor de K_p a esa temperatura es 0,231, calcule:

a) La presión de CO_2 y los gramos de carbonato de sodio en el equilibrio.

b) Las concentraciones de las especies gaseosas en el equilibrio, al añadir al equilibrio anterior 0,01 mol de gas CO_2.

Datos: R = 0,082 atm·L·moI-1·K-1. Masas atómicas C =12; H = 1; O = 16; Na = 23.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) $K_P = P_{H_2O} \cdot P_{CO_2} = \left(P_{CO_2}\right)^2 = 0'231 \Rightarrow P_{CO_2} = \sqrt{0'231} = 0'481$ atm

$$n_{CO_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0'481 \cdot 2}{0'082 \cdot 373} = 0'031 \text{ moles}$$

$$0'031 \text{ moles } CO_2 \cdot \frac{1 \text{mol } Na_2CO_3}{1 \text{mol } CO_2} \cdot \frac{106 \text{ g } Na_2CO_3}{1 \text{mol } Na_2CO_3} = 3'286 \text{ g } Na_2CO_3$$

b) Escribimos el equilibrio:

	$2\,NaHCO_3(s) \rightleftarrows$	$Na_2CO_3(s)$ +	$H_2O(g)$ +	$CO_2(g)$
inicialmente			$0'031$	$0'041$
equilibrio			$0'031 - x$	$0'041 - x$

Calculamos $K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = 0'231 \cdot (0'082 \cdot 373)^{-2} = 2'47 \cdot 10^{-4}$

$$K_c = 2'47 \cdot 10^{-4} = \left[H_2O\right] \cdot \left[CO_2\right] = \left(\frac{0'031 - x}{2}\right) \cdot \left(\frac{0'041 - x}{2}\right) \Rightarrow x = 0'0045$$

Luego, las concentraciones de las especies gaseosas en el equilibrio son:

$$\left[H_2O\right] = \left(\frac{0'031 - 0'0045}{2}\right) = 0'01325$$

$$\left[CO_2\right] = \left(\frac{0'041 - 0'0045}{2}\right) = 0'01825$$

A 473º K y 2 atm de presión total, el PCl_5 se disocia en un 50% en PCl_3 y Cl_2. Calcule:
a) Las presiones parciales de cada gas en el equilibrio.
b) Las constantes K_c y K_p.
Dato: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$
QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

	PCl_5	$\rightleftarrows$	PCl_3	+	Cl_2
inicial	n		0		0
equilibrio	$n(1-\alpha)$		$n\alpha$		$n\alpha$

El número total de moles es: $n_T = n(1-\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1+\alpha)$.

$$P_{PCl_3} = P_{Cl_2} = \frac{n \cdot \alpha}{n \cdot (1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'5}{1'5} \cdot 2 = 0'66 \text{ at}$$

$$P_{PCl_5} = \frac{n \cdot (1-\alpha)}{n \cdot (1+\alpha)} \cdot P_T = \frac{0'5}{1'5} \cdot 2 = 0'66 \text{ at}$$

b)

$$K_p = \frac{\left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right) \cdot \left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} P_T\right)}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} P_T\right)} = \frac{\alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2} = \frac{0'5^2 \cdot 2}{1-0'5^2} = 0'66 \text{ at}$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0'66 \cdot (0'082 \cdot 473)^{-1} = 0'017$$

En el equilibrio: $C(s) + 2H_2(g) \rightleftarrows CH_4(g)$ $\Delta H^0 = -75$ kJ. Prediga, razonadamente, cómo se modificará el equilibrio cuando se realicen los siguientes cambios:
a) Una disminución de la temperatura.
b) La adición de $C(s)$.
c) Una disminución de la presión de H_2, manteniendo la temperatura constante.
QUÍMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El Principio de Le Châtelier, establece que "si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio". Basándonos en él:

a) La disminución de la temperatura favorece la reacción exotérmica, luego, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

b) La adición de $C(s)$ no tiene efecto sobre el equilibrio, ya que la concentración de los sólidos permanece constante.

c) Si disminuye la presión el volumen debe aumentar, luego el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

Dada la reacción: $4NH_3(g) + 3O_2(g) \rightleftarrows 2N_2(g) + 6H_2O(l)$ $\Delta H^0 = -80'4\ kJ$. Razone:

a) Cómo tendría que modificarse la temperatura para aumentar la proporción de nitrógeno molecular en la mezcla.

b) Cómo influiría en el equilibrio la inyección de oxígeno molecular en el reactor en el que se encuentra la mezcla.

c) Cómo tendría que modificarse la presión para aumentar la cantidad de NH_3 en la mezcla.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El Principio de Le Chatelier dice que si en un sistema en equilibrio se modifica alguno de los factores externos (temperatura, presión o concentración), el sistema evoluciona de forma que se desplaza en el sentido que tienda a contrarrestar dicha variación. Atendiendo a él, se pueden razonar las tres cuestiones anteriores:

a) Una disminución de la temperatura favorece el sentido exotérmico de la reacción, ya que el sistema tenderá a generar calor para contrarrestar la bajada de temperatura. Por lo tanto, si disminuye la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la derecha y aumenta la proporción de nitrógeno.

b) Si añadimos oxígeno estamos aumentando la presión con lo cual el volumen debe disminuir y el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

c) Si queremos aumentar la cantidad de amoniaco, la presión debe de disminuir para que aumente el volumen.

En una cámara de vacío y a 448ºC se hacen reaccionar 0,5 moles de $I_2(g)$ y 0,5 moles de $H_2(g)$. Si la capacidad de la cámara es de 10 litros y el valor de Kc a dicha temperatura es de 50, determine para la reacción: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g)$.

a) El valor de K_p.

b) Presión total y presiones parciales de cada gas en el interior de la cámara, una vez alcanzado el equilibrio.

Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Como $\Delta n = 0 \Rightarrow K_c = K_p = 50$.

b) El valor de la presión se puede calcular con el número total de moles (que será el mismo que inicialmente por ser $\Delta n = 0$), con la ecuación de los gases ideales:

$$P_T \cdot 10 = 1 \cdot 0'082 \cdot 721 \Rightarrow P_T = 5'91\ atm$$

	H_2	+	I_2	$\rightarrow$	$2HI$
inicial	0'5		0'5		0
equilibrio	$0'5 - x$		$0'5 - x$		$2x$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{10}\right)^2}{\left(\frac{0'5-x}{10}\right) \cdot \left(\frac{0'5-x}{10}\right)} = \frac{4x^2}{(0'5-x)^2} = 50 \Rightarrow x = 0'39$$

moles de H_2 = moles de $I_2 = 0'5 - 0'39 = 0'11$

moles de $HI = 2 \cdot 0'39 = 0'78$

$$P_{I_2} = P_{H_2} \Rightarrow P_{I_2} \cdot 10 = 0'11 \cdot 0'082 \cdot 721 \Rightarrow P_{I_2} = P_{H_2} = 0'65\ atm$$

$$P_{HI} \cdot 10 = 0'78 \cdot 0'082 \cdot 721 \Rightarrow P_{HI} = 4'61\ atm$$

El fosgeno es un gas venenoso que se descompone según la reacción:

$$\mathbf{COCl_2(g) \rightarrow CO(g) + Cl_2(g)}$$

A la temperatura de 900ºC el valor de la constante K_c para el proceso anterior de 0'083. Si en un recipiente de 2 L se introducen, a la temperatura indicada, 0'4 mol de $COCl_2$, calcule:

a) Las concentraciones de todas las especies en equilibrio.

b) El grado de disociación del fosgeno en esas condiciones.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	$COCl_2(g)$	$\rightleftarrows$	$CO(g)$ +	$Cl_2(g)$
inicialmente	0'4		0	0
equilibrio	$0'4-x$		x	x

$$K_C = 0'083 = \frac{[CO]\cdot[Cl_2]}{[COCl_2]} = \frac{\frac{x}{2}\cdot\frac{x}{2}}{\frac{0'4-x}{2}} \Rightarrow x \simeq 0'188$$

$$[CO] = [Cl_2] = \frac{x}{2} = \frac{0'188}{2} = 0'094$$

$$[COCl_2] = \frac{0'4-x}{2} = \frac{0'188}{2} = 0'106$$

b)

	$COCl_2(g)$	$\rightleftarrows$	$CO(g)$ +	$Cl_2(g)$
inicialmente	c		0	0
equilibrio	$c(1-\alpha)$		$c\alpha$	$c\alpha$

$$K_C = 0'083 = \frac{[CO]\cdot[Cl_2]}{[COCl_2]} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0'2\alpha^2}{(1-\alpha)} \Rightarrow \alpha \simeq 0'47 = 47\%$$

Otra forma: $\left.\begin{array}{lll} 0'4 \text{ moles} & \rightarrow & 0'188 \\ 1 & \rightarrow & x \end{array}\right\} x = 0'47 = 47\%$

Cuando el óxido de mercurio (sólido) se calienta en un recipiente cerrado en el que se ha hecho el vacío, se disocia reversiblemente en vapor de Hg y O_2 hasta alcanzar una presión total que en el equilibrio a 380ºC vale 141 mmHg, según $2HgO(s) \rightleftarrows 2Hg(g) + O_2(g)$ Calcule:

a) Las presiones parciales de cada componente en el equilibrio.

b) El valor de K_p.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Sabemos que: $P_T = P_{Hg} + P_{O_2}$

Como en el equilibrio hay doble número de moles de mercurio que de oxígeno, la presión del mercurio será el doble $P_{Hg} = 2 \cdot P_{O_2}$, luego sustituyendo, tenemos que:

$$P_T = \frac{141}{760} = 0'186 = P_{Hg} + P_{O_2} = 2P_{O_2} + P_{O_2} = 3P_{O_2} \Rightarrow P_{O_2} = \frac{0'186}{3} = 0'062$$

$$P_{Hg} = 2P_{O_2} = 2 \cdot 0'062 = 0'124$$

b) Como el óxido de mercurio se encuentra en estado sólido, entonces:

$$K_p = P_{Hg}{}^2 \cdot P_{O_2} = (0'124)^2 \cdot 0'062 = 9'53 \cdot 10^{-4}$$

La ecuación de velocidad de cierta reacción es $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$. Razone si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:
a) La unidad de la constante de velocidad es $mol^{-1} \cdot L \cdot s$
b) Si se duplican las concentraciones de A y B, en igualdad de condiciones, la velocidad de la reacción será ocho veces mayor.
c) Si se disminuye el volumen a la mitad, la velocidad de reacción será ocho veces mayor.
QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Ya que:

$$k = \frac{v}{[A]^2 \cdot [B]} = \frac{mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{mol^3 \cdot L^{-3}} = mol^{-2} \cdot L^2 \cdot s^{-1}$$

b) Verdadera. Calculamos las velocidades antes y después de duplicar

$$\left.\begin{array}{l} v_1 = k \cdot [A]^2 \cdot [B] \\ v_2 = k \cdot [2A]^2 \cdot [2B] \end{array}\right\} \Rightarrow \frac{v_2}{v_1} = \frac{k \cdot [2A]^2 \cdot [2B]}{k \cdot [A]^2 \cdot [B]} = \frac{k \cdot 4[A]^2 \cdot 2[B]}{k \cdot [A]^2 \cdot [B]} = 8$$

c) Verdadera. Si disminuimos el volumen a la mitad, entonces las concentraciones de A y B se hacen el doble, con lo cual ocurre lo mismo que en el apartado anterior.

El cianuro de amonio, a 11º C, se descompone según la reacción:

$$NH_4CN(s) \rightleftarrows NH_3(g) + HCN(g)$$

En un recipiente de 2 litros de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introduce una cierta cantidad de cianuro de amonio y se calienta a 11º C. Cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 0,3 atm. Calcule:

a) K_C y K_p.

b) La masa de cianuro de amonio que se descompondrá en las condiciones anteriores.

Dato: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$. Masas atómicas: N = 14 ; C = 12 ; H = 1

QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Se trata de un equilibrio heterogéneo en el que los únicos gases son los que aparecen en los productos y como aparece la misma cantidad de cada uno, la presión parcial de cada uno de ellos será la mitad de la total.

$$P_{NH_3} = P_{HCN} = \frac{0'3}{2} = 0'15$$

$$K_P = P_{NH_3} \cdot P_{HCN} = 0'15 \cdot 0'15 = 0'0225\ at^2$$

$$K_c = K_P (RT)^{-\Delta n} = \frac{0'0225}{(0'082 \cdot 284)^2} = 4'15 \cdot 10^{-5}\ (mol/L)^2$$

b) Los moles que desaparecen de NH_4CN son los mismos que aparecen de amoníaco o de cianuro de hidrógeno:

$$0'15 = \frac{n \cdot 0'082 \cdot 284}{2} \Rightarrow n = 0'013\ \text{moles}\ NH_4CN = 0'572\ g\ \text{de}\ NH_4CN$$

Cuando a una reacción se le añade un catalizador, justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) La entalpía de la reacción disminuye.
b) La energía de activación no varía
c) La velocidad de reacción aumenta.
QUIMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Un catalizador disminuye de forma proporcional la energía de activación de la reacción directa y de la inversa, por lo que, la entalpía no se modifica.

b) Falsa. El catalizador disminuye la energía de activación

c) Verdadera. Al disminuir la energía de activación aumenta la velocidad de reacción.

Para la reacción en equilibrio a 25ºC: $2ICl(s) \rightleftarrows I_2(s) + Cl_2(g)$, $K_p = 0'24$. En un recipiente de 2 litros en el que se ha hecho el vacío se introducen 2 moles de $ICl(s)$.
a) ¿Cuál será la concentración de $Cl_2(g)$ cuando se alcance el equilibrio?.
b) ¿Cuántos gramos de $ICl(s)$ quedarán en el equilibrio?.
Dato: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$. Masas atómicas: $I = 127$; $Cl = 35'5$
QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la constante K_c

$$K_c = K_P (RT)^{-\Delta n} = \frac{0'24}{(0'082 \cdot 298)^1} = 9'82 \cdot 10^{-3}\ mol/L$$

El equilibrio es:

	$2\,ICl$	$\rightleftarrows$	I_2	+	Cl_2
inicial	2		0		0
equilibrio	$2-2x$		x		x

Luego: $K_c = 9'82 \cdot 10^{-3}\ mol/L = \left[Cl_2\right]$

b)

$$\left[Cl_2\right] = \frac{x}{2} = 9'82 \cdot 10^{-3} \Rightarrow x = 0'0196\ mol$$

Calculamos los gramos de ICl en el equilibrio:

$$2 - 2x = 2 - 2 \cdot 0'0196 = 1'96\ moles \cdot \frac{162'5\ g}{1\ mol} = 318'5\ g\ ICl$$

Dado el siguiente equilibrio: $SO_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightleftarrows SO_3(g)$. Se introducen 128 g de SO_2 y 64 g de O_2 en un recipiente cerrado de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta la mezcla y cuando se ha alcanzado el equilibrio, a 830ºC, ha reaccionado el 80% del SO_2 inicial. Calcule:

a) La composición (en moles) de la mezcla en equilibrio y el valor de K_c.

b) La presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio y, a partir de estas presiones parciales, calcule el valor de K_p.

Datos: Masas atómicas: $S = 32$; $O = 16$. $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

	$SO_2(g)$	+ $\frac{1}{2}O_2(g)$	$\rightleftarrows$	$SO_3(g)$
inicial	2	2		0
equilibrio	$2-x$	$2-\frac{1}{2}x$		x

Si reacciona el 80% del SO_2, es decir, 1’6 moles, en el equilibrio quedan 0’4 moles, luego

$$2-x=0'4 \Rightarrow x=1'6$$

Luego:

Moles de $SO_2 = 2-x = 0'4$

Moles de $O_2 = 2-\frac{1}{2}x = 1'2$

Moles de $SO_3 = x = 1'6$

$$K_c = \frac{[SO_3]}{[SO_2]\cdot[O_2]^{\frac{1}{2}}} = \frac{\frac{1'6}{2}}{\frac{0'4}{2}\cdot\left[\frac{1'2}{2}\right]^{\frac{1}{2}}} = 5'16$$

b) Calculamos las presiones parciales

$$P_{SO_2} = \frac{n_{SO_2}\cdot R\cdot T}{V} = \frac{0'4\cdot 0'082\cdot 1103}{2} = 18'09$$

$$P_{O_2} = \frac{n_{O_2}\cdot R\cdot T}{V} = \frac{1'2\cdot 0'082\cdot 1103}{2} = 54'27$$

$$P_{SO_3} = \frac{n_{SO_3}\cdot R\cdot T}{V} = \frac{1'6\cdot 0'082\cdot 1103}{2} = 72'36$$

$$K_p = \frac{72'36}{18'09\cdot(54'27)^{\frac{1}{2}}} = 0'543$$

Para la reacción: $2A + B \rightarrow C$, se ha comprobado experimentalmente que es de primer orden respecto al reactivo A y de segundo orden respecto al reactivo B.
a) Escriba la ecuación de velocidad.
b) ¿Cuál es el orden total de la reacción?
c) ¿Influye la temperatura en la velocidad de reacción? Justifique la respuesta.
QUÍMICA. 2015. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$.

b) 1 + 2 = 3.

c) Pueden influir varios factores:

- La temperatura. Experimentalmente, Arrhenius dedujo la relación existente entre la constante de la ecuación de velocidad y la temperatura: $k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$. Al aumentar la temperatura, aumenta el valor de k y, por tanto, la velocidad de reacción.
- La concentración de los reactivos.
- la naturaleza y el estado físico de los reactivos.
- La presión.
- La presencia de un catalizador.

En el proceso Deacon, el cloro (g) se obtiene según el siguiente equilibrio:

$$4\,HCl(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2\,H_2O(g) + 2\,Cl_2(g)$$

Se introducen 32'85 g de $HCl(g)$ y 38'40 g de $O_2(g)$ en un recipiente cerrado de 10 L en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta la mezcla a 390ºC y cuando se ha alcanzado el equilibrio a esta temperatura se observa la formación de 28'40 g de $Cl_2(g)$.

a) Calcule el valor de K_c.

b) Calcule la presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio y, a partir de estas presiones parciales, calcule el valor de K_p.

Datos: Masas atómicas $Cl = 35'5$; $O = 16$; $H = 1$. $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	$4\,HCl(g)$	$+\ O_2(g)$	$\rightleftarrows\ 2\,Cl_2(g)$	$+\ 2\,H_2O(g)$
inicial	0'9	1'2	0	0
equilibrio	$0'9-4x$	$1'2-x$	$2x$	$2x$

Por el enunciado sabemos que: $2x = \dfrac{28'40}{71} \Rightarrow x = 0'2$. Luego, los moles en el equilibrio de cada sustancia serán:

	$4\,HCl(g)$	$+\ O_2(g)$	$\rightleftarrows\ 2\,Cl_2(g)$	$+\ 2\,H_2O(g)$
equilibrio	0'1	1	0'4	0'4

$$K_c = \frac{[Cl_2]^2 \cdot [H_2O]^2}{[HCl]^4 \cdot [O_2]} = \frac{\left(\frac{0'4}{10}\right)^2 \cdot \left(\frac{0'4}{10}\right)^2}{\left(\frac{0'1}{10}\right)^4 \cdot \left(\frac{1}{10}\right)} = 2.560$$

b)

$$P_{Cl_2} = P_{H_2O} = \frac{nRT}{V} = \frac{0'4 \cdot 0'082 \cdot 663}{10} = 2'17$$

$$P_{HCl} = \frac{nRT}{V} = \frac{0'1 \cdot 0'082 \cdot 663}{10} = 0'54$$

$$P_{O_2} = \frac{nRT}{V} = \frac{1 \cdot 0'082 \cdot 663}{10} = 5'43$$

$$K_P = \frac{P_{Cl_2}^2 \cdot P_{H_2O}^2}{P_{HCl}^4 \cdot P_{O_2}} = \frac{(2'17)^2 \cdot (2'17)^2}{(0'54)^4 \cdot (5'43)} = 48'19$$

Para el equilibrio: $Ca(HCO_3)_2(s) \rightleftarrows CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g) \qquad \Delta H > 0$

Razone si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

a) Los valores de las constantes K_c y K_p son iguales.

b) Un aumento de la temperatura desplaza el equilibrio hacia la derecha.

c) Un aumento de la presión facilita la descomposición del hidrogenocarbonato de calcio.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa, ya que: $K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = K_p(RT)^{-2}$

b) Cierta. El aumento de temperatura favorece la reacción endotérmica, con lo cual el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

c) Falsa. Cuando se aumenta la presión en el equilibrio, éste se desplaza hacia el lado en que se consiga disminuirla, o sea, hacia el lado donde menos moles de sustancias gaseosas existan, esto es, hacia la izquierda.

En un recipiente de 2'0 L, en el que previamente se ha realizado el vacío, se introducen 0'20 moles de $CO_2(g)$, 0'10 moles de $H_2(g)$ y 0'16 moles de $H_2O(g)$. A continuación se establece el siguiente equilibrio a 500 K: $CO_2(g) + H_2(g) \rightleftarrows CO(g) + H_2O(g)$

a) Si en el equilibrio la presión parcial del agua es 3'51 atm, calcule las presiones parciales en el equilibrio de CO_2, H_2 y CO.

b) Calcule K_p y K_c para el equilibrio a 500 K.

Dato: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

	$CO_2(g)$	+	$H_2(g)$	$\rightleftarrows$	$CO(g)$	+	$H_2O(g)$
inicial	0'2		0'1		0		0'16
equilibrio	$0'2-x$		$0'1-x$		x		$0'16+x$

Calculamos los moles totales en el equilibrio y la presión total:

$$n_T = 0'46 \quad ; \quad P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0'46 \cdot 0'082 \cdot 500}{2} = 9'43$$

Calculamos x con el dato de la presión parcial del agua:

$$P_{H_2O} = \frac{0'16+x}{0'46} \cdot 9'43 = 3'51 \Rightarrow x = 0'011$$

Calculamos las presiones parciales en el equilibrio de los gases que nos piden:

$$P_{CO_2} = \frac{0'2-0'011}{0'46} \cdot 9'43 = 3'87$$

$$P_{H_2} = \frac{0'1-0'011}{0'46} \cdot 9'43 = 1'82$$

$$P_{CO} = \frac{0'011}{0'46} \cdot 9'43 = 0'23$$

b) Calculamos las constantes de equilibrio

$$K_p = \frac{0'23 \cdot 3'51}{3'87 \cdot 1'82} = 0'115 = K_c \text{, ya que } \Delta n = 0$$

Razone el efecto que tendrán sobre el siguiente equilibrio cada uno de los cambios:

$$4\,HCl(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2\,H_2O(g) + 2\,Cl_2(g) \qquad \Delta H^0 = -115\ kJ$$

a) Aumentar la temperatura.
b) Eliminar parcialmente $HCl(g)$.
c) Añadir un catalizador.
QUÍMICA. 2015. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

El principio de Le Chatelier dice: "Si un sistema en equilibrio es perturbado mediante una acción exterior, este sistema evoluciona para contrarrestar dicha perturbación, llegando a un nuevo estado de equilibrio".

a) Un aumento de la temperatura desplazará la reacción en el sentido en que se consuma calor, es decir, en sentido endotérmico. Luego, se desplazará hacia la izquierda produciéndose más cloruro de hidrógeno y oxígeno.

b) Si se elimina parcialmente HCl, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

c) Si se realiza la reacción en presencia de un catalizador se conseguirá que ésta transcurra más rápidamente pero no desplazará el equilibrio en ningún sentido.

PROBLEMAS RESUELTOS
SELECTIVIDAD ANDALUCÍA
2016

QUÍMICA

TEMA 5: EQUILIBRIO QUÍMICO

- Junio, Ejercicio 6, Opción A