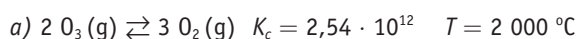
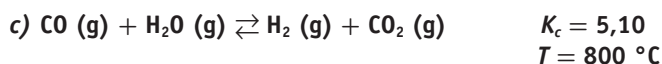




Actividades

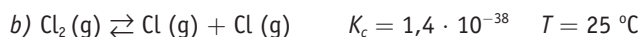
1. Evalúa el rendimiento de los siguientes equilibrios escribiendo las constantes:



La expresión de la constante es:

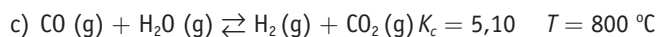
$$K_c = \frac{[\text{O}_2]^3}{[\text{O}_3]^2} = 2,54 \cdot 10^{12}$$

Por ser tan alto el valor de la constante, deducimos que en el equilibrio la concentración de O_2 es mucho mayor que la de O_3 , por lo que el rendimiento de la reacción es muy alto.



La expresión de la constante es: $K_c = \frac{[\text{Cl}]^2}{[\text{Cl}_2]} = 1,4 \cdot 10^{-38}$

Por ser tan bajo el valor de la constante, deducimos que en el equilibrio la concentración de Cl_2 es mucho mayor que la de Cl monoatómico, por lo que el rendimiento de la reacción es muy bajo.



La expresión de la constante es: $K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = 5,10$

Por ser un valor de la constante intermedio, deducimos que en el equilibrio las concentraciones de CO_2 , H_2 , CO y H_2O deben ser similares, por lo que el rendimiento de la reacción es medio, ligeramente por encima del 50%, ya que la constante es mayor que uno.

2. Se coloca una mezcla de 0,500 moles de H_2 y 0,500 moles de I_2 en un recipiente de acero inoxidable de 1,0 litros de capacidad a 430°C . Calcula las concentraciones de H_2 , I_2 y HI en el equilibrio. La constante de equilibrio para la reacción $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2 \text{HI}$ es de 54,3 a esa temperatura.

Ya que sabemos la cantidad de moles de los reactivos y el volumen del recipiente, podemos rellenar la tabla de concentraciones de reactivos y producto a lo largo de la reacción.

	$\text{H}_2 (\text{g}) +$	$\text{I}_2 (\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{HI} (\text{g})$
Inicial (mol L^{-1})	0,500	0,500		0
Formado (mol L^{-1})	0	0		$2x$
Gastado (mol L^{-1})	x	x		0
En el equilibrio (mol L^{-1})	$0,500 - x$	$0,500 - x$		$2x$

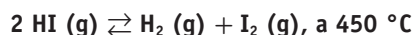
Aplicando la fórmula de K_c :

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{(2x)^2}{(0,500 - x)^2} = 54,3 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \frac{2x}{0,500 - x} = \sqrt{54,3} = 7,37 \Rightarrow x = 0,393$$

Por tanto, las concentraciones en el equilibrio son para el HI de $2 \cdot 0,393 = 0,786 \text{ mol L}^{-1}$ y para el H_2 y el $\text{I}_2 = 0,500 - 0,393 = 0,107 \text{ mol L}^{-1}$.

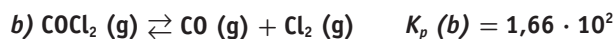
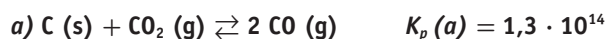
3. ¿Cuál será la constante de equilibrio para la siguiente reacción?



Con los datos que nos dan, solo podemos contestar con la expresión de la constante de equilibrio, que es:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$$

4. Conocidas las constantes de equilibrio a una determinada temperatura, de las reacciones:



Calcula a la misma temperatura la K_p para la reacción:



La expresión de la constante de equilibrio de presiones para la reacción que nos dan es:

$$K_p = \frac{p_{\text{COCl}_2}^2}{p_{\text{CO}_2} p_{\text{Cl}_2}^2}$$

Si multiplicamos el numerador y el denominador por p_{CO}^2 y reorganizamos nos queda:

$$K_p = \frac{p_{\text{COCl}_2}^2 p_{\text{CO}}^2}{p_{\text{CO}_2} p_{\text{Cl}_2}^2 p_{\text{CO}}^2} = \frac{p_{\text{COCl}_2}^2 p_{\text{CO}}^2}{p_{\text{CO}_2} p_{\text{Cl}_2}^2 p_{\text{CO}_2}^2} = \frac{p_{\text{COCl}_2}^2}{p_{\text{Cl}_2}^2 p_{\text{CO}_2}^2} \cdot \frac{p_{\text{CO}}^2}{p_{\text{CO}_2}} =$$

$$= \frac{1}{K_{p(2)}^2} \cdot K_{p(1)} = \frac{K_{p(1)}}{K_{p(2)}^2} = \frac{1,33 \cdot 10^{14}}{(1,66 \cdot 10^2)^2} = 4,83 \cdot 10^9$$

En todo momento hemos ido buscando obtener las ecuaciones de las constantes $K_{p(1)}$ y $K_{p(2)}$.

El valor viene dado porque la reacción química pedida es la combinación de la reacción primera con la inversa de la reacción segunda, con el doble de valor de los coeficientes estequiométricos.

5. Calcula el valor de K_p suponiendo que a 250°C el valor de K_c para la reacción de descomposición del tetraóxido de dinitrógeno $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$ vale 6.

Para hallar K_p aplicamos la fórmula que relaciona K_p y K_c , sabiendo que el incremento de moles estequiométricos gaseosos es $2 - 1 = 1$.

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = 6 \cdot (0,082 \cdot 523)^1 = 2,6 \cdot 10^2$$

No ponemos 257 porque el valor de la constante solo tiene una cifra significativa.



6. En un reactor de 2,5 litros se introducen 72 gramos de SO₃. Cuando se alcanza el equilibrio:

$\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$, y a 200 °C, se observa que la presión total del recipiente es de 18 atmósferas. Calcula K_c y K_p para el equilibrio anterior a 200 °C.

Primero calculamos la concentración inicial de SO₃, que es:

$$c_0 = \frac{m}{M_m \cdot V} = \frac{72 \text{ g}}{80 \text{ g mol}^{-1} \cdot 2,5 \text{ L}} = 0,36 \text{ mol L}^{-1}$$

y con ella la presión inicial:

$$pV = nRT \Leftrightarrow p_0 = \frac{n}{V} RT = c_0 RT = 0,36 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 473 \text{ K} = 14,0 \text{ atm}$$

Aplicando el equilibrio con presiones:

	SO ₃ (g)	SO ₂ (g)	1/2 O ₂ (g)
Inicial (atm)	14	0	0
Gastado (atm)	p	0	0
Formado (atm)	0	p	$1/2 p$
En el equilibrio (atm)	$14 - p$	p	$1/2 p$

La presión total en el equilibrio es:

$$14 - p + p + 1/2 p = 14 + 1/2 p = 18 \text{ atm.}$$

De donde se deduce que $p = 8 \text{ atm}$.

Por tanto, la expresión de K_p (sin unidades, ya que así lo recomiendan la mayoría de las Universidades) queda:

$$K_p = \frac{p_{\text{SO}_2} p_{\text{O}_2}^{1/2}}{p_{\text{SO}_3}} = \frac{8 \text{ atm} \cdot (4 \text{ atm})^{1/2}}{6 \text{ atm}} = 2,7$$

Para hallar K_c aplicamos la fórmula que relaciona K_p y K_c , sabiendo que el incremento de moles estequiométricos gaseosos es $1,5 - 1 = 0,5$.

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} \Rightarrow K_c = 2,7 \cdot (0,082 \cdot 473)^{-0,5} = 0,43$$

7. La K_p para la reacción de descomposición del N₂O₄ (g) en NO₂ (g) vale 0,32 a 308 K. Calcula la presión a la cual el N₂O₄ (g) se halla disociado en un 25 %.

Aplicando el equilibrio con presiones y teniendo en cuenta que está disociado un 25%:

	N ₂ O ₄ (g)	2 NO ₂ (g)
Inicial (atm)	p_0	0
Formado (atm)	0	$2 p$
Gastado (atm)	$p = 0,25 p_0$	0
En el equilibrio (atm)	$p_0 - p = 0,75 p_0$	$2 p = 0,5 p_0$

La presión total en el equilibrio es:

$$0,75 p_0 + 0,5 p_0 = 1,25 p_0 = p_{\text{eq}}$$

$$K_p = \frac{p_{\text{NO}_2}^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{(0,5 p_0)^2}{0,75 p_0} = 0,32 \Rightarrow 0,25 p_0^2 = 0,24 p_0 \Rightarrow p_0 = 0,96 \text{ atm}$$

A una presión inicial de 0,96 atm, y una presión final de 1,2 atm, se cumple que el N₂O₄ se encuentra disociado en un 25 %.

Es importante darse cuenta de que, como la presión y la concentración están en proporción directa, la tabla de equilibrio se puede representar tanto con concentraciones como con presiones.

8. El yoduro de hidrógeno se descompone a 400 °C de acuerdo con la ecuación:

$2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$, siendo el valor de $K_c = 0,0156$. Una muestra de 0,6 moles de HI se introducen en un matraz de 1 L, y parte del HI se descompone hasta que el sistema alcanza el equilibrio. Calcula:

a) La concentración de cada especie en el equilibrio.

b) La K_p y la presión total en el equilibrio.

Ya que sabemos la cantidad de moles del reactivo y el volumen del recipiente (0,6 mol / 1 L = 0,6 mol L⁻¹), podemos rellenar la tabla de concentraciones de reactivo y productos a lo largo de la reacción.

	2 HI(g)	H ₂ (g)	I ₂ (g)
Inicial (mol L ⁻¹)	0,6	0	0
Gastado (mol L ⁻¹)	$2x$	0	0
Formado (mol L ⁻¹)	0	x	x
En el equilibrio (mol L ⁻¹)	$0,6 - 2x$	x	x

a) Aplicando la fórmula de K_c :

$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{(x)^2}{(0,6 - 2x)^2} = 0,0156 \Rightarrow \frac{x}{0,6 - 2x} = \sqrt{0,0156} = 0,12 \Rightarrow x = 0,058$$

Por tanto, las concentraciones en el equilibrio son para el H₂ y el I₂ = 0,058 mol L⁻¹ y para el HI de:

$$0,6 - 2 \cdot 0,058 = 0,484 \text{ mol L}^{-1}.$$

b) Para hallar K_p aplicamos la fórmula que relaciona K_p y K_c , sabiendo que el incremento de moles estequiométricos gaseosos es $2 - 2 = 0$.

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = 0,0156 \cdot (0,082 \cdot 673)^0 = 0,0156$$

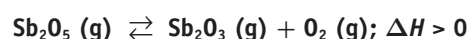
Siempre coinciden el valor de K_p y K_c cuando no hay variación en el número de moles estequiométricos.

La presión total se calcula aplicando la Ecuación de los gases perfectos a la suma de las concentraciones de cada una de las sustancias.

$$pV = \sum nRT \Rightarrow p \cdot 1 \text{ L} = (0,058 + 0,058 + 0,484) \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 673 \text{ K}$$

De donde $p = 33 \text{ atm}$.

9. En un recipiente con volumen constante, se establece el equilibrio siguiente:





Explica razonadamente dos formas de aumentar la cantidad de Sb_2O_3 y qué le sucede a la constante de equilibrio si se eleva la temperatura.

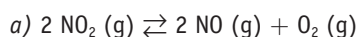
La reacción se desplaza hacia la derecha por los siguientes motivos:

Un aumento de la concentración de Sb_2O_5 , una disminución de la concentración de Sb_2O_3 o de O_2 y un aumento de la temperatura (se favorece que se produzca la reacción endotérmica para eliminar el exceso de calor). En este caso la constante aumenta.

El aumento o disminución de presión o volumen del recipiente no varía la situación, por ser idéntico el número de moles estequiométricos gaseosos en ambos lados de la reacción.

10. Al calentar el dióxido de nitrógeno se disocia, en fase gaseosa, en monóxido de nitrógeno y oxígeno.

- Formula la reacción que tiene lugar.
- Escribe la K_p para esta reacción.
- Explica el efecto que producirá una disminución de la presión total sobre el equilibrio.
- Explica cómo se verá afectada la constante de equilibrio al disminuir la temperatura, sabiendo que la reacción es endotérmica.



b) $K_p = \frac{p_{\text{NO}}^2 p_{\text{O}_2}}{p_{\text{NO}_2}^2}$

- Como hay una menor presión, el equilibrio se desplaza hacia donde hay más moles estequiométricos gaseosos, para compensar ese efecto. Como ese lado del equilibrio es el de los productos, la reacción se desplaza hacia la derecha.
- Como hay una menor temperatura, el equilibrio se desplaza hacia donde se produzca desprendimiento de calor para compensar ese efecto. Si la reacción directa es endotérmica, la inversa es exotérmica y será la que se produzca en mayor medida, por lo que las concentraciones del reactivo aumentarán al mismo tiempo que disminuyen las de los productos, por lo que la constante será menor. Hay que remarcar que la constante de equilibrio no es constante al variar la temperatura.

11. En el equilibrio: $2 \text{NOBr} (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO} (\text{g}) + \text{Br}_2 (\text{g})$

Razona cómo variará el número de moles de Br_2 en el recipiente si:

- Se añade NOBr .
- Se aumenta el volumen del recipiente.
- Se añade NO .
- Se pone un catalizador.

a) Para compensar cualquier efecto, un equilibrio se desplaza en sentido contrario al efecto inductor, por lo que el añadir NOBr al equilibrio conlleva que este tiende a hacerlo desaparecer, lo que sucede cuando la reacción se desplaza hacia la derecha.

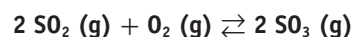
b) Al aumentar el volumen del recipiente, disminuyen las concentraciones de todos los reactivos y productos, pero lo harán en mayor medida los que tienen mayores coeficientes estequiométricos. En nuestro caso, eso pasa con los produc-

tos, por lo que el equilibrio tiende a compensar ese efecto desplazando el equilibrio hacia la derecha.

Debemos puntualizar que los equilibrios no «se desplazan», sino que van variando los valores de las concentraciones presentes para que el producto de ellas en la expresión del cociente de reacción, y por tanto de la constante de equilibrio cuando este se restablece, se mantenga constante.

- Es el efecto contrario al del apartado a) y, por tanto, el desplazamiento es hacia la izquierda.
- Los catalizadores no varían el valor de la constante de equilibrio, sino solo la rapidez con el que este se alcanza, por lo que no desplaza la reacción en ningún sentido.

12. Dada la siguiente reacción de equilibrio, razona si las afirmaciones son verdaderas o falsas:



- Un aumento de la presión conduce a una mayor formación de SO_3 .
- Una vez alcanzado el equilibrio, dejan de reaccionar las moléculas de SO_2 y O_2 .
- El valor de K_p es superior al de K_c a temperatura ambiente.
- La expresión de la constante de equilibrio en función de las presiones parciales es:

$$K_p = \frac{p_{\text{SO}_2}^2 p_{\text{O}_2}}{p_{\text{SO}_3}^2}$$

- Como hay una mayor presión, el equilibrio se desplaza hacia donde hay menos moles estequiométricos gaseosos para compensar ese efecto. Como ese lado del equilibrio es el de los productos, la reacción se desplaza hacia la derecha. Verdadero.
- Falso. Los equilibrios siempre son dinámicos, reaccionando todos los compuestos continuamente. Lo que sucede es que las velocidades de la reacción directa e inversa son iguales.
- Aplicando la fórmula que relaciona K_p y K_c , sabiendo que el incremento de moles estequiométricos gaseosos es $2 - 3 = -1$:

$$K_p = K_c (R T)^{\Delta n} \Rightarrow (0,082 \cdot 273)^{-1} = 0,045 < 1$$

Como multiplicamos K_c por un número menor que 1, el resultado debe ser menor, por lo que K_p es menor, a temperatura ambiente, que K_c . (Lo hemos hecho para una temperatura de 0°C , por lo que a temperatura ambiente —superior a 0°C — también será menor, incluso en mayor cuantía.) Falso.

- Falso. Es justo la contraria, puesto que las presiones de los productos han de ir en el numerador y las de los reactivos en el denominador.

$$K_p = \frac{p_{\text{SO}_3}^2}{p_{\text{SO}_2}^2 p_{\text{O}_2}}$$

13. Escribe la expresión del producto de solubilidad, K_s , de las siguientes sales: PbI_2 ; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; $\text{Al}(\text{OH})_3$; Ag_2S .

$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2; K_s = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2; K_s = [\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^-]^3; K_s = [\text{Ag}^+]^2 [\text{S}^{2-}]$$



14. ¿Cuál será la relación de s con K_s en una sal del tipo A_3B_2 , por ejemplo el fosfato de calcio $Ca_3(PO_4)_2$ [tetraoxofosfato (V) de calcio]?

Aplicando la situación de equilibrio, teniendo en cuenta que los sólidos no aparecen en la expresión de la constante de equilibrio, por lo que no hemos de tenerlos en cuenta:

$$A_3B_2(s) \rightleftharpoons 3 A^{2+}(ac) + 2 B^{3-}(ac)$$

Inicial (mol L ⁻¹)	0	0
Gastado (mol L ⁻¹)	0	0
Formado (mol L ⁻¹)	3 s	2 s
En el equilibrio (mol L ⁻¹)	3 s	2 s

$$K_s = [A^{2+}]^3 [B^{3-}]^2 = (3 s)^3 \cdot (2 s)^2 = 27 s^3 \cdot 4 s^2 = 108 s^5$$

15. Escribe la relación que existirá entre la solubilidad y el producto de solubilidad en los siguientes compuestos: hidróxido de aluminio, carbonato de cinc y sulfuro de plata.

Aplicando las situaciones de equilibrio, como siempre sin sustancias sólidas:

$$Al(OH)_3(s) \rightleftharpoons Al^{3+}(ac) + 3 OH^{-}(ac)$$

Inicial (mol L ⁻¹)	0	0
Gastado (mol L ⁻¹)	0	0
Formado (mol L ⁻¹)	s	3 s
En el equilibrio (mol L ⁻¹)	3s	3 s

$$K_s = [Al^{3+}] [OH^{-}]^3 = s \cdot (3 s)^3 = 27 s^4$$

$$ZnCO_3(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}(ac) + CO_3^{2-}(ac)$$

Inicial (mol L ⁻¹)	0	0
Gastado (mol L ⁻¹)	0	0
Formado (mol L ⁻¹)	s	s
En el equilibrio (mol L ⁻¹)	3 s	s

$$K_s = [Zn^{2+}] [CO_3^{2-}] = s \cdot s = s^2$$

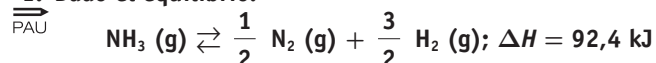
$$Ag_2S(s) \rightleftharpoons 2 Ag^{+}(ac) + S^{2-}(ac)$$

Inicial (mol L ⁻¹)	0	0
Gastado (mol L ⁻¹)	0	0
Formado (mol L ⁻¹)	2 s	s
En el equilibrio (mol L ⁻¹)	2 s	s

$$K_s = [Ag^{+}]^2 [S^{2-}] = (2 s)^2 \cdot s = 4 s^3$$

■ Cuestiones y problemas

1. Dado el equilibrio:



Justifica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Al aumentar la temperatura se favorece la formación de NH_3 .

b) Un aumento de la presión favorece la formación de H_2 .

c) Esta reacción será espontánea a cualquier temperatura.

d) Si disminuimos la cantidad de N_2 , el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

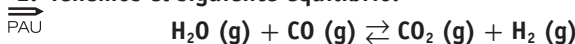
a) La reacción de izquierda a derecha tiene entalpía positiva, es endotérmica, luego si se aumenta la temperatura el equilibrio se desplazará en el sentido que absorba calor, es decir, hacia la derecha, y, por tanto, se generará más H_2 y más N_2 . Afirmación falsa.

b) Un aumento de la presión hace que el equilibrio se desplace hacia la izquierda, que es donde menor número de moles hay, con el fin de que $pV = cte$, luego la afirmación es falsa.

c) La expresión de la energía libre es: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$
 $H > 0$ para que $\Delta G < 0$ se debe verificar que $[\Delta H] < [T\Delta S]$
 Luego no es cierto que para cualquier temperatura la reacción sea espontánea. Falsa.

d) Si se reduce la concentración de $N_2(g)$, el equilibrio tenderá a desplazarse para obtener más N_2 , es decir, hacia la derecha. Afirmación verdadera.

2. Tenemos el siguiente equilibrio:



Y sabemos que el valor de K_c a 900 °C es 0,003, mientras que a 1200 °C el valor de K_c es 0,2. Responde de forma razonada a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cuál es la temperatura más adecuada para favorecer la producción de CO_2 ?

b) ¿Cómo afectaría a la reacción un aumento de la presión?

c) Si se elimina H_2 a medida que se va formando, ¿hacia dónde se desplaza el equilibrio?

d) Dado que al aumentar la temperatura la reacción se desplaza hacia la formación de CO_2 , ¿la reacción será exotérmica o endotérmica?

a) Según los datos, se indica que a 900 °C $K_c = 0,003$, y al aumentar la temperatura a 1200 °C el valor de $K_c = 0,2$, es decir, también ha aumentado. Si tenemos en cuenta la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]}$$

Al aumentar el valor de K_c nos indicaría que el numerador ha aumentado con respecto al denominador; dicho de otra manera, la reacción se ha desplazado hacia la derecha, hacia los productos, o lo que es lo mismo, se produce más CO_2 . Por tanto, podemos decir que la temperatura más adecuada es la de 1200 °C.

b) Un aumento de la presión desplaza el equilibrio hacia donde hay menor número de moles gaseosos. En nuestro caso, el número de moles gaseosos de productos es igual al número de moles gaseosos de reactivos, en consecuencia, un aumento de la presión no afectaría al equilibrio.

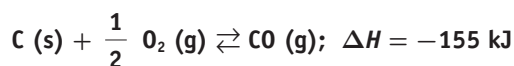
c) Si eliminamos H_2 a medida que se va formando, de acuerdo con Le Chatelier, el equilibrio se desplazaría en el sentido de compensar el H_2 que eliminamos, produciendo más hidrógeno. Por tanto, el equilibrio se desplazaría hacia la derecha.



- d) Como $K_c(1200\text{ }^\circ\text{C}) > K_c(900\text{ }^\circ\text{C})$, esto nos indica que al aumentar la temperatura la reacción se desplaza hacia la derecha, es decir, al aumentar la temperatura los reactivos reaccionan y se transforman en los productos, por lo que podemos decir que la reacción directa será endotérmica.

3. Sea el sistema en equilibrio:

PAU



Indica razonadamente cómo modifica el equilibrio:

a) Aumentar la temperatura.

b) Disminuir la presión.

c) Disminuir la cantidad de carbono.

d) Añadir un catalizador.

- a) Un aumento de la temperatura hace que el sistema tienda a absorber energía desplazándose en el sentido en que la reacción sea endotérmica, que en nuestro caso es de derecha a izquierda.
- b) Una disminución de presión hace que el sistema evolucione hacia donde menor sea el n.º de moles para que $pV = \text{cte}$. En nuestro caso, se desplazará hacia la derecha.
- c) Si se adiciona más C, el equilibrio no se altera, pues se trata de una especie sólida.
- d) La adición del catalizador no altera el equilibrio, solo modificará la velocidad.

4. Sea el equilibrio:

PAU



Contesta razonadamente cómo modifica el equilibrio:

a) Disminuir la cantidad de carbono.

b) Aumentar la cantidad de dióxido de carbono.

c) Disminuir la temperatura.

d) Aumentar la presión.

- a) El C es sólido y no influye en el equilibrio.
- b) Si se aumenta la cantidad de reactivo, el equilibrio tiende a consumir dicho reactivo, luego se desplazará hacia la formación de productos, es decir, hacia la derecha.
- c) Si se disminuye la temperatura, el sistema tenderá a ceder calor para compensar dicho efecto y se desplazará hacia el sentido en que la reacción sea exotérmica, es decir, hacia la izquierda.
- d) El equilibrio se desplazará hacia donde menor sea el n.º de moles para que pV sea constante. Es decir, hacia la izquierda.

5. El gas de síntesis (mezcla de CO e H₂) es un producto industrial de múltiples aplicaciones que se obtiene a partir de la siguiente reacción:

PAU



Responde de forma razonada si son verdaderas o falsas las siguientes cuestiones:

a) Se favorece la producción de hidrógeno (H₂) al aumentar la temperatura.

b) Un aumento de la presión desplaza el equilibrio hacia la izquierda.

c) Si disminuimos la concentración de monóxido de carbono (CO) el equilibrio se desplazará hacia la izquierda.

d) La reacción es espontánea a cualquier temperatura.

a) Se trata de una reacción endotérmica, es decir, hay que suministrar calor a los reactivos para que la reacción tenga lugar. En consecuencia, al aumentar la temperatura la reacción se desplazaría en el sentido de consumir ese exceso de calor, es decir, se desplazaría hacia la derecha. Por tanto, la cuestión planteada es verdadera.

b) El efecto de la presión sobre la reacción viene determinado por el número de moles de las especies gaseosas presentes en el equilibrio. En nuestro caso, el número de moles gaseosos reactivos es de 2 moles, mientras que el número de moles gaseosos de productos es de 4 moles. Un aumento de la presión desplazaría el equilibrio hacia donde hay menor número de moles gaseosos es decir, hacia la izquierda. Por tanto, la afirmación es verdadera.

c) Una disminución de la concentración de CO haría que el equilibrio se desplazase en el sentido de compensar esa disminución, es decir, produciendo más CO. Por tanto, el equilibrio se desplazaría hacia la derecha. Si lo planteamos a partir de la constante de equilibrio tendríamos que:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^3 [\text{CO}]}{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{O}]}$$

Como el valor de K_c es constante, ya que solo depende de la temperatura, si disminuimos la concentración de CO, para que el cociente no varíe, entonces debería disminuir la concentración de metano o de agua, lo cual nos indicaría que el equilibrio se desplazaría hacia la derecha. Por tanto, la afirmación es falsa.

d) La espontaneidad de una reacción viene dada por la energía libre de Gibbs, $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. Decimos que una reacción es espontánea cuando $\Delta G < 0$. Como sabemos que la reacción es endotérmica $\Delta H > 0$, y teniendo en cuenta la reacción anterior, se puede deducir que la entropía aumenta, $\Delta S > 0$. Por tanto, en la expresión de la energía libre de Gibbs tenemos la resta de dos factores positivos; en consecuencia, para que la reacción sea espontánea, el valor del término $T\Delta S$ debe ser mayor que el valor del término entálpico, es decir, cuanto mayor sea la temperatura mayor posibilidad habrá de que la reacción sea espontánea. Luego la afirmación es falsa.

6. Dado el equilibrio: $2 \text{NO}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$, responde de forma razonada a las siguientes cuestiones:

PAU

a) ¿Cómo le afectaría un aumento de la presión?

b) Si se elimina O₂ a medida que se va formando, ¿hacia dónde se desplaza el equilibrio?

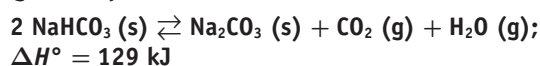
c) Dado que al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la formación de NO, ¿la reacción será exotérmica o endotérmica?

d) ¿Afectaría la adición de un catalizador al valor de la constante de este equilibrio?



- a) Mediante un aumento de la presión. Un aumento de la presión desplaza el equilibrio hacia donde hay menor número de moles gaseosos; como hay menor número de moles gaseosos en los reactivos, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda.
- b) Si vamos eliminando el O_2 a medida que se va formando, el equilibrio tenderá a desplazarse en el sentido de compensar el producto que vamos sacando, es decir, el equilibrio se desplaza hacia la derecha consumiendo NO_2 .
- c) Si una vez alcanzado el equilibrio se aumenta la temperatura, el sistema se opone a ese aumento de energía calorífica desplazándose en el sentido que absorba calor, es decir, el sentido que marca la reacción endotérmica; se trata de una reacción endotérmica.
- d) Los catalizadores son sustancias que actúan modificando la velocidad de una reacción aumentándola (catálisis positiva) o disminuyéndola (catálisis negativa), siendo su concentración al final del proceso prácticamente igual que la inicial, es decir, no modifican la constante de equilibrio.

7. La descomposición del hidrogenocarbonato sódico tiene lugar según el equilibrio:



Contesta razonadamente si favorecen la descomposición los siguientes factores:

- a) El aumento de la temperatura.
- b) El aumento de la presión.
- c) La adición de más hidrogenocarbonato sódico.
- d) La retirada de dióxido de carbono y vapor de agua.
- a) Un aumento de la temperatura hace que el sistema tienda a absorber esa energía, desplazándose en el sentido en que la reacción sea endotérmica, es decir de izquierda a derecha, favoreciendo la descomposición.
- b) Un aumento de la presión hace que el equilibrio, se desplace en el sentido en que haya menor número de moles para que $pV = \text{cte.}$, luego se desplazará hacia la izquierda, en el sentido en que no favorece la descomposición.
- c) La adición de más reactivo no altera el equilibrio, pues la especie es sólida.
- d) La retirada de productos favorece la descomposición.

8. Teniendo en cuenta que la oxidación de la glucosa es un proceso exotérmico:



indica el desplazamiento del equilibrio si llevamos a cabo las siguientes modificaciones:

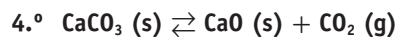
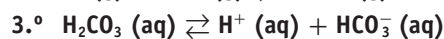
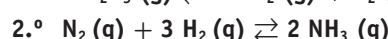
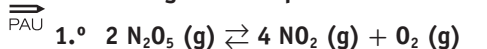
- a) Aumento de la concentración de CO_2 .
- b) Disminución a la mitad de la concentración de glucosa.
- c) Aumento de la presión.
- d) Aumento de la temperatura.
- a) Si aumentamos la $[\text{CO}_2]$ el sistema tiende a contrarrestarla evolucionando hacia la izquierda.

- b) Si se reduce la concentración de la glucosa, el equilibrio tenderá a generar más reactivo y evolucionará hacia la izquierda. En cualquier caso, no tiene sentido hablar de la disminución de la glucosa, puesto que la concentración del sólido es constante.
- c) Un aumento de la presión hará que el equilibrio se desplace hacia donde menor sea el n.º de moles para que pV sea constante, es decir, el equilibrio evolucionará hacia la izquierda.
- d) Si aumentamos la temperatura, el sistema evolucionará en el sentido en que absorba esta energía, es decir, hacia donde la reacción sea endotérmica. En nuestro caso, hacia la izquierda.

9. Dado el equilibrio: $\text{A}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{A} (\text{g}); \Delta H = 86 \text{ kJ/mol}$, contesta razonadamente a las cuestiones siguientes:

- a) ¿Es estable la molécula A_2 ?
- b) ¿Cómo hay que variar la temperatura para favorecer un desplazamiento del equilibrio hacia la derecha?
- c) ¿Cómo influiría un aumento de presión en el valor de K_p ?
- d) ¿Cómo afectaría un aumento de presión en la disociación de A_2 ?
- a) La reacción de disociación de la molécula A_2 es endotérmica, es decir, se ha de comunicar calor para que pueda romper el enlace $\text{A}-\text{A}$, por tanto la molécula es estable.
- b) Como la reacción es endotérmica hacia la derecha, necesita calor para que pueda producirse, por tanto, lo que se tiene que hacer es aumentar la temperatura.
- c) La K_p únicamente varía con la temperatura, y el aumento de la presión no afecta a la misma.
- d) Un aumento de la presión hará que el equilibrio se desplace hacia donde menor sea el n.º de moles gaseosos, en este caso hacia la izquierda y, por tanto, α disminuiría.

10. Para los siguientes equilibrios:



- a) Escribe las expresiones de K_c y K_p .
- b) Razona qué sucederá en los equilibrios 1.º y 2.º si se aumenta la presión a temperatura constante.

$$a) \quad K_c = \frac{[\text{NO}_2]^4 [\text{O}_2]}{[\text{N}_2\text{O}_5]^2}; \quad k_p = \frac{p_{\text{NO}_2}^4 p_{\text{O}_2}}{p_{\text{N}_2\text{O}_5}^2}$$

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}; \quad k_p = \frac{p_{\text{NH}_3}^2 p_{\text{O}_2}}{p_{\text{N}_2} p_{\text{H}_2}^3}$$

$$K_c = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

K_p no existe porque todas las especies del equilibrio son disoluciones.

$$K_c = [\text{CO}_2]; \quad K_p = p \text{ CO}_2$$



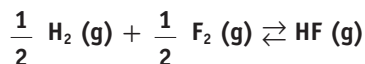
b) Al aumentar la presión, el equilibrio evolucionará hacia donde menor sea el n.º de moles gaseosos.

1.º equilibrio, evolucionará hacia la izquierda.

2.º equilibrio, evolucionará hacia la derecha.

11. En un recipiente cerrado tiene lugar la reacción:

PAU



con un $\Delta H^\circ = -270,9 \text{ kJ/mol}$; justifica qué le ocurrirá al equilibrio si se efectúan las modificaciones siguientes:

a) Se añade un mol de F_2 , permaneciendo constantes la temperatura y el volumen del recipiente.

b) Se disminuye el volumen del recipiente.

c) Se introduce un mol de He sin variar la temperatura ni el volumen del recipiente.

d) Se eleva la temperatura, manteniendo la presión constante.

a) Al añadir F_2 , el equilibrio se desplazará hacia la formación del HF para consumir el reactivo.

b) Si disminuye el volumen aumenta la presión y, como existe el mismo n.º de moles en ambos lados de la reacción, el equilibrio no se ve afectado.

c) Al no variar la temperatura y ser $\Delta n = 0$, la introducción de He no afectará al equilibrio.

d) Como la reacción es exotérmica, un aumento de la temperatura desplazará el equilibrio hacia la izquierda, hacia la formación de reactivos.

12. Justifica si estas afirmaciones son ciertas o falsas:

PAU

a) Un valor negativo de una constante de equilibrio significa que la reacción inversa es espontánea.

b) Para una reacción exotérmica, se produce un desplazamiento hacia la formación de productos al aumentar la temperatura.

c) A una reacción a temperatura constante con igual número de moles gaseosos de reactivos y productos, no se produce desplazamiento del equilibrio si se modifica la presión.

d) Para una reacción a temperatura constante donde únicamente son gases los productos, el valor de la constante de equilibrio disminuye cuando disminuimos el volumen del recipiente.

a) Falso. La K_e resulta del producto de las presiones parciales de los productos dividido por el producto de las presiones parciales de los reactivos; por eso, una K_e negativa no tiene sentido.

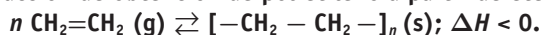
b) Falso. Un aumento de la temperatura en una reacción exotérmica desplaza el equilibrio hacia la izquierda.

c) Cierto. Ya que el producto pV siempre es constante si el $\Delta n = 0$. El equilibrio en este caso es independiente de la presión.

d) Falso. El valor de la K_e solo depende de la temperatura.

13. La reacción de obtención de polietileno a partir de eteno:

PAU



a) Escribe la expresión de la K_p .

b) ¿Qué tipo de reacción de polimerización se produce?

c) ¿Cómo afecta un aumento de la temperatura a la obtención de polietileno?

d) ¿Cómo afecta un aumento de la presión total del sistema a la obtención de polietileno?

a) $K_p = \frac{1}{p_{\text{CH}_2=\text{CH}_2}^n}$, ya que el polímero forma una especie sólida.

b) Es una reacción de adición.

c) Por ser una reacción exotérmica, el aumento de la temperatura disminuye la producción del polímero.

d) Únicamente los reactivos son gaseosos, por lo que un aumento de la presión favorece la reacción hacia la derecha, es decir, hacia la polimerización.

14. La reacción $2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$ no es espontánea a 25 °C. Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

PAU

a) La variación de entropía es positiva porque aumenta el número de moles gaseosos.

b) Se cumple que $\frac{K_p}{K_c} = RT$.

c) Si se duplica la presión de H_2 , a temperatura constante, el valor de K_p aumenta.

d) La reacción es endotérmica a 25 °C.

a) Verdadero. $\Delta n = 2 + 1 - 0 = 3$. Aumenta el n.º de moléculas en estado gaseoso, por lo que aumenta el desorden, y por tanto la entropía.

b) Falso. $K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = K_c (RT)^3$, luego $\frac{K_p}{K_c} \neq RT$

c) Falso. El valor de K_p solo depende de la temperatura, luego si $T = \text{cte} \rightarrow K_p = \text{cte}$

d) Verdadero. $\Delta G > 0$, luego $\Delta H - T\Delta S > 0 \rightarrow \Delta H > T\Delta S$

Como $\Delta S > 0$ y siempre $T > 0$ implica que $H > 0$, por lo que la reacción es endotérmica.

También se puede justificar que es la reacción inversa de la combustión del H_2 , y como todas las combustiones son exotérmicas, la inversa será endotérmica.

15. Para la reacción: $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (\text{g})$:

PAU

$$K_p = 4,3 \cdot 10^{-3} \text{ a } 300 \text{ °C.}$$

a) ¿Cuál es el valor de K_p para la reacción inversa?

b) ¿Qué pasaría a las presiones en el equilibrio de N_2 , H_2 y NH_3 si añadimos un catalizador?

c) ¿Qué pasaría a la K_p , si aumentamos el volumen?

$$a) K_p = \frac{(p_{\text{NH}_3})^2}{p_{\text{N}_2} p_{\text{H}_2}^3}$$



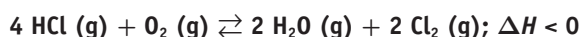
La reacción inversa será: $2 \text{NH}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g})$

$$K_p = \frac{p_{\text{N}_2} p_{\text{H}_2}^3}{(p_{\text{NH}_3})^2}; K_{pd} = \frac{1}{k_{pd}} = \frac{1}{4,3 \cdot 10^{-3}} = 232,56$$

- b) Un catalizador solo modificaría el valor de la velocidad de reacción sin afectar al equilibrio. No pasaría nada.
- c) Las constantes no varían porque solo dependen de la temperatura.

16. Para la siguiente reacción en equilibrio:

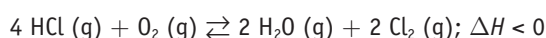
PAU



Razona cuál es el efecto sobre la concentración del HCl en el equilibrio en los siguientes casos:

- a) Aumentar la concentración de O_2 .
- b) Disminuir la concentración de H_2O .
- c) Aumentar el volumen.
- d) Reducir la temperatura.
- e) Añadir un gas inerte como He.
- f) Introducir un catalizador.

Tenemos el siguiente equilibrio:

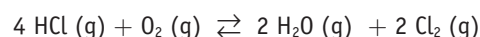


El dato de entalpía nos indica que se trata de una reacción exotérmica, es decir, en el transcurso de la reacción se produce un desprendimiento de calor. Para valorar el efecto sobre la concentración de HCl en el equilibrio hemos de tener en cuenta el Principio de Le Chatelier. Veamos cada una de las situaciones:

- a) *Un aumento de la concentración de O_2 .* El O_2 es un reactivo según la ecuación química, en consecuencia, un aumento de su concentración determinará que el equilibrio se desplace en el sentido de consumir el exceso de oxígeno reaccionando con el HCl y formándose más cantidad de producto, es decir, el equilibrio tenderá a desplazarse hacia la derecha.
- b) *Disminuir la concentración de H_2O .* El H_2O es un producto de reacción, por tanto, si disminuimos su concentración, el equilibrio se desplazará en el sentido de compensar esa pérdida, es decir, la reacción se desplazará en el sentido de producir más cantidad de agua desplazándose hacia la derecha.
- c) *Aumento de volumen.* Como las sustancias presentes en el equilibrio se encuentran en estado gaseoso, un aumento del volumen implicará una disminución de la presión, y el equilibrio se desplazará hacia donde hay un mayor número de moles gaseosos. Si hay 5 ($4 + 1$) moles gaseosos de reactivos y 4 ($2 + 2$) moles gaseosos de productos, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda.
- d) *Reducción de la temperatura.* Como se trata de una reacción exotérmica, una disminución de la temperatura desplazará el equilibrio en el sentido de compensar ese enfriamiento produciendo más cantidad de calor. Por tanto, el equilibrio se desplazará hacia la derecha.

e) *Añadir un gas inerte como He.* Al añadir un gas inerte, como por ejemplo el helio, a una mezcla gaseosa en equilibrio químico, la posible alteración de este está asociada al control de las variables del sistema. Nos podemos encontrar las siguientes situaciones:

1. Que se añada una determinada cantidad de helio a temperatura y volumen constantes. En este caso, aumenta la presión pero el equilibrio no se altera, ya que al no variar el volumen las concentraciones no cambian, y como, por otra parte, tampoco cambia la temperatura, la constante de equilibrio permanece invariable.
2. Que se añada el helio a temperatura y presión constantes. En este caso, el reactor utilizado es de émbolo, por lo que el volumen aumentará. Considerando el siguiente equilibrio:



$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 [\text{O}_2]} = \frac{(\text{moles H}_2\text{O})^2 (\text{moles Cl}_2)^2}{(\text{moles HCl})^4 (\text{moles O}_2)} V$$

Al añadir n moles de helio, a presión y temperatura constantes, aumentará el volumen ($V' > V$), con lo que el cociente de reacción será:

$$Q_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 [\text{O}_2]} = \frac{(\text{moles H}_2\text{O})^2 (\text{moles Cl}_2)^2}{(\text{moles HCl})^4 (\text{moles O}_2)} V' > K_c$$

Para volver a la situación de equilibrio químico, lo que supone una disminución de Q_c , la reacción deberá desplazarse en el sentido en que aumenten el número de moles de HCl y de O_2 , es decir, a la izquierda. Por tanto, la concentración de HCl aumentará.

- f) *Introducir un catalizador.* La introducción de un catalizador en el sistema de reacción no afecta a las concentraciones, ya que solo afecta a las velocidades de reacción, por lo cual el equilibrio no se desplaza en ningún sentido, sino que el estado de equilibrio se alcanza más rápidamente.

17. La constante de equilibrio de la reacción que se indica, vale PAU 0,022 a 200 °C y 34,2 a 500 °C.



- a) Indica si el PCl_5 es más estable, es decir, si se descompone más o menos a temperatura baja.
- b) ¿La reacción de descomposición del PCl_5 es endotérmica o exotérmica?
- c) ¿Corresponderá mayor o menor energía de activación a la descomposición o a la formación de PCl_5 ?

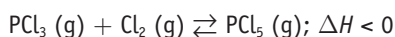
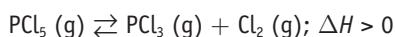
$$a) K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

Si se aumenta la temperatura, la K es mayor, lo que significa que el equilibrio se desplaza hacia la derecha. Por tanto, el PCl_5 es más estable a bajas temperaturas.

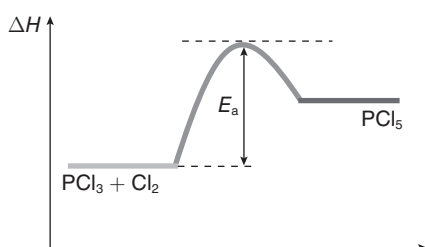
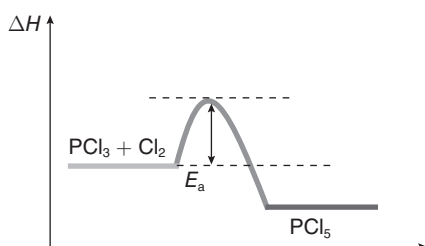
- b) Si al aumentar la T la reacción se desplaza hacia la derecha, quiere decir que en ese sentido la ecuación será endotérmica, $\Delta H > 0$.



- c) En el sentido en que hemos puesto la reacción, el proceso es endotérmico, por tanto, los productos poseen mayor energía. La energía de activación E_a será mayor que en la reacción de formación del PCl_5 .

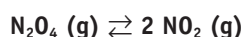


La energía de activación E'_a para pasar los reactivos, PCl_3 y Cl_2 , al complejo activado será, por tanto, menor que para pasar del reactivo PCl_5 al complejo activado E_a .



Por tanto, la E_a es mayor en el proceso de descomposición que en el proceso de formación.

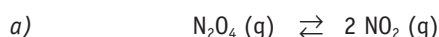
- 18. Se introducen 0,60 moles de tetraóxido de dinitrógeno (N_2O_4) en un recipiente de 10 litros a 348,2 K, estableciéndose el siguiente equilibrio:**



Si la presión en el equilibrio es de 2 atm, calcula:

- El grado de disociación.
- El número de moles de cada sustancia en el equilibrio.
- El valor de K_p a esa temperatura.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L/mol K}$



Iniciales	0,60	0
Equilibrio	$0,60(1 - \alpha)$	$2 \cdot 0,60 \alpha$

$$pV = n_T RT; \quad n_T = \frac{2 \cdot 10}{0,082 \cdot 384,2} = 0,7 \text{ moles}$$

$$0,7 = 0,60(1 - \alpha) + 2 \cdot 0,60 \alpha, \text{ de donde:}$$

$$\alpha = 0,16 \rightarrow \alpha = 16\%$$

- moles de $\text{N}_2\text{O}_4 = 0,60(1 - 0,16) = 0,504$
moles de $\text{NO}_2 = 2 \cdot 0,60 \cdot 0,16 = 0,192$

$$\chi_{\text{NO}_2} = \frac{n_{\text{NO}_2}}{n_{\text{totales}}} = \frac{0,192}{0,504 + 0,192} = 0,276 \text{ y}$$

$$\chi_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4}}{n_{\text{totales}}} = \frac{0,504}{0,504 + 0,192} = 0,724, \text{ de donde:}$$

$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{(\chi_{\text{NO}_2} p_{\text{equilibrio}})^2}{\chi_{\text{N}_2\text{O}_4} p_{\text{equilibrio}}} = \frac{(0,276 \cdot 2)^2}{0,724 \cdot 2} = 0,210$$

También podíamos haberlo calculado a través de K_c :

$$[\text{NO}_2] = 0,192 \text{ mol}/10 \text{ L} = 0,0192 \text{ mol L}^{-1};$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,504 \text{ mol}/10 \text{ L} = 0,0504 \text{ mol L}^{-1}$$

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(0,0192)^2}{0,0504} = 0,0073 \Rightarrow K_p = K_c (RT)^{\Delta n} =$$

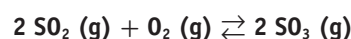
$$= 0,073 \cdot (0,082 \cdot 348,2)^1 = 0,209$$

- c) Directamente con K_p :

$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{\left(\frac{n_{\text{NO}_2} RT}{V}\right)^2}{\frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4} RT}{V}} = \frac{\left(\frac{0,192 \cdot 0,082 \cdot 348,2}{10}\right)^2}{\frac{0,504 \cdot 0,082 \cdot 348,2}{10}} =$$

$$= \frac{0,548^2}{1,439} = 0,209$$

- 19. En un recipiente de 5 litros se introduce 1 mol de SO_2 y 1 mol de O_2 y se calienta a 1000 °C, estableciéndose el siguiente equilibrio:**



Una vez alcanzado el equilibrio se encuentran 0,15 moles de SO_2 . Se pide:

- Composición de la mezcla en el equilibrio.
- El valor de K_c y K_p .

- a) Para proceder al cálculo de la composición de la mezcla en el equilibrio, hacemos el balance:

	$2 \text{SO}_2(\text{g})$	$+ \text{O}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{SO}_3(\text{g})$
Moles iniciales:	1	1		0
Moles reaccionan:	$-2x$	$-x$		$2x$
Moles equilibrio:	$1 - 2x$	$1 - x$		$2x$

Como sabemos que cuando se alcance el equilibrio el número de moles de SO_2 es 0,15, podremos calcular el valor de x : $1 - 2x = 0,15$, de donde $2x = 1 - 0,15 = 0,85$, y por tanto: $x = 0,425$.

En consecuencia, la composición de la mezcla en el equilibrio sería:

$$\text{Moles } (\text{SO}_2) = 1 - 2x = 1 - 0,85 = 0,15.$$

$$\text{Moles } (\text{O}_2) = 1 - x = 1 - 0,425 = 0,575.$$

$$\text{Moles } (\text{SO}_3) = 2x = 0,85.$$



- b) Una vez que conocemos la composición del equilibrio podemos calcular el valor de K_c .

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{0,85}{5}\right)^2}{\left(\frac{0,15}{5}\right)^2 \left(\frac{0,575}{5}\right)} = 279,2$$

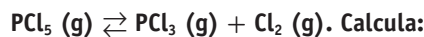
Para calcular el valor de K_p tenemos en cuenta la expresión de la relación entre las dos constantes:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}, \text{ donde } \Delta n = 2 - 3 = -1$$

Sustituyendo valores, tendremos:

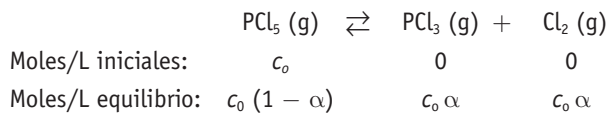
$$K_p = 279,2 \cdot (0,082 \cdot 1273)^{-1} = 2,67$$

20. En un recipiente de 1,5 litros se introducen 3 moles de pentacloruro de fósforo (PCl_5). Cuando se alcanza el equilibrio a 390 K, el pentacloruro de fósforo se ha disociado un 60% según el siguiente equilibrio:



- a) Las concentraciones de cada una de las especies en equilibrio.
b) K_c y K_p .

- a) Para proceder al cálculo de la composición de la mezcla en el equilibrio, hacemos el balance:



Como podemos calcular la concentración de PCl_5 , que será:

$$n.^\circ \text{ de moles/litro} = 3/1,5 = 2 \text{ M}$$

además, sabemos que $\alpha = 0,60$,

en consecuencia, la composición de la mezcla en el equilibrio en concentración sería:

$$\text{moles/L } (\text{PCl}_5) = c_0 (1 - \alpha) = 2 (1 - 0,6) = 0,8 \text{ M}$$

$$\text{moles/L } (\text{PCl}_3) = \text{Moles/L } (\text{Cl}_2) = c_0 \alpha = 2 \cdot 0,6 = 1,2 \text{ M}$$

- b) Una vez que conocemos la composición del equilibrio podemos calcular el valor de K_c .

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}; K_c = \frac{1,2 \cdot 1,2}{0,8} = 1,8$$

Para calcular el valor de K_p tenemos en cuenta la expresión de la relación entre las dos constantes:

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

Sustituyendo valores, tendremos:

$$K_p = 1,8 \cdot (0,082 \cdot 390)^1 = 57,56$$

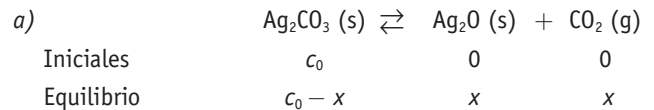
21. En un recipiente cerrado vacío de 2 litros se introduce una cantidad de carbonato de plata. Se eleva la temperatura a 110 °C, y el carbonato de plata se descompone según el equilibrio:



Cuando se alcanza el equilibrio se han descompuesto 176,6 mg de carbonato de plata. Calcula:

- a) El valor de K_p y K_c para el equilibrio a 110 °C.
b) La presión total en el equilibrio.
c) La masa de dióxido de carbono en el equilibrio.

Datos: masas atómicas: C = 12; O = 16; Ag = 108, R = 0,082 atm L/K mol



$x =$ moles de $\text{Ag}_2\text{CO}_3 (\text{s})$ descompuestos =

$$= \frac{176,6 \cdot 10^{-3}}{276} = 6,39 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{x}{V} = \frac{6,39 \cdot 10^{-4}}{2} = 3,19 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_c = [\text{CO}_2] = 3,19 \cdot 10^{-4}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 3,19 \cdot 10^{-4} (0,082 \cdot 383)^1 = 0,01$$

$$b) K_p = p_i \text{ CO}_2 = \chi_{\text{CO}_2} p_T \rightarrow \chi_{\text{CO}_2} = \frac{n \text{ CO}_2}{n_T} = \frac{6,39 \cdot 10^{-4}}{6,39 \cdot 10^{-4}} = 1$$

el n_T se corresponde con los de la única especie gaseosa que existe en el equilibrio, que es el CO_2 .

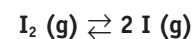
Por tanto:

$$p_T = \frac{K_p}{\chi_{\text{CO}_2}} = \frac{0,01}{1} = 0,01$$

$$K_p = p_T = p_i = 0,01$$

$$c) \quad m(\text{g}) \text{ CO}_2 = n.^\circ \text{ moles CO}_2 \text{ M CO}_2 = 6,39 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 44 \text{ g mol}^{-1} = 0,0281 \text{ g} = 28,1 \text{ mg}$$

22. En un recipiente cerrado y vacío de 5 litros se introducen 5,08 g de yodo. Se eleva la temperatura a 900 °C y se alcanza el equilibrio:

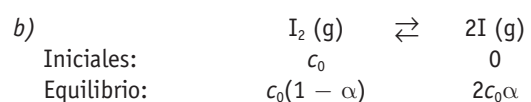


El valor de K_c para este equilibrio es de $5,2 \cdot 10^{-4}$. Calcula:

- a) El valor de K_p para el equilibrio a 900 °C.
b) El grado de disociación del yodo.
c) La presión parcial del yodo sin disociar en el equilibrio.

Datos: M (I) = 127, R = 0,082 atm L/ K mol.

$$a) K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 5,2 \cdot 10^{-4} \cdot (0,082 \cdot 1173)^1 = 5 \cdot 10^{-2}$$



$$K_c = \frac{[\text{I}]^2}{[\text{I}_2]}; 5,2 \cdot 10^{-4} = \frac{(2c_0\alpha)^2}{c_0(1 - \alpha)} = \frac{4\alpha^2 c_0}{(1 - \alpha)}$$

La c_0 se calcula a partir de los datos del problema:



$$n^{\circ} \text{ moles} = \frac{9}{M} = \frac{5,08}{254} = 0,02 \text{ moles de } I_2$$

$$c_0 = \frac{0,02}{5} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{Por tanto, sustituyendo: } 5,2 \cdot 10^{-4} = \frac{4\alpha^2 \cdot 4 \cdot 10^{-2}}{(1-\alpha)} \rightarrow$$

$$\rightarrow \alpha = 0,164; \alpha = 16,4\%$$

$$c) K_p = \frac{(p_i I)^2}{p_i I_2} = \frac{(\chi_I \cdot p_T)^2}{(\chi_{I_2} \cdot p_T)} = \frac{\chi_I^2 \cdot p_T}{\chi_{I_2}}; \quad n_T = M V$$

$$n_T = [c_0(1-\alpha) + 2c_0\alpha] \cdot 5 =$$

$$= [4 \cdot 10^{-3} \cdot (1 + 0,164) + 2 \cdot 4 \cdot 10^{-3} \cdot 0,164] \cdot 5 =$$

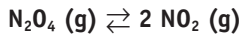
$$= 2,33 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$$

$$\left. \begin{aligned} nI_2 = c_0(1-\alpha) \cdot V = \\ = 1,67 \cdot 10^{-2} \\ nI = 2c_0\alpha V = 6,56 \cdot 10^{-3} \end{aligned} \right\} \begin{aligned} \chi_{I_2} &= \frac{1,67 \cdot 10^{-2}}{2,33 \cdot 10^{-2}} = 0,716; \\ \chi_I &= \frac{6,56 \cdot 10^{-3}}{2,33 \cdot 10^{-2}} = 0,284 \end{aligned}$$

$$p_I = K_p \cdot \frac{\chi_{I_2}}{\chi_I^2} = 5 \cdot 10^{-2} \cdot \frac{0,716}{0,284^2} = 0,043 \text{ atm}$$

$$pI_2 = \chi_{I_2}; p_T = 0,716 \cdot 0,043 = 0,317 \text{ atm}$$

23. En un recipiente cerrado de 0,5 litros, en el que se ha hecho el vacío, se introducen 2,3 gramos de tetraóxido de dinitrógeno, y a la temperatura de 35 °C se alcanza el equilibrio:



El valor de K_c para este equilibrio a 35 °C es 0,01. Calcula:

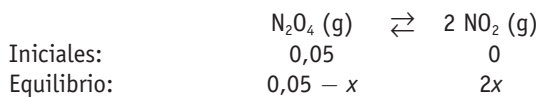
- El valor de K_p para este equilibrio a 35 °C.
- El grado de disociación del tetraóxido de dinitrógeno.
- La presión total en el equilibrio.

Datos: masas atómicas: N = 14; O = 16.

R = 0,082 atm L/mol K.

$$\text{Moles de } N_2O_4 = \frac{2,3}{92} = 0,025 \text{ moles} \rightarrow$$

$$\rightarrow [N_2O_4] = \frac{0,025}{0,5} = 0,05 \text{ M}$$



$$a) K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0,01 (0,082 \cdot 308)^1 = 0,252$$

$$b) K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}; \quad 0,01 = \frac{(2x)^2}{(0,05 - x)} \rightarrow x = 0,01 \text{ M}$$

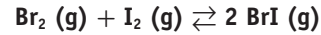
$$[NO_2] = 2x = 0,02 \text{ mol/L}; [N_2O_4] = 0,05 - x = 0,04 \text{ mol/L}$$

$$c) n N_2O_4 = 0,04 \cdot 0,5 = 0,02 \text{ moles}$$

$$n NO_2 = 0,02 \cdot 0,5 = 0,01 \text{ moles}; n_T = 0,02 + 0,01 = 0,03$$

$$p_T = \frac{0,03 \cdot 0,082 \cdot 308}{0,5} = 8,42 \text{ atm}$$

24. En un recipiente cerrado y vacío de 400 mL se introducen 1,280 g de bromo y 2,032 g de yodo. Se eleva la temperatura a 150 °C y se alcanza el equilibrio:



El valor de K_c para este equilibrio a 150 °C es 280.

Calcula:

- El valor de K_p para este equilibrio a 150 °C.
- La presión total en el equilibrio.
- Los gramos de yodo en el equilibrio.

Datos: M (Br) = 80; (I) = 127, R = 0,082 atm L/mol K.

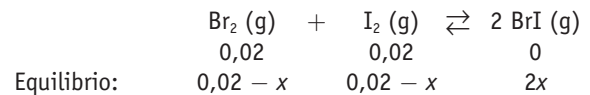
$$a) K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 280 \cdot (0,082 \cdot 423)^0 = 280$$

$$b) \text{ moles de } Br_2 = \frac{1280}{160} = 8 \cdot 10^{-3}$$

$$[Br_2] = \frac{8 \cdot 10^{-3}}{0,4} = 0,02 \text{ M}$$

$$\text{moles de } I_2 = \frac{2032}{127 \cdot 2} = 8 \cdot 10^{-3}$$

$$[I_2] = \frac{8 \cdot 10^{-3}}{0,4} = 0,02 \text{ M}$$



$$K_c = \frac{[BrI]^2}{[Br_2][I_2]}; \quad 280 = \frac{(2x)^2}{(0,02 - x)^2} \rightarrow x = 1,7 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$n_T = [2(0,02 - 0,017) + (2 \cdot 0,017)] \cdot 0,4 = 8 \cdot 10^{-3} \text{ moles};$$

$$p_T = \frac{0,008 \cdot 0,082 \cdot 423}{0,4} = 0,69 \text{ atm}$$

$$c) [I_2] = 0,02 - 0,017 = 3 \cdot 10^{-3} \text{ M};$$

$$\text{moles de } I_2 = 0,4 \cdot 3 \cdot 10^{-3} = 1,2 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{masa de } I_2 = 1,2 \cdot 10^{-3} \cdot 254 = 0,3048 \text{ g}$$

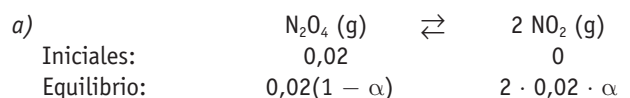
25. En un recipiente de 2 litros se introducen 0,020 moles de N_2O_4 . Una vez cerrado y calentado a 30 °C, el N_2O_4 gaseoso se disocia parcialmente en NO_2 según la reacción: $N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2 NO_2 (g)$.

En el equilibrio existen 0,012 moles de NO_2 .

a) ¿Qué porcentaje de N_2O_4 se ha disociado. (Expresar como porcentaje en moles.)

b) Calcula la constante K_c a la temperatura indicada.

M(H) = 1,0; S = 32,1; O = 16,0; Na = 23,0; Cl = 35,5.



Calculamos ahora el valor de α :

$$0,012 = 2 \cdot 0,02 \alpha; \alpha = 0,3 = 30\%$$

$$b) K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left(\frac{2 \cdot 0,02 \cdot 0,3}{2}\right)^2}{0,02(1 - 0,3)} = 5,14 \cdot 10^{-3}$$



26. El yoduro de hidrógeno se descompone a 400 °C de acuerdo con la ecuación: $2 \text{ HI (g)} \rightleftharpoons \text{H}_2 \text{ (g)} + \text{I}_2 \text{ (g)}$, siendo el valor de $K_c = 0,0156$. Una muestra de 0,6 moles de HI se introduce en un matraz de 1 L y parte del HI se descompone hasta que el sistema alcanza el equilibrio.

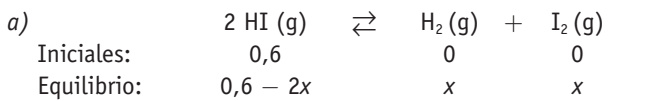
PAU

a) ¿Cuál es la concentración de cada especie en el equilibrio?

b) Calcula K_p .

c) Calcula la presión total en el equilibrio.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$



$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{x^2}{(0,6 - 2x)^2}; 0,0156 = \frac{x^2}{(0,6 - 2x)^2} \rightarrow$$

$$\rightarrow x = 0,06$$

$$[\text{HI}] = 0,6 - 2 \cdot 0,06 = 0,48 \text{ mol/L};$$

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0,06 \text{ mol/L}$$

b) $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$; $\Delta n = 0 \rightarrow K_p = K_c = 0,0156$

c) $p_{\text{HI}} = \frac{n_{\text{HI}}RT}{V} = \frac{0,48 \cdot 0,082 \cdot 673}{1} = 26,49 \text{ atm}$

$$p_{\text{H}_2} = p_{\text{I}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}RT}{V} = \frac{0,06 \cdot 0,082 \cdot 673}{1} = 3,31 \text{ atm}$$

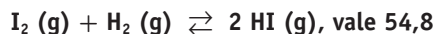
$$p_T = p_{\text{H}_2} + p_{\text{I}_2} + p_{\text{HI}} = 33,11 \text{ atm}$$

También puede aplicarse, sabiendo el $n_T^0 = 2 \cdot 0,06 + 0,48 =$

$$= 0,6; p_T = \frac{0,6 \cdot 0,082 \cdot 673}{1} = 33,11 \text{ atm}$$

27. A 425 °C la K_c para el equilibrio:

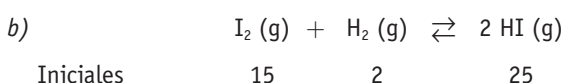
PAU



a) ¿Cómo afecta al equilibrio una disminución de la presión del sistema y una disminución de volumen?

b) Calcula las concentraciones en el equilibrio si al reactor de 20 litros de capacidad se le introducen 15 moles de iodo, 2 moles de hidrógeno y 25 moles de yoduro de hidrógeno.

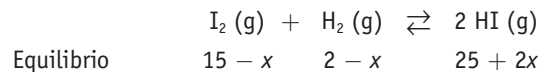
a) Una disminución de la presión hará que el equilibrio se desplace en el sentido en que aumente el n.º de moles de gas con el objetivo de que se mantenga constante el producto de pV . Como no hay variación en el número de moles estequiométricos gaseosos, no afectará al equilibrio. Lo mismo se puede decir del volumen.



Calculamos el cociente de reacción, Q :

$$Q = \frac{\left(\frac{25}{20}\right)^2}{\left(\frac{15}{20}\right)\left(\frac{2}{20}\right)} = 20,83 \rightarrow Q < K_c$$

Este dato nos indica que, para que se alcance el equilibrio, la reacción debe desplazarse hacia la derecha; por tanto:



$$\text{De donde: } K_c = 54,8 = \frac{\left(\frac{25 + 2x}{20}\right)^2}{\left(\frac{15 - x}{20}\right)\left(\frac{2 - x}{20}\right)}, \text{ de donde}$$

$$x = 1,04 \text{ moles.}$$

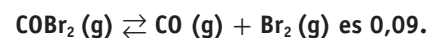
$$[\text{I}_2] = (15 - 1,24)/20 = 0,698 \text{ M};$$

$$[\text{H}_2] = (2 - 1,24)/20 = 0,048 \text{ M};$$

$$[\text{HI}] = (25 + 2 \cdot 1,24)/20 = 1,354 \text{ M}$$

28. Se introducen 2 moles de COBr_2 en un recipiente de 2 L y se calienta hasta 73 °C. El valor de la constante K_c , a esa temperatura, para el equilibrio:

PAU



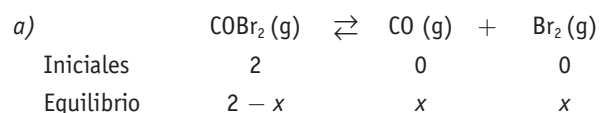
Calcula en dichas condiciones:

a) El número de moles de las tres sustancias en el equilibrio.

b) La presión total del sistema.

c) El valor de la constante K_p .

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



$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{Br}_2]}{[\text{COBr}_2]}; 0,09 = \frac{\frac{x}{2} \cdot \frac{x}{2}}{\frac{2-x}{2}} \rightarrow x = 0,516$$

$$n_{\text{COBr}_2} = 2 - 0,516 = 1,484$$

$$n_{\text{CO}} = n_{\text{Br}_2} = 0,516$$

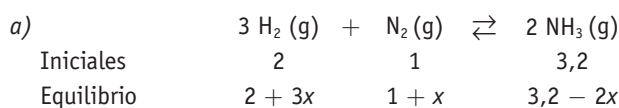
b) $p_T = \frac{2 \cdot 516 \cdot 0,082 \cdot 346}{2} = 35,69 \text{ atm}$

c) $K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0,09 \cdot (0,082 \cdot 346)^1 = 2,55$

29. En un recipiente de 25 L se introducen dos moles de hidrógeno, un mol de nitrógeno y 3,2 moles de amoníaco. Cuando se alcanza el equilibrio a 400 °C, el número de moles de amoníaco se ha reducido a 1,8. Para la reacción, $3 \text{ H}_2 \text{ (g)} + \text{N}_2 \text{ (g)} \rightleftharpoons 2 \text{ NH}_3 \text{ (g)}$. Calcula:

PAU

a) El número de moles de H_2 y de N_2 en el equilibrio.


b) Los valores de las constantes de equilibrio K_c y K_p .
Datos: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.


$$n \text{ NH}_3 = 1,8 = 3,2 - 2x; \text{ de donde } x = 0,7$$

$$n \text{ N}_2 = 1 + x = 1 + 0,7 = 1,7$$

$$n \text{ H}_2 = 2 + 3x = 2 + 2,1 = 4,1$$

$$b) K_c = \frac{\left(\frac{1,8}{25}\right)^2}{\left(\frac{4,1}{25}\right)^3 \left(\frac{1,7}{25}\right)} = 17,28;$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 17,28 \cdot (0,082 \cdot 673)^{-2} = 5,67 \cdot 10^{-3}$$

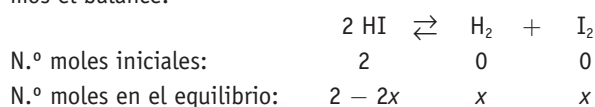
30. Una muestra que contiene 2,00 moles de yoduro de hidrógeno (HI) se introduce en un matraz de 1,00 litro y se calienta hasta 628 °C. A dicha temperatura, el yoduro de hidrógeno se disocia formando hidrógeno (H_2) y yodo (I_2). Sabiendo que la constante de equilibrio vale $3,80 \cdot 10^{-2}$, se pide:

a) ¿Cuál es el porcentaje de disociación en estas condiciones?

b) ¿Cuál es la concentración de los componentes del equilibrio?

a) Se puede resolver este problema de dos formas: utilizando x , o directamente a partir del grado de disociación α .

Para proceder al cálculo del porcentaje de disociación, hacemos el balance:



Para dicho equilibrio la expresión de K_c será:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{(x/V)(x/V)}{[(2-2x)/V]^2}$$

Sustituyendo en dicha expresión los valores dados de K_c y V llegamos a la ecuación de segundo grado:

$$0,848 x^2 + 0,304 x - 0,152 = 0$$

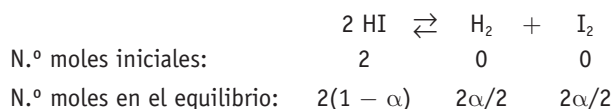
Resolviendo dicha ecuación tenemos que $x = 0,28$.

A partir del valor de x puede calcularse fácilmente el valor de α , puesto que si de los dos moles iniciales de HI se disocian $2x$ moles ($2 \cdot 0,28 = 0,56$ moles), por cada mol que se tuviera de HI se disociarían α moles:

$$\frac{2 \text{ moles iniciales de HI}}{0,56 \text{ moles se disocian}} = \frac{1 \text{ mol de HI}}{\alpha \text{ moles}}$$

En este caso $x = \alpha$ y por tanto $\alpha = 0,28$ (28%).

El planteamiento, utilizando directamente el grado de disociación α , sería:



La expresión de K_c sería ahora:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{(\alpha/V)(\alpha/V)}{[2(1-\alpha)/V]^2}$$

Sustituyendo en dicha expresión los valores dados de K_c y V llegamos a la ecuación de segundo grado:

$$0,848 \alpha^2 + 0,304 \alpha - 0,152 = 0$$

Resolviendo dicha ecuación tenemos que $\alpha = 0,28$ (28%).

b) Para determinar las concentraciones de los componentes en el equilibrio simplemente sustituimos los valores:

$$[\text{HI}]_{\text{eq}} = \frac{2(1-\alpha)}{V} = \frac{2(1-0,28)}{1} = 2(1-0,28) = 2 \cdot 0,72 = 1,44 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = [\text{I}_2]_{\text{eq}} = \frac{\alpha}{V} = \frac{0,28}{1} = 0,28 \text{ M}$$

31. Para el equilibrio: $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ NO}_2(\text{g})$ a 25 °C, el valor de K_c es 0,04.

a) Calcula el valor de K_p a la misma temperatura.

b) ¿Cómo influye la presión en este equilibrio?

c) El tetraóxido de dinitrógeno es una sustancia sin color, mientras que el dióxido tiene un color rojo muy peculiar. Si una mezcla de los dos gases se mete en un tubo de gases, y se introduce en un baño de agua y hielo, la mezcla queda incolora. Por el contrario, si se mete el tubo en un baño a 90 °C, la mezcla toma color rojo. Justifica si el equilibrio indicado al comienzo es una reacción endotérmica o exotérmica.

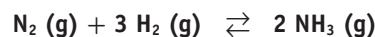
Datos: $R = 8,314 \text{ J/K mol} = 0,082 \text{ atm L/K mol}$.

a) $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$; $\Delta n = 2 - 1 = 1 \rightarrow K_p = 0,04 (0,082 \cdot 298)^1 = 0,97$

b) Un aumento de la presión desplaza el equilibrio hacia donde menor sea el n.º de moles. En este caso hacia la izquierda. Una disminución de presión desplazaría el equilibrio hacia la derecha.

c) Si aumenta la temperatura el equilibrio toma el color rojo del NO_2 : lo que ha sucedido es que el equilibrio se ha desplazado hacia la derecha, por tanto, la reacción debe ser exotérmica.

32. La constante de equilibrio K_p para la reacción:



a 400 °C es $1,67 \cdot 10^{-4}$, expresando la presión atm.

Un recipiente de 2,0 litros contiene, a 25 °C, 0,01 moles de N_2 , 0,02 moles de H_2 , 0,03 moles de NH_3 .

Se calienta la mezcla gaseosa hasta 400 °C, en presencia de un catalizador.

a) Explica razonadamente si la mezcla está en equilibrio a 400 °C. Si no está en equilibrio, ¿en qué sentido transcurre la reacción?

b) Una vez alcanzado el equilibrio, justifica qué pasará si:

1. Introducimos nitrógeno en el sistema.

2. Disminuimos la presión del sistema.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L/K mol} = 8,31 \text{ J/K mol}$



- a) Para saber si la mezcla está en equilibrio calculamos el cociente de reacción, Q :

$$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$$

$$0,01/2 \quad 0,02/2 \quad 0,03/2$$

$$Q = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{\left(\frac{0,03 \text{ mol}}{2 \text{ L}}\right)^2}{\frac{0,01 \text{ mol}}{2 \text{ L}} \cdot \left(\frac{0,02 \text{ mol}}{2 \text{ L}}\right)^3} = 4,5 \cdot 10^4$$

$$\text{Como } K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} \quad K_c = 1,67 \cdot 10^{-4} \cdot (0,082 \cdot 673)^2 = 0,51$$

Al no coincidir este valor con el del cociente de reacción, concluimos que la mezcla no está en equilibrio, y, como $Q > K_c$, podemos afirmar que hay un exceso de productos (amoníaco), por lo que la reacción evolucionará desplazándose hacia la izquierda, descomponiéndose el exceso de amoníaco.

$$Q = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{0,03^2}{0,01 \cdot 0,02^3} = 11,250$$

- b) 1. Si se introduce N_2 en el sistema en equilibrio, este se desplazará hacia la derecha.
2. Si disminuimos la presión del sistema en equilibrio, este se desplazará hacia donde mayor sea el n.º de moles, es decir, hacia la izquierda.

33. La constante de equilibrio K_c para la reacción:

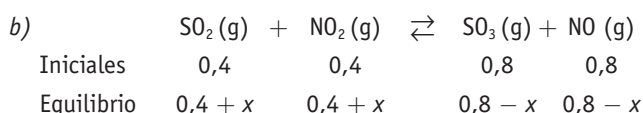


es igual a 3 a una temperatura determinada.

- a) Justifica por qué no está en equilibrio, a la misma temperatura, una mezcla formada por 0,4 moles de SO_2 , 0,4 moles de NO_2 , 0,8 moles de SO_3 y 0,8 moles de NO (en un recipiente de un litro).
b) Determina la cantidad que habrá de cada especie en el momento de alcanzar el equilibrio.
c) Justifica hacia dónde se desplazará el equilibrio si se incrementa el volumen del recipiente a 2 L.

$$a) K_c = \frac{[\text{NO}][\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2][\text{NO}_2]} = 3; Q = \frac{0,8 \cdot 0,8}{0,4 \cdot 0,4} = 4$$

Como el valor de $Q > K_c$, la mezcla no está en equilibrio, y para que se alcance este habrán de aumentar las concentraciones de los reactivos, desplazándose la reacción hacia la izquierda.



$$K_c = 3 = \frac{(0,8 - x)^2}{(0,4 + x)^2} \rightarrow x = 0,04$$

De donde: $[\text{SO}_2] = [\text{NO}_2] = 0,44 \text{ mol/L}$;
 $[\text{SO}_3] = [\text{NO}] = 0,76 \text{ mol/L}$

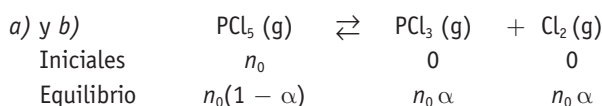
- c) La variación del volumen por un aumento de presión, en este caso no tiene consecuencias, porque: $\Delta n = 0$.

34. A 473 K y 2 atm de presión, el PCl_5 se disocia un 50 % según la siguiente reacción:



- a) ¿Cuánto valdrán K_c y K_p ?
b) Calcula las presiones parciales de cada gas en el equilibrio.
c) Justifica cómo influiría en el grado de disociación un aumento de la presión.

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



La presión parcial es: $p_i = \chi_i p$; $\alpha = 0,5$

El n.º de moles totales es:

$$n_0(1 - \alpha) + n_0 \alpha + n_0 \alpha = n_0(1 + \alpha) = 1,5 n_0$$

$$\chi_{\text{PCl}_3} = \chi_{\text{Cl}_2} = \frac{0,5 n_0}{1,5 n_0} = 0,33; \chi_{\text{PCl}_5} = \frac{0,5 n_0}{1,5 n_0} = 0,33$$

$$p_{\text{Cl}_2} = p_{\text{PCl}_3} = p_{\text{PCl}_5} = 2 \cdot 0,33 = 0,66 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{0,66 \cdot 0,66}{0,66} = 0,66;$$

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

- c) Un aumento de la presión desplazaría el equilibrio hacia la izquierda, que es el sentido en que disminuye el n.º de moles para que $pV = \text{cte}$.

En este caso, el PCl_5 se disociará menos y el valor de α disminuirá respecto al valor inicial.

35. En un recipiente se mezclan 5 moles de metano y 3 de monóxido de carbono, que ejercen sobre las paredes una presión total de 3 atm.

- a) Calcula la presión parcial de cada gas.
b) Calcula la temperatura si el volumen del recipiente es de 80 L.
c) Si en el recipiente se introducen 11 g de monóxido de carbono, sin variar la temperatura, calcula la presión final de la mezcla y justifica cómo variará la presión parcial del metano.

$$M(\text{C}) = 12, \text{O} = 16, \text{H} = 1; R = 0,082 \text{ atm L}/(\text{mol K}) = 8,31 \text{ J}/(\text{mol K})$$

- a) En el equilibrio se tiene un total de: $3 + 5 = 8$ moles de gases, por tanto las fracciones molares de los dos gases serán:

$$\chi_{\text{CH}_4} = 5/8; \chi_{\text{CO}} = 3/8.$$

Las presiones parciales de cada gas serán:

$$p_{\text{CH}_4} = (5/8) \cdot 3 = 1,875 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}} = (3/8) \cdot 3 = 1,125 \text{ atm}$$

- b) Utilizando la ecuación: $pV = nRT$

$$T = \frac{3 \cdot 80}{0,082 \cdot 8} = 365,85 \text{ K}$$



- c) Se añaden 11 g de CO equivalentes a 0,39 moles de CO. La nueva presión parcial del CO será:

$$p_{\text{CO}} = \frac{3,39 \cdot 0,082 \cdot 365,85}{80} = 1,271 \text{ atm}$$

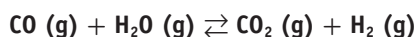
Por tanto, la presión total de la mezcla será:

$$1,875 + 1,271 = 3,146 \text{ atm}$$

La presión del CH_4 no variará, al no hacerlo ni el volumen ni la temperatura.

36. Para la siguiente reacción:

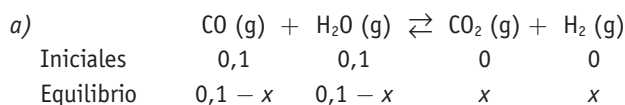
PAU



Los valores de la constante de equilibrio K_p a las temperaturas de 690 K y 800 K son, respectivamente, 10 y 3,6. En un recipiente de 10 litros de capacidad, a 690 K, se introduce 1 mol de CO y un mol de H_2O .

- Determina la composición del sistema una vez alcanzado el equilibrio.
- Justifica cómo afecta al equilibrio un cambio de la presión total del sistema.
- Razona si la reacción es exotérmica o endotérmica.

Dato: $R = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$



$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{x^2}{(0,1 - x)^2}, \text{ de donde } x = 0,076 \text{ M}$$

$K_c = K_p$, ya que $\Delta n = 0$. Luego en el equilibrio habrá:

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0,076 \text{ M};$$

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,1 - 0,076 = 0,024 \text{ M}$$

- Una variación de la presión total no afecta al equilibrio, puesto que el número de moles es el mismo en los reactivos que en los productos, $\Delta n = 0$.
- Observando los valores de las constantes de equilibrio según la temperatura, se deduce que un aumento de la temperatura hace disminuir la constante de equilibrio, por tanto, la reacción será exotérmica.

37. La solubilidad del nitrato de potasio en agua varía con la temperatura, según se indica en la tabla:

PAU

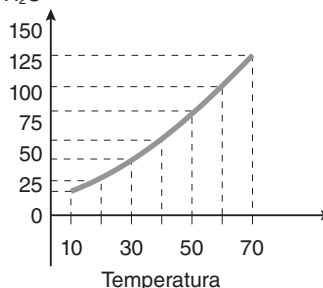
T °C	10	20	30	40	50	60	70
s	20	32	48	65	85	108	132

Donde «s» representa los gramos de nitrato de potasio que se disuelven en 100 gramos de agua.

- Haz una gráfica que represente la variación de la solubilidad con la temperatura.
- Calcula, aproximadamente, la solubilidad del nitrato de potasio a 35 °C.
- A 50 °C, una disolución de nitrato de potasio al 30%, ¿es saturada?

- d) ¿Qué cantidad de precipitado habrá a 50 °C en una disolución preparada con 200 gramos de nitrato de potasio en 200 gramos de agua?

a) sal/100 g H_2O



- Interpolando en la gráfica, aproximadamente a 35 °C se podrán disolver 56 g de sal en 100 g de H_2O .
- Una disolución al 30% contiene 30 g de sal por cada 100 g de disolución, es decir, por cada 70 g de H_2O .

$$\frac{30 \text{ g KNO}_3}{70 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{x \text{ g KNO}_3}{100 \text{ g H}_2\text{O}}; x = 42,85 \frac{\text{g KNO}_3}{100 \text{ g H}_2\text{O}}$$

Según los datos de la tabla, a 50 °C la máxima cantidad de soluto que admite la disolución es de 85 g/100 g de H_2O . Como la cantidad disuelta es menor a 42,85 g, la disolución no está saturada.

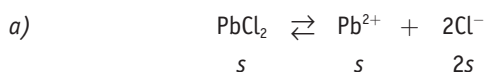
- Una disolución de 200 g KNO_3 /200 g H_2O a 50 °C sería equivalente a otra de 100 g KNO_3 /100 g H_2O . Observando los valores de la tabla, sabemos que la máxima solubilidad a 50 °C es de 85 g de KNO_3 , por tanto existirá un precipitado no disuelto de:
 $100 - 85 = 15 \text{ g de KNO}_3$ por cada 100 g de agua, por lo que, como hay el doble habrá sin disolver 30 g de KNO_3 .

38. A temperatura ambiente una disolución saturada de cloruro de plomo (II) contiene 1,004 g de la sal en 250 mL de disolución.

PAU

- Calcula el producto de solubilidad del cloruro de plomo (II).
- Determina si se producirá precipitación al mezclar 10 cm^3 de disolución de cloruro de sodio 0,1 M con 30 cm^3 de disolución de nitrato de plomo (II) 0,01 M.

Masas atómicas: Cl = 35,5; Pb = 207,2.



$$K_s = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{1,004}{278} = 0,0144; [\text{Cl}^-] = 2 [\text{Pb}^{2+}] = 0,0288;$$

$$K_{ps} = 0,0144 \cdot 0,0288^2 = 1,2 \cdot 10^{-5}$$



$$b) \quad [Cl^-] = \frac{0,1 \cdot 10 \cdot 10^{-3}}{40 \cdot 10^{-3}} = 0,025$$

$$[Pb^{2+}] = \frac{0,01 \cdot 30 \cdot 10^{-3}}{40 \cdot 10^{-3}} = 0,0075;$$

$$Kp'_s = 0,0075 \cdot (0,025)^2 = 4,69 \cdot 10^{-6}$$

Como $Kp'_s < Kp_s$ no se producirá el precipitado.

39. El yoduro de plomo (II) es una sal de color rojo, muy soluble en el agua fría, que es posible obtener mezclando disoluciones de nitrato de plomo (II) y yoduro de potasio.

- a) Escribir la reacción de precipitación que tiene lugar.
- b) Si mezclamos un litro de disolución 0,1 M de nitrato de plomo 2 con un litro de disolución 0,1 M de yoduro de potasio, calcula los gramos de yoduro de plomo 2 que se obtendrán (supón que es totalmente soluble).
- c) Explica qué procedimiento seguirías en el laboratorio para preparar las disoluciones anteriores a partir de los productos sólidos y para separar el precipitado formado.

$$M(N) = 14; O = 16; K = 39; I = 127; Pb = 207$$

- a) $2 KI + Pb(NO_3)_2 \rightleftharpoons PbI_2 \downarrow + 2 KNO_3$
- b) Determinamos los moles de cada reactivo empleado, y con ello calcularemos la especie limitante.
- Moles de KI = $0,1 \cdot 1 = 0,1$ moles
- Moles de $Pb(NO_3)_2$ = $0,1 \cdot 1 = 0,1$ moles

$$\frac{2 \text{ mol de KI}}{1 \text{ mol de } Pb(NO_3)_2} = \frac{0,1 \text{ mol de KI}}{x \text{ moles de } Pb(NO_3)_2}$$

$$x = 0,05 \text{ moles de } Pb(NO_3)_2$$

$$\frac{2 \text{ mol de KI}}{1 \text{ mol de } Pb(NO_3)_2} = \frac{x \text{ mol de KI}}{0,1 \text{ moles de } Pb(NO_3)_2}$$

$$y = 0,2 \text{ moles de KI}$$

Por tanto, el reactivo limitante es el KI, pues solo tenemos 0,1 moles de KI.

$$\frac{2 \text{ mol de KI}}{1 \text{ mol de } PbI_2} = \frac{0,1 \text{ mol de KI}}{x \text{ moles de } PbI_2} \text{ de donde:}$$

$$x = 0,05 \text{ moles de } PbI_2$$

$$\text{Masa de } PbI_2 = 0,05 \text{ moles } PbI_2 \cdot \frac{461 \text{ g de } PbI_2}{1 \text{ mol de } PbI_2} = 23,05 \text{ g}$$

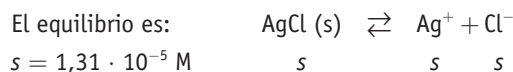
- c) En cada caso, se disolverá la masa correspondiente de sal en H_2O y enrasaremos a 1 L. Para separar la sal precipitada, se filtrará la disolución resultante, se lavará el sólido precipitado con H_2O destilada y se secará.

40. A 25 °C, 1 L de agua disuelve $1,31 \cdot 10^{-5}$ moles de cloruro de plata. Calcula:

- a) El producto de solubilidad del cloruro de plata a esa temperatura.

b) La solubilidad del cloruro de plata (en $g L^{-1}$) en una disolución $10^{-2} M$ de cloruro de sodio.

Datos: masas atómicas Ag = 108, Cl = 35,5.



a) Por tanto:

$$K_s = [Ag^+] [Cl^-] = s \cdot s = s^2 = (1,31 \cdot 10^{-5})^2 = 1,72 \cdot 10^{-10}$$

b) $1,72 \cdot 10^{-10} = 10^{-2} \cdot [Ag^+]; [Ag^+] = 1,72 \cdot 10^{-8} M$

$$s = 1,72 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L} \cdot 143,5 \text{ g/mol} = 2,46 \cdot 10^{-6} \text{ g/L}$$

41. Se tiene una disolución saturada de fosfato de plata [tetraoxofosfato (V) de plata]. Calcula:

- a) La solubilidad de dicha sal expresada en $g L^{-1}$.
- b) El volumen de disolución que sería preciso evaporar para obtener un residuo de 11,8 mg de dicha sal.

Datos: $K_s [Ag_3PO_4] = 1,0 \cdot 10^{-18}$, (M) Ag = 108, P = 31, O = 16



$$K_s = [Ag^+]^3 [PO_4^{3-}] = (3s)^3 s = 27s^4; s = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}} = 1,39 \cdot 10^{-5}$$

$$s = 1,39 \cdot 10^{-5} \frac{\text{moles}}{L} \cdot \frac{419 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 5,82 \cdot 10^{-3} \text{ g } L^{-1}$$

- b) La solubilidad nos dice que podemos disolver como máximo $5,82 \cdot 10^{-3}$ gramos por cada litro, o lo que es lo mismo, si evaporamos 1 L de una disolución saturada de fosfato de plata obtendremos $5,82 \cdot 10^{-3}$ gramos de fosfato. Como queremos obtener $11,8 \cdot 10^{-3}$ gramos de fosfato, tendremos que evaporar:

$$\frac{1 \text{ L}}{5,82 \cdot 10^{-3} \text{ g de fosfato}} = \frac{V}{11,8 \cdot 10^{-3}}$$

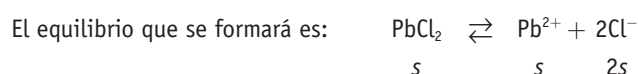
de donde $V = 2,027 L$

$$11,8 \cdot 10^{-3} \text{ g } Ag_3PO_4 \cdot \frac{1 \text{ L disolución saturada}}{5,82 \cdot 10^{-3} \text{ g } Ag_3PO_4} = 2,027 \text{ L disolución saturada} \approx 2 L$$

Habría que evaporar aproximadamente 2 L de disolución para obtener dicho residuo.

42. ¿Qué volumen de disolución saturada de cloruro de plomo (II) se puede preparar con 1 gramo de dicha sal?

Datos: $K_s (PbCl_2) = 1,70 \cdot 10^{-5}$. (M) Cl = 35,5; Pb = 208.



$$K_s = [Pb^{2+}] [Cl^-]^2 = s (2s)^2 = 4s^3 \Rightarrow s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = 1,62 \cdot 10^{-2} M$$

$$s = 0,0162 \frac{\text{mol}}{L} \cdot 279 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 4,52 \text{ g/L}$$



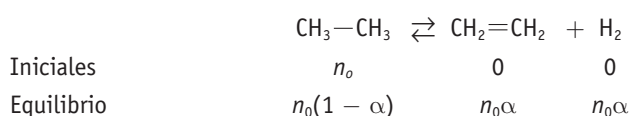
Podríamos preparar una disolución saturada con 4,52 gramos por litro, como disponemos sólo de 1 gramo podemos preparar:

$$\frac{1}{4,52} = 0,2212 \text{ L es decir, } 221,2 \text{ mL}$$

$$1 \text{ g PbCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ L disolución saturada}}{4,52 \text{ g PbCl}_2} = 0,221 \text{ L disolución saturada} = 221 \text{ mL}$$

43. PAU A 627 °C, la K_p para la descomposición del etano en eteno e hidrógeno es 0,051.

Calcula la fracción de etano descompuesto (transformado) en presencia de un catalizador, sabiendo que la presión total en el equilibrio es de 0,75 atmósferas.



El n.º de moles totales en el equilibrio será:

$$n_0(1 - \alpha) + n_0\alpha + n_0\alpha = n_0(1 + \alpha)$$

$$K_p = \frac{p_{\text{eteno}} p_{\text{H}_2}}{p_{\text{etano}}}$$

$$p_i \text{CH}_2=\text{CH}_2 = \chi_i \text{CH}_2=\text{CH}_2 p_T;$$

$$p_i \text{H}_2 = \chi_i \text{H}_2 p_T; p_i \text{CH}_3-\text{CH}_3 = \chi_i \text{CH}_3-\text{CH}_3 p_T$$

$$\chi \text{CH}_2=\text{CH}_2 = \chi \text{H}_2 = \frac{n_0 x}{n_0(1+x)} = \frac{x}{1+x};$$

$$\chi \text{CH}_3-\text{CH}_3 = \frac{n_0(1-x)}{n_0(1+x)} = \frac{(1-x)}{(1+x)}$$

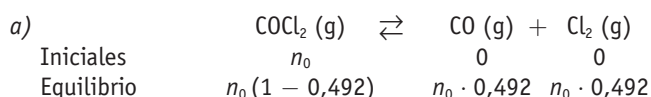
$$0,051 = \frac{\left(\frac{x}{1+x}\right)^2 p_T^2}{\left(\frac{1-x}{1+x}\right) p_T}, \text{ de donde } \alpha = 0,253 \rightarrow \alpha = 25,2\%$$

44. PAU El COCl_2 gaseoso se disocia a 1000 K según la reacción:



a) Calcula K_p cuando la presión de equilibrio es 1 atm y el porcentaje de disociación es del 49,2%.

b) Si la energía libre estándar (25 °C y 1 atm) del equilibrio de disociación es $\Delta G^\circ = +73,1 \text{ kJ}$, calcula las constantes K_c y K_p para el equilibrio anterior a 25 °C.



El n.º de moles totales en el equilibrio es:

$$n_0(1 - 0,492) + n_0 \cdot 0,492 + n_0 \cdot 0,492 = 1,492 n_0$$

$$p \text{COCl}_2 = \frac{n_0(1 - 0,492)}{n_0 1,492} \cdot 1 = 0,34 \text{ atm};$$

$$p \text{CO} = p \text{Cl}_2 = \frac{0,492 n_0}{1,492 n_0} = 0,329 \text{ atm}$$

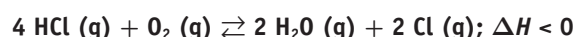
$$K_p = \frac{p_{\text{CO}} p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{COCl}_2}} = \frac{0,329^2}{0,34} = 0,318$$

$$b) \quad \Delta G^\circ = -RT \ln K_p; 73,1 = -8,31 \cdot 298 \cdot \ln K_p$$

$$\ln K_p = -0,0295; K_p = 0,97$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n}; K_c = 0,97 \cdot (0,082 \cdot 298)^{-1} = 0,040$$

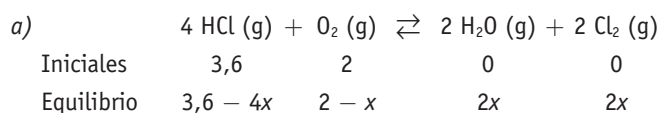
45. PAU La oxidación del cloruro de hidrógeno a 423 K tiene la siguiente reacción de equilibrio:



Inicialmente, disponemos de 3,6 moles de HCl y 2 moles de oxígeno en un recipiente de 2 litros, y al llegar al equilibrio quedan 1,4 moles de oxígeno sin reaccionar.

a) Calcula el valor de K_c a 423 K.

b) Justifica cómo evoluciona el equilibrio cuando se aumenta la temperatura del sistema y cuando se aumenta la presión.



Han quedado 1,4 moles de oxígeno sin reaccionar, por tanto:

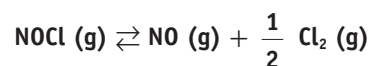
$$2 - x = 1,4 \rightarrow x = 0,6 \text{ moles}$$

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 [\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{1,2 \text{ mol}}{2 \text{ L}}\right)^2 \cdot \left(\frac{1,2 \text{ mol}}{2 \text{ L}}\right)^2}{\left(\frac{1,2 \text{ mol}}{2 \text{ L}}\right)^4 \cdot \frac{1,4 \text{ mol}}{2 \text{ L}}} = 1,428$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}; K_p = 1,428 \cdot (0,082 \cdot 423)^{-1} = 0,041$$

b) Como $\Delta H < 0$, la reacción es exotérmica y desprende energía. Al aumentar la temperatura estamos aumentando el calor del sistema, y el equilibrio se desplazará para contrarrestar ese cambio desplazándose hacia la izquierda, hacia la formación de reactivos.

46. PAU En un recipiente cerrado y vacío de 2 litros se introducen 2,62 g de cloruro de nitrosilo NOCl. Se eleva la temperatura a 350 °C, y cuando se establece el equilibrio:



La presión en el recipiente es de 1,33 atm. Calcula:

a) El valor de K_c y K_p para este equilibrio a 350 °C.

b) La concentración molar de cloro en el equilibrio.

Datos: masas atómicas: N = 14; O = 16; Cl = 35,5. R = 0,082 atm L/ mol K.

La concentración inicial de NOCl es:

$$2,62 \text{ g NOCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NOCl}}{65,5 \text{ g NOCl}} = 0,04 \text{ mol NOCl}$$

$$0,04 \text{ mol NOCl} / 2 \text{ L} = 0,02 \text{ mol L}^{-1} \text{ NOCl}$$



El equilibrio es:	$\text{NOCl (g)} \rightleftharpoons \text{NO (g)} + 1/2 \text{Cl}_2 \text{ (g)}$
Iniciales	0,02 0 0
Equilibrio	0,02 - c c 1/2c

La concentración total es:

$$c_T = 0,02 - c + c + 1/2 c = 0,02 + 1/2 c$$

$$p_T V = n_T R T \Rightarrow p_T = c_T R T$$

$$\Rightarrow c_T = \frac{p_T}{RT} = \frac{1,33 \text{ atm}}{0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 623 \text{ K}} = 0,026 \text{ mol L}^{-1}$$

De donde obtenemos que $c = 0,012$, por lo que las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{NOCl}] = 0,008 \text{ mol L}^{-1}; [\text{NO}] = 0,012 \text{ mol L}^{-1};$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,006 \text{ mol L}^{-1}$$

$$a) K_c = \frac{[\text{NO}][\text{Cl}_2]^{1/2}}{[\text{NOCl}]} = \frac{0,012 \cdot (0,006)^{1/2}}{0,008} = 0,116$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \Rightarrow K_p = 0,116 \cdot (0,082 \cdot 623)^{1/2} = 0,829$$

b) Ya está contestado en el razonamiento: $[\text{Cl}_2] = 0,006 \text{ mol L}^{-1}$.

■ Importancia de la ley de Chatelier en la vida de los alpinistas.

Cuestiones

- Suponiendo que la relación en la que se combinan la molécula de hemoglobina con oxígeno para formar la oxihemo-globina es una relación endotérmica, ¿cuál crees que será la estación más idónea para acometer la escalada del monte Everest?

- a) Primavera. b) Verano.
c) Otoño. d) Invierno.

Tendría que ser aquella en la que la escalada se hiciera a mayor temperatura, para favorecer la formación del producto oxihemo-globina. Por lo tanto, debería ser en verano. Respuesta b).

- Investiga y averigua el efecto que produce un aumento de la presión sanguínea, debido al ejercicio físico, en la liberación del oxígeno hacia los tejidos del organismo.

Al ser el oxígeno el único componente gaseoso en la reacción de liberación del oxígeno desde la oxihemoglobina, un aumento de la presión disminuye la liberación, con lo que perjudicaría la liberación de oxígeno, aumentando el cansancio y la fatiga muscular.

- ¿Por qué crees que se permite mejorar el porcentaje de EPO a los deportistas si la fabrican ellos entrenando en altura y no si se lo inyectan?

- a) Porque se permite solo lo que es natural y no lo que es artificial.
b) Porque se produce más lentamente y el cuerpo se aclimata correctamente a la cantidad de EPO.
c) Porque daría ventaja a los deportistas con mayores recursos económicos que otros.
d) Porque está prohibido usar jeringuillas para evitar la transmisión del VIH en deportistas.

Respuesta b). Al fabricarla el cuerpo de forma natural, no se producen problemas de exceso de viscosidad en la sangre.