

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

Problema 1. Datos iniciales + grado de disociación. Tipo I

Dado el siguiente equilibrio: $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$.

Se introducen 128 g de SO_2 y 64 g de O_2 en un recipiente cerrado de 2 L. Se calienta la mezcla y cuando se ha alcanzado el equilibrio, a 830°C , 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 total de la mezcla en el equilibrio y el valor de K_p .

Datos: Masas atómicas: S = 32 ; O = 16 . R = $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2023. JUNIO. EJERCICIO C1

a) $V = 2 \text{ L}$, $T = 273 + 830 = 1103 \text{ K}$,

Desarrollo del equilibrio con concentraciones. Se calcula antes los moles iniciales introducidos

$n(\text{SO}_2) = 128 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol SO}_2 / 64 \text{ g SO}_2 = 2 \text{ mol}$; $n(\text{O}_2) = 64 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol O}_2 / 32 \text{ g SO}_2 = 2 \text{ mol}$;

Concentraciones iniciales:

$[\text{SO}_2]_0 = 2 \text{ mol} / 2 \text{ L} = 1 \text{ mol/L}$; $[\text{O}_2]_0 = 2 \text{ mol} / 2 \text{ L} = 1 \text{ mol/L}$

Definimos su constante de equilibrio como:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]^1} = \frac{(2x)^2}{(1-2x)^2 \cdot (1-x)^1} =$$

$2 \text{ SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{ SO}_3(\text{g})$			
I	1	1	-
R/F	2x	x	2x
Eq	1-2x	1-x	2x

Incógnitas K_c , x

Del grado de disociación se obtiene: $\text{reacciona} = \alpha / 100 \cdot \text{inicial} \Rightarrow 2x = 80/100 \cdot (C_0)$

Luego $x = (0,8 \cdot 1) / 2 = 0,4 \text{ mol/L}$

Concentraciones y moles de cada especie en el equilibrio. (*pide los moles de cada...)

$[\text{SO}_2]_{\text{eq}} = 1 - 2x = 1 - 2 \cdot 0,4 = 0,2 \text{ mol/L}$ $0,2 \text{ mol/L} \cdot 2 \text{ L} = 0,4 \text{ mol de SO}_2$

$[\text{O}_2]_{\text{eq}} = 1 - x = 1 - 0,4 = 0,6 \text{ mol/L}$ $0,6 \text{ mol/L} \cdot 2 \text{ L} = 1,2 \text{ mol de O}_2$

$[\text{SO}_3]_{\text{eq}} = 2x = 2 \cdot 0,4 = 0,8 \text{ mol/L}$ $0,8 \text{ mol/L} \cdot 2 \text{ L} = 1,6 \text{ mol de SO}_2$

Sustituir el valor de x en la expresión de K_c , o bien los valores de concentraciones ya calculados:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]^1} = \frac{(0,8)^2}{(0,2)^2 \cdot (0,6)^1} = 26,67 \text{ (sin unidades)}$$

b) Presiones parciales y presión total; aplicamos ley de los gases ideales, $P_i = [C_i]RT$

$P_{[\text{SO}_2]} = [\text{SO}_2] \cdot RT = (0,2) \cdot 0,082 \cdot 1103 = 18,09 \text{ atm}$

$P_{[\text{O}_2]} = [\text{O}_2] \cdot RT = (0,6) \cdot 0,082 \cdot 1103 = 54,27 \text{ atm}$

$P_{[\text{SO}_3]} = [\text{SO}_3] \cdot RT = (0,8) \cdot 0,082 \cdot 1103 = 72,36 \text{ atm}$

$P_{\text{total}} = P_{[\text{SO}_2]} + P_{[\text{O}_2]} + P_{[\text{SO}_3]} = 18,09 + 54,27 + 72,36 = 144,72 \text{ atm}$

K_p se obtiene directamente con $k_p = K_c(RT)^{\Delta v} \Rightarrow K_p = 26,67 \cdot (0,082 \cdot 1103)^{(2-3)} = 0,295 \text{ (sin unidades)}$

Nota: el grado de disociación lo da, en este caso, referido a uno de los dos reactivos (SO_2) ya que estos tienen coeficientes estequiométricos distintos, esto es, no reacciona lo mismo de un reactivo que de otro, por su relación estequiométrica.

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

Problema 2. Datos iniciales + grado de disociación. Tipo I (equivalente al P1)

En un recipiente de 250 mL se introducen 0'46 g de $N_2O_4(g)$ y se calienta hasta $40^\circ C$, disociándose el $N_2O_4(g)$ en un 42% al alcanzar el siguiente equilibrio: $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$

a) Calcule la constante K_c del equilibrio.

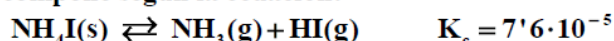
b) Determine la presión total en el equilibrio y el valor de K_p .

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

QUÍMICA. 2021. JULIO. EJERCICIO C1

Problema 3. Datos iniciales sin grado de disociación. Ec 2ª rápida con K_c . Tipo I. REACTIVO SÓLIDO

En un matraz de 5 L se introducen 14'5 g de yoduro de amonio (NH_4I) sólido. Cuando se calienta a 650 K se descompone según la ecuación:



Calcule una vez alcanzado el equilibrio:

a) El valor de K_p a 650 K y la presión total dentro del matraz.

b) Los moles de NH_4I que quedan en el matraz.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot L \cdot K^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $H = 1$; $N = 14$; $I = 127$.

QUÍMICA. 2022. JUNIO. EJERCICIO C1

a) $V = 5L$, $T = 650 K$, $K_c = 7,6 \cdot 10^{-5}$

K_p se obtiene directamente con $kp = K_c(RT)^{\Delta v} \Rightarrow K_p = 7,6 \cdot 10^{-5} \cdot (0,082 \cdot 650)^{(2-0)} = 0,216$ (sin unidades)

Desarrollo del equilibrio con concentraciones.

Se calcula antes los moles iniciales introducidos

$n(NH_4I) = 14,5 \text{ g} : 101 \text{ g/mol } NH_4I = 0,1436 \text{ mol}$

Aunque sea un sólido usaremos su dato en

concentración inicial:

$[NH_4I]_0 = 0,1436 \text{ mol} / 5 L = 0,02872 \text{ mol/L}$

Definimos su constante de equilibrio como:

$$K_c = \frac{[NH_3]^1 \cdot [HI]^1}{1} = \frac{(x)^2}{1} \quad (\text{los sólidos no modifican las constantes de equilibrio})$$

Luego de aquí se calcula $x \Rightarrow x = \sqrt{K_c} = \sqrt{7,6 \cdot 10^{-5}} = 8,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Concentraciones en el equilibrio de las sustancias en estado gas:

$[NH_3]_{eq} = x = 8,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

$[HI]_{eq} = x = 8,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Presiones parciales y presión total; aplicamos ley de los gases ideales, $P_i = [C_i]RT$

$P_{[NH_3]} = [NH_3] \cdot RT = (8,72 \cdot 10^{-3}) \cdot 0,082 \cdot 650 = 0,465 \text{ atm}$

$P_{[HI]} = [HI] \cdot RT = (8,72 \cdot 10^{-3}) \cdot 0,082 \cdot 650 = 0,465 \text{ atm}$

$P_{total} = P_{[NH_3]} + P_{[HI]} = 0,465 \text{ atm} + 0,465 \text{ atm} = 0,93 \text{ atm}$

b) moles que quedan de NH_4I . $[NH_4I]_{eq} = 0,02872 - x = 0,02872 - 8,72 \cdot 10^{-3} = 0,02000 \text{ mol/L}$

$0,02000 \text{ mol/L} \cdot 5L = 0,1000 \text{ mol}$ de NH_4I (s). Si pidiera la masa, utilizaremos en el factor de conversión su masa molar (g/mol).



I	0,02	-	-
R/F	x	x	x
Eq	0,02-x	x	x

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

Problema 4. Datos iniciales. Ec 2º grado completa con Kc (dos valores). Tipo I. IMPORTANTE

Para el equilibrio: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$, la constante $K_c = 4,40$ a 200 K.

Calcule:

a) Las concentraciones en el equilibrio cuando se introducen simultáneamente 1 mol de H_2 y 1 mol de CO_2 en un reactor de 4,68 L a dicha temperatura.

b) La presión parcial de cada especie en el equilibrio y el valor de K_p .

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

QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

a) $V = 4,68 \text{ L}$, $T = 200 \text{ K}$, $K_c = 4,40$

Desarrollo del equilibrio con concentraciones

Concentraciones iniciales:

$[\text{H}_2]_0 = n/V = 1 \text{ mol} / 4,68 \text{ L} = 0,214 \text{ M}$;

$[\text{CO}_2]_0 = n/V = 1 \text{ mol} / 4,68 \text{ L} = 0,214 \text{ M}$

	$\text{H}_2(\text{g})$	$+$	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$+$	$\text{CO}(\text{g})$
I	0,214		0,214		-		-
R/F	x		x		x		x
Eq	0,214-x		0,214-x		x		x

Definimos su constante de equilibrio en función de las concentraciones como:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^1 \cdot [\text{CO}]^1}{[\text{H}_2]^1 \cdot [\text{CO}_2]^1} = \frac{(x) \cdot (x)}{(0,214 - x)^1 \cdot (0,214 - x)^1} = \frac{x^2}{(0,214 - x)^2} = 4,40$$

Desarrollar ecuación de segundo grado; primero el producto de los paréntesis o la entidad notable:

$$x^2 = 4,40(0,214^2 + x^2 - 2 \cdot 0,214x) = 0,202 + 4,40x^2 - 1,833x$$

$$0 = 3,40x^2 - 1,833x + 0,202$$

$$x = \frac{-(-1,833) \pm \sqrt{(-1,833)^2 - 4 \cdot (3,40) \cdot (0,202)}}{2 \cdot 3,40} = \frac{1,833 \pm 0,783}{6,80} =$$

$x_1 = 0,384 \text{ mol/L}$; $x_2 = 0,154 \text{ mol/L}$ **Condición:** no puede reaccionar más de lo que inicialmente hay, luego x no puede ser mayor que 0,214 M. La solución químicamente correcta es $x_2 = 0,154 \text{ mol/L}$ (dependiendo de los decimales tomados, la solución puede variar ligeramente)

Concentraciones cada especie en el equilibrio.

$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 0,214 - x = 0,214 - 0,154 = 0,06 \text{ mol/L}$; $[\text{CO}_2]_{\text{eq}} = 0,214 - x = 0,214 - 0,154 = 0,06 \text{ mol/L}$

$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} = x = 0,154 \text{ mol/L}$

$[\text{CO}]_{\text{eq}} = x = 0,154 \text{ mol/L}$

b) Presiones parciales y presión total(no la pide); aplicamos ley de los gases ideales, $P_i = [C_i]RT$

$P_{[\text{H}_2]} = [\text{H}_2] \cdot RT = (0,06) \cdot 0,082 \cdot 200 = 0,984 \text{ atm}$;

$P_{[\text{CO}_2]} = [\text{CO}_2] \cdot RT = (0,06) \cdot 0,082 \cdot 200 = 0,984 \text{ atm}$

$P_{[\text{H}_2\text{O}]} = [\text{H}_2\text{O}] \cdot RT = (0,154) \cdot 0,082 \cdot 200 = 2,53 \text{ atm}$;

$P_{[\text{CO}]} = [\text{CO}] \cdot RT = (0,154) \cdot 0,082 \cdot 200 = 2,53 \text{ atm}$

$P_{\text{total}} = P_{[\text{H}_2]} + P_{[\text{CO}_2]} + P_{[\text{H}_2\text{O}]} + P_{[\text{CO}]} = 0,984 + 0,984 + 2,53 + 2,53 = 7,03 \text{ atm}$ (no pide la presión total)

K_p se obtiene directamente con $K_p = K_c(RT)^{\Delta v} \Rightarrow K_p = 4,40 \cdot (0,082 \cdot 200)^{(2-2)} = 4,40$ (sin unidades)

*Como entrenamiento se puede calcular el grado de disociación referido a la reacción o a uno de los dos reactivos ya que estos tienen el mismo coeficiente estequiométrico, como $x = \alpha/100 \cdot 0,214 \text{ mol/L}$

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

Problema 5. Dato del equilibrio, la presión total. Tipo II. REACTIVO SÓLIDO

En un recipiente de 2 L se introducen 4,90 g de CuO y se calienta hasta 1025°C, alcanzándose el equilibrio siguiente: $4\text{CuO(s)} \rightleftharpoons 2\text{Cu}_2\text{O(s)} + \text{O}_2\text{(g)}$ Si la presión total en el equilibrio es de 0,5 atm, calcule:

- Los moles de O_2 que se han formado y la cantidad de CuO que queda sin descomponer.
- Las constantes K_p y K_c a esa temperatura.

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

QUÍMICA. 2023. JULIO. EJERCICIO C1

Problema 6. Dato del equilibrio, la presión total. Tipo II. (equivalente al P5)

En un recipiente cerrado y vacío de 5 L de capacidad, a 727°C, se introducen 1 mol de selenio y 1 mol de hidrógeno, alcanzándose el equilibrio siguiente: $\text{Se(g)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{Se(g)}$

Cuando se alcanza el equilibrio se observa que la presión en el interior del recipiente es de 18,1 atm. Calcule:

- Las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio.
- El valor de K_p y de K_c .

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

QUÍMICA. 2020. JUNIO. C1

$\text{Se (g)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{Se (g)}$			
I	1	1	-
R/F	x	x	x
Eq	1-x	1-x	x

a) $V = 5 \text{ L}$, $T = 273 + 727 = 1000 \text{ K}$, $P_t = 18,1 \text{ atm}$

Desarrollo del equilibrio con moles

Se calculan los moles totales en el equilibrio

$$P_{\text{tot}} \cdot V = n_{\text{tot}} \cdot R \cdot T \quad n_{\text{tot}} = PV / R \Rightarrow n_{\text{tot}} = (18,1 \cdot 5) / (0,082 \cdot 1000) = 1,104 \text{ mol de gases}$$

$$n_{\text{tot}} = n(\text{Se}) + n(\text{H}_2) + n(\text{H}_2\text{Se}) = \underline{1-x} + \underline{1-x} + \underline{x} = 2-x = 1,104 \text{ mol, de aquí calculamos } x$$

$$x = 2 - 1,104 = 0,896 \text{ mol}$$

Concentraciones cada especie en el equilibrio.

$$[\text{Se}]_{\text{eq}} = [\text{H}_2]_{\text{eq}} = (1-x) / V = (1 - 0,896) / 5 \text{ L} = 0,0208 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2\text{Se}]_{\text{eq}} = x / V = 0,896 / 5 \text{ L} = 0,179 \text{ mol/L}$$

b) Definimos su constante de equilibrio en función de las concentraciones como:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{Se}]^1}{[\text{Se}]^1 \cdot [\text{H}_2]^1} = \frac{(0,179)}{(0,0208)^1 \cdot (0,0208)^1} = 413,7 \text{ (sin unidades)}$$

$$K_p \text{ se obtiene directamente con } K_p = K_c(RT)^{\Delta v} \Rightarrow K_p = 413 \cdot (0,082 \cdot 1000)^{(1-2)} = 5,04 \text{ (sin unidades)}$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta v} \quad \text{Si el exponente } \Delta v \text{ es negativo} \Rightarrow K_p = \frac{K_c}{(RT)^{\Delta v}}, \text{ de ahí que } K_p \text{ sea menor que } K_c$$

*Como entrenamiento se puede calcular el grado de disociación referido a la reacción o a uno de los dos reactivos ya que estos tienen el mismo coeficiente estequiométrico, como $x = \alpha / 100 \cdot 1 \text{ mol}$

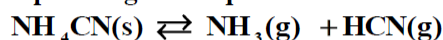
El grado de disociación se puede calcular usando datos de concentración o moles.

*) Presiones parciales (no la pide). Se calcularía aplicando la ley de los gases ideales, $P_i = [C_i]RT$. La presión total es ya un dato del problema.

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

Problema 7. Dato del equilibrio, la presión total. Tipo II. REACTIVO SÓLIDO.

El cianuro de amonio se descompone según el equilibrio:



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°C 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 NH_4CN (en gramos) que puede descomponerse a 11°C en un recipiente de 2 L.

Datos: Masas atómicas: H = 1 ; C = 12 ; N = 14 . $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

QUIMICA. 2017. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

a) $V = 2 \text{ L}$, $T = 273 + 11 = 284 \text{ K}$, $P_t = 0,3 \text{ atm}$

Desarrollo del equilibrio con moles

Se calculan los moles totales en el equilibrio

$$P_{\text{tot}} \cdot V = n_{\text{tot}} \cdot RT \quad n_{\text{tot}} = PV / RT$$

$$n_{\text{tot}} = (0,3 \cdot 2) / (0,082 \cdot 284) = 0,0258 \text{ mol de gases}$$

$$n_{\text{tot}} = n(\text{NH}_3) + n(\text{HCN}) = x + x = 2x = 0,0258 \text{ mol, de aquí calculamos } x \Rightarrow x = 0,0258 / 2 = 0,0129 \text{ mol}$$

$\text{NH}_4\text{CN (s)} \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{(g)} + \text{HCN (g)}$			
I	n_0	-	-
R/F	x	x	x
Eq	$n_0 - x$	x	x

Concentraciones en el equilibrio.

$$[\text{NH}_3]_{\text{eq}} = [\text{HCN}]_{\text{eq}} = x / V = (0,0129) / 2 \text{ L} = 6,45 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Los sólidos no modifican las constantes de equilibrio, luego C_0 no es relevante en K_c .

Definimos su constante de equilibrio en función de las concentraciones como:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^1 \cdot [\text{HCN}]^1}{1} = \frac{(6,45 \cdot 10^{-3}) \cdot (6,45 \cdot 10^{-3})}{1} = \frac{(6,45 \cdot 10^{-3})^2}{1} = 4,16 \cdot 10^{-5} \text{ (sin unidades)}$$

$$K_p \text{ se obtiene directamente con } K_p = K_c (RT)^{\Delta v} \Rightarrow K_p = 4,16 \cdot 10^{-5} \cdot (0,082 \cdot 284)^{(2-0)} = 0,0226 \text{ (sin unidades)}$$

b) La cantidad máxima (en gramos) que puede descomponerse es justo lo que reacciona, x

Luego $x = 0,0129 \text{ mol NH}_4\text{CN} \Rightarrow \text{pasar a moles con su masa molar (g/mol). } 0,0129 \times 44 \text{ g/mol} = 0,568 \text{ g de...}$

*Si tuviéramos la cantidad inicial se puede calcular el grado de disociación referido a la reacción, como $x = \alpha / 100 \cdot n_0$

El grado de disociación se puede calcular usando datos de concentración o moles.

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

Problema 8. Dato del equilibrio []eq + concentraciones iniciales. Tipo II.

En un reactor de 5 L se introducen inicialmente 0,8 moles de CS_2 y 0,8 moles de H_2 . A 300°C se establece el equilibrio: $\text{CS}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{g})$, siendo la concentración de CH_4 de 0,025 mol/L. Calcule:

- a) La concentración molar de todas las especies en el equilibrio.
b) K_c y K_p a dicha temperatura.

QUÍMICA. 2018. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

a) $V = 5 \text{ L}$, $T = 273 + 300 = 573 \text{ K}$

Inicialmente:

$[\text{CS}_2]_0 = 0,8 \text{ mol} / 5 \text{ L} = 0,16 \text{ mol/L}$

$[\text{H}_2]_0 = 0,8 \text{ mol} / 5 \text{ L} = 0,16 \text{ mol/L}$

Dato del equilibrio dado:

$[\text{CH}_4]_{\text{eq}} = x = 0,025 \text{ mol/L}$ se obtiene directamente el valor x en mol/L

.....

Nota extra: el dato de equilibrio podría haberse dado sobre otra sustancia. Solo tendríamos que usar la expresión de equilibrio de la sustancia dada:

$[\text{CS}_2] = 0,16 - x = 0,025$

$[\text{H}_2] = 0,16 - 4x = 0,025$ De alguna de estas expresiones se calcularía x. Dan justo la del metano que es x

$[\text{H}_2\text{O}] = 2x = 0,025$

.....

Ahora ya podemos conocer el resto de las concentraciones en el equilibrio:

$[\text{CS}_2]_{\text{eq}} = 0,16 - x = 0,16 - 0,025 = 0,135 \text{ mol/L}$

$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 0,16 - 4x = 0,16 - 4 \cdot 0,025 = 0,06 \text{ mol/L}$

$[\text{CH}_4]_{\text{eq}} = 0,025 \text{ mol/L}$ (justo el dato dado)

$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} = 2x = 2 \cdot 0,025 = 0,05 \text{ mol/L}$

b) K_c y K_p . Definimos su constante de equilibrio en función de las concentraciones como:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_4]^1 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{CS}_2]^1 \cdot [\text{H}_2]^4} = \frac{(0,025)^1 \cdot (0,05)^2}{(0,135)^1 \cdot (0,06)^4} = 35,72 \text{ (sin unidades)}$$

K_p se obtiene directamente con $K_p = K_c(RT)^{\Delta v} \Rightarrow K_p = 35,72 \cdot (0,082 \cdot 573)^{(3-5)} = 0,016 \text{ (sin unidades)}$

***No lo preguntan, pero podía también haberse preguntado presiones parciales y/o total.

Presión total y presiones parciales. Aplicación ley de los gases ideales: $P_i = [C_i]RT$

$P_{[\text{CS}_2]} = [\text{CS}_2] \cdot RT = \dots \text{ atm}$

$P_{[\text{H}_2]} = [\text{H}_2] \cdot RT = \dots \text{ atm}$

$P_{[\text{CH}_4]} = [\text{CH}_4] \cdot RT = \dots \text{ atm}$

$P_{[\text{H}_2\text{O}]} = [\text{H}_2\text{O}] \cdot RT = \dots \text{ atm}$

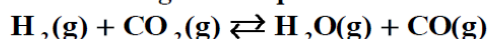
$P_{\text{tot}} = P_{[\text{CS}_2]} + P_{[\text{H}_2]} + P_{[\text{CH}_4]} + P_{[\text{H}_2\text{O}]} = \dots \text{ atm}$

$\text{CS}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$					
I	0,16	0,16		-	-
R/F	x	4x		x	2x
Eq	0,16 - x	0,16 - 4x		x	2x

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

Problema 9. Dato del equilibrio []eq sin concentraciones iniciales. Tipo II. Calcular Co ¿?

Se añade el mismo número de moles de CO_2 que de H_2 en un recipiente cerrado de 2 L que se encuentra a 1259 K, estableciéndose el siguiente equilibrio:



Una vez alcanzado el equilibrio, la concentración de CO es 0,16 M y el valor de K_c es 1,58.

Calcule:

- Las concentraciones del resto de los gases en el equilibrio.
- La presión total del sistema en el equilibrio.

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

QUIMICA. 2018. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

a) $V = 2 \text{ L}$, $T = 1259 \text{ K}$, $K_c = 1,58$

Desarrollo del equilibrio con concentraciones

Concentraciones iniciales:

$[\text{H}_2]_0 = [\text{CO}_2]_0 = C_{01}$ ¿?

Dato del equilibrio dado:

$[\text{CO}]_{\text{eq}} = x = 0,16 \text{ mol/L}$, se obtiene directamente el valor x en mol/L

Concentraciones cada especie en el equilibrio. Nos faltaría calcular antes C_{01} . Luego vamos a usar K_c .

Definimos su constante de equilibrio en función de las concentraciones como:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^1 \cdot [\text{CO}]^1}{[\text{H}_2]^1 \cdot [\text{CO}_2]^1} = \frac{(x) \cdot (x)}{(C_{01} - x)^1 \cdot (C_{01} - x)^1} = \frac{(0,16)^2}{(C_{01} - 0,16)^2} = 1,58$$

Despejar Co (podéis usar el desarrollo matemático que creáis conveniente). No obstante, como las concentraciones de equilibrio de H_2 y CO_2 son iguales, se pueden poner ambas como $[C] = C_0 - x = [\text{H}_2] = [\text{CO}_2]$

$$\frac{(0,16)^2}{(C)^2} = 1,58 \Rightarrow \frac{0,16^2}{1,58} = C^2 \Rightarrow C = \sqrt{\frac{0,16^2}{1,58}} = 0,127 \text{ mol/L}$$

$[C] = C_0 - x \Rightarrow 0,127 = C_0 - 0,16 \Rightarrow$ despejar de aquí $C_0 \Rightarrow C_0 = 0,127 + 0,16 = 0,287 \text{ mol/L}$ iniciales

Otra opción, raíz a ambos lados de la igualdad:

$$\frac{(0,16)^2}{(C_{01} - 0,16)^2} = 1,58 \Rightarrow \sqrt{\frac{(0,16)^2}{(C_{01} - 0,16)^2}} = \sqrt{1,58} \Rightarrow \dots \text{ sigue}$$

Concentraciones cada especie en el equilibrio. Ahora ya tenemos C_0

$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = C_0 - x = 0,287 - 0,16 = 0,127 \text{ mol/L}$; $[\text{CO}_2]_{\text{eq}} = [\text{H}_2]_{\text{eq}} = 0,127 \text{ mol/L}$

$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} = x = 0,16 \text{ mol/L}$

$[\text{CO}]_{\text{eq}} = x = 0,16 \text{ mol/L}$

b) Presiones parciales y presión total; aplicamos ley de los gases ideales, $P_i = [C_i]RT$

$P_{[\text{H}_2]} = [\text{H}_2] \cdot RT = (0,127) \cdot 0,082 \cdot 1259 = 13,11 \text{ atm}$;

$P_{[\text{CO}_2]} = P_{[\text{H}_2]} = 13,11 \text{ atm}$

$P_{[\text{H}_2\text{O}]} = [\text{H}_2\text{O}] \cdot RT = (0,16) \cdot 0,082 \cdot 1259 = 16,52 \text{ atm}$

$P_{[\text{CO}]} = P_{[\text{H}_2\text{O}]} = 16,52 \text{ atm}$

$P_{\text{total}} = P_{[\text{H}_2]} + P_{[\text{CO}_2]} + P_{[\text{H}_2\text{O}]} + P_{[\text{CO}]} = 13,11 + 13,11 + 16,52 + 16,52 = 59,26 \text{ atm}$

K_p directamente con $K_p = K_c(RT)^{\Delta V} \Rightarrow K_p = 1,58 \cdot (0,082 \cdot 1259)^{(2-2)} = 1,58$ (sin unidades) No la pide.

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

Problema 10. **SIN VOLUMEN** con α . Tipo III.

A 473° 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: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

T = 473 K, P_{tot} = 2 atm

Definimos su constante de equilibrio como K_p , en función de las presiones:

$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$				
I	n_0		-	-
R/F	x		x	x
Eq	$n_0 - x$		x	x

$$K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3}^1 \cdot P_{\text{Cl}_2}^1}{P_{\text{PCl}_5}^1} = \text{Sustituimos las presiones parciales de equilibrio aplicando Dalton } P_i = X_i \cdot P_{\text{tot}}$$

$$K_p = \frac{(X_{\text{PCl}_3} \cdot P_{\text{tot}})^1 \cdot (X_{\text{Cl}_2} \cdot P_{\text{tot}})^1}{(X_{\text{PCl}_5} \cdot P_{\text{tot}})^1} = \frac{X_{\text{PCl}_3}^1 \cdot X_{\text{Cl}_2}^1}{X_{\text{PCl}_5}^1} \cdot P_{\text{tot}} \quad \text{Sustituir fracciones molares por moles}$$

$$\text{Moles totales en el equilibrio} \Rightarrow n_{\text{tot}} = n(\text{PCl}_5) + n(\text{PCl}_3) + n(\text{Cl}_2) = n_0 - x + x + x = n_0 + x$$

Y después utilizamos el grado de disociación 50 %, reacciona = $\alpha/100 \cdot \text{inicial}$, donde $x = \alpha \cdot n_0$

$$X_{\text{PCl}_5} = \frac{n_{\text{PCl}_5}}{n_{\text{totales}}} = \frac{n_0 - x}{n_0 + x} = \frac{n_0 - \alpha n_0}{n_0 + \alpha n_0} = \frac{n_0(1 - \alpha)}{n_0(1 + \alpha)} = \frac{(1 - 0,5)}{(1 + 0,5)} = 0,333 \dots \left(\frac{1}{3}\right)$$

$$X_{\text{PCl}_3} = \frac{n_{\text{PCl}_3}}{n_{\text{totales}}} = \frac{x}{n_0 + x} = \frac{\alpha n_0}{n_0 + \alpha n_0} = \frac{\alpha n_0}{n_0(1 + \alpha)} = \frac{0,5}{(1 + 0,5)} = 0,333 \dots \left(\frac{1}{3}\right)$$

$$X_{\text{Cl}_2} = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{totales}}} = X_{\text{PCl}_3} = 0,333 \dots \left(\frac{1}{3}\right)$$

Luego a partir de Dalton obtenemos sus presiones parciales: $P_i = X_i \cdot P_{\text{tot}}$

$$P_{(\text{PCl}_5)} = X_{\text{PCl}_5} \cdot P_{\text{tot}} = 0,333 \cdot (2 \text{ atm}) = 0,666 \dots \text{ atm} = \frac{2}{3} \text{ atm}$$

$$P_{(\text{PCl}_3)} = X_{\text{PCl}_3} \cdot P_{\text{tot}} = 0,333 \cdot (2 \text{ atm}) = 0,666 \dots \text{ atm}$$

$$P_{(\text{Cl}_2)} = X_{\text{Cl}_2} \cdot P_{\text{tot}} = 0,333 \cdot (2 \text{ atm}) = 0,666 \dots \text{ atm}$$

b) K_p y K_c

$$K_p = \frac{X_{\text{PCl}_3}^1 \cdot X_{\text{Cl}_2}^1}{X_{\text{PCl}_5}^1} \cdot P_{\text{tot}} = \frac{\frac{1}{3} \cdot \frac{1}{3}}{\frac{1}{3}} \cdot 2 \text{ atm} = \frac{2}{3} = 0,67 \text{ (sin unidades)}$$

$$\text{Luego se calcula } K_c \text{ con } K_p = K_c(RT)^{\Delta V} \Rightarrow 0,67 = K_c \cdot (0,082 \cdot 473)^{(2-1)} \Rightarrow K_c = 0,0173 \text{ (sin unidades)}$$

LAS CONSTANTES TERMODINÁMICAS DE EQUILIBRIO NO TIENEN ASIGNADAS UNIDADES.

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

Problema 11. SIN VOLUMEN sin α . Calcular grado de disociación. Tipo III.

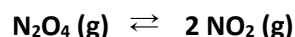
Para la reacción de disociación del N_2O_4 gaseoso, $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$, la constante de equilibrio K_p vale 2,49 a 60 °C.

a) Sabiendo que la presión total en el equilibrio es de 1 atm, calcule el grado de disociación del N_2O_4 a esa temperatura y las presiones parciales de las especies en el equilibrio.

b) Determine el valor de K_c .

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

QUIMICA. 2021. JUNIO. EJERCICIO C1



I	n_0		-
R/F	x		2x
Eq	$n_0 - x$		2x

$$K_p = 2,49 \quad T = 273 + 60 = 333 \text{ K}$$

Definimos su constante de equilibrio como K_p , en función de las presiones:

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}^1} =$$

Sustituimos las presiones parciales de equilibrio aplicando Dalton $P_i = X_i \cdot P_{tot}$

$$K_p = \frac{(X_{NO_2} \cdot P_{tot})^2}{(X_{N_2O_4} \cdot P_{tot})^1} = \frac{X_{NO_2}^2}{X_{N_2O_4}^1} \cdot P_{tot} \quad \text{Sustituir fracciones molares por moles}$$

Moles totales en el equilibrio $\Rightarrow n_{tot} = n(NO_2) + n(N_2O_4) = n_0 - x + 2x = n_0 + x$

Y después utilizamos el grado de disociación, reacciona $= \alpha / 100 \cdot \text{inicial}$, donde $x = \alpha \cdot n_0$

$$X_{N_2O_4} = \frac{n_{N_2O_4}}{n_{totales}} = \frac{n_0 - x}{n_0 + x} = \frac{n_0 - \alpha n_0}{n_0 + \alpha n_0} = \frac{n_0(1 - \alpha)}{n_0(1 + \alpha)} = \frac{(1 - \alpha)}{(1 + \alpha)} = \dots = \frac{(1 - 0,62)}{(1 + 0,62)} = 0,235$$

$$X_{NO_2} = \frac{n_{NO_2}}{n_{totales}} = \frac{2x}{n_0 + x} = \frac{2\alpha n_0}{n_0 + \alpha n_0} = \frac{2\alpha n_0}{n_0(1 + \alpha)} = \frac{2\alpha}{(1 + \alpha)} = \dots = \frac{2 \cdot 0,62}{(1 + 0,62)} = 0,765$$

Luego desarrollamos K_p en función del grado de disociación:

$$K_p = \frac{X_{NO_2}^2}{X_{N_2O_4}^1} \cdot P_{tot} = \frac{\left(\frac{2\alpha}{(1+\alpha)}\right)^2}{\left(\frac{(1-\alpha)}{(1+\alpha)}\right)^1} \cdot (1 \text{ atm}) = \frac{4\alpha^2}{\frac{(1-\alpha)}{(1+\alpha)}} = 2,49$$

$$\frac{4\alpha^2 \cdot (1+\alpha)}{(1+\alpha)^2 \cdot (1-\alpha)} = 2,49 \Rightarrow \frac{4\alpha^2}{(1+\alpha) \cdot (1-\alpha)} = 2,49 \Rightarrow \frac{4\alpha^2}{(1-\alpha^2)} = 2,49$$

$$\Rightarrow 4\alpha^2 = 2,49(1 - \alpha^2) = 2,49 - 2,49\alpha^2 \Rightarrow 4\alpha^2 + 2,49\alpha^2 = 2,49 \Rightarrow 6,49\alpha^2 = 2,49$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{2,49}{6,49}} = 0,62 \times 100 = 62 \%$$

Presiones parciales, Dalton: $P_i = X_i \cdot P_{tot}$

$$P_{(N_2O_4)} = X_{N_2O_4} \cdot P_{tot} = 0,235 \cdot (1 \text{ atm}) = 0,235 \text{ atm}; \quad P_{(NO_2)} = X_{NO_2} \cdot P_{tot} = 0,765 \cdot (1 \text{ atm}) = 0,765 \text{ atm}$$

b) K_c (se puede calcular desde el principio con K_p dado)

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta V} \Rightarrow 2,49 = K_c(0,082 \cdot 333)^{(2-1)} \Rightarrow K_c = \dots (\text{sin unidades})$$

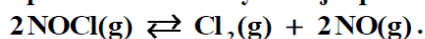
Para que el redondeo con las fracciones molares salga ajustado al "100 %" podemos usar como estrategia de comprobación la expresión $X_{NO_2} + X_{N_2O_4} = 1$, y calcular la segunda fracción molar así. Recordad que la suma de las fracciones molares debe ser la unidad.

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

OTROS EJERCICIOS RECOMENDADOS.

Problema 1. Dato del equilibrio moles eq + datos iniciales. Tipo II.

En un recipiente de 2 L se introducen 0'043 moles de NOCl(g) y 0'01 moles de Cl₂(g). Se cierra, se calienta hasta una temperatura de 30°C y se deja que alcance el equilibrio:



Calcule:

a) El valor de K_c sabiendo que en el equilibrio se encuentran 0'031 moles de NOCl(g).

b) La presión total y las presiones parciales de cada gas en el equilibrio.

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

QUÍMICA. 2019. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

a) $V = 2 \text{ L}$, $T = 273 + 30 = 303 \text{ K}$

Inicialmente:

$[\text{NOCl}]_0 = 0,043 \text{ mol}/2 \text{ L} = 0,0215 \text{ mol/L}$

$[\text{Cl}_2]_0 = 0,01 \text{ mol}/2 \text{ L} = 0,005 \text{ mol/L}$

$2 \text{ NOCl (g)} \rightleftharpoons \text{Cl}_2 \text{ (g)} + 2 \text{ NO(g)}$				
I	0,0215		0,005	-
R/F	2x		x	2x
Eq	0,0215 - 2x		0,005 + x	2x

Dato del equilibrio dado:

$[\text{NOCl}]_{\text{eq}} = 0,031 \text{ mol}/2 \text{ L} = 0,0155 \text{ mol/L} = 0,0215 - 2x$; de aquí se despeja $x = (0,0215 - 0,0155)/2 = 0,003 \text{ mol/L}$

Ahora ya podemos conocer el resto de las concentraciones en el equilibrio:

$[\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = 0,005 + x = 0,005 + 0,003 = 0,008 \text{ mol/L}$; $[\text{NO}]_{\text{eq}} = 2x = 2 \cdot 0,003 = 0,006 \text{ mol/L}$;

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2]^1 \cdot [\text{NO}]^2}{[\text{NOCl}]^2} = \frac{(0,008)^1 \cdot (0,006)^2}{(0,0155)^2} = 1,199 \cdot 10^{-3} \text{ (sin unidades)}$$

b) Presión total y presiones parciales. Aplicación ley de los gases ideales: $P_i = [C_i]RT$

$P_{[\text{NOCl}]} = [\text{NOCl}]RT = (0,0155) \cdot 0,082 \cdot 303 = 0,385 \text{ atm}$

$P_{[\text{Cl}_2]} = [\text{Cl}_2]RT = (0,008) \cdot 0,082 \cdot 303 = 0,199 \text{ atm}$

$P_{[\text{NO}]} = [\text{NO}]RT = (0,006) \cdot 0,082 \cdot 303 = 0,149 \text{ atm}$

$P_{\text{tot}} = P_{[\text{NOCl}]} + P_{[\text{Cl}_2]} + P_{[\text{NO}]} = 0,385 + 0,199 + 0,149 = 0,733 \text{ atm}$

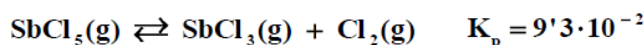
CONSEJOS PARA LOS PROBLEMAS.

- Escribir frases cortas o etiquetas para guiar los pasos claves realizados.
- Poner el nombre de las leyes utilizadas.
- Desarrollar las expresiones químicas y después sustituir con números para después finalmente realizar los cálculos. Se ha de ver el desarrollo de esos resultados que vamos obteniendo.
- Importante: cuidar la ortografía y la gramática.

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

Problema 2. Tipo I. Plantear concentraciones. Emestrada lo resuelve por TIPO III (lleva más tiempo)

El SbCl_5 se descompone en un 6'8 % a 190°C de acuerdo con la reacción:



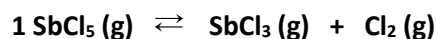
Se introduce una cantidad de SbCl_5 en un recipiente de 0'5 L y se calienta a 190°C . Calcular:

a) La masa en gramos de SbCl_5 inicial.

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

Masas atómicas: Sb = 121'8 ; Cl = 35'5

QUÍMICA. 2022. JULIO. EJERCICIO C1



I	C_0		-	-
R/F	1x		x	x
Eq	$C_0 - x$		x	x

a) $V = 0,5 \text{ L}$, $T = 273 + 190 = 463 \text{ K}$,

Desarrollo del equilibrio con concentraciones

Inicialmente: $[\text{SbCl}_5]_0 = n_0/V = C_0$

Definimos su constante de equilibrio en función de las concentraciones como:

$$K_c = \frac{[\text{SbCl}_3]^1 \cdot [\text{Cl}_2]^1}{[\text{SbCl}_5]^1} = \frac{(x)^1 \cdot (x)^1}{(C_0 - x)^1} = \frac{x^2}{C_0 - x} \quad \text{Incógnitas } K_c, C_0 \text{ y } x$$

K_c se obtiene directamente con $K_p = K_c(RT)^{\Delta v} \Rightarrow$

$$K_c = K_p / RT^{(2-1)} = 9,3 \cdot 10^{-2} / (0,082 \cdot 463)^1 = 2,45 \cdot 10^{-3} \text{ (sin unidades)}$$

Del grado de disociación se obtiene: $\text{reacciona} = \alpha / 100 \cdot \text{inicial} \Rightarrow 1x = 6,8 / 100 \cdot C_0 \Rightarrow x = 0,068 C_0$

Sustituir x en la expresión de K_c :

$$K_c = \frac{x^2}{C_0 - x} = \frac{(0,068 C_0)^2}{C_0 - 0,068 C_0} = \frac{0,068^2 C_0^2}{C_0 (1 - 0,068)} = \frac{0,068^2 C_0}{(1 - 0,068)} = 2,45 \cdot 10^{-3}$$

$$C_0 = \frac{2,45 \cdot 10^{-3} (1 - 0,068)}{0,068^2} = 0,494 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ de } \text{SbCl}_5$$

Siendo $x = 0,068 \cdot C_0 = 0,068 \cdot 0,494 = 0,0336 \text{ mol/L}$

Luego a partir de la concentración inicial de SbCl_5 , podemos calcular sus moles y su masa.

$[\text{SbCl}_5]_{\text{inicial}} = n_0 / V$

$$0,494 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,247 \text{ mol } \text{SbCl}_5 \quad \frac{299,3 \text{ g}}{1 \text{ mol } \text{SbCl}_5} = 73,93 \text{ g de } \text{SbCl}_5$$

a) Previamente se calculan las concentraciones del equilibrio:

$$[\text{SbCl}_5]_{\text{eq}} = C_0 - x = 0,494 - 0,0336 = 0,460 \text{ mol/L}$$

$$[\text{SbCl}_3]_{\text{eq}} = x = 0,0336 \text{ mol/L}; [\text{Cl}_2]_{\text{eq}} = x = 0,0336 \text{ mol/L}$$

Presiones parciales, aplicamos ley de los gases ideales, $P_i = [C_i]RT$

$$P_{[\text{SbCl}_5]} = [\text{SbCl}_5] \cdot RT = (0,460) \cdot 0,082 \cdot 463 = 17,46 \text{ atm}$$

$$P_{[\text{SbCl}_3]} = [\text{SbCl}_3] \cdot RT = (0,0336) \cdot 0,082 \cdot 463 = 1,28 \text{ atm}$$

$$P_{[\text{Cl}_2]} = [\text{Cl}_2] \cdot RT = (0,0336) \cdot 0,082 \cdot 463 = 1,28 \text{ atm}$$

$$P_{\text{total}} = P_{[\text{SbCl}_5]} + P_{[\text{SbCl}_3]} + P_{[\text{Cl}_2]} = 17,46 + 1,28 + 1,28 = 20,02 \text{ atm}$$

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

Problema 3. Problema con datos de PRESIONES PARCIALES. No es muy común.

Para la reacción en equilibrio $\text{SnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, a 750°C , la presión total del sistema es 32,0 mmHg y la presión parcial del agua 23,7 mmHg. Calcule:

a) El valor de la constante K_p para dicha reacción, a 750°C .

b) Los moles de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ y de $\text{H}_2(\text{g})$ presentes en el equilibrio, sabiendo que el volumen del reactor es de 2 L.

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

QUÍMICA. 2020. SEPTIEMBRE. C1

a) $T = 273 + 750 = 1023 \text{ K}$,

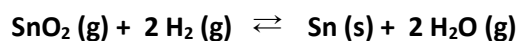
Desarrollo del equilibrio con moles

Inicialmente tenemos datos de presión total

y de presiones en el equilibrio de algunas sustancias

$P_{\text{tot}} = 32 \text{ mmHg} \cdot 1 \text{ atm} / 760 \text{ mmHg} = 0,0421 \text{ atm}$

$P_{\text{H}_2\text{O}} = 23,7 \text{ mmHg} \cdot 1 \text{ atm} / 760 \text{ mmHg} = 0,0312 \text{ atm}$



I	n_{01}	n_{02}	-	-
R/F	x	2x	x	2x
Eq	$n_{01} - x$	$n_{02} - 2x$	x	2x

Definimos su constante de equilibrio como K_p , en función de las presiones:

$$K_p = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}^2}{P_{\text{H}_2}^2} =$$

Solo hay dos sustancias gaseosas, y tenemos la presión total y la presión parcial de una de ellas. Luego podemos calcular la presión parcial que falta: $P_{\text{total}} = P_{\text{H}_2\text{O}} + P_{\text{H}_2} \Rightarrow 0,0421 = 0,0312 + P_{\text{H}_2}$

Donde $P_{\text{H}_2} = 0,0421 - 0,0312 = 0,0109 \text{ atm}$.

Ahora sustituimos los valores de presión en K_p

$$K_p = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}^2}{P_{\text{H}_2}^2} = \frac{(0,0312)^2}{(0,0109)^2} = 8,193 \text{ (sin unidades)}$$

LAS CONSTANTES TERMODINÁMICAS DE EQUILIBRIO NO TIENEN UNIDADES

b) Moles de cada especie. Aplicamos ley de los gases ideales $PV = nRT$ y despejamos los moles.

$PV = nRT \Rightarrow n(\text{H}_2\text{O}) = PV/RT = \dots \text{ mol de H}_2\text{O}$

$PV = nRT \Rightarrow n(\text{H}_2) = PV/RT = \dots \text{ mol de H}_2$

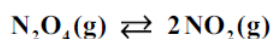
.....

Con todos estos datos podemos calcular también las concentraciones en el equilibrio, o el grado de disociación de SnO_2 o bien del H_2 . También podemos calcular K_c a partir de K_p .

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

Problema 4. Del tipo II con el dato de presión total del equilibrio.

El N_2O_4 se descompone en NO_2 , estableciéndose el siguiente equilibrio:



En un recipiente de 0'5 litros se introducen 0'025 moles de N_2O_4 a 250°C. Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total es de 3'86 atm. Calcule:

- La presión parcial de cada gas en el equilibrio y el valor de K_p a la temperatura dada.
- El grado de disociación del N_2O_4 y el valor de K_c a la temperatura dada.

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

QUÍMICA. 2024. JUNIO. EJERCICIO C1

Problema 5. EQUILIBRIO EN SENTIDO INVERSO. IMPORTANTE

En un recipiente que tiene una capacidad de 4L, se introducen 5 moles de $\text{COBr}_2(\text{g})$ y se calienta hasta una temperatura de 350 K. Si la constante de disociación del $\text{COBr}_2(\text{g})$ para dar $\text{CO}(\text{g})$ y $\text{Br}_2(\text{g})$ 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.

QUÍMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

El apartado a). No tiene problema alguno. Del tipo I.

El apartado b) TIENE SU MALDAD. Como viene ya de una situación de equilibrio del apartado anterior, y dice que ahora se añaden 4 moles de CO que es un producto, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda según hacia los reactivos (según Le Chatelier al añadir cantidad de una sustancia el equilibrio se desplaza para contrarrestar el exceso añadido). Entonces es como si los productos fueran AHORA los "reactivos". Es ver EL EQUILIBRIO al revés, desde la derecha hacia la izquierda. Entonces en los productos se pone **algo menos x**, y en los reactivos **algo más x**, ya el equilibrio va hacia la izquierda.

Añadido en el apartado b) = 4 moles de CO / 4 L = **1 mol/L**

$\text{COBr}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$				
I	Lo que hubiere antes en el equilibrio anterior		Lo que hubiere antes en el equilibrio anterior + 1 mol/L	Lo que hubiere antes en el equilibrio anterior
R/F	x		x	x
Eq	Algo + x		Algo - x	Algo - x

Esquema distinto solo para el apartado b)

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER

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”.

Ejercicio 1.

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

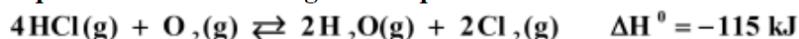
- a) Una disminución de la temperatura.
- b) La adición de C(s) .
- c) Una disminución de la presión de H_2 , manteniendo la temperatura constante.

QUÍMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

- a) Al disminuir la temperatura, según el principio de Le Châtelier la reacción quiere aumentar la temperatura liberando calor, esto es, el equilibrio se desplaza en el sentido exotérmico (hacia la derecha).
- b) La adición o eliminación de una sustancia sólida en el equilibrio no modifica las concentraciones de equilibrio de las demás especies (no sólidas), esto es, no varía el desplazamiento del equilibrio. Los sólidos no aparecen en las constantes termodinámicas de equilibrio.
- c) Al disminuir la presión parcial o la concentración de H_2 gas, según el principio de Le Châtelier, la reacción quiere **aumentar** su presión parcial, luego el equilibrio se desplaza un poco más hacia la izquierda, transformándose parte del metano en hidrógeno.

Ejercicio 2.

Razone el efecto que tendrán sobre el siguiente equilibrio cada uno de los cambios:



- a) Aumentar la temperatura.
- b) Eliminar parcialmente HCl(g) .
- c) Añadir un catalizador.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

- a) Al aumentar la temperatura, según el principio de Le Châtelier la reacción quiere disminuir la temperatura absorbiendo el exceso de calor, esto es, el equilibrio se desplaza en el sentido endotérmico (hacia la izquierda).
- b) Al disminuir la concentración de HCl gas, según el principio de Le Châtelier, la reacción quiere aumentar su concentración o presión parcial, luego el equilibrio se desplaza un poco más hacia la izquierda para formar más HCl .
- c) Al añadir un catalizador, las concentraciones de reactivos y productos no se alteran, simplemente el catalizador permite que las concentraciones del equilibrio se alcancen antes en el tiempo. El catalizador disminuye la E_a tanto directa como la inversa y el sistema alcanza antes las concentraciones del equilibrio.

Ejercicio 3. Chatelier.

Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) En una reacción entre gases del tipo: $\text{A(g)} + 2\text{B(g)} \rightleftharpoons 2\text{C(g)}$; los valores de K_c y K_p son iguales.
- b) Para una reacción endotérmica en equilibrio, se produce un incremento de la cantidad de productos al aumentar la temperatura.
- c) Cuando una mezcla de reacción alcanza el equilibrio la formación de productos se detiene.

QUÍMICA. 2023. JULIO. EJERCICIO B2

- a) Falso. Según $K_p = K_c(RT)^{\Delta v}$, $K_p = K_c$ cuando la variación de los coeficientes Δv sea cero. En este caso $\Delta v = 2 - 3 = -1$, por lo que $K_p = K_c / RT$. Así que $K_p < K_c$ para el caso dado.

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

- b) **Verdadera.** Para una reacción general $A + B \rightleftharpoons \text{Productos}$, con $\Delta H > 0$, si aumentamos la temperatura, según el principio de Le Châtelier la reacción quiere disminuir la temperatura absorbiendo el exceso de calor, esto es, el equilibrio se desplaza en el sentido endotérmico (hacia la derecha). Por tanto, se favorece la formación de productos.
- c) **Falso.** Cuando se alcanza el equilibrio las velocidades de los procesos directo e inverso se igualan $v_d = v_i$, y las concentraciones de las sustancias de la reacción no varían en el tiempo. No obstante, a escala microscópica hay una constante transformación de reactivos en productos, y viceversa, de forma que no hay un cambio neto en las concentraciones, y tanto la formación de productos como la eliminación de reactivos nunca se detiene.

Ejercicio 4. Chatelier. Cálculo de Q y comparación Keq. **IMPORTANTE**

Un recipiente de 2 L contiene 1'37 moles de FeBr_3 , 2'42 moles de FeBr_2 y 1'34 moles de Br_2 , a una temperatura dada. Sabiendo que para la reacción $2\text{FeBr}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{FeBr}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$, la constante de equilibrio, K_c , a esa temperatura, vale 0'683, responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Se encuentra el sistema en equilibrio?.
- b) Si no lo está, ¿en qué sentido evolucionará?.
- c) Una vez en equilibrio, ¿qué ocurrirá si aumentamos el volumen del recipiente?.
- QUÍMICA. 2019. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

- b) Dada las cantidades iniciales de cada sustancia se analizará el cociente de reacción Q para verificar si las concentraciones dadas son o no las de una situación de equilibrio. $\text{FeBr}_3(\text{s})$ es un sólido y no aparecerá en el cociente Q o constante de equilibrio (ley de acción de masas).

$$Q = \frac{[\text{FeBr}_2]^2 \cdot [\text{Br}_2]^1}{1} = \frac{([2,42]/2L)^2 \cdot ([1,34]/2L)^1}{1} = 0,981 > K_c = 0,683$$

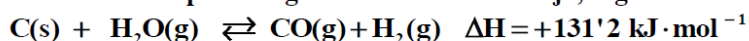
Como Q es distinto de K_c , el sistema no se encuentra en equilibrio.

NOTA: la relación entre productos y reactivos en las constantes de equilibrio recibe también el nombre de **ley de acción de masas**.

- b) Como Q es mayor que K_c , la relación de productos frente a la de reactivos es mayor respecto de la situación de equilibrio. En este caso, la reacción quiere disminuir Q hasta el valor de K_c y para ello la proporción de reactivos debe aumentar respecto de la de productos, por lo que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, hacia la formación de más sólido $\text{FeBr}_3(\text{s})$.
- c) Aumentar el volumen es equivalente a disminuir la presión total ($P \cdot V = n \cdot R \cdot T$), luego según el principio de Le Châtelier la reacción quiere aumentar la P_{total} , por tanto, se desplazará hacia el lado donde se produzcan más moles de GAS, esto es, hacia la derecha, con lo que se favorece la formación de productos.

Ejercicio 5. Chatelier.

Uno de los métodos utilizados industrialmente para la obtención de dihidrógeno consiste en hacer pasar una corriente de vapor de agua sobre carbón al rojo, según la reacción:



Explique cómo afectan los siguientes cambios al rendimiento de producción de H_2

- a) La adición de $\text{C}(\text{s})$
- b) El aumento de temperatura.
- c) La reducción del volumen del recipiente.

QUÍMICA. 2019. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

- a) La adición o eliminación de una sustancia sólida en el equilibrio no modifica las concentraciones de equilibrio de las demás especies (no sólidas), esto es, no varía el desplazamiento del equilibrio. Los sólidos no aparecen en las constantes termodinámicas de equilibrio, por lo que el rendimiento de producción de H_2 no se ve modificado.

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

- b) Si aumentamos la temperatura, según el principio de Le Châtelier la reacción quiere disminuir la temperatura absorbiendo el exceso de calor, esto es, se desplaza en el sentido endotérmico (hacia la derecha). Por tanto, se favorece la formación de H_2 .
- c) Disminuir el volumen es equivalente a aumentar la presión total ($P_T V = n_T RT$), luego según el principio de Le Châtelier la reacción quiere disminuir la P_{total} , por tanto, se desplazará hacia el lado donde se produzcan menos moles de GAS, esto es, hacia la izquierda, con lo que NO se favorece la formación de H_2 .

Ejercicio 6. Chatelier.

Dada la reacción a $25^\circ C$ y 1 atm de presión $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$, $\Delta H = 180'2 \text{ kJ}$, razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) La constante de equilibrio K_p se duplica si se duplica la presión.
- b) El sentido de la reacción se favorece hacia la izquierda si se aumenta la temperatura.
- c) El valor de la constante de equilibrio para este proceso depende del catalizador utilizado.
- QUÍMICA. 2021. JUNIO. EJERCICIO B2

- a) FALSO. Las constantes termodinámicas SOLO se ven modificada con la variación de la temperatura según la ecuación de Van't Hoff. Esta se utiliza para calcular una constante de equilibrio a otra temperatura.

$$\ln \frac{K_{eq_2}}{K_{eq_1}} = \frac{-\Delta H}{R} \cdot \left[\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right]$$

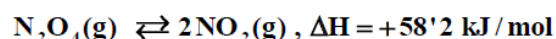
En la PAU no se harán cálculos con esta ecuación.

- b) Falso. Si aumentamos la temperatura, según el principio de Le Châtelier la reacción quiere disminuir la temperatura absorbiendo el exceso de calor, esto es, se favorece que el sentido de la reacción sea hacia la derecha, es decir, en el sentido endotérmico.
- c) Falso. Al añadir un catalizador, las concentraciones de reactivos y productos no se alteran. El cociente de la relación de productos y reactivos no se ve alterado estando este definido por una constante de equilibrio, K_{eq} . El catalizador simplemente permite que las concentraciones del equilibrio se alcancen antes en el tiempo. El catalizador disminuye la E_a tanto directa como la inversa y el sistema alcanza antes las concentraciones del equilibrio.

Ejercicio 7. Chatelier. IMPORTANTE

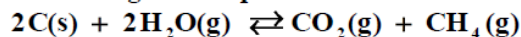
Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Para un equilibrio, K_p nunca puede ser más pequeña que K_c .
- b) Para aumentar la concentración de NO_2 en el equilibrio:



tendremos que calentar el sistema.

- c) Un incremento de presión en el siguiente equilibrio:



aumenta la producción de metano gaseoso.

QUÍMICA. 2020. JUNIO. B2

- a) Falso. Según $K_p = K_c(RT)^{\Delta v}$, la relación de K_p y K_c dependerá de la variación de los coeficientes de las sustancias gaseosas, Δv . Si $\Delta v = 0$, $K_p = K_c$; Si $\Delta v > 0$, $K_p > K_c$; Si $\Delta v < 0$, $K_p < K_c$
- b) Verdadero. Al aumentar la temperatura, según el principio de Le Châtelier la reacción quiere disminuir la temperatura absorbiendo el exceso de calor, esto es, según la reacción dada, el equilibrio se desplazará en el sentido endotérmico (hacia la derecha), por lo que de esta forma se aumenta la concentración de NO_2 .
- c) Falso. Al aumentar la presión total del sistema, según el principio de Le Châtelier, la reacción quiere disminuirla. Por tanto, se desplazará hacia donde haya menos moles de gas, esto es, según la reacción dada, hacia la izquierda, por lo que no se aumenta la producción de metano.

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

Ejercicio 8. Chatelier

El bromuro de amonio es un sólido cristalino que se descompone en un proceso endotérmico según el siguiente equilibrio: $\text{NH}_4\text{Br(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{(g)} + \text{HBr(g)}$

En un reactor en el que se ha alcanzado el equilibrio anterior:

- Explique si la cantidad de $\text{NH}_4\text{Br(s)}$ aumenta, disminuye o no se modifica al introducir $\text{NH}_3\text{(g)}$ en el reactor.
- Justifique qué ocurre si duplicamos el volumen del reactor a temperatura constante.
- Razone si el valor de la constante de equilibrio a 400°C será mayor, menor o igual que a 25°C .

QUÍMICA. 2024. JULIO. EJERCICIO B2

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”.

Se puede poner el principio de Le Châtelier al inicio del ejercicio y después hacer los razonamientos.

- Al aumentar la cantidad de amoníaco, según Le Châtelier, la reacción quiere disminuir su concentración, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda, con lo cual aumenta la cantidad de bromuro de amonio sólido.
- Un aumento de volumen del reactor conlleva a una disminución de la presión en el interior del mismo ($PV=nRT$) y el sistema evoluciona aumentando dicha presión. Para ello se desplazará hacia donde aumenta el número de moles gas, en este caso, hacia la derecha.
- Al aumentar la temperatura, según el principio de Le Châtelier la reacción quiere disminuir la temperatura absorbiendo el exceso de calor, esto es, según la reacción dada, el equilibrio se desplazará en el sentido endotérmico (hacia la derecha), por lo que hay más productos que reactivos respecto de la situación anterior, luego constante de equilibrio aumentará.

NOTA: modificar el factor de temperatura, hará que la reacción se desplace más hacia la derecha o más hacia la izquierda, esto es, el valor de la constante de equilibrio lo hacemos más grande o pequeño. Un constante más alta, el equilibrio estará aún más desplazado hacia los productos. Una cte más baja, el equilibrio estará aún más desplazado hacia los reactivos. $K_{eq} = (\text{productos})/(\text{reactivos})$

PROBLEMA EXTRA

La obtención de dicloro mediante el proceso Deacon tiene lugar por medio de la siguiente reacción: $4\text{HCl(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{Cl}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O(g)}$

Si a 390°C se mezclan 0'08 moles de HCl y 0'1 moles de O_2 se forman, a la presión total de 1 atmósfera, $3'32 \cdot 10^{-2}$ moles de Cl_2 . Calcule:

- El volumen del recipiente que contiene la mezcla.
- El valor de K_p a esa temperatura.

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

QUÍMICA. 2019. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

PROBLEMA DEL TIPO II CON EL DATO DE PRESIÓN TOTAL y LOS MOLES EN EL EQUILIBRIO DE UNA SUSTANCIA DADA. Se aplica $PV=nRT$ pero en lugar de calcular los moles totales para después hallar una posible x, se calcula V ya que los moles totales los puedes obtener sumando los moles de cada especie.

Después se calculan las concentraciones de equilibrio con moles y V. Se calcula K_c con las concentraciones. Y, por último, K_p con $K_p = K_c(RT)^{\Delta v}$

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

	$4\text{HCl(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{Cl}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O(g)}$			
inicial	0'08	0'1	0	0
equilibrio	$0'08 - 4x$	$0'1 - x$	$2x$	$2x$

Por el enunciado sabemos que: $2x = 0'0332 \Rightarrow x = 0'0166$. Luego, los moles en el equilibrio de cada sustancia serán:

	$4\text{HCl(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{Cl}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O(g)}$			
equilibrio	0'0136	0'0834	0'0332	0'0332

a) Calculamos el volumen

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0'1634 \cdot 0'082 \cdot 663}{1} = 8'88 \text{ L}$$

b) Calculamos K_p

$$K_p = \frac{P_{\text{Cl}_2}^2 \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}^2}{P_{\text{HCl}}^4 \cdot P_{\text{O}_2}} = \frac{\left(\frac{0'0332}{0'1634} \cdot 1\right)^2 \cdot \left(\frac{0'0332}{0'1634} \cdot 1\right)^2}{\left(\frac{0'0136}{0'1634} \cdot 1\right)^4 \cdot \left(\frac{0'0834}{0'1634} \cdot 1\right)} = 69'57$$

PREGUNTA 5.- (2,5 puntos). Responda TODOS los apartados planteados.

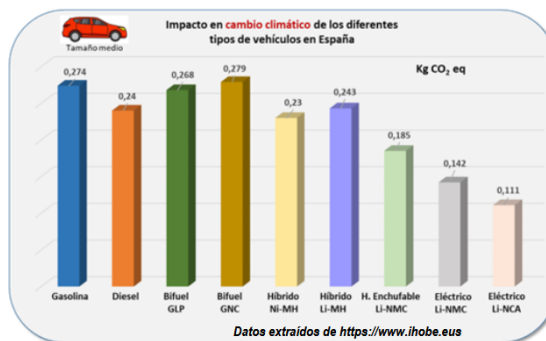
¿POR QUÉ EL COCHE ELÉCTRICO ES EL FUTURO DE LA AUTOMOCIÓN?

Hasta el año 2001 la venta de combustible con aditivos de plomo estaba permitida en España, ya que su uso mejoraba el rendimiento de los motores. El plomo es un elemento que se encuentra en la corteza terrestre formando parte de minerales como la Galena, rico en sulfuro de plomo(II); el Litargirio, rico en óxido de plomo(II); la Cerusita, rico en PbCO_3 y la Anglesita, rico en PbSO_4 . Sin embargo, el plomo es un metal pesado contaminante, muy nocivo para los organismos vivos, especialmente tóxico en ambientes como las ciudades. Por este motivo, se empezó a impulsar la comercialización de la gasolina sin plomo y otros combustibles sin este aditivo hasta que, finalmente en el año 2001, se prohibió emplear cualquier gasolina con plomo, ya que este metal era expulsado con los gases de escape y contaminaba el aire, el polvo, el suelo, el agua e incluso los cultivos alimentarios.

En la Unión Europea, los medios de locomoción son responsables del 25% de las emisiones de gases tóxicos como, por ejemplo, dióxido de carbono, monóxido de carbono, y óxidos de nitrógeno. El dióxido de carbono emitido por los coches puede reaccionar con hidrógeno para dar agua y monóxido de carbono, pudiendo alcanzar un equilibrio, cuya constante K_c es de 4,4 a una temperatura de 2000 K. Esta contaminación, además de contribuir al calentamiento global, provoca problemas en la salud de los habitantes de las grandes ciudades.

En este sentido, el vehículo eléctrico representa una importante mejora, por ser respetuoso con el medioambiente al no generar emisiones locales, es menos ruidoso y su fabricación es más sencilla.

El Parlamento Europeo, en el año 2022, asumió el compromiso de que, para el año 2035, el automóvil eléctrico sea obligatorio en todos los países miembros de la Unión Europea.



a) En un recipiente de 1 L, en las condiciones a las que hace referencia el texto, se introducen $6,1 \cdot 10^{-3}$ mol de $\text{CO}_2\text{(g)}$ y una cierta cantidad de $\text{H}_2\text{(g)}$. Cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 6 atm. Escriba la ecuación del equilibrio, calcule los moles de H_2 introducidos en el recipiente y el valor de K_p .

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

b) El plomo que contenía la gasolina se expulsaba con los gases de escape y contaminaba el aire y la tierra. Como ejemplo de contaminación en el suelo, se ha analizado una muestra de polvo de carretera para conocer el contenido en plomo. Para ello, se han pesado 25 g de polvo y se ha extraído todo el plomo de la muestra en una disolución acuosa de 250 mL. Se ha hecho pasar una corriente eléctrica de 1,5 A, a través de los 250 mL de disolución durante 1 hora, depositándose todo el plomo metálico. Calcule los gramos de iones plomo en el polvo de carretera.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$; Masa atómica relativa: $\text{Pb} = 207$

c) Formule y nombre todos los compuestos de plomo que aparecen en el texto.

PROBLEMAS DE EQUILIBRIO + Le Châtelier

EJEMPLOS DE PROBLEMAS DONDE EL EQUILIBRIO EVOLUCIONA HACIA LA IZQUIERDA YA QUE FALTAN TODOS O UNO DE LOS REACTIVOS. En la constante de equilibrio, ninguna de las sustancias que aparece en la ley de acción de masas (se refiere al cociente de productos y reactivos) debe ser cero. Así pues, el equilibrio evolucionará hacia la formación de la sustancia o sustancias que inicialmente no haya nada de ella/s.

TODO SE PLANTEA DE LA MISMA MANERA QUE SE HA PLANTEADO HASTA AHORA EN TODOS LOS EQUILIBRIOS DADOS (TIPO i, ii, iii...) SOLO QUE como el equilibrio viene hacia la izquierda, en los reactivos se pondría una cosa así: algo + x, y en los productos algo menos x.

Para el equilibrio $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$, la constante de equilibrio K_c es 54,8 a la temperatura de 425° 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

Como inicialmente falta uno de los reactivos (I_2), el equilibrio evolucionará hacia la izquierda. (ponerlo)

Calculas las concentraciones iniciales:

a) $V = 1\text{ L}$, $T = 425 + 273 = 698\text{ K}$, $K_c = 54,8$

Desarrollo del equilibrio con concentraciones

Concentraciones iniciales:

	$H_2(g)$	+	$I_2(g)$	$\rightleftharpoons$	$2HI(g)$
I	0,10 mol/L				0,60
R/F	x		x		2x
Eq	0,10+x		0+x		0,60-2x

$[H_2]_0 = n/V = 0,10\text{ mol} / 1\text{ L} = 0,10\text{ M}$; $[I_2]_0 = n/V = \text{nada}$, $[HI] = n/V = 0,60\text{ mol} / 1\text{ L} = 0,60\text{ M}$;

Definimos su constante de equilibrio en función de las concentraciones como siempre:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]^1 \cdot [I_2]^1} = \frac{(0,60-2x)^2}{(0,10+x)^1 \cdot (x)^1} = \frac{0,60^2 + 4x^2 - 2 \cdot 0,60x}{0,10x + x^2} = 54,8$$

Desarrollar ecuación de segundo grado; primero el producto de los paréntesis y la entidad notable:

$$0,60^2 + 4x^2 - 2 \cdot (0,60) \cdot (2x) = 54,8(0,10x + x^2) \Rightarrow 5,48x + 54,8x^2$$

$$0 = 50,8x^2 + 7,68x - 0,36$$

$$x = \frac{-(7,68) \pm \sqrt{(7,68)^2 - 4 \cdot (50,8) \cdot (-0,36)}}{2 \cdot 50,8} = \frac{-7,68 \pm 11,63}{101,6} =$$

$x_1 = \text{negativa mol/L}$; $x_2 = 0,0369\text{ mol/L}$ La solución químicamente correcta es $x_2 = 0,0369\text{ mol/L}$

(dependiendo de los decimales tomados, la solución puede variar ligeramente)

Grado de disociación del HI. Ahora aquí, al evolucionar el equilibrio al revés, HI actúa como reactivo, por eso te pide el alfa respecto de esta sustancia. Como estamos con concentraciones podemos calcular el alfa con concentraciones:

$\text{reacciona} = \alpha / 100 \cdot \text{inicial} \Rightarrow 2x = (\alpha / 100) \cdot C_0 \Rightarrow \text{despejar alfa}$ $\alpha = (2 \cdot 0,0369 / 0,6) \cdot 100 = 12,3\%$

Concentraciones cada especie en el equilibrio.

$[H_2]_{eq} = 0,10 + x = 0,10 + 0,0369 = 0,1369\text{ mol/L}$

$[I_2]_{eq} = x = 0,0369 = 0,0369\text{ mol/L}$; $[HI]_{eq} = 0,60 - 2x = 0,60 - 2 \cdot 0,0369 = 0,526\text{ mol/L}$

SE RECOMIENDA EL EJERCICIO DE 2012 SEPTIEMBRE $\Rightarrow$ Ejercicio 6, $COBr_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Br_2(g)$