

☪ **2019 (septiembre, opción A)**

En un recipiente cerrado de 400 mL en el que se ha hecho vacío, se introducen 2,032 g de I₂ y 1,280 g de Br₂ y se calienta hasta 150 °C, alcanzándose el siguiente equilibrio: Br₂ (g) + I₂ (g) ⇌ 2 IBr (g)

a) Calcule la presión total en el equilibrio. Datos: Masas atómicas: Br=80; I=127 (g·mol⁻¹).

Moles iniciales de I₂: 2,032 / 254 = 0,008 moles Moles iniciales de Br₂: 1,280 / 160 = 0,008 moles

Planteamos el equilibrio: Br₂(g) + I₂(g) ⇌ 2 IBr (g)

Inicio, moles: 0,008 0,008 0

Equilibrio, moles: 0,008-x 0,008-x 2x

Los moles totales (n_T) en el equilibrio son: 0,016-2x+2x = 0,016 moles

La presión total la podemos calcular con la ecuación de los gases ideales:

$$P_T V = n_T R T \quad P_T \cdot 0,4 = 0,016 \cdot 0,082 \cdot 423 \quad P_T = \mathbf{1,39 \text{ atm}}$$

b) Si en el equilibrio hay 1,43·10⁻² moles de IBr, calcule la concentración molar de cada una de las especies en el equilibrio y los valores de K_c y K_p a 150 °C. R=0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

Como en el equilibrio hay 1,43·10⁻² moles de IBr, podemos calcular x: 2x = 1,43·10⁻²; x = 7,15·10⁻³

Las concentraciones en el equilibrio serán los moles divididos entre el volumen (0,4 L):

$$[\text{IBr}]: 1,43 \cdot 10^{-2} / 0,4 = \mathbf{3,575 \cdot 10^{-2} \text{ M}} \quad [\text{I}_2] = [\text{Br}_2] = (8 \cdot 10^{-3} - 7,15 \cdot 10^{-3}) / 0,4 = \mathbf{2,125 \cdot 10^{-3} \text{ M}}$$

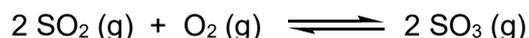
Y sabiendo las concentraciones en el equilibrio puedo calcular el valor de K_c:

$$K_c = \frac{[\text{IBr}]^2}{[\text{Br}_2][\text{I}_2]} = \frac{(0,03575)^2}{(2,125 \cdot 10^{-3})^2} = \mathbf{283}$$

$$K_p = K_c (R T)^{\Delta n} \quad K_p = 283 \cdot (0,082 \cdot 423)^0 \quad \mathbf{K_p = 283}$$

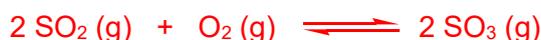
☪ **2019 (mayores de 25, opción B)**

4. El SO₂ se oxida en el aire estableciéndose el siguiente equilibrio:



En un recipiente cerrado de 5 L de volumen se introducen 1 mol de SO₂ y 1 mol de O₂ y se calienta a 727 °C. Cuando el sistema alcanza el equilibrio, hay en la mezcla 0.15 moles de SO₂. Calcule:

a) Los gramos de SO₃ que se han formado. Masas atómicas: S = 32; O = 16 (g·mol⁻¹)



Inicio, moles: 1 1 0

Equilibrio, moles: 1-2x 1-x 2x

Podemos calcular x sabiendo que en el equilibrio hay 0.15 moles de SO₂: 1-2x = 0.15 x = 0.425

Se habrán formado 2x = 0.85 moles de SO₃, que equivalen a **68 g** (su peso molecular es 80 g/mol)

b) El valor de la constante de equilibrio K_c para este sistema a 1000 K.

En el equilibrio hay: moles de SO₃ = 2x = 0.85 moles [SO₃] = 0.85 moles / 5 L = 0.17 M

moles de SO₂ = 1-2x = 0.15 moles [SO₂] = 0.15 moles / 5 L = 0.03 M

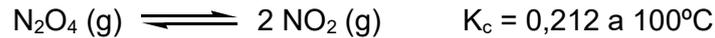
moles de O₂ = 1-x = 0.575 [O₂] = 0.575 moles / 5 L = 0.115 M

Sustituyendo los valores de concentración en la expresión de K_c queda:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} = \frac{0.17^2}{0.03^2 \cdot 0.115} = \mathbf{279}$$

🌀 2020 (julio)

4. El tetraóxido de dinitrógeno se disocia para dar dióxido de nitrógeno según el siguiente equilibrio:



En una mezcla de los dos gases, a 100°C , sus concentraciones son: $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,10 \text{ M}$ y $[\text{NO}_2] = 0,12 \text{ M}$.

- a) ¿Se encontrará dicha mezcla en equilibrio? Justifique numéricamente su respuesta. En caso de no ser así, ¿cuáles serán las concentraciones de ambos gases cuando se alcance el equilibrio?
- b) ¿Cómo afectará al equilibrio un aumento de la presión total del sistema? Justifique su respuesta.

a) Se escribe la expresión para el **cociente de reacción Q_c** :

$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{0,12^2}{0,10} = 0,144$$

Como $K_c = 0,212$, resulta que $Q_c < K_c$, por tanto, el sistema no está en equilibrio,

Estamos a la izquierda del equilibrio y este se desplazará hacia la derecha.

Planteamos el equilibrio:



Concentraciones iniciales: $0,10$ $0,12$

Concentraciones en el equilibrio: $0,10-x$ $0,12 + 2x$

Se plantea la ecuación para K_c : $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{(0,12+2x)^2}{0,10-x} = 0,212$

Operando, queda: $4x^2 + 0,692x - 0,0068 = 0$ Siendo la solución, $x = 0,0093 \text{ M}$

Luego las concentraciones en el equilibrio serán: $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,10 - 0,0093 = 0,0907 \text{ M}$

$[\text{NO}_2] = 0,12 + 2 \cdot 0,0093 = 0,1386 \text{ M}$

COMPROBACIÓN: Se sustituyen las concentraciones en la expresión de K_c :

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{0,1386^2}{0,0907} = 0,212$$

- b) Un aumento de la presión hará que el equilibrio se desplace hacia la izquierda, donde hay menos moles de sustancias gaseosas (por tanto, aumentará la $[\text{N}_2\text{O}_4]$ y disminuirá la $[\text{NO}_2]$)

NOTA IMPORTANTE: El **cociente de reacción Q** me permite saber (comparándolo con K), hacia dónde se va a desplazar el equilibrio. Pero **si inicialmente falta alguna de las sustancias que participan el equilibrio, ya se sabe hacia dónde se va a desplazar éste, sin necesidad de calcular Q** (el equilibrio se desplazará hacia donde se forme esa sustancia que falta, porque en el equilibrio tienen que estar presentes todas las sustancias que participan en él).

🌀 2020 (mayores de 25, opción B)

4. La solubilidad del CaF_2 es de $2,14 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a 25°C . Calcule:

- a) La concentración de iones Ca^{2+} y F^- en una disolución saturada de CaF_2 .



Por tanto, la $[\text{Ca}^{2+}]$ será igual a s , es decir, $2,14 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ y la $[\text{F}^-]$ será $2s$, es decir, $4,28 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

- b) El producto de solubilidad (K_s) del CaF_2 a dicha temperatura.

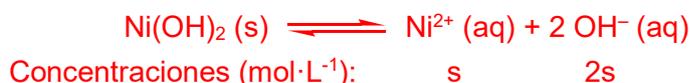
$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2 = s (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (2,14 \cdot 10^{-4})^3 = 3,92 \cdot 10^{-11}$$

🌀 2020 (septiembre)

4. a) En un recipiente se encuentra una disolución saturada de Ni(OH)_2 en agua, en equilibrio con 2,0 g de Ni(OH)_2 (s).

a1) Si la concentración de iones hidroxilo en la disolución es $[\text{OH}^-] = 3,2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$, ¿cuál será la $[\text{Ni}^{2+}]$?

Expresamos el equilibrio de solubilidad para el Ni(OH)_2 :



Si $[\text{OH}^-] = 3,2 \cdot 10^{-5} \text{ M} = 2s$, entonces $[\text{Ni}^{2+}] = s = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

a2) Si se extrae del recipiente 1,0 g del precipitado de Ni(OH)_2 (s), ¿qué ocurrirá con las concentraciones $[\text{OH}^-]$ y $[\text{Ni}^{2+}]$ (aumentarán, disminuirán o permanecerán constantes)? Justifique su respuesta.

No variarán, porque la cantidad de sólido en equilibrio con la disolución saturada no afecta a la solubilidad.

a3) Si se adiciona al recipiente una disolución saturada de NiCl_2 en agua, de forma que la $[\text{Ni}^{2+}]$ en la disolución aumenta, ¿qué ocurrirá con el precipitado de Ni(OH)_2 (s) (su masa aumentará, disminuirá o permanecerá constante)? Justifique su respuesta.

Aumentará, porque al aumentar la concentración de una de las especies en disolución, el equilibrio de solubilidad se desplazará hacia la izquierda.

b) Calcule la constante del producto de solubilidad (K_{ps}) del Fe(OH)_3 a 25°C si su solubilidad en agua a dicha temperatura es $s = 1,96 \cdot 10^{-10} \text{ M}$.



$$K_{ps} = [\text{Fe}^{2+}] [\text{OH}^-]^3 = s(3s)^3 = 27s^4 = 4,0 \cdot 10^{-38}$$

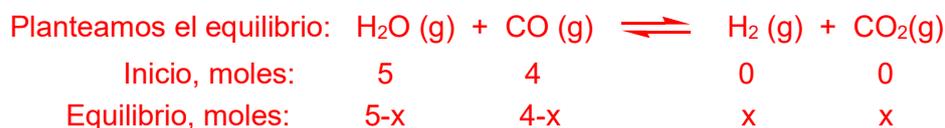
🌀 2021 (mayores de 25)

4. En un recipiente vacío se introducen inicialmente 5 moles de H_2O y 4 moles de CO , estableciéndose el siguiente equilibrio, a una determinada temperatura:



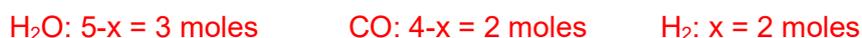
Una vez alcanzado el equilibrio, el contenido de CO_2 en el recipiente es de 2 moles.

a) ¿Qué cantidad de los otros gases habrá presente en el equilibrio?



Como nos dicen que en el equilibrio hay 2 moles de CO_2 , sabemos que $x = 2$

Por tanto, las cantidades de los otros gases presentes en el equilibrio son:



b) ¿Cuál es el valor de K_c y K_p a la temperatura de trabajo?

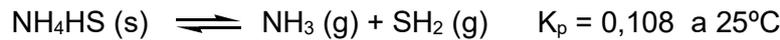
$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{2^2}{3 \cdot 2} = 0.67$$

(No necesito conocer el V del recipiente, porque los volúmenes "se van" en la ecuación)

$$K_p = K_c (R T)^{\Delta n} = K_c \cdot (0.082 \cdot T)^0 = K_c = 0.67$$

☪ 2021 (junio)

4. Se introduce 1 mol de NH_4HS (s) en un matraz de 1 L que contiene únicamente NH_3 (g) con una presión de 0,95 atm, estableciéndose el siguiente equilibrio:



- a) ¿Cuál será la presión total (P_{total}) en el matraz cuando se alcance el equilibrio, a 25°C ?

Como el NH_4HS es sólido, no interviene en la expresión de la constante de equilibrio: $K_p = P_{\text{NH}_3} P_{\text{SH}_2}$.

(La adición de un sólido no afecta al equilibrio, pero en este caso inicialmente no había un equilibrio, sino un único compuesto, el NH_3 (g). Al adicionar el NH_4HS (s), éste empieza a descomponer y se evoluciona hacia un equilibrio, que dependerá de la cantidad de NH_3 (g) que ya estaba presente)

Como inicialmente no hay nada de SH_2 , una vez introducido el NH_4HS (s) la reacción evolucionará hacia la derecha, para que se forme algo de SH_2 :



Como $K_p = P_{\text{NH}_3} P_{\text{SH}_2}$, $0,108 = (0,95+x)x$; $0,108 = 0,95x + x^2$; $x^2 + 0,95x - 0,108 = 0$

$$x = \frac{-0,95 \pm \sqrt{(0,95)^2 + 4 \cdot 0,108}}{2} = \frac{-0,95 \pm \sqrt{1,3345}}{2} = \frac{-0,95 \pm 1,155}{2}$$

Hay dos soluciones $x = -1,05$ y $x = 0,103$, de las cuales la correcta será la positiva (porque el signo de x ya se ha tenido en cuenta al establecer que la reacción irá hacia la derecha).

Por tanto, en el equilibrio, $P_{\text{NH}_3} = 1,053$ atm; $P_{\text{SH}_2} = 0,105$ atm, y P_{total} es la suma de ambas, 1,158 atm.

- b) ¿Cuál será dicha P_{total} , si inicialmente se introducen 2 moles de NH_4HS (s), en vez de 1 mol?

La P_T será la misma, porque la cantidad de NH_4HS (s) no afecta al equilibrio (siempre que haya suficiente cantidad como para alcanzar el equilibrio, como es el caso aquí)

- c) ¿Cuál es el valor de K_c para el equilibrio anterior, a 25°C ? Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$K_p = K_c (R T)^{\Delta n} \quad 0,108 = K_c \cdot (0,082 \cdot 298)^2 \quad K_c = 1,81 \cdot 10^{-4}$$

☪ 2021 (julio)

4. I) Sabiendo que a 298 K la solubilidad del CaBr_2 en agua es $2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, calcule la constante del producto de solubilidad (K_{ps}) de dicha sal.

Escribimos el equilibrio de solubilidad: $\text{CaBr}_2 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{Br}^- (\text{aq})$

Concentraciones en el equilibrio ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) $\qquad \qquad \qquad s \qquad \qquad 2s$

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{Br}^-]^2 = s (2s)^2 = 4s^3 = 4 \cdot (2 \cdot 10^{-4})^3 = 3,2 \cdot 10^{-11}$$

- II) ¿Qué cantidad, en moles, de iones Ca^{2+} habrá en 5 L de una disolución saturada de CaBr_2 a 298 K?

Como la solubilidad es $s = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$, y $[\text{Ca}^{2+}] = s$, en 5 L habrá $1 \cdot 10^{-3}$ moles de iones Ca^{2+} .

- III) Si la disolución saturada de CaBr_2 está en equilibrio con 2 g de CaBr_2 (s), razone cualitativamente qué ocurrirá con la cantidad de iones Ca^{2+} en disolución si:

- a) Se retira 1 g de CaBr_2 (s). La cantidad de iones Ca^{2+} no variará, porque la cantidad de sólido en equilibrio con la disolución saturada no afecta a la solubilidad
- b) Se aumenta la T. (La disolución de CaBr_2 en agua es un proceso endotérmico). La cantidad de iones Ca^{2+} aumentará, porque el equilibrio se desplazará hacia la derecha, al ser endotérmico.
- c) Se retiran aniones Br^- de la disolución (por ejemplo, precipitándolos como AgBr). La cantidad de iones Ca^{2+} aumentará, porque al retirar aniones Br^- el equilibrio se desplazará hacia la derecha.

☞ **2011 (mayores de 25, opción A)**

6 Para la reacción en equilibrio $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ la constante es $K_p = 2.4$ a 375 K. A dicha temperatura se introducen 0.05 moles de SO_2Cl_2 en un recipiente cerrado de 1 L de capacidad. Una vez alcanzado el equilibrio calcule:

a) La constante K_c y las presiones parciales de cada componente de la mezcla.

Datos: $R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ Masas atómicas: Cl = 35.5; Mn = 54.9; O = 16.0 ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

$$K_p = K_c (R T)^{\Delta n}; \quad 2.4 = K_c \cdot (0.082 \cdot 375)^1 \quad \mathbf{K_c = 0.078}$$

Planteamos el equilibrio: $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

Inicio, moles:	0.05	0	0
Equilibrio, moles:	0.05-x	x	x

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2][\text{Cl}_2]}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]} \quad K_c = \frac{x^2}{0.05 - x} = 0.078$$

(Hemos tenido en cuenta, para calcular las concentraciones, que el V del recipiente es 1L)

La ecuación de segundo grado queda: $x^2 + 0.078x - 3.9 \cdot 10^{-3} = 0$ y la solución es: $x = 0.035$

Por tanto, en el equilibrio hay 0.035 moles de SO_2 y Cl_2 , y 0.015 moles de SO_2Cl_2 .

Para calcular la P parcial de cada componente usamos la ec. de los gases ideales: $\mathbf{P V = n R T}$

Para el SO_2Cl_2 : $P \cdot 1 = 0.015 \cdot 0.082 \cdot 375$; $P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = 0.46 \text{ atm}$

Para el SO_2 y el Cl_2 : $P \cdot 1 = 0.035 \cdot 0.082 \cdot 375$; $P_{\text{SO}_2} = P_{\text{Cl}_2} = 1.08 \text{ atm}$

También se pueden calcular las presiones calculando primero la presión total:

$$P_T V = n_T R T \quad P_T \cdot 1 = 0.085 \cdot 0.082 \cdot 375 \quad P_T = 2.61 \text{ atm}$$

y a partir de ella, se pueden calcular las presiones parciales empleando las fracciones molares:

$$P_i = X_i P_T \quad P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = \frac{0.015}{0.085} \cdot 2.61 = 0.46 \text{ atm} \quad P_{\text{SO}_2} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{0.035}{0.085} \cdot 2.61 = 1.07 \text{ atm}$$

b) Razone si aumentará la producción de SO_2 al disminuir el volumen del recipiente.

Al disminuir el volumen del recipiente la reacción se desplazará hacia donde haya menos moles de sustancias gaseosas, para contrarrestar el aumento de presión. En este caso, se desplazará hacia los reactivos, y por tanto no aumentará la producción de SO_2 , sino que disminuirá.

☞ **2011 (mayores de 25, opción B)**

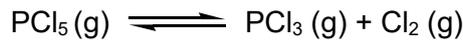
3 Para un determinado equilibrio en fase gaseosa, se sabe que un aumento de la temperatura provoca el desplazamiento de la reacción hacia la izquierda, mientras que un aumento de la presión provoca el desplazamiento de la reacción hacia la derecha. Justifique de cuál de estos tres equilibrios se trata:

- a) $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ exotérmica
- b) $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C}$ endotérmica
- c) $2 \text{A} \rightleftharpoons \text{B}$ exotérmica

Si un aumento de la temperatura desplaza el equilibrio hacia la izquierda, la reacción debe ser exotérmica hacia la derecha y endotérmica hacia la izquierda. Si además un aumento de la presión provoca que el equilibrio se desplace hacia la derecha, significa que hay menos moles de sustancias gaseosas entre los productos que entre los reactivos. El único equilibrio que cumple estas dos condiciones es el c): $2 \text{A} \rightleftharpoons \text{B}$ exotérmica

🌀 2012 (mayores de 25, opción A)

5 Se introducen 1.5 moles de PCl_5 en un recipiente de 3 L de capacidad. Cuando se alcanza el equilibrio a 117°C y 25.6 atm , el pentacloruro se ha disociado en un 60 % según:



a) Calcule K_c y K_p . Dato: $R=0.082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

	$\text{PCl}_5(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(\text{g})$	$+$	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Inicio, moles:	1.5		0		0
Equilibrio, moles:	0.6		0.9		0.9

(Los moles en el equilibrio se saben por el dato de que se ha disociado en un 60%)

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} \quad K_c = \frac{\left(\frac{0.9}{3}\right)\left(\frac{0.9}{3}\right)}{\left(\frac{0.6}{3}\right)} = 0.45 = K_c$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0.45 \cdot (0.082 \cdot 390)^1 = 14.39 = K_p$$

b) ¿Cuál será la composición en equilibrio si manteniendo constante la T el V se duplica?

Al aumentar el V el equilibrio se desplazará hacia la derecha, donde hay más moles de sustancias gaseosas.

	$\text{PCl}_5(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(\text{g})$	$+$	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Inicio, moles:	0.6		0.9		0.9
Equilibrio, moles:	$0.6-x$		$0.9+x$		$0.9+x$

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} \quad K_c = \frac{\left(\frac{0.9+x}{6}\right)\left(\frac{0.9+x}{6}\right)}{\left(\frac{0.6-x}{6}\right)} = 0.45 = K_c$$

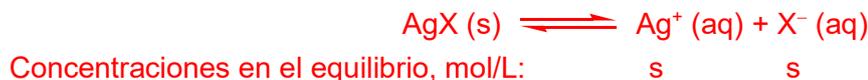
Operando, la ecuación de segundo grado queda: $x^2 + 4.5x - 0.81 = 0$; La solución es: $x = 0.17$

Por tanto, en el equilibrio habrá 1.07 moles de PCl_3 y Cl_2 y 0.43 moles de PCl_5 .

🌀 2012 (mayores de 25, opción B)

2 a) Dados los siguientes valores de K_{ps} para el AgCl y el AgBr , razone cuál de las dichas sales es más soluble en agua: $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1.8 \cdot 10^{-10}$ y $K_{ps}(\text{AgBr}) = 5.4 \cdot 10^{-13}$

El equilibrio de solubilidad de los haluros de plata es:



La expresión del producto de solubilidad es : $K_{ps}(\text{AgX}) = [\text{Ag}^+][\text{X}^-] = s^2$, por tanto, será más soluble (mayor valor de s) la que tenga un producto de solubilidad mayor, en este caso el AgCl .

b) La adición de AgNO_3 , ¿provocará una disminución de la concentración de ion haluro en las disoluciones anteriores? Razone la respuesta utilizando los equilibrios químicos necesarios.

La adición de AgNO_3 implicará un aumento de la $[\text{Ag}^+]$ en el medio. Según el Principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda, por lo que la concentración de haluro disminuirá en ambas disoluciones.

🌀 2013 (mayores de 25, opción A)

2. ¿Cuál de los siguientes cambios hará que el siguiente indicador se encuentre en su forma amarilla?



a) La adición de CH₃COOH (aq) al sistema

La adición de CH₃COOH hará que el equilibrio se desplace hacia la izquierda, según el Principio de Le Châtelier, por tanto, el indicador se encontrará en su forma roja.

b) La adición de CH₃-COONa (aq) al sistema

La adición de CH₃-COO⁻ hará que el equilibrio se desplace hacia la derecha, según el Principio de Le Châtelier, por tanto, el indicador se encontrará en su forma amarilla.

c) La eliminación de HA por precipitación

La eliminación de HA por precipitación hará que el equilibrio se desplace hacia la izquierda, según el Principio de Le Châtelier, por tanto, el indicador se encontrará en su forma roja.

Por tanto, **sólo la opción b)** (adición de CH₃-COONa) provocará que el indicador se encuentre en su forma amarilla.

🌀 2013 (mayores de 25, opción B)

5. El NO₂ se descompone según el equilibrio: $2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ En un recipiente cerrado de 10 L de capacidad se introducen 0.189 moles de NO₂ y, tras alcanzarse el equilibrio a 327 °C, quedan 0.146 moles del mismo.

a) Determine K_p y K_c. Dato: R=0.082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹



Hemos calculado el valor de x: $0.189 - 2x = 0.146$; $x = 0.0215$

La expresión de la constante K_c es (en función de las concentraciones):

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2} \quad K_c = \frac{\left(\frac{0.043}{10}\right)^2 \left(\frac{0.0215}{10}\right)}{\left(\frac{0.146}{10}\right)^2} = 1.86 \cdot 10^{-4} = K_c$$

$$K_p = K_c (R T)^{\Delta n} = 1.86 \cdot 10^{-4} \cdot (0.082 \cdot 600)^1 = 9.15 \cdot 10^{-3} = K_p$$

b) ¿Cuál será la presión total en el equilibrio?

Para calcular la P_T usamos la Ec. de los Gases Ideales, siendo los n_T = 0.146 + 0.043 + 0.0215 = 0.2105

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad P \cdot 10 = 0.2105 \cdot 0.082 \cdot 600 \quad P = 1.04 \text{ atm}$$

c) ¿Cómo le afectará al equilibrio una disminución del volumen del recipiente? Razone la respuesta

Según el Principio de Le Châtelier, una disminución en el volumen del recipiente provocará el desplazamiento del equilibrio hacia donde haya menos moles de sustancias gaseosas, en este caso, hacia los reactivos (hacia la izquierda).

☉ 2014 (mayores de 25, opción A)

3. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) En un sistema en equilibrio no se produce ninguna reacción química.

FALSO: el equilibrio químico es un proceso dinámico, donde tienen lugar simultáneamente las reacciones directa e inversa con la misma velocidad, de forma que aparentemente no se está produciendo ningún cambio, pero a nivel molecular sí que se están produciendo cambios.

b) El equilibrio $\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ sólo se puede alcanzar en un sistema cerrado.

VERDADERO: Para que se alcance el equilibrio químico es necesario un sistema cerrado, en el que ninguna de las sustancias implicadas pueda entrar ni salir.

☉ 2014 (mayores de 25, opción B)

5. En un matraz de 1 L de capacidad en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 4.4 g de CO_2 y 0.6 g de C. Tras calentar a 1000°C , se alcanza el equilibrio $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$ y la presión en el interior del matraz es de 13.9 atm.

a) Calcule los moles presentes de todos los componentes. Masas atómicas: C=12; O=16 ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$).

Los moles iniciales son:

CO_2 : Como el peso molecular es de $44 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, hay inicialmente $n = 4.4 / 44 = 0.1$ moles

C: Como el peso atómico es $12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, hay inicialmente $n = 0.6 / 12 = 0.05$ moles

	$\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g})$		
Inicio, moles:	0.05	0.1	0
Equilibrio, moles:	0.05-x	0.1-x	2x

Para calcular x podemos recurrir a la Ecuación de los Gases Ideales, ya que sabemos la presión total. En esta ecuación sólo hay que introducir los moles de sustancias gaseosas (no los de C), que serán: $n = 0.1 - x + 2x = 0.1 + x$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad 13.9 \cdot 1 = (0.1+x) \cdot 0.082 \cdot 1273; \quad \text{Resolviendo se obtiene } x = 0.033$$

Por tanto, en el equilibrio: moles de $\text{CO}_2 = 0.1 - x = 0.1 - 0.033 = \mathbf{0.067}$ moles de CO_2

moles de $\text{CO} = 2x = \mathbf{0.066}$ mol de CO moles de C = $0.05 - x = \mathbf{0.017}$ mol de C

b) Determine el valor de K_p y K_c . Datos: $R=0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

En la expresión de las constantes no intervienen las sustancias sólidas (en este caso, el C). Por tanto:

$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]} \quad K_c = \frac{\left(\frac{0.066}{1}\right)^2}{\left(\frac{0.067}{1}\right)} = \mathbf{0.065}$$

$$K_p = K_c (R T)^{\Delta n} = 0.065 \cdot (0.082 \cdot 1273)^1 = \mathbf{6.78}$$

c) Razone qué ocurrirá si:

- Aumentamos la presión total del sistema.

Según el principio de Le Châtelier, un aumento de presión hará que el equilibrio se desplace hacia donde haya menos moles de sustancias gaseosas, en este caso, hacia la izquierda. Por tanto, aumentará la concentración o cantidad de los reactivos.

- Adicionamos más C.

No ocurrirá nada, pues la adición de un sólido no afecta al equilibrio (los sólidos no intervienen en la expresión de las constantes de equilibrio, ya que su actividad es nula).

🌀 2015 (mayores de 25, opción B)

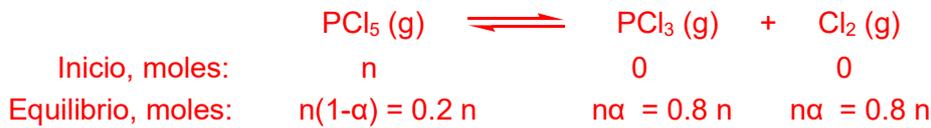
2 En un recipiente de 2 L se calienta PCl_5 (g) a 200°C , estableciéndose el siguiente equilibrio:



Si el grado de disociación del PCl_5 es 0.8 y la presión 2 atm, calcule la constante K_p a 200°C .

Dato: $R=0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

Escribimos los datos del equilibrio empleando el grado de disociación α , puesto que lo da el problema:



La expresión de K_p es: $K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}}$ Necesitamos las presiones parciales de cada gas en el equilibrio, que se calculan a partir de la P_{total} y la fracción molar de cada gas: $P_i = X_i \cdot P_{\text{total}}$

donde $X_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$ siendo $n_{\text{total}} = 0.2n + 0.8n + 0.8n = 1.8n$ y $P_{\text{total}} = 2$. Por tanto:

$$\text{Para } \text{PCl}_3: P_{\text{PCl}_3} = P_{\text{total}} \frac{n_{\text{PCl}_3}}{n_{\text{total}}} = 2 \frac{0.8n}{1.8n} = 0.89 \text{ atm}$$

$$\text{Para } \text{Cl}_2: P_{\text{Cl}_2} = P_{\text{total}} \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{total}}} = 2 \frac{0.8n}{1.8n} = 0.89 \text{ atm}$$

$$\text{Para } \text{PCl}_5: P_{\text{PCl}_5} = P_{\text{total}} \frac{n_{\text{PCl}_5}}{n_{\text{total}}} = 2 \frac{0.2n}{1.8n} = 0.22 \text{ atm}$$

$$\text{Sustituyendo en la expresión de } K_p \text{ queda: } K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}} = \frac{0.89^2}{0.22} = 3.6$$

OTRA FORMA:

Se pueden calcular los moles de cada gas en el equilibrio, calculando el valor de n mediante la ecuación de los gases ideales, ya que sabemos que $n_{\text{total}} = 1.8n$

$$P V = n_{\text{total}} R T \quad 2 \cdot 2 = 1.8n \cdot 0.082 \cdot 473 ; \quad n = 5.7 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$$

Ahora ya sabemos los moles de cada compuesto en el equilibrio:

$$\text{moles de } \text{PCl}_3 = \text{moles de } \text{Cl}_2 = 0.8n = 0.8 \cdot 0.057 = 0.0456 \text{ moles}$$

$$\text{moles de } \text{PCl}_5 = 0.2n = 0.057 \cdot 0.2 = 0.0114 \text{ moles}$$

$$\text{La expresión de } K_c \text{ es: } K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\left(\frac{0.0456}{2}\right)^2}{\frac{0.0114}{2}} = 0.0912$$

$$\text{Y como } K_p = K_c (R T)^{\Delta n} = 0.0912 \cdot (0.082 \cdot 473)^1 = 3.54 = K_p$$

🌀 2016 (mayores de 25, opción B)

5. El producto de solubilidad del AgCl es $1.7 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$ y el del Ag_2CrO_4 es $1.9 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{L}^3$. Determine cuál de las dos sales es más soluble en agua a 25°C

Calculamos la solubilidad de cada una de las sales: $\text{AgCl}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

Concentraciones en el equilibrio, mol/L: s s

$$K_{ps}(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2 = 1.7 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2 \quad s = (1.7 \cdot 10^{-10})^{1/2} = 1.30 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$



Concentraciones en el equilibrio, mol/L: 2s s

$$K_{ps}(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = (2s)^2 s = 4s^3 = 1.9 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{L}^3 \quad s = (1.9 \cdot 10^{-12}/4)^{1/3} = 7.80 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Luego es mayor la solubilidad del Ag_2CrO_4

☞ **2016 (mayores de 25, opción A)**

4. Para cada una de las siguientes reacciones químicas:



a) Escriba la expresión de la constante de equilibrio K_c .

$$K_c = [\text{O}_2] \qquad K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}$$

b) Indique justificadamente cómo afectaría al equilibrio un aumento de la temperatura.

Un aumento de la T desplaza el equilibrio en el sentido que provoque la absorción de calor:

i) Al ser una reacción endotérmica, se desplaza hacia la derecha, (se forman más productos).

ii) Al ser una reacción exotérmica, se desplaza hacia la izquierda, (se forman más reactivos).

c) Indique justificadamente cómo afectaría al equilibrio un aumento de la presión.

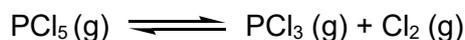
Un aumento de la P desplaza el equilibrio hacia donde haya menos moles de sustancias gaseosas:

i) Sólo existen especies gaseosas en los productos → el equilibrio se desplazará hacia la izquierda.

ii) Existen 2 moles de especies gaseosas en los productos y 3 moles en los reactivos, así que el equilibrio se desplazará hacia la derecha, donde hay menos moles de sustancias gaseosas.

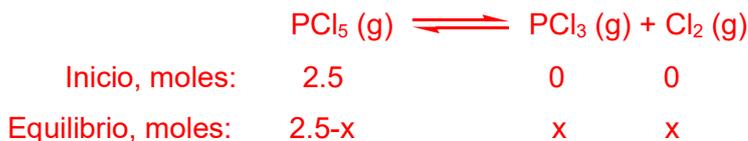
☞ **2017 (mayores de 25, opción A)**

4. En un recipiente de 10 L de capacidad y mantenido a 270 °C se hace vacío, se introducen 2.5 moles de pentacloruro de fósforo (PCl_5) y se cierra herméticamente. La presión en el interior comienza a elevarse debido a la siguiente reacción química:



Cuando se alcanza el equilibrio, la presión es de 15.6 atm

a) Calcule el número de moles de PCl_5 , PCl_3 y Cl_2 en el equilibrio.



$$\text{Número de moles totales en el equilibrio} = 2.5 - x + x + x = 2.5 + x$$

Podemos calcular el valor de x con la Ecuación de los Gases Ideales:

$$\mathbf{P \cdot V = n \cdot R \cdot T} \quad 15.6 \cdot 10 = (2.5 + x) \cdot 0.082 \cdot 543 \quad \text{Resolviendo la ecuación se obtiene } x = 1$$

Por tanto, en el equilibrio: moles de $\text{PCl}_5 = 2.5 - x = 2.5 - 1 = \mathbf{1.5 \text{ moles}}$ de PCl_5

moles de $\text{PCl}_3 = \text{moles de } \text{Cl}_2 = x = \mathbf{1 \text{ mol}}$ de PCl_3 y de Cl_2

b) Calcule K_c y K_p . Dato: $R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

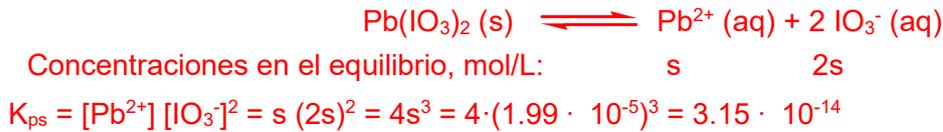
$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} \qquad K_c = \frac{\left(\frac{1}{10}\right)\left(\frac{1}{10}\right)}{\left(\frac{1.5}{10}\right)} = 6.67 \cdot 10^{-2} = K_c$$

$$K_p = K_c (R T)^{\Delta n} = 0.067 \cdot (0.082 \cdot 543)^1 = \mathbf{2.98 = K_p}$$

☞ **2017 (mayores de 25, opción B)**

5 La solubilidad del $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$ en agua es $1.99 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ a 25°C . Calcule:

a) El producto de solubilidad del $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$



b) La concentración (en g L^{-1}) de los iones IO_3^- y Pb^{2+} en una disolución saturada a 25°C .

Datos: Masas atómicas: $\text{Pb}=207.2$, $\text{I}=126.9$, $\text{O}=16$

$$[\text{Pb}^{2+}] = s = 1.99 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \quad \text{En g/L: } 1.99 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot 207.2 \text{ g/mol} = 4.12 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$

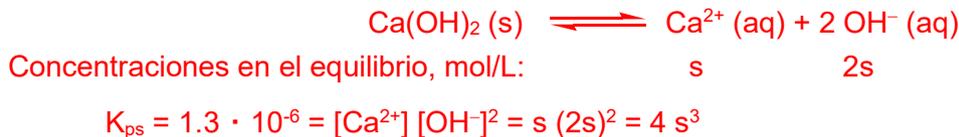
$$[\text{IO}_3^-] = 2s = 3.98 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \quad \text{El peso molecular del ion } \text{IO}_3^- \text{ es } 174.9 \text{ g/mol:}$$

$$\text{Para expresarlo en g/L: } 3.98 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot 174.9 \text{ g/mol} = 6.96 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$

Año 2018 (mayores de 25, opción A)

☞ Sabiendo que la constante del producto de solubilidad (K_{ps}) para el $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es $1.3 \cdot 10^{-6}$, calcule:

a) Su solubilidad.



$$s = \sqrt[3]{\frac{1.3 \cdot 10^{-6}}{4}} = 6.9 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

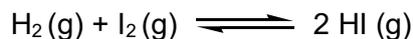
b) El pH de una disolución saturada de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2 \cdot 6.9 \cdot 10^{-3} \text{ M} = 1.38 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 1.9 \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{pH} = 12.1$$

☞ **2018 (mayores de 25, opción B)**

2. En un recipiente de 2 L se mezclan 0.124 g de H_2 y 10.668 g de I_2 a 400°C , estableciéndose el equilibrio:

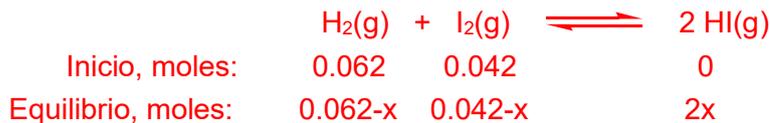


En el equilibrio se forman 0.076 moles de yoduro de hidrógeno. Calcule las constantes K_c y K_p :

Datos: $R=0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ Masas atómicas: $\text{H}=1$; $\text{I}=127$ (g/mol).

$$0.124 \text{ g H}_2 = (0.124/2) \text{ moles} = 0.062 \text{ moles de H}_2$$

$$10.668 \text{ g de I}_2 = (10.668/254) \text{ moles} = 0.042 \text{ moles de I}_2$$



Dado que $2x = 0.076 \rightarrow x = 0.038$ y por tanto conocemos el número de moles de cada especie en el equilibrio. Hay que dividir los moles entre el volumen (2L), para obtener las concentraciones:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} \quad K_c = \frac{\left(\frac{0.076}{2}\right)^2}{\left(\frac{0.062 - 0.038}{2}\right) \left(\frac{0.042 - 0.038}{2}\right)} \quad K_c = 60.17$$

$$K_p = K_c (R T)^{\Delta n} \quad \text{Dado que } \Delta n=0, \quad K_p = K_c = 60.17$$