



PROFESOR JANO

www.profesorjano.wordpress.com

QUÍMICA Equilibrio químico

Prof. Víctor M. Vitoria

Bachillerato - 668805224

FICHA DE ESTUDIO Y REPASO DE EQUILIBRIO QUÍMICO

ALGUNOS PUNTOS CLAVE

- Sobre las CONSTANTES:

- K_c y K_p son constantes para una temperatura determinada.
- Las unidades de ambas constantes son variables, dependiendo de los coeficientes estequiométricos de las especies químicas:
 - K_c : $(\text{mol/L})^n$
 - K_p : $(\text{atm})^m$
- La relación entre ellas es: $K_p = K_c (R.T)^{\Delta n}$, siendo Δn el incremento de moles: $\Delta n = \sum \text{moles de productos} - \sum \text{moles de reactivos}$ (siempre teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos)
- Evolución hacia el equilibrio:
 - $Q = K_c \rightarrow$ en equilibrio
 - $Q > K_c \rightarrow Q$ debe disminuir, por lo que se desplazará hacia la formación de reactivos.
 - $Q < K_c \rightarrow Q$ debe aumentar, por lo que se desplazará hacia la formación de productos.
- Las constantes tienen distinto valor según cómo se haya ajustado el equilibrio.
- Recuerda que la expresión de K_c viene dada en **concentraciones**, por lo que habrá que dividir el número de moles de las sustancias en el equilibrio entre el volumen.

- METODOLOGÍA:

Etapa	$\text{Cl}_2(\text{g})$	+	$2 \text{NO}(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{NOCl}(\text{g})$
Inicialmente	n_1		n_2		
Reaccionan	x		$2x$		
En equilibrio	$n_1 - x$		$n_2 - 2x$		$2x$

- CONCEPTO DE GRADO DE DISOCIACIÓN. "α"

- Def. es la cantidad de reactivo que se disocia por cada mol de reactivo.
- Sólo tiene sentido en una disociación, es decir, cuando una sustancia se descompone.
- Se puede calcular a partir de "x" y la siguiente proporción:
 - Si de n moles reaccionan x

○ Por 1 mol reaccionarán $\alpha \Rightarrow x = n \cdot \alpha$

Inicial	Se dis- oc.	Queda
1	α	$1 - \alpha$
2	2α	$2 - 2\alpha = 2(1 - \alpha)$
$7/5$	$7/5\alpha$	$7/5 - 7/5\alpha = 7/5(1 - \alpha)$
C_o	$C_o \cdot \alpha$	$C_o - C_o \alpha = C_o(1 - \alpha)$

- PRINCIPIO DE LE CHATELIER: cuando en un sistema en equilibrio se produce una modificación de las variables que lo determinan (concentración, presión o temperatura), el equilibrio se desplaza en el sentido en que tiene a oponerse a dicha variación.

- Temperatura:
 - Si $T^a \uparrow \rightarrow$ sentido endotérmico
 - Si $T^a \downarrow \rightarrow$ sentido exotérmico
- Presión:
 - Si $\uparrow P \rightarrow$ hacia disminución del número de moles gaseosos.
 - Si $\downarrow P \rightarrow$ hacia un aumento del número de moles gaseosos.
- Concentración:
 - Si se añaden reactivos: se desplaza hacia los productos.
 - Si se añaden productos: se desplaza hacia los reactivos.

- EQUILIBRIOS HETEROGÉNEOS:

- Intervienen sustancias en distintos estados de agregación.
- En las constantes sólo intervienen sustancias gaseosas.

A continuación se presentan cuatro problemas y posteriormente su resolución. Intenta hacerlos hasta llegar al resultado sin mirar la resolución, es el modo para comprobar si dominas el tema o no.



PROBLEMAS PROPUESTOS

Problema nº 1

En un matraz de un litro introducimos 0'0200 moles de PCl_5 sólido, cerramos el matraz, hacemos el vacío y lo calentamos a 200°C . El PCl_5 se volatiliza y entonces se descompone en un 46 % en PCl_3 y Cl_2 . Calcule:

- La constante de equilibrio.
- Las nuevas concentraciones en el equilibrio si, a la misma temperatura, añadimos 0'0100 moles de Cl_2 .

Problema nº 2

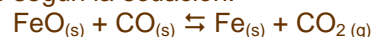
A 50°C y 1 atm de presión, el N_2O_4 se disocia en un 40 % según la reacción:



Halla el grado de disociación, a la misma temperatura, pero a la presión de 10 atm.

Problema nº 3

El óxido de hierro(II) es reducido a hierro metálico mediante la acción del monóxido de carbono según la ecuación:



Cuando la reacción llega al equilibrio, a la temperatura de 1000°C , la composición en masa de la mezcla gaseosa es de 61'25 % de CO y de 38'75 % de CO_2 . Calcular K_p .

Problema nº 4

A una temperatura de 400°C el amoníaco se disocia en un 40 % en nitrógeno e hidrógeno, cuando la presión total del sistema es de 0'93 atm.

- Calcule la fracción molar de cada una de las especies en el equilibrio.
- Calcule K_p a la misma temperatura.
- Indique cómo variará la concentración de amoníaco en el equilibrio:
 - Al aumentar la presión.
 - Al añadir nitrógeno.

Ajuste para dos moles de NH_3 .

RESOLUCIONES:

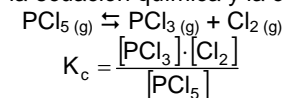
Problema nº 1

En un matraz de un litro introducimos 0'0200 moles de PCl_5 sólido, cerramos el matraz, hacemos el vacío y lo calentamos a 200°C . El PCl_5 se volatiliza y entonces se descompone en un 46 % en PCl_3 y Cl_2 . Calcule:

- La constante de equilibrio.
- Las nuevas concentraciones en el equilibrio si, a la misma temperatura, añadimos 0'0100 moles de Cl_2 .

Solución

Escribamos en primer lugar la ecuación química y la constante de equilibrio:



Organizando la información en forma de tabla:

	PCl_5	PCl_3	Cl_2
Concentraciones iniciales	0'0200	0	0
Concentración equilibrio	0'0200 - x	x	x

Donde tenemos que x es igual a la concentración inicial, c, por el grado disociación, α : $x = c \cdot \alpha = 0'02 \cdot 0'046 = 0'0092$

	PCl_5	PCl_3	Cl_2
Concentraciones equilibrio	0'0108	0'0092	0'0092

Sustituyendo estos valores en la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{0'0092 \cdot 0'0092}{0'0108} = 7'83 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$



Al agregar 0'0100 moles de cloro a temperatura constante, como la K_c debe permanecer invariable, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, el equilibrio tenderá a consumirlos por lo que se desplazará hacia la izquierda. Metodológicamente, se inicial este apartado del problema tomando como condiciones iniciales, las concentraciones del equilibrio del apartado anterior.



	PCl ₅	PCl ₃	Cl ₂
Concentraciones iniciales	0'0108	0'0092	0'0192
Concentración equilibrio	0'0108 + x	0'0092 - x	0'0092 + 0'01 - x

$$K_c = \frac{(0'0092 - x) \cdot (0'0192 - x)}{(0'0180 + x)} = 7'83 \cdot 10^7$$

Resolviendo la ecuación de segundo grado:

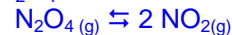
$$x = 0'00275 \text{ mol/L}$$

Por lo tanto, las concentraciones en el nuevo equilibrio serán:

$$[\text{PCl}_5] = 0'0135 \text{ mol/L} ; [\text{PCl}_3] = 0'0065 \text{ mol/L} ; [\text{Cl}_2] = 0'0165 \text{ mol/L}$$

Problema nº 2

A 50°C y 1 atm de presión, el N₂O₄ se disocia en un 40 % según la reacción:



Halla el grado de disociación, a la misma temperatura, pero a la presión de 10 atm.

Solución

La constante de equilibrio será:

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

Calculo de las presiones parciales:

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{n^{\circ} \text{ moles N}_2\text{O}_4}{n^{\circ} \text{ moles totales}} \cdot P_T ; P_{\text{NO}_2} = \frac{n^{\circ} \text{ moles NO}_2}{n^{\circ} \text{ moles totales}} \cdot P_T$$

	N ₂ O ₄	NO ₂	
Número moles iniciales	c	0	Donde: x = c · α
Número moles equilibrio	c - x	2x	
	c (1 - α)	2 c α	

Número de moles totales en el equilibrio = c + cα = c (1 + α)

Por lo tanto:

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{c \cdot (1 - \alpha)}{c \cdot (1 + \alpha)} \cdot P_T ; P_{\text{NO}_2} = \frac{2 \cdot c \cdot \alpha}{c \cdot (1 + \alpha)} \cdot P_T$$

$$K_p = \frac{\frac{2^2 c^2 \alpha^2}{c^2 \cdot (1 + \alpha)^2} \cdot P_T}{\frac{c \cdot (1 - \alpha)}{c \cdot (1 + \alpha)} \cdot P_T} = \frac{4\alpha^2}{(1 + \alpha) \cdot (1 - \alpha)} \cdot P_T = \frac{4\alpha^2}{1 - \alpha^2} \cdot 1 = \frac{4 \cdot 0'40^2}{1 - 0'40^2} = 0'762$$

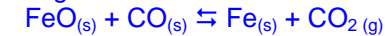
Al no cambiar la temperatura, K_p es constante, luego a 10 atm se puede aplicar la expresión anterior y despejar el nuevo α'.

$$K_p = \frac{4\alpha'^2}{1 - \alpha'^2} \cdot 10 = 0'762 \Rightarrow \alpha' = 0'137$$

Luego el nuevo grado de disociación es del 13'7 %

Problema nº 3

El óxido de hierro(II) es reducido a hierro metálico mediante la acción del monóxido de carbono según la ecuación:



Cuando la reacción llega al equilibrio, a la temperatura de 1000°C, la composición en masa de la mezcla gaseosa es de 61'25 % de CO y de 38'75 % de CO₂. Calcular K_p.

Solución

Como puedes ver se trata de un equilibrio heterogéneo. Pero lo importante es que comprendas cómo usar los porcentajes. Se trata de porcentajes en peso, por lo que tendrás que pasarlo a un porcentaje en moles para poder trabajar con fracciones molares. Éstas son imprescindibles para el cálculo de presiones parciales. Recuerda: sólo intervienen en la expresión del equilibrio las sustancias gaseosas.



Pasando los porcentajes de masa a fracciones molares:

$$61'25 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{28 \text{ g}} = 2'19 \text{ moles de CO} ; 38'75 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44 \text{ g CO}_2} = 0'88 \text{ moles CO}_2$$



PROFESOR JANO

www.profesorjano.wordpress.com

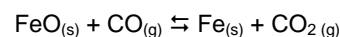
QUÍMICA Equilibrio químico

Prof. Víctor M. Vitoria

Bachillerato - 668805224

$$X_{\text{CO}} = \frac{2'19 \text{ moles}}{(2'19 + 0'88) \text{ moles}} = 0'713 ; X_{\text{CO}_2} = \frac{0'88 \text{ moles}}{(2'19 + 0'88) \text{ moles}} = 0'2866$$

La K_p de la reacción no dependerá ni del FeO ni del Fe porque son sólidos



$$K_p = \frac{P_{\text{CO}_2}}{P_{\text{CO}}} = \frac{X_{\text{CO}_2} \cdot P_T}{X_{\text{CO}} \cdot P_T} = \frac{0'2866}{0'7134} = 0'402 \text{ atm}$$

Como en esta reacción $\Delta n = 0$ (aunque en este caso daría igual, a la hora de calcular el incremento de moles en un equilibrio heterogéneo, sólo hay que tener en cuenta el número de moles gaseosos de reactivos y productos), $K_p = K_c$.

Problema nº 4

A una temperatura de 400°C el amoníaco se disocia en un 40 % en nitrógeno e hidrógeno, cuando la presión total del sistema es de 0'93 atm.

- Calcule la fracción molar de cada una de las especies en el equilibrio.
- Calcule K_p a la misma temperatura.
- Indique cómo variará la concentración de amoníaco en el equilibrio:
 - Al aumentar la presión.
 - Al añadir nitrógeno.

Solución

Llamando n_i al número de moles iniciales de NH_3 sin disociar:

	2 NH_3	$\text{N}_2_{(g)}$	3 $\text{H}_2_{(g)}$
Moles iniciales	n_i		
Moles en el equilibrio	$n_i (1 - \alpha)$	$\frac{1}{2} n_i \alpha$	$\frac{3}{2} n_i \alpha$

Los moles totales en el equilibrio son: $n_t = n_i (1 - \alpha) + \frac{1}{2} n_i \alpha + \frac{3}{2} n_i \alpha = n_i (1 + \alpha)$

Las expresiones de las fracciones molares son:

$$X(\text{NH}_3) = \frac{n_i \cdot (1 - \alpha)}{n_i \cdot (1 + \alpha)} = \frac{0'60}{1'40} = 0'429$$

$$X(\text{N}_2) = \frac{\frac{1}{2} \cdot n_i \cdot \alpha}{n_i \cdot (1 + \alpha)} = \frac{0'50 \cdot 0'40}{1'40} = 0'143$$

$$X(\text{H}_2) = \frac{\frac{3}{2} \cdot n_i \cdot \alpha}{n_i \cdot (1 + \alpha)} = \frac{1'5 \cdot 0'40}{1'40} = 0'429$$

b) Para calcular K_p , recordemos que las presiones parciales, en una mezcla gaseosa, viene dada por: $p_i = X_i \cdot P_T$.

$$P(\text{NH}_3) = 0'429 \times 0'93 = 0'40 \text{ atm}$$

$$P(\text{N}_2) = 0'143 \times 0'93 = 0'13 \text{ atm}$$

$$P(\text{H}_2) = 0'429 \times 0'93 = 0'40 \text{ atm}$$

(puedes comprobar como $\Sigma P_i = P_T$)

Sustituyendo estos valores en la expresión de K_p :

$$K_p = \frac{P_{\text{N}_2} \cdot P^3_{\text{H}_2}}{P^2_{\text{NH}_3}} = \frac{0'13 \cdot 0'4^3}{0'4^2} = 5'2 \cdot 10^{-2}$$

c)

Al aumentar la presión, el equilibrio se desplaza hacia el miembro de menor número de moléculas, en este caso hacia la izquierda (menor disociación del NH_3)

Al añadir nitrógeno, de acuerdo con el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda.



Si quieres saber un poco más: En general, cuando a un sistema en equilibrio (a presión y temperatura constantes) se le añade uno de los componentes, el sistema responde oponiéndose a esa adición, desplazándose el equilibrio hacia el otro miembro de la ecuación. Sin embargo, hay algunos casos en que esto no se cumple siempre y uno de ellos es el de la síntesis o disociación del amoníaco. Como la presión es constante, la adición de N_2 produce un aumento de presión parcial, pero al mismo tiempo, una disminución de H_2 . Por lo tanto se producen dos cambios que dan lugar a efectos contrapuestos y no se puede predecir, de forma cualitativa, el desplazamiento del equilibrio. En ello influye mucho la relación de los coeficientes estequiométricos 1/3 para N_2/H_2 , y la composición de la mezcla. En este caso, se ha demostrado que, al añadir nitrógeno, si su fracción molar era menor de 0'5, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, pero si $x(\text{NH}_3) > 0'5$, el equilibrio se desplaza hacia la derecha (se disocia más amoníaco). En el caso de volumen constante no existen estas contradicciones al principio de Le Chatelier.