

Ejercicio 1. La reacción química $2A + B \rightarrow C$ tiene como ecuación de velocidad $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$. Responda razonadamente:

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

b) Determine las unidades de la constante de velocidad. c) ¿Se puede considerar que, durante el transcurso de la reacción química, la velocidad de la reacción permanece constante?

d) ¿La velocidad de desaparición de b es igual que la velocidad de aparición de c?

a) El orden total se calcula mediante la ecuación de la velocidad.

$v = k \cdot [A]^n \cdot [B]^m$ El orden total viene dado por la expresión $m + n$. En este caso:

$$n + m = 2 + 1 = 3.$$

b) Las unidades de la constante de la velocidad se determinan despejando "k" de la expresión anterior:

$$k = \frac{v}{[A]^n \cdot [B]^m}$$

- v [mol · L⁻¹ · s⁻¹]
- [A] y [B] [mol · L⁻¹]

$$[k] = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})} = \text{L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

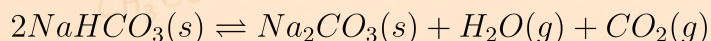
c) No. La concentración de los reactivos inicialmente es mayor que al final y, como vemos en la expresión de la velocidad, es directamente proporcional a la concentración de A y B.

d) Sí. La relación entre las velocidades de desaparición y aparición viene dada por los coeficientes estequiométricos:

$$v = -\frac{1}{2} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{1} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{1} \frac{d[C]}{dt}$$

Dado que los coeficientes de B y C son ambos 1, la velocidad a la que desaparece B es numéricamente igual a la velocidad a la que aparece C.

Ejercicio 2. El equilibrio de descomposición del NaHCO_3 puede expresarse como:



Para estudiar este equilibrio en el laboratorio, se depositaron 200 g de NaHCO_3 en un recipiente cerrado de 25 L, en el que previamente se hizo el vacío y se calentó a 110°C . La presión en el interior del recipiente, una vez alcanzado el equilibrio, fue de 1,65 atm. Calcule:

- La masa de NaHCO_3 que queda en el recipiente tras alcanzarse el equilibrio a 110°C .
- El valor de K_p y K_c a esa temperatura.

Datos:

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

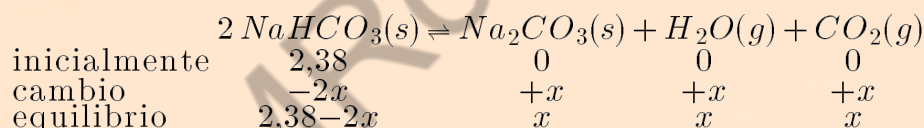
Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; O = 16; Na = 23

Situación inicial	Situación final
T = 110°C (383 K)	T = 110°C (383 K)
v = 25 L	v = 25 L
	p = 1,65 atm

1º) Calcular moles iniciales de NaHCO_3 .

$$M_m(\text{NaHCO}_3) = 23 + 1 + 12 + 48 = 84 \text{ g/mol}$$

$$n_0 = 200 \text{ g NaHCO}_3 \cdot \left(\frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84 \text{ g NaHCO}_3} \right) = 2,38 \text{ mol NaHCO}_3$$



2º) Con la fórmula de gases ideales ($pV = nRT$) podemos calcular los moles finales totales.

$$n_f = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,65 \text{ atm} \cdot 25 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 383 \text{ K}} = 1,313 \text{ mol de gas}$$

Sabemos que los únicos moles que intervienen en ese total son los moles de las moléculas gaseosas (H_2O y CO_2). Por tanto:

$$x + x = 1,313 \text{ mol}$$

$$x = \frac{1,313}{2} = 0,6565 \text{ mol}$$

$$n_{eq}(NaHCO_3) = n_0 - 2x = 2,38 \text{ mol} - 1,313 \text{ mol} = 1,067 \text{ mol}$$

Lo pasamos a gramos:

$$m_f(NaHCO_3) = 1,067 \text{ mol} \cdot \frac{84 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 89,63 \text{ g}$$

b) Cálculo de K_p

En la expresión de K_p solo participan las especies gaseosas (H_2O y CO_2). Como se generan en relación estequiométrica 1:1 a partir del vacío, sus presiones parciales son iguales a la mitad de la presión total (1,65 atm):

$$P_{H_2O} = P_{CO_2} = \frac{P_{total}}{2} = \frac{1,65 \text{ atm}}{2} = 0,825 \text{ atm}$$

Sustituimos en la expresión de la constante:

$$K_p = P_{H_2O} \cdot P_{CO_2} = (0,825) \cdot (0,825) = 0,681$$

Cálculo de K_c

Utilizamos la relación entre ambas constantes, donde Δn es la variación de moles de gas en la ecuación ajustada ($\Delta n = 1 + 1 = 2$):

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \Rightarrow K_c = \frac{K_p}{(R \cdot T)^2}$$

Sustituimos los valores ($R = 0,082$ y $T = 383 \text{ K}$):

$$K_c = \frac{0,681}{(0,082 \cdot 383)^2} = \frac{0,681}{(31,406)^2} \approx 6,9 \cdot 10^{-4}$$

Ejercicio 3. Explique cómo afectan los siguientes cambios al equilibrio:



a) Elevar la temperatura.

b) Retirar H_2 .

c) Introducir HI.

d) Añadir un catalizador.

a) La reacción es endotérmica ($\Delta H > 0$), lo que significa que absorbe calor para producir productos. Al aumentar la temperatura, el sistema intentará consumir ese exceso de energía desplazándose hacia el sentido que absorbe calor.

Efecto: El equilibrio se desplaza hacia la derecha (formación de productos, HI)

b) Al disminuir la concentración de un reactivo, el sistema intentará restablecerlo consumiendo parte de los productos.

Efecto: El equilibrio se desplaza hacia la izquierda (formación de reactivos).

c) Al aumentar la concentración de un producto, el sistema buscará eliminar ese exceso consumiéndolo para generar reactivos.

Efecto: El equilibrio se desplaza hacia la izquierda (formación de reactivos).

d) Un catalizador modifica la energía de activación tanto de la reacción directa como de la inversa, lo que aumenta la velocidad con la que se alcanza el equilibrio, pero no altera las concentraciones finales.

Efecto: No afecta a la posición del equilibrio ni lo desplaza en ningún sentido.

Ejercicio 4. La reacción $A + 2B \rightarrow C$ es de primer orden respecto a cada uno de los reactivos. Cuando la concentración de A es 0,2 M y la de B es 0,8 M, la velocidad de formación de C es $5,6 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

a) Determine la constante de velocidad.

b) ¿Cuánto valdrá la velocidad en el momento en que $[A] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ y $[B] = 0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

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

d) Razone cómo afectaría a la velocidad de la reacción la adición de un catalizador.

a) Como el enunciado indica que es de primer orden respecto a cada reactivo, la expresión es:

$$v = k \cdot [A]^1 \cdot [B]^1$$

Sustituimos los datos iniciales conocidos:

$$v = 5,6 \cdot 10^{-1} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$[A] = 0,2 \text{ M}$$

$$[B] = 0,8 \text{ M}$$

$$5,6 \cdot 10^{-1} = k \cdot (0,2) \cdot (0,8)$$

$$5,6 \cdot 10^{-1} = k \cdot 0,16$$

$$k = \frac{0,56}{0,16} = 3,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

b) Usamos la constante k hallada y las nuevas concentraciones:

$$[A] = 0,1 \text{ M}$$

$$[B] = 0,4 \text{ M}$$

$$v = 3,5 \cdot (0,1) \cdot (0,4)$$

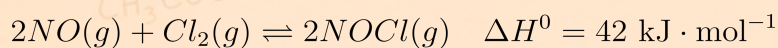
$$v = 0,14 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) El orden total es la suma de los exponentes de la ecuación de velocidad:

$$\text{Orden total} = 1(\text{de A}) + 1(\text{de B}) = 2$$

d) La adición de un catalizador aumenta la velocidad de la reacción. Esto ocurre porque el catalizador proporciona un mecanismo de reacción alternativo con una menor energía de activación. Al disminuir esta barrera energética, un mayor número de colisiones entre moléculas son eficaces, incrementando el valor de la constante de velocidad (k).

Ejercicio 5. Dado el siguiente equilibrio:



Conteste razonadamente a cada una de las siguientes cuestiones:

a) ¿Qué efecto producirá sobre la concentración de NO(g) la adición de Cl₂(g)?

b) ¿Hacia dónde se desplazará el equilibrio al aumentar la temperatura?

c) ¿Qué efecto producirá sobre la concentración de NOCl(g) aumentar el volumen del reactor a temperatura constante?

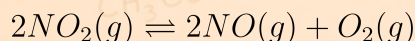
d) ¿Hacia dónde se desplazará el equilibrio al añadir un catalizador?

a) La concentración de NO(g) disminuirá. Al añadir un reactivo (Cl₂), el equilibrio se desplaza a la derecha para consumirlo, gastando también parte del NO presente.

b) Se desplaza hacia la derecha (productos). Como la reacción es endotérmica ($\Delta H^0 > 0$), el aumento de temperatura favorece el sentido que absorbe calor.

c) La concentración de NOCl(g) disminuirá. Al aumentar el volumen, la presión disminuye; el equilibrio se desplaza hacia donde hay más moles de gas (izquierda, 3 moles frente a 2) para compensar, consumiendo NOCl.

d) No se desplaza. El catalizador solo altera la velocidad para alcanzar el equilibrio, pero no modifica la posición del mismo.

Ejercicio 6. El NO_2 se descompone según el equilibrio:


En un recipiente de 2 L a 25 °C se introduce NO_2 (g) hasta que su presión es 21,1 atm. Posteriormente, se calienta a 300 °C hasta alcanzar el equilibrio y se observa que la presión es 50 atm.

a) Calcule el valor de K_c .

b) Calcule el valor de K_p y el grado de disociación del NO_2 en esas condiciones.

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

a)

Situación inicial	Situación final
T = 25 °C (298 K)	T = 300 °C (573 K)
v = 2 L	v = 2 L
p = 21,1 atm	p = 50 atm

Situación inicial

Inicialmente, los moles totales se corresponden con los moles de NO_2 , ya que es el único gas presente. Mediante la ecuación de los gases ideales podemos calcular dicho número de moles.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies n_0 = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n_0 = \frac{21,1 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}} = \frac{42,2}{24,436} \approx 1,727 \text{ mol de } \text{NO}_2$$

Una vez calculados, podemos establecer la tabla en la situación de equilibrio.

	$2\text{NO}_2(g)$	\rightleftharpoons	$2\text{NO}(g)$	$+$	$\text{O}_2(g)$
Inicial (mol)	1,727		0		0
Cambio (mol)	-2x		+2x		+x
Equilibrio (mol)	1,727 - 2x		2x		x

Situación final

Usamos la presión total medida en el equilibrio (50 atm) a la temperatura de 573 K:

$$n_{eq} = \frac{P_{total} \cdot V}{R \cdot T_{final}} = \frac{50 \cdot 2}{0,082 \cdot 573} = \frac{100}{46,986} \approx 2,128 \text{ mol} = n_{totales}$$

$$n_{totales} = n_{\text{NO}_2} + n_{\text{NO}} + n_{\text{O}_2}$$

$$n_{totales} = (1,727 - 2x) + 2x + x = 1,727 + x = 2,128 \text{ mol}$$

A partir de esta expresión, se puede despejar el valor de x:

$$x = 2,128 - 1,727 = 0,401 \text{ mol}$$

Con la x calculada, ya podemos calcular la K_c :

$$K_c = \frac{\left(\frac{n_{NO}}{V}\right)^2 \cdot \left(\frac{n_{O_2}}{V}\right)}{\left(\frac{n_{NO_2}}{V}\right)^2}$$

Para $V = 2L$:

$$K_c = \frac{(0,401)^2 \cdot 0,2005}{(0,4625)^2}$$

$$K_c = \frac{0,1608 \cdot 0,2005}{0,2139} \approx 0,151$$

b) $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 0,151 \cdot (0,082 \cdot 573)^{3-2} = 7,09$

$$\alpha = \frac{\text{moles reaccionados}}{\text{moles iniciales}} = \frac{n_{\text{disociados}}}{n_0}$$

$$n_{\text{disociados}} = 2x = 2 \cdot 0,401 = 0,802 \text{ mol}$$

$$\alpha = \frac{n_{\text{disociados}}}{n_0} = \frac{0,802}{1,727} = 0,464$$